



---

# **PROBLEMAS Y CUESTIONES DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA**

---

**(VOLUMEN 4: CUESTIONES DE  
ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA  
PERIÓDICO Y GEOMETRÍA  
MOLECULAR)**

**SERGIO MENARGUES  
FERNANDO LATRE  
NOVIEMBRE 2011**



## **INTRODUCCIÓN**

*El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los, cada vez más escasos, estudiantes de 2º de bachillerato que eligen las opciones de “Ciencias”, “Ciencias de la Salud” e “Ingeniería y Arquitectura”. Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.*

*En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.*

*Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de los exámenes propuestos en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.*

*En el material original se presentan los exámenes correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2011) así como otros exámenes correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido sólo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.*

*Las cuestiones son de respuestas múltiples y se han clasificado por materias, de forma que al final de cada bloque de cuestiones se indican las soluciones correctas. Los problemas se presentan completamente resueltos. En la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema. En las cuestiones y en los problemas se ha indicado la procedencia y el año.*

*Los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:*

*Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez y Cristina Pastoriza (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel (Castilla y León), Ana Tejero (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández (Baleares), Fernando Nogales (Málaga).*

*Finalmente, los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.*

*Los autores*

**11. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO**

11.1. Los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn (II) y Ni (II) son, respectivamente:

- Iones  $d^5$  y  $d^7$ .
- Ambos iones son  $d^5$ .
- Iones  $d^5$  y  $d^8$ .
- Iones  $d^6$  y  $d^9$ .
- Ambos iones son  $d^8$ .

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005)

La estructura electrónica abreviada del Mn ( $Z = 25$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”*,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

El  $\text{Mn}^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^5$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

- De la misma forma, para Ni ( $Z = 28$ ) la estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ :

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

El  $\text{Ni}^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^8$ :

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

La respuesta correcta es la c.

11.2. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas?

- Ne y Ar
- $\text{F}^-$  y  $\text{Cl}^-$
- Ne y  $\text{F}^-$
- $\text{Na}^+$  y  $\text{K}^+$
- $\text{Na}^+$  y Na

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Murcia 2011)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

- Falso. El elemento con símbolo Ne es el neón y pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Ar es el argón y pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

b) Falso. El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta 1 electrón en su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta 1 electrón en su capa más externa.

c) **Verdadero.** El elemento con símbolo **Ne** es el neón y pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  **$[\text{He}] 2s^2 2p^6$** .

▪ El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  **$[\text{He}] 2s^2 2p^6$**  ya que capta 1 electrón en su capa más externa.

d) Falso. El elemento con símbolo Na es el sodio y pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede 1 electrón de su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que cede 1 electrón de su capa más externa.

e) Falso. El elemento con símbolo Na es el sodio y pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ .

▪ La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede 1 electrón de su capa más externa.

La respuesta correcta es la **c**.

*11.3. El número atómico de un elemento viene dado por:*

*a) El año en que fue descubierto ese elemento.*

*b) El número de neutrones que posee su núcleo atómico.*

*c) Su masa atómica.*

*d) El número de protones existente en el átomo de dicho elemento.*

*(O.Q.L. Murcia 1996)*

De acuerdo con la ley periódica de *H. Moseley*, el número atómico de un elemento viene dado por el número de cargas positivas, protones, que existen en su núcleo.

La respuesta correcta es la **d**.

11.4. Al hablar de partículas elementales en reposo es cierto que:

- a) La masa del protón es aproximadamente 100 veces la del electrón.
- b) La masa del protón es igual a la del electrón.
- c) La masa del electrón es cero.
- d) La masa del protón es casi igual, pero ligeramente inferior, a la del neutrón.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a-b) Falso. *J.J. Thomson*, comparando la carga específica (m/e) de los rayos catódicos (electrones) y la de los rayos canales del hidrógeno (protones), propuso que la masa de éstos últimos era 1837 veces mayor que la de los electrones.

c) Falso. Según descubrió *J.J. Thomson*, los rayos catódicos (electrones) eran desviados por campos magnéticos lo que indicaba que se trataba de partículas materiales y no de ondas electromagnéticas.

d) **Verdadero**. Los neutrones son partículas con una masa ligeramente superior a la de los protones.

La respuesta correcta es la **d**.

11.5. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:

- a) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta del electrón.
- b) Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
- c) La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
- d) Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.

(O.Q.L. Murcia 1996)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por *W. Heisenberg* dice que:

*“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.*

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \longrightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.6. El modelo de Bohr y el principio de incertidumbre son:

- a) Compatibles siempre.
- b) Compatibles si se supone que la masa del electrón es función de su velocidad.
- c) Compatibles para un número cuántico  $n > 6$ .
- d) Incompatibles siempre.

(O.Q.L. Murcia 1996)

▪ El modelo atómico propuesto por *N. Bohr* habla de certezas, ya que permite conocer de forma exacta que el electrón del átomo de hidrógeno gira a una determinada distancia del núcleo, con una determinada velocidad y con una determinada energía.

▪ El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por *W. Heisenberg* dice que:

*“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.*

por lo que al tratar de determinar la posición exacta de un electrón se altera su velocidad y energía.

La respuesta correcta es la **d**.

11.7. ¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos es imposible para un electrón en un átomo?

	$n$	$l$	$m$
a)	1	0	0
b)	3	1	2
c)	4	3	1
d)	2	1	0

(O.Q.L. Murcia 1996)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad s = \pm \frac{1}{2}$$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si  $l = 1$ , el valor de  $m$  sólo puede ser 1, 0, -1.

La respuesta correcta es la **b**.

11.8. La famosa experiencia de Millikan, realizada con gotas de aceite, permitió:

- Determinar la masa del protón y neutrón.
- Calcular la densidad relativa del aceite y del agua con una gran precisión.
- Establecer la carga del electrón.
- Medir la longitud del enlace C-C de los existentes en la molécula de aceite.
- Establecer el patrón internacional de densidades (IDP).
- Medir la constante de Planck.
- La relación carga/masa de la partícula alfa.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2004)

La experiencia de la gota de aceite realizada por R. Millikan en 1907 permitió determinar la carga del electrón,  $e = -4,77 \cdot 10^{-10}$  u.e.e. ( $-1,592 \cdot 10^{-19}$  C). Este valor fue corregido en los años treinta cuando se midió correctamente la viscosidad del aceite,  $e = -1,602 \cdot 10^{-19}$  C.

La respuesta correcta es la **c**.

(Esta cuestión ha sido propuesta en varias ocasiones combinando diferentes respuestas posibles).

11.9. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:

- 19, 20, 19
- 19, 39, 20
- 19, 19, 39
- 19, 19, 20
- 20, 19, 19

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.



El isótopo  ${}^{39}_{19}\text{K}$  está integrado por

19 protones
19 electrones
20 neutrones

La respuesta correcta es la **d**.

11.10. Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica:

- a) El número atómico de los iones  $\text{Na}^+$  es igual al del Ne.
- b) El número de electrones de ion  $\text{Na}^+$  es igual al del Ne.
- c) Los iones  $\text{Na}^+$  y los átomos de Ne tienen diferente comportamiento químico.
- d) Los iones  $\text{Na}^+$  y los átomos de Ne son isótopos.
- e) Los iones  $\text{Na}^+$  y los átomos de Ne reaccionan entre sí.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Almería 2005)

Si el elemento Ne precede al elemento Na en la tabla periódica, su número atómico es unidad menor, por lo que de acuerdo con el concepto de número atómico el Ne tiene un protón y un electrón menos que el Na.

- a) Falso. El ion  $\text{Na}^+$  tiene un electrón menos que el átomo de Na pero el número de protones (número atómico) de ambas especies es el mismo.
- b) **Verdadero**. El ion  $\text{Na}^+$  tiene un electrón menos que el átomo de Na y por tanto, el mismo número de electrones que el átomo de Ne.
- c) Falso. El ion  $\text{Na}^+$  y el átomo de Ne tienen el mismo comportamiento químico ya que poseen idéntica configuración electrónica, son especies isoelectrónicas.
- d) El ion  $\text{Na}^+$  y el átomo de Ne no son isótopos, ya que para serlo deberían tener el mismo número atómico (no lo tienen) y diferente número másico (desconocido).
- e) Falso. El ion  $\text{Na}^+$  y el átomo de Ne tienen idéntica configuración electrónica externa,  $2s^2 2p^6$ , de gas inerte que les confiere gran estabilidad e inercia química.

La respuesta correcta es la **b**.

11.11. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para  $n, l, m, s$ , representa una de las soluciones permitidas de la ecuación de ondas para el átomo de hidrógeno?

	$n$	$l$	$m$	$s$
a)	2	0	3	$-\frac{1}{2}$
b)	2	0	0	$\frac{1}{2}$
c)	2	1	-1	$\frac{1}{3}$
d)	4	2	3	$-\frac{1}{2}$
e)	5	6	1	$\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si  $l = 0$ , el valor de  $m$  debe ser 0.
- b) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- c) Prohibido. El valor de  $s$  sólo puede ser  $\frac{1}{2}$  ó  $-\frac{1}{2}$ .
- d) Prohibido. Si  $l = 2$ , el valor de  $m$  sólo puede ser -2, -1, 0, 1, 2.

e) Prohibido. Si  $n = 5$ , el valor de  $l$  sólo puede ser 0, 1, 2, 3 y 4.

La respuesta correcta es la **b**.

11.12. Señale la proposición correcta:

a) La longitud de onda característica de una partícula elemental depende de su carga.

b) La transición  $n = 1$  a  $n = 3$  en el átomo de hidrógeno requiere más energía que la transición  $n = 2$  a  $n = 5$ .

c) Dos fotones de 400 nm tienen distinta energía que uno de 200 nm.

d) Los fotones de luz visible (500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (10000 nm).

e) Las energías de los electrones de H y  $He^+$  son iguales si el número cuántico  $n$  es el mismo.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

a) Falso. La longitud de onda asociada a una partícula se calcula mediante la ecuación de Louis de Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \longrightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

b) **Verdadero**. La energía asociada a una transición electrónica, en kJ, se calcula mediante la expresión de Bohr:

$$\Delta E = 1312 \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

La energía asociada a las transiciones electrónicas propuestas son:

$$\left. \begin{aligned} \Delta E_{1 \rightarrow 3} &= 1312 \left[ \frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right] = 1166 \text{ kJ} \\ \Delta E_{2 \rightarrow 5} &= 1312 \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right] = 276 \text{ kJ} \end{aligned} \right\} \longrightarrow \Delta E_{1 \rightarrow 3} > \Delta E_{2 \rightarrow 5}$$

c) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Las energías correspondientes a un fotón de 200 nm y de 400 nm son, respectivamente:

$$E_{200} = \frac{h \cdot c}{200} \quad E_{400} = \frac{h \cdot c}{400}$$

La energía correspondiente a 2 fotones de 400 nm es:

$$2 E_{400} = 2 \frac{h \cdot c}{400} \longrightarrow E_{200} = 2 E_{400}$$

d) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

La energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por tanto el fotón de luz visible (500 nm) tiene mayor energía que fotón de luz infrarroja (10000 nm).

e) Falso. Según el modelo de *Bohr*, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

Las estructuras electrónicas del H y He<sup>+</sup> son idénticas, 1s<sup>1</sup>, se trata de especies isoelectrónicas en las que n = 1, sin embargo el número atómico Z es diferente para ambas, 1 para el H y 2 para el He.

Las energías de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} E_{\text{H}} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{1^2}{1^2} = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \\ E_{\text{He}^+} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{2^2}{1^2} = -8,72 \cdot 10^{-18} \text{ J} \end{array} \right\} \longrightarrow E_{\text{He}^+} > E_{\text{H}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.13. Señale la proposición correcta:

- a) El número de electrones de los iones Na<sup>+</sup> es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.
- b) El número atómico de los iones Na<sup>+</sup> es igual al del gas noble Ne.
- c) Los iones Na<sup>+</sup> y los átomos del gas noble Ne son isótopos.
- d) El número de protones de los iones <sup>23</sup>Na<sup>+</sup> es igual al de los átomos de <sup>22</sup>Ne.
- e) La masa atómica de los iones <sup>23</sup>Na<sup>+</sup> es igual al de los átomos de <sup>22</sup>Ne.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. Asturias 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- Isótopos son átomos con el mismo número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (diferente número de neutrones).

a) **Verdadero**. La estructura electrónica del ion Na<sup>+</sup> es la del átomo de sodio (grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico) [Ne] 3s<sup>1</sup> pero con un electrón menos, [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> y la estructura electrónica del Ne (grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico) es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>. Ambas tienen 10 electrones, se trata de especies químicas isoelectrónicas.

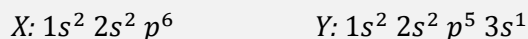
b-d) Falso. De acuerdo con las estructuras electrónicas escritas en el apartado anterior, el número atómico o de protones del Na y por tanto del ion Na<sup>+</sup> es 11, mientras que del Ne es 10.

c) Falso. Na<sup>+</sup> y Ne son especies químicas con diferente número de protones, 11 y 10 respectivamente, y su número de neutrones no se puede calcular al no conocer los números másicos de las especies propuestas.

e) Falso. Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente iguales, los números másicos pueden considerarse como masas atómicas aproximadas. El <sup>23</sup>Na<sup>+</sup> tiene una masa aproximada de 23 u y la del <sup>22</sup>Ne es 22.

La respuesta correcta es la **a**.

11.14. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:



- a) La configuración de Y corresponde a un átomo de sodio.  
 b) Para pasar de X a Y se consume energía.  
 c) La configuración de Y representa a un átomo del tercer periodo.  
 d) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.  
 e) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Almería 2005)  
 (O.Q.L. Asturias 2011)

a-c-d) Falso. El sodio es un elemento perteneciente al grupo 1 del sistema periódico, que está integrado por los elementos:

Periodo	2	<b>3</b>	4	5	6	7
Elemento	Li	<b>Na</b>	K	Rb	Cs	Fr

El sodio se encuentra en el grupo 1 y periodo 3, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  o, de forma abreviada, **[Ne] 3s<sup>1</sup>**. Sumando el número de electrones se observa que tiene 11.

La configuración electrónica propuesta para el átomo Y cuenta con 10 electrones, un electrón menos que el sodio, y además, el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior a la del orbital 2p, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la estructura de Y corresponde a un estado excitado de un elemento del 2º periodo.

La estructura electrónica propuesta para el átomo X corresponde a la de su estado fundamental o de mínima energía.

b) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de X e Y cuentan con 10 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por lo tanto, para pasar de X a Y se necesita aportar energía.

e) Falso. El electrón más externo se encuentra en un subnivel de energía con diferente valor de n y la energía para arrancar un electrón se puede calcular, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

siendo Z, la carga nuclear efectiva de la especie química.

La respuesta correcta es la **b**.

11.15. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ion Ru (II) tiene una configuración periódica:

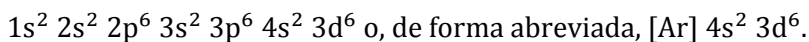
- a)  $d^9$   
 b)  $d^7$   
 c)  $d^8$   
 d)  $d^5$   
 e)  $d^6$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

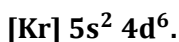
Fe y Ru pertenecen al grupo 8 del sistema periódico, que está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Fe	Ru	Os	Hs

Fe (Z= 26) se encuentra en el periodo 4, por lo que su estructura electrónica es:



Ru (Z= 44) se encuentra en el periodo 5, por lo que su estructura electrónica abreviada es:



La respuesta correcta es la e.

11.16. Uno de los postulados de Bohr establece que:

- a) La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
- b) No puede existir un electrón con los cuatro números cuánticos iguales.
- c) Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.
- d) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El primer postulado de Bohr establece que:

*“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, sólo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.*

Su expresión matemática es:

$$m \cdot v \cdot r = \frac{n \cdot h}{2\pi} \longrightarrow \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

n es el número cuántico principal que sólo puede tomar valores enteros (1, 2, 3,..., ∞) y que indica la órbita en la que se mueve el electrón.

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman estacionarias.

La respuesta correcta es la c.

11.17. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos n, l y m es imposible para el electrón de un átomo?

	<u>n</u>	<u>l</u>	<u>m</u>
a)	4	2	0
b)	5	3	-3
c)	5	3	4
d)	3	1	1

(O.Q.L. Murcia 1997)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$\begin{aligned} n &= 1, 2, 3, \dots, \infty & l &= 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \\ m &= -l, \dots, 0, \dots, +l & s &= \pm \frac{1}{2} \end{aligned}$$

a-b-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) **Prohibido.** Si l = 3, el valor de m sólo puede ser 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3.

La respuesta correcta es la c.

11.18. Las líneas del espectro de emisión de un elemento se deben a que los electrones:

- Salta de un nivel de energía de un átomo a otro nivel de energía de otro átomo.
- Chocan entre sí en la órbita, elásticamente.
- Salta de un nivel a otro de menor energía, en el mismo átomo.
- Salta de un nivel a otro de mayor energía, en el mismo átomo.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Cuando los electrones de un átomo energéticamente excitado caen un nivel cuántico inferior (de menor energía) emiten la diferencia de energía existente entre los dos niveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

$$\Delta E = h\nu \longrightarrow \begin{cases} h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia de la radiación} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **c**.

11.19. Rutherford realizó una famosa experiencia que le permitió proponer su modelo atómico. Para ello:

- Empleó electrones fuertemente acelerados y un ánodo de molibdeno.
- Usó un nuevo espectrómetro de masas que acababa de inventar Bohr.
- Hizo incidir radiación alfa sobre láminas de oro.
- Bombardeó una pantalla de sulfuro de cinc con la radiación obtenida en el tubo de rayos catódicos.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El experimento de Rutherford realizado por H. Geiger y E. Marsden que permitió demostrar la existencia del núcleo atómico consistió en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa y medir la gran desviación de unas pocas partículas al "chocar" contra la lámina metálica.

E. Rutherford explicó la desviación de estas partículas suponiendo la existencia en el átomo de un núcleo central, pequeño, másico y positivo que repelía a las partículas alfa cargadas positivamente.

La respuesta correcta es la **c**.

11.20. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:

- Los electrones se mueven describiendo órbitas circulares.
- Los electrones se mueven describiendo órbitas elípticas.
- Si el electrón está descrito por el orbital 1s, su movimiento está restringido a una esfera.
- No se puede conocer la trayectoria del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg dice que:

*"es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado".*

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \longrightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Si no se puede conocer, de forma exacta, la posición, tampoco es posible conocer la trayectoria.

La respuesta correcta es la **d**.

11.21. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es  $1s^2 2s^1$  y por tanto:

- a) El Li es un elemento del grupo 12.
- b) El átomo de Li tiene propiedades magnéticas.
- c) La energía del electrón 2s en el Li viene dada por la fórmula de Bohr con  $n = 2$ .
- d) La energía del orbital 2s en el Li y en el H es la misma.
- e) Esta configuración podría ser  $1s^2 2p^1$  ya que los orbitales 2s y 2p son degenerados.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2004)

a) Falso. De acuerdo con la estructura electrónica, el Li es un elemento que tiene un electrón en su última capa,  $2s^1$ , y los elementos con un único electrón externo pertenecen al grupo 1 del sistema periódico.

b) **Verdadero.** De acuerdo con la estructura electrónica, el Li tiene un electrón desapareado. Los átomos o iones que presentan electrones desapareados son especies **paramagnéticas** que crean un campo magnético que hace que sean atraídas por un campo magnético externo. La atracción aumenta con el número de electrones desapareados que presentan.

c) Falso. Según el modelo de *Bohr*, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón pero sólo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir, que tienen un solo electrón. De acuerdo con su estructura electrónica, el Li tiene tres electrones ( $Z = 3$ ).

d) Falso. Según el modelo de *Bohr*, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón.

De acuerdo con sus estructuras electrónicas, H y Li tienen diferente valor de Z, respectivamente, 1 y 3, así que aunque el valor de n sea el mismo (2 por tratarse del orbital 2s), las energías serán diferentes.

e) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2p^1$  no correspondería al estado fundamental sería un estado excitado del Li ya que se incumple el principio de mínima energía que dice que: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes". Además el orbital 1s no se encuentra energéticamente degenerado.

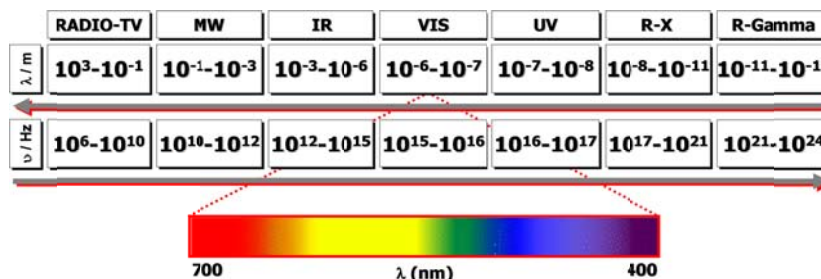
La respuesta correcta es la **b**.

11.22. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tienen longitud de onda más larga?

- a) Rayos cósmicos
- b) Microondas
- c) Rayos X
- d) Rayos  $\gamma$
- e) Luz visible

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Barcelona 2001) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)  
(O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Murcia 2010)

La figura adjunta muestra las diferentes ondas que componen el espectro electromagnético (EEM), ordenadas de mayor a menor longitud:



De acuerdo con la figura, las ondas más largas (de menor frecuencia) son las **microondas (MW)**.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Barcelona 2001, Extremadura 2005 y Murcia 2010 se pregunta cuáles son las que tienen menor frecuencia).

11.23. Calcule la frecuencia de la radiación de microondas con una longitud de onda de 0,10 cm.

- a)  $3,3 \cdot 10^{-12}$  Hz
- b)  $3,3 \cdot 10^8$  Hz
- c)  $3,0 \cdot 10^9$  Hz
- d)  $3,0 \cdot 10^{11}$  Hz
- e)  $3,0 \cdot 10^{10}$  Hz

(Dato. Velocidad de la luz =  $3,00 \cdot 10^8$  m·s<sup>-1</sup>)

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Madrid 2010)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

La frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{0,10 \text{ cm}} \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = 3,00 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

11.24. Los números atómicos del Cr y Co son 24 y 27, respectivamente. Los iones Cr (III) y Co (III) son respectivamente:

- a)  $d^5$  los dos iones
- b)  $d^4$  y  $d^6$
- c)  $d^6$  los dos iones
- d)  $d^3$  y  $d^6$
- e)  $d^3$  y  $d^7$

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2011)

La estructura electrónica abreviada del Cr (Z = 24) es [Ar] 4s<sup>1</sup> 3d<sup>5</sup>, ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*



le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El  $\text{Cr}^{3+}$  pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran uno de ellos en el orbital 4s y otros dos en el orbital 3d, y su estructura electrónica es **[Ar] 3d<sup>3</sup>**:

4s	3d				
	↑	↑	↑		

▪ De la misma forma, para Co ( $Z = 27$ ) la estructura electrónica es **[Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>7</sup>**:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

El  $\text{Co}^{3+}$  pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran dos de ellos en el orbital 4s y otro en el orbital 3d, y su estructura electrónica es **[Ar] 3d<sup>6</sup>**:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

11.25. Para la especie iónica  $\text{O}^-$ , se puede afirmar que:

- Su número atómico es el mismo que el del elemento situado a continuación en el mismo período de la tabla periódica.
- Su configuración electrónica será igual a la del elemento que le sigue en el mismo período.
- Tiene dos electrones desapareados.
- Su número másico es el mismo que el del elemento que le sigue en el mismo período.
- No tiene propiedades paramagnéticas.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura electrónica del ion  $\text{O}^-$  es  $1s^2 2s^2 2p^5$  ya que tiene un electrón que el átomo de O. Aunque tiene 9 electrones su número atómico  $Z$  es 8.

a) Falso. Un elemento se diferencia del inmediato anterior en que su número atómico es una unidad superior y por tanto tiene un protón y un electrón más.

b) **Verdadero**. El ion  $\text{O}^-$  y el elemento que le sigue en el mismo período, F ( $Z = 9$ ), tienen la misma estructura electrónica,  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Se trata de especies isoelectrónicas.

c-e) Falso. De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”*

al ion  $\text{O}^-$  le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, tiene un único electrón desapareado.

Las especies químicas con electrones desapareados se denominan **paramagnéticas** y son aquellas que interaccionan con un campo magnético.

d) Falso. Dos elementos situados en diferentes periodos tienen números atómicos diferentes (tienen diferente número de capas electrónicas). Al crecer el número atómico (protones) también crece el número de neutrones, por tanto, ambos elementos tienen números másicos distintos.

La respuesta correcta es la **b**.

11.26. ¿Qué combinación de números cuánticos no puede corresponder a un electrón?

	$n$	$l$	$m$
a)	5	0	1
b)	3	1	-1
c)	5	3	-2
d)	3	1	0

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

a) **Prohibido**. Si  $l = 0$ , el valor de  $m$  sólo puede ser 0.

b-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **a**.

11.27. Una de las siguientes designaciones para un orbital atómico es incorrecta, ¿cuál es?

- a) 6s
- b) 3f
- c) 8p
- d) 4d

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

Además los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s}$$

$$l = 1 \rightarrow \text{orbital p}$$

$$l = 2 \rightarrow \text{orbital d}$$

$$l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

a) Verdadero. Orbital 6s ( $n = 6, l = 0$ ).

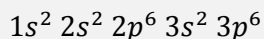
b) **Falso**. Orbital 3f ( $n = 3, l = 3$ ). Combinación prohibida.

c) Verdadero. Orbital 8p ( $n = 8, l = 1$ ).

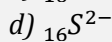
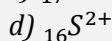
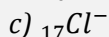
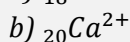
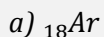
d) Verdadero. Orbital 4d ( $n = 4, l = 2$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

11.28. La configuración electrónica:



no puede corresponder a la siguiente especie química:



(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

a) Verdadero. El elemento cuyo símbolo es Ar es el argón cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , de forma abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ . Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

b) Verdadero. El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Ca}^{2+}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que pierde dos electrones externos del orbital 4s. Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

c) Verdadero. El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 3p. Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

d) **Falso**. El elemento cuyo símbolo es S es el azufre cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ .

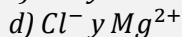
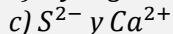
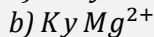
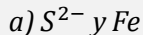
La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2+}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$  ya que pierde dos electrones externos del orbital 3p. Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

e) Verdadero. El elemento cuyo símbolo es S es el azufre cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que gana dos electrones y completa el orbital 3p. Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

La respuesta correcta es la **d**.

11.29. De las siguientes parejas, ¿en cuál de ellas las dos especies son isoelectrónicas?



(O.Q.L. Murcia 1998)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

▪ El elemento con símbolo S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que gana dos electrones y completa el orbital 3p.

▪ El elemento con símbolo Fe es el hierro y pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ .

- El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es **[Ar] 4s<sup>1</sup>**.
- El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es **[Ne] 3s<sup>2</sup>**.

La configuración electrónica del ion Mg<sup>2+</sup> es **[He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>** ya que cede dos electrones de su capa más externa.

- El elemento con símbolo Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es **[Ar] 4s<sup>2</sup>**.

La configuración electrónica del ion Ca<sup>2+</sup> es **[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>** ya que cede dos electrones de su capa más externa.

- El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es **[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>**.

La configuración electrónica del ion Cl<sup>-</sup> es **[Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>** ya que gana un electrón y completa el orbital 3p.

**La pareja de especies isoelectrónicas es S<sup>2-</sup> y Ca<sup>2+</sup>.**

La respuesta correcta es la **c**.

*11.30. Las especies químicas H<sup>-</sup> y He:*

- Reaccionan entre sí para formar HeH.*
- Son isotópicas.*
- Son isotónicas.*
- Son isoelectrónicas.*

*(O.Q.L. Murcia 1998)*

Las dos especies tienen la misma configuración electrónica, 1s<sup>2</sup>, por lo que son **isoelectrónicas** o **isoelectrónicas**.

La respuesta correcta es la **d**.

*11.31. El espectro de emisión del hidrógeno atómico se puede describir como:*

- Un espectro continuo.*
- Serie de líneas igualmente espaciadas respecto a la longitud de onda.*
- Un conjunto de series de cuatro líneas.*
- Serie de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar el número de ondas.*
- Serie de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar la longitud de onda.*

*(O.Q.N. Almería 1999)*

Un espectro atómico se define como un conjunto discontinuo de líneas de diferentes colores con espaciado entre éstas que disminuye al disminuir la longitud de onda o lo que es lo mismo al aumentar el número de ondas (1/λ) y es característico para cada elemento.

Por ejemplo, para la serie de Lyman:

Salto	λ (nm)	1/λ (nm <sup>-1</sup> )	Δλ (nm)
2 → 1	121,5	8,2·10 <sup>-3</sup>	
3 → 1	102,5	9,8·10 <sup>-3</sup>	19,0
4 → 1	97,2	1,02·10 <sup>-2</sup>	5,3
5 → 1	94,9	1,05·10 <sup>-2</sup>	2,3
6 → 1	93,7	1,07·10 <sup>-2</sup>	1,2

La respuesta correcta es la **d**.

11.32. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental es:

- a) 6, 1, 1,  $\frac{1}{2}$
- b) 6, 0, 1,  $\frac{1}{2}$
- c) 6, 0, 0,  $-\frac{1}{2}$
- d) 6, 1, 0,  $\frac{1}{2}$
- e) 6, 2, 1,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. La Rioja 2011)

El cesio es un elemento perteneciente al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico. Le corresponde una estructura electrónica abreviada [Xe] 6s<sup>1</sup>. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

n = 6 (se encuentra en el 6º periodo o nivel de energía)

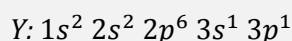
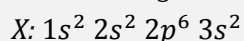
l = 0 (se trata del subnivel s)

m = 0 (se trata de un orbital s)

s =  $\pm \frac{1}{2}$  (según cuál sea el spín del electrón)

La respuesta correcta es la **c**.

11.33. Dadas las siguientes configuraciones de átomos neutros:



- a) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.
- b) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- c) La configuración de Y representa a un metal de transición.
- d) Para pasar de X a Y se consume energía.
- e) La configuración de Y corresponde a un átomo de aluminio.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Asturias 2009)

a) Falso. El electrón más externo se encuentra en un subnivel de energía con diferente valor de n y la energía para arrancar un electrón se puede calcular, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} (J)$$

siendo Z, la carga nuclear efectiva de la especie química.

b-c-e) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo Y cuenta con 12 electrones, y además, el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior a la del orbital 3s, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la estructura de Y corresponde a un estado excitado de un elemento del 3º periodo.

Al átomo Y le corresponde una estructura electrónica abreviada en el estado fundamental del átomo [Ne] 3s<sup>2</sup> por lo que se encuentra en el grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico. Este grupo (metales alcalinotérreos) está integrado por los elementos:

Periodo	2	<b>3</b>	4	5	6	7
Elemento	Be	<b>Mg</b>	Ca	Sr	Ba	Ra

El átomo Y es el Mg en un estado energético excitado.

d) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de X e Y cuentan con 12 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por lo tanto, para pasar de X a Y se consume energía.

La respuesta correcta es la **d**.

11.34. ¿Qué combinación de números cuánticos puede corresponderle al electrón d del Sc?

	$n$	$l$	$m$
a)	2	3	0
b)	4	2	1
c)	3	2	-2
d)	3	1	-1

(O.Q.L. Murcia 1999)

El elemento Sc, escandio, se encuentra en el grupo 3 y periodo 4 del sistema periódico. Por tanto, le corresponde una configuración electrónica abreviada [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>1</sup>. Los números cuánticos correspondientes al electrón 3d<sup>1</sup> son:

- $n = 3$  (tercer nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía d)
- $m = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ )

La respuesta correcta es la **c**.

11.35. La energía del electrón del átomo de hidrógeno, en julios, puede calcularse por medio de la expresión  $E_n = -2,18 \cdot 10^{-18} / n^2$  (J), donde  $n$  indica el número cuántico principal. ¿Cuál será la frecuencia de la radiación absorbida para hacer pasar el electrón desde  $n = 2$  hasta  $n = 4$ ?

- a) 0,082 ciclos·s<sup>-1</sup>
- b) 6,023·10<sup>23</sup> Hz
- c) 6,17·10<sup>14</sup> s<sup>-1</sup>
- d) 1,09·10<sup>18</sup> Hz

(Dato.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  J·s)

(O.Q.L. Murcia 1999)

La energía asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

La energía absorbida para la transición electrónica 2 → 4 es:

$$\Delta E_{2 \rightarrow 4} = 2,18 \cdot 10^{-18} \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right] = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión:

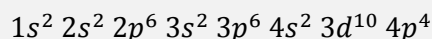
$$\Delta E = h \cdot \nu$$

Despejando:

$$\nu = \frac{4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

11.36. La distribución electrónica:



corresponde:

- a) Al ion  $Ga^+$ .
- b) Al ion  $Br^-$ .
- c) A un átomo de Se, en su estado fundamental.
- d) A un átomo de Hg excitado.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. El elemento con símbolo Ga es el galio y pertenece al grupo 13 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ .

La configuración electrónica del ion  $Ga^+$  es  $[Ar] 3d^{10} 4s^2$  ya que el electrón del orbital 4p.

b) Falso. El elemento con símbolo Br es el bromo y pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $Br^-$  es  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 4p.

c) **Verdadero**. El elemento con símbolo Se es el selenio y pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica coincide con la propuesta  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ .

d) Falso. El elemento con símbolo Hg es el mercurio y pertenece al grupo 12 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$ .

Para que se encuentre en un estado excitado basta con que uno de sus electrones no cumpla el Principio de Mínima Energía o el de Máxima Multiplicidad de *Hund*.

La respuesta correcta es la **c**.

11.37. El deuterio:

- a) Está formado por dos átomos de uterio.
- b) Es un átomo isotópico del átomo de hidrógeno.
- c) Tiene configuración electrónica de gas noble.
- d) Tiene su número atómico igual a 2.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Baleares 2011)

El deuterio es un isótopo del hidrógeno ( $^2H$ ) que tiene un neutrón en su núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

11.38. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

	$n$	$l$	$m$	$s$
a)	0	0	0	$\frac{1}{2}$
b)	1	1	0	$\frac{1}{2}$
c)	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
d)	2	1	-2	$\frac{1}{2}$
e)	2	2	-2	$\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Murcia 2000)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. El número cuántico  $n$  no puede ser 0.
- b) Prohibido. Si  $n = 1$ , el valor de  $l$  sólo puede ser 0.
- c) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- d) Prohibido. Si  $l = 1$ , el valor de  $m$  sólo puede ser -1, 0, 1.
- e) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  puede ser 0 ó 1 y el valor de  $m$  sólo puede ser 0 (si  $l = 0$ ) y -1, 0, 1 (si  $l = 1$ ).

La respuesta correcta es la **c**.

11.39. El modelo atómico de Bohr se caracteriza, entre otras cosas, porque:

- a) Los electrones tienen aceleración a pesar de no variar su energía.
- b) Los electrones excitados dejan de estar en órbitas circulares.
- c) Los electrones pueden pasar a una órbita superior emitiendo energía.
- d) Los electrones tienen la misma velocidad en cualquier órbita.
- e) Los electrones no tienen energía potencial, sólo cinética.
- f) Los electrones excitados no están descritos por este modelo.
- g) Todo lo anterior es cierto.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2009)

- a) **Verdadero**. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

La expresión matemática para una de estas órbitas es:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ k = \text{constante} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

El valor  $v^2/r$  es la aceleración normal del electrón.

- b) Falso. En el átomo de *Bohr* sólo existen órbitas circulares asociadas con el número cuántico principal  $n$ .

Cuando los electrones ganan energía y quedan excitados, saltan a una órbita circular con mayor energía ( $n$  superior).

- c) Falso. Cuando los electrones parar pasar a una órbita superior deben ganar energía. Cuando la emiten caen a una órbita inferior ( $n$  menor).

- d) Falso. En el átomo de *Bohr* la velocidad del electrón está cuantizada y sólo depende del valor del número cuántico principal  $n$  de acuerdo con la expresión:

$$v = \frac{2220}{n} \text{ (km}\cdot\text{s}^{-1}\text{)}$$

- e) Falso. Los electrones tienen energía potencial por ser partículas cargadas en el interior del campo eléctrico creado por el núcleo.



f) Falso. Los electrones excitados son los responsables de los saltos electrónicos y por tanto de la aparición de las rayas en los espectros.

La respuesta correcta es la **a**.

(En las diferentes olimpiadas han sido propuestas cuatro de las respuestas).

*11.40. De acuerdo con la teoría mecanocuántica, el electrón del átomo de H en su estado fundamental:*

- a) Tiene una energía igual a 0.
- b) Estaría situado a una cierta distancia del núcleo, calculable exactamente, aunque de forma compleja.
- c) Existe una cierta probabilidad de que el electrón pueda estar a una determinada distancia del núcleo.
- d) Podría encontrarse en el orbital 2s.
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2009)

a) Falso. La energía del electrón del átomo de hidrógeno sólo puede valor 0 cuando éste se encuentra a una distancia infinita del núcleo, es decir, fuera de dicho átomo.

b) Falso. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón. Dicha posición no puede determinarse con exactitud.

c) **Verdadero**. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón.

d) Falso. El electrón del átomo de hidrógeno en su estado fundamental se encuentra en el orbital 1s.

La respuesta correcta es la **c**.

*11.41. La primera línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda de 656,3 nm, correspondiéndole una variación de energía de:*

- a)  $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}$
- b)  $1,01 \cdot 10^{-24} \text{ J}$
- c)  $4,34 \cdot 10^{-43} \text{ J}$
- d)  $3,03 \cdot 10^{-9} \text{ J}$
- e)  $3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

(Datos. Constante de Planck =  $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ; velocidad de la luz =  $3,0 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ )

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.L. Madrid 2011)

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Sustituyendo:

$$\Delta E = \frac{(6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (3,0 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{656,3 \text{ nm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **e**.

11.42. ¿Cuántas líneas espectrales cabe esperar, en el espectro de emisión del hidrógeno, considerando todas las posibles transiciones electrónicas de los 5 primeros niveles energéticos de dicho átomo?

- a) 4
- b) 5
- c) 8
- d) 10
- e) 20

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Preselección C. Valenciana 2009)

Desde el nivel 5 el electrón puede caer a los cuatro niveles inferiores dando lugar a 4 líneas en el espectro de emisión. A su vez, desde nivel 4 hasta el nivel 1 se producirían 3 líneas más en el espectro de emisión; desde 3 se obtienen 2 líneas más y desde el nivel 2 otra línea. En total aparecen  $(4 + 3 + 2 + 1) = 10$  líneas.

La respuesta correcta es la **d**.

11.43. Si [Ar] representa la estructura electrónica de un átomo de argón ( $Z = 18$ ), el ion titanio (II) ( $Z = 22$ ) puede entonces representarse por:

- a) [Ar]  $4s^1 3d^1$
- b) [Ar]  $4s^2$
- c) [Ar]  $3d^2$
- d) [Ar]  $3d^4$

(O.Q.L. Murcia 2000)

La estructura electrónica abreviada del Ti ( $Z = 22$ ) es [Ar]  $4s^2 3d^2$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑			

El  $Ti^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es [Ar]  $3d^2$ :

4s	3d				
	↑	↑			

La respuesta correcta es la **c**.

11.44. Al hablar de isótopos nos estaremos refiriendo a:

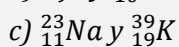
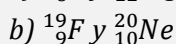
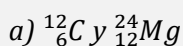
- a) Átomos de la misma masa atómica.
- b) Átomos con distinto número de electrones.
- c) Átomos con el mismo número atómico pero con distinto número de neutrones.
- d) Átomos con el mismo número másico pero con distinto número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2000)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la **c**.

11.45. ¿En cuál de las siguientes parejas ambos átomos tienen el mismo número de neutrones?



(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de neutrones de un átomo se obtiene mediante la diferencia ( $A - Z$ ).

a)  $\text{C} \rightarrow (12 - 6) = 6$  neutrones

$\text{Mg} \rightarrow (24 - 12) = 12$  neutrones

b)  $\text{F} \rightarrow (19 - 9) = \mathbf{10}$  neutrones

$\text{Ne} \rightarrow (20 - 10) = \mathbf{10}$  neutrones

c)  $\text{Na} \rightarrow (23 - 11) = 12$  neutrones

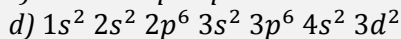
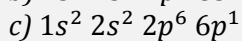
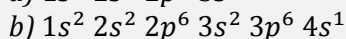
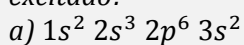
$\text{K} \rightarrow (39 - 19) = 20$  neutrones

d)  $\text{Co} \rightarrow (59 - 27) = 32$  neutrones

$\text{Ni} \rightarrow (59 - 28) = 31$  neutrones

La respuesta correcta es la **b**.

11.46. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo en estado excitado?



(O.Q.L. Murcia 2000)

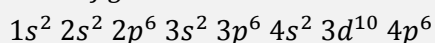
a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el Principio de Exclusión de Pauli, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los spines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital 2s hay tres electrones.

b-d) Falso. Se trata de un estado fundamental ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero**. Se trata de un estado excitado ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 3s en lugar del 6p.

La respuesta correcta es la **c**.

11.47. La configuración electrónica:



corresponde a la especie química:



(O.Q.L. Murcia 2000)

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es Xe es el xenón cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$  o de forma abreviada  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ . Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

b) Falso. El elemento cuyo símbolo es Sr es el estroncio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Sr}^+$  es  $[\text{Kr}] 5s^1$  ya que pierde un electrón externo del orbital 5s. Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

c) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es Rb es el rubidio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Rb}^+$  es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$  ya que pierde un electrón externo del orbital 5s. Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

d) Falso. El elemento cuyo símbolo es Y es el itrio cuya configuración electrónica es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Y}^{2+}$  es  $[\text{Kr}] 4d^1$  ya que pierde dos electrones externos del orbital 5s. Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

La respuesta correcta es la **c**.

11.48. Supuestas las siguientes afirmaciones:

- 1) Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones.
- 2) La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de electrones.
- 3) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de la masa de protones más la masa de los electrones.
- 4) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de protones más los neutrones.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) Sólo la 1 y 2 son falsas.
- b) 1 y 4 son ciertas.
- c) Sólo la 4 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La masa atómica relativa de un elemento se calcula a partir de las masas atómicas de los diferentes isótopos naturales de ese elemento y de sus abundancias relativas.

- 1) Falso. Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de neutrones.
- 2-3) Falso. El número de electrones de un átomo no afecta prácticamente al valor de su masa.
- 4) Falso. La suma de protones y neutrones de un elemento proporciona su número másico.

La respuesta correcta es la **d**.

11.49. Del siguiente grupo de números cuánticos, ¿cuál o cuáles son falsos?

- 1)  $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$       2)  $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$       3)  $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$       4)  $(2, 2, 1, \frac{1}{2})$

- a) Sólo 1 y 4.
- b) Sólo 2 y 3.
- c) Sólo 4.
- d) Ninguna es falso.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad s = \pm \frac{1}{2}$$

1-2-3) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

4) **Prohibido**. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  sólo puede ser 0 y 1.

La respuesta correcta es la **c**.

11.50. La función de onda  $\Psi(2, 2, 0)$  representa:

- 1) El orbital 2p
- 2) El orbital 3p
- 3) El orbital 2d
- 4) No representa ningún orbital.

Señale cuál de las siguientes propuestas es correcta:

- a) Sólo la 3 es falsa.
- b) Sólo la 4 es cierta.
- c) Sólo la 2 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \qquad m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  sólo puede ser 0 y 1, por tanto, la función de onda propuesta no corresponde a ningún orbital atómico.

La respuesta correcta es la **b**.

11.51. Indique cuáles de las siguientes proposiciones para el oxígeno ( $Z = 8$ ) son ciertas:

- 1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  es un estado prohibido
- 2)  $1s^2 2s^2 2p^5$  es un estado prohibido
- 3)  $1s^2 2s^2 2p^4$  es un estado excitado
- 4)  $1s^2 2s^2 2p^4$  es un estado fundamental

- a) 1 y 2 son ciertas.
- b) Sólo 3 es falsa.
- c) Sólo 1 y 3 son falsas.
- d) Sólo 4 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Falso. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  no corresponde a un estado fundamental del oxígeno, ya que tiene tres electrones más.

2) Falso. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^5$  no corresponde a un estado fundamental del oxígeno, ya que tiene un electrón más.

3) Falso. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^4$  no corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

4) **Verdadero**. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^4$  corresponde a un **estado fundamental**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

La respuesta correcta es la **d**.

11.52. Calcule la frecuencia de la radiación ultravioleta con una longitud de onda de 300 nm.

- a) 1 MHz
- b) 900 MHz
- c) 300 MHz
- d)  $1 \cdot 10^{10}$  MHz
- e)  $1 \cdot 10^9$  MHz

(Dato. Velocidad de la luz =  $3 \cdot 10^8$  m·s<sup>-1</sup>)

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Madrid 2011)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

La frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{300 \text{ nm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}} = 1 \cdot 10^9 \text{ MHz}$$

La respuesta correcta es la **e**.

11.53. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos puede caracterizar un orbital de tipo d.

- a)  $n = 1; l = 0$
- b)  $n = 2; l = 1$
- c)  $n = 2; l = 2$
- d)  $n = 3; l = 2$
- e)  $n = 4; l = 4$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (Murcia 2010)

Los valores que puede tomar el número cuántico secundario son 0, 1, 2, ..., (n - 1).

Los orbitales d se caracterizan por que el número cuántico secundario, l = 2.

Hay dos parejas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico secundario l. Una de ellas es (2, 2) que sería incorrecta, ya que si n = 2, el número cuántico secundario l sólo puede valer 0 ó 1. La única combinación que corresponde a un orbital d es (3, 2).

La respuesta correcta es la **d**.

11.54. Para el átomo de hidrógeno en el estado fundamental la energía del electrón es -13,6 eV, ¿cuál de los siguientes valores corresponde a la energía del electrón para el ion hidrogenoide Li<sup>2+</sup>?

- a) +27,2 eV
- b) -27,2 eV
- c) -122,4 eV
- d) +122,4 eV
- e) 10,6 eV

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Según el modelo de Bohr para un átomo hidrogenoide, la energía, en eV, correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón. En el caso del Li, Z = 3 y n = 1, sustituyendo se obtiene:

$$E = -13,6 \frac{3^2}{1^2} = -122,4 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **c**.

11.55. Los iones  $\text{Cl}^-$  y  $\text{K}^+$ :

a) Poseen el mismo número de electrones.

b) Poseen el mismo número de protones.

c) Son isótopos.

d) El ion  $\text{K}^+$  es mayor que el ion  $\text{Cl}^-$ .

e) Tienen propiedades químicas semejantes.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2010)

▪ El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 3p.

▪ El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

a) **Verdadero**. Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen 18 electrones.

b) Falso. Se trata de iones procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.

c) Falso. En especies isoelectrónicas tiene mayor tamaño la que posee menor número atómico ya que su núcleo atrae con menos fuerza.

d) Falso. Aunque tengan la misma configuración electrónica, sus propiedades son completamente distintas.

La respuesta correcta es la **a**.

11.56. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponderle a un átomo en su estado fundamental?

a)  $1s^2 2s^3 2p^6$

b)  $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 2p^8 3s^2 3p^6 3d^7$

c)  $1s^2 2s^2 2p^4$

d)  $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$

(O.Q.L. Murcia 2001)

a) Falso. Se trata de un **estado prohibido** ya que de acuerdo con el Principio de Exclusión de *Pauli*, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los spines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital 2s hay tres electrones.

b) Falso. Se trata de un **estado prohibido** ya que de acuerdo con el Principio de Exclusión de *Pauli*, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los spines

opuestos y el subnivel 2p, triplemente degenerado, tiene tres orbitales por lo que caben seis electrones y no ocho. Además, se trata de un estado excitado, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el orbital 3d debería haberse completado el orbital 4s.

c) **Verdadero**. Se trata de un **estado fundamental** ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

d) Falso. Se trata de un **estado excitado**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el orbital 3s debería haberse completado el orbital 2p.

La respuesta correcta es la **c**.

*11.57. Por definición, el número de masa o "número másico" de un átomo indica:*

- a) La suma de electrones más protones presentes en el átomo.
- b) La suma de neutrones más protones presentes en el átomo.
- c) El número de neutrones presentes en el átomo.
- d) El número de protones presentes en el átomo.

(O.Q.L. Murcia 2001)

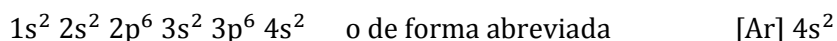
De acuerdo con el concepto de número másico, la respuesta correcta es la **b**.

*11.58. Los átomos de un elemento X tienen en su núcleo 20 protones. Los estados de oxidación más comunes de este elemento deben ser:*

- a) 0 y +2
- b) -1, 0 y +1
- c) 0, +1 y +2
- d) 0, +2, +4 y +6

(O.Q.L. Murcia 2001)

La estructura electrónica de un elemento X con 20 protones en su núcleo es:



Si pierde dos electrones adquiere una estructura electrónica estable de gas inerte:



Su estado de oxidación será **+2**.

La respuesta correcta es la **a**.

*11.59. El titanio se usa en aleaciones metálicas y como sustituto del aluminio. La relativa inercia del titanio lo hace también eficaz en la fabricación de prótesis en traumatología. La configuración electrónica del titanio es:*

- a)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- c)  $[\text{He}] 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

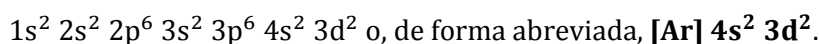
(O.Q.L. Murcia 2001)

El elemento titanio de símbolo Ti pertenece al grupo 4 del sistema periódico, que está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Ti	Zr	Hf	Rf



se encuentra en el periodo 4, por lo que su estructura electrónica es:



La respuesta correcta es la **a**.

11.60. El ion más estable que forma el sodio es isoelectrónico con:

- a) El átomo de magnesio.
- b) El ion más estable del flúor.
- c) El átomo de neón.
- d) El átomo de sodio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El sodio es un elemento del grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Si pierde un electrón, el más externo, queda con una estructura muy estable, de gas inerte,  $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$ .

- a) Falso. El magnesio es un elemento del grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ .
- b) **Verdadero**. El flúor es un elemento del grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Si gana un electrón queda con una estructura muy estable, de gas inerte,  $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$ .
- c) **Verdadero**. El neón es un elemento del grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$ .
- d) Falso. Las estructuras electrónicas del sodio y de su ion más estable son diferentes ya que no poseen el mismo número de electrones.

Las respuestas correctas son la **c** y **d**.

11.61. Suponga dos átomos de hidrógeno, el electrón del primero está en la órbita de Bohr  $n = 1$  y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr  $n = 3$ . ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) El electrón en  $n = 1$  representa el estado fundamental.
- b) El átomo de hidrógeno con el electrón en  $n = 3$  tiene mayor energía cinética.
- c) El átomo de hidrógeno con el electrón en  $n = 3$  tiene mayor energía potencial.
- d) El átomo de hidrógeno con el electrón en  $n = 3$  es un estado excitado.
- e) La energía total del electrón situado en  $n = 3$  es superior a la energía del electrón en  $n = 1$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. Si el electrón se encuentra en el nivel de energía más bajo,  $n = 1$ , se encuentra en su estado fundamental.

b) **Falso**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2h\epsilon_0} \frac{1}{n} \longrightarrow \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar  $n$ . Por tanto la energía cinética en el nivel  $n = 3$  es menor que en el nivel  $n = 1$ .

c) Verdadero. La energía potencial de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de *Bohr* se calcula mediante la expresión:

$$E_p = -\frac{me^4}{4h^2\varepsilon_0^2} \frac{1}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la energía potencial del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar  $n$ . Por tanto la energía cinética en el nivel  $n = 3$  es mayor que en el nivel  $n = 1$ .

d) Verdadero. Si el electrón del átomo de hidrógeno se encuentra en el nivel de energía  $n = 3$ , se encuentra en un estado excitado.

e) Verdadero. La energía total de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de *Bohr* se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{me^4}{8h^2\varepsilon_0^2} \frac{1}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la energía del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar  $n$ . Por tanto la energía en el nivel  $n = 3$  es mayor que en el nivel  $n = 1$ .

La respuesta correcta es la **b**.

11.62. Un orbital atómico es:

- Una función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
- Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
- Una circunferencia o una elipse dependiendo del tipo de electrón.
- Útil para calcular la energía de una reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda,  $\Psi$ .

La respuesta correcta es la **a**.

11.63.Cuál de las siguientes respuestas define correctamente la idea de "degeneración energética orbital":

- Orbitales de la misma simetría.
- Orbitales de la misma energía.
- Orbitales con el mismo número cuántico  $l$ .
- Orbitales con la misma orientación en el espacio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

La degeneración energética de orbitales se refiere a orbitales con idéntico valor de la energía. El número cuántico magnético,  $m$ , hace referencia a esta degeneración.

El número de orbitales degenerados que hay en cada subnivel de energía viene dado por el número de valores del número cuántico magnético,  $m$ , que su vez depende del valor del número cuántico secundario,  $l$ .

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad \longrightarrow \quad (2l + 1) \text{ orbitales degenerados.}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.64. ¿Cuántos fotones de luz de frecuencia  $5,5 \cdot 10^{15}$  Hz se necesitan para proporcionar 1 kJ de energía?

a)  $3,64 \cdot 10^{-18}$  fotones

b)  $2,74 \cdot 10^{20}$  fotones

c)  $4,56 \cdot 10^{-4}$  fotones

d)  $1,65 \cdot 10^{44}$  fotones

e)  $3,64 \cdot 10^{-16}$  fotones

(Dato.  $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$  J·s)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación  $E = h \cdot \nu$ :

Sustituyendo:

$$E = (6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (5,5 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) = 3,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Relacionando la energía total con la energía de un fotón:

$$\frac{1 \text{ kJ}}{3,64 \cdot 10^{-18} \text{ J/fotón}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 2,74 \cdot 10^{20} \text{ fotones}$$

Las respuestas a, c y e son absurdas ya que el número de fotones no puede ser menor que la unidad.

La respuesta correcta es la **b**.

11.65. Un haz de luz que pasa a través de un medio transparente tiene una longitud de onda de 466 nm y una frecuencia de  $6,20 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ . ¿Cuál es la velocidad de la luz?

a)  $2,89 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

b)  $2,89 \cdot 10^{17} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

c)  $1,33 \cdot 10^{12} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

d)  $1,33 \cdot 10^{21} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

e)  $7,52 \cdot 10^{-22} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La frecuencia y longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas por medio de la ecuación  $c = \lambda \cdot \nu$ :

Sustituyendo:

$$c = 466 \text{ nm} \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} (6,20 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}) = 2,89 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.66. La existencia de niveles discretos de energía (cuantizados) en un átomo puede deducirse a partir de:

- La difracción de electrones mediante cristales.
- Difracción de rayos X por cristales.
- Experimentos basados en el efecto fotoeléctrico.
- El espectro visible.
- Espectros atómicos de líneas.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2011)

Los espectros atómicos de líneas son una prueba concluyente de la existencia de niveles discretos de energía.

La separación entre las líneas obedece a los saltos entre los niveles de energía que están asociados al valor del número cuántico principal  $n$ , cuyos valores son números enteros 1, 2, 3, ...,  $\infty$ .

La respuesta correcta es la **e**.

11.67. El número total de neutrones, protones y electrones del  $^{35}\text{Cl}^-$ :

- 17 neutrones, 35 protones, 36 electrones
- 35 neutrones, 17 protones, 18 electrones
- 18 neutrones, 17 protones, 16 electrones
- 17 neutrones, 17 protones, 18 electrones
- 18 neutrones, 17 protones, 18 electrones

(O.Q.N. Oviedo 2002)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El cloro es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 17 electrones y por tanto, 17 protones y  $(35 - 17) = 18$  neutrones. Como la especie  $^{35}\text{Cl}^-$ , anión cloruro, está cargada negativamente, significa que tiene un electrón de más en su última capa, es decir, 18 electrones.

La respuesta correcta es la **e**.

11.68. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la línea espectral que resulta de la transición de un electrón desde  $n = 3$  a  $n = 2$  en un átomo de hidrógeno de Bohr?

- 18,3
- 657
- 547
- 152
- 252

(Dato. Constante de Rydberg para el átomo de H =  $109677,6 \text{ cm}^{-1}$ )

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación del modelo de Bohr que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Sustituyendo:

$$\frac{1}{\lambda} = 109677,6 \text{ cm}^{-1} \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right] = 15233 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{15233 \text{ cm}^{-1}} \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = \mathbf{656 \text{ nm}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.69. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion  $\text{Fe}^{2+}$  en estado gaseoso ( $Z = 26$ ) en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 8

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La estructura electrónica abreviada del Fe ( $Z = 26$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”*,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

El  $\text{Fe}^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^6$ :

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el  $\text{Fe}^{2+}$  presenta 4 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **c**.

11.70. ¿Cuál de los siguientes elementos es diamagnético?

- a) H
- b) Li
- c) Be
- d) B
- e) C

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Una especie química es diamagnética si no presenta electrones desapareados.

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es H y número atómico 1 es el hidrógeno cuya configuración electrónica es  $1s^1$

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, **no es una especie diamagnética**.

b) El elemento cuyo símbolo es Li y número atómico 3 es el litio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ .

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, **no es una especie diamagnética**.

c) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es Be y número atómico 4 es el berilio cuya configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup>.

2s
↑↓

Como se observa, presenta no electrones desapareados, por tanto, **sí es una especie diamagnética**.

d) Falso. El elemento cuyo símbolo es B y número atómico 5 es el boro cuya configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>.

La distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑		

Como se observa, sí presenta electrones desapareados, por tanto, **no es una especie diamagnética**.

e) Falso. El elemento cuyo símbolo es C y número atómico 6 es el boro cuya configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>.

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, sí presenta electrones desapareados, por tanto, **no es una especie diamagnética**.

La respuesta correcta es la c.

11.71. Calcule la longitud de onda de De Broglie para una pelota de 125 g de masa y una velocidad de 90 m/s.

a) 0,59 m

b)  $5,9 \cdot 10^{-31}$  m

c)  $5,9 \cdot 10^{-35}$  m

d) 590 nm

e)  $1,7 \cdot 10^{34}$  m

(Dato.  $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$  J·s)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación propuesta por *De Broglie* relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \longrightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Sustituyendo:

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{(125 \text{ g}) (90 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})} \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 5,9 \cdot 10^{-35} \text{ m}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a  $h$  (constante de *Planck*).

La respuesta correcta es la **c**.

11.72. Un átomo de carbono-14 contiene:

- a) 8 protones, 6 neutrones y 6 electrones.
- b) 6 protones, 6 neutrones y 8 electrones.
- c) 6 protones, 8 neutrones y 8 electrones.
- d) 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El átomo de carbono-14 tiene 6 protones, por tanto su número atómico,  $Z = 6$ . Como la especie  $^{14}\text{C}$  es neutra tiene 6 electrones. El número de neutrones es  $(14 - 6) = 8$ .

La respuesta correcta es la **d**.

(En Madrid 2005 y 2011 sólo se pregunta el número de neutrones).

11.73. ¿Cuántos números cuánticos determinan un orbital?

- a) 4
- b) 3
- c) 2
- d) 1

(O.Q.L. Murcia 2002)

Un orbital atómico viene determinado por el conjunto de tres números cuánticos ( $n, l, m$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

11.74. ¿Cuáles de las siguientes notaciones cuánticas están permitidas para un electrón de un átomo polieletrónico?

	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1)	2	1	0	$\frac{1}{2}$
2)	3	2	0	$-\frac{1}{2}$
3)	3	3	2	$-\frac{1}{2}$
4)	3	2	3	$\frac{1}{2}$

- a) 1, 2 y 4
- b) 1 y 4
- c) 1 y 2
- d) 3 y 4

(O.Q.L. Murcia 2002)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

1-2) **Permitido.** Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

3) Prohibido. Si  $n = 3$ , el valor de  $l$  sólo puede ser 0, 1 y 2.

4) Prohibido. Si  $l = 2$ , el valor de  $m_l$  sólo puede ser -2, -1, 0, 1 y 2.

La respuesta correcta es la **c**.

11.75. La energía del electrón del átomo de hidrógeno en estado fundamental es  $-2,28 \cdot 10^{-18}$  J, y la del electrón excitado al nivel energético  $n = 5$  es  $-8,72 \cdot 10^{-20}$  J. ¿Cuál es la frecuencia de la radiación electromagnética originada al saltar el electrón desde  $n = 5$  a  $n = 1$ ?

a)  $3,30 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$

b)  $3,57 \cdot 10^{-15} \text{ s}^{-1}$

c)  $2,19 \cdot 10^{-18} \text{ s}^{-1}$

d) No puede calcularse porque los electrones no saltan.

(Dato.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ )

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía emitida en la transición electrónica  $5 \rightarrow 1$  es:

$$\Delta E_{5 \rightarrow 1} = (-2,28 \cdot 10^{-18} \text{ J}) - (-8,72 \cdot 10^{-20} \text{ J}) = -2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

El signo menos de la energía se debe a que se trata de energía desprendida pero para cálculos posteriores se usa en valor absoluto.

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión:

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

Despejando:

$$\nu = \frac{2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}} = 3,30 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.76. El espectro atómico de un elemento es consecuencia de:

a) La eliminación de protones (neutrones) al aportar energía.

b) La eliminación de neutrones como consecuencia del aporte energético.

c) La reflexión de la energía de excitación que recibe.

d) La transición de electrones entre distintos niveles energéticos.

e) La ruptura de la molécula en la que se encontraba dicho átomo.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los espectros atómicos son consecuencia de los saltos electrónicos entre los niveles cuánticos de energía existentes en el átomo.

Cuando el electrón absorbe energía salta a un nivel cuántico superior y produce una línea en el espectro de absorción. Si este electrón que se encuentra energéticamente excitado libera energía cae un nivel cuántico inferior y produce una o varias líneas en el espectro de emisión.

La respuesta correcta es la **d**.



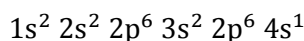
11.77. Dada la configuración electrónica de un elemento  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ , indica la respuesta incorrecta:

- a) Su número atómico es 19.  
 b) Se trata de un estado excitado.  
 c) Este elemento pertenece al grupo de los metales alcalinos.  
 d) Este elemento pertenece al 5º periodo del Sistema Periódico.

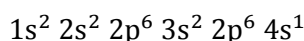
(O.Q.L. Baleares 2002)

a) Verdadero. Sumando los electrones que tiene su estructura electrónica es 19 por lo que si se trata de un átomo neutro Z indica número protones o electrones.

b) Verdadero. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que se incumple el Principio de Mínima Energía al ocuparse antes el subnivel 5s que el 4s y los electrones del subnivel 5s deberían estar situados en el 4s siendo la estructura electrónica en el estado fundamental:



c) Verdadero. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental:



Por tanto, pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) y grupo 1 del sistema periódico que es el de los llamados metales alcalinos que tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental  $ns^1$ .

d) **Falso**. Se trata de elemento que pertenece al 4º periodo ( $n = 4$ ) lo que pasa es que se encuentra en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **d**.

11.78. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr:

- a) La distancia del núcleo al orbital aumenta con el valor de  $n$ .  
 b) La velocidad del electrón disminuye cuando aumenta el valor de  $n$ .  
 c) El momento angular del electrón  $= n\pi/2h$ .  
 d) Todas son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo de Bohr, la ecuación que permite calcular el radio de la órbita, no del orbital, es:

$$r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^4} n^2 \longrightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan el radio de la órbita del electrón. El radio aumenta al aumentar  $n$ .

b) **Verdadero**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \frac{1}{n} \longrightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar  $n$ .

c) Falso. El primer postulado de *Bohr* establece que:

*“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, sólo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.*

Su expresión matemática es:

$$m \cdot v \cdot r = \frac{n \cdot h}{2\pi} \longrightarrow \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

La condición de cuantización es que el momento angular  $mvr = nh/2\pi$ .

Las respuestas correctas son la **a** y **b**.

*11.79. La longitud de onda de una radiación electromagnética:*

- a) Es proporcional a su energía.
- b) Es proporcional al número de ondas.
- c) Es mayor en la región ultravioleta que en la de microondas.
- d) Es mayor en la región de rayos X que en la de microondas.
- e) Es inversamente proporcional a la frecuencia.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. De acuerdo con la ecuación:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

b) Falso. Absurdo ya que el número de ondas es el inverso de la longitud de onda.

c-d) Falso. La radiación X y la UV tienen menor longitud de onda que las microondas.

e) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

La respuesta correcta es la **e**.

*11.80. Sabiendo que la constante de Rydberg para el átomo de hidrógeno es  $109678 \text{ cm}^{-1}$ , el límite de la serie de Balmer en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno es:*

- a)  $912 \text{ \AA}$
- b)  $3647 \text{ \AA}$
- c)  $4683 \text{ \AA}$
- d)  $6565 \text{ \AA}$
- e)  $8206 \text{ \AA}$

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación del modelo de *Bohr* que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

El límite de convergencia de la serie de *Balmer* corresponde al salto electrónico desde el nivel 2 hasta el  $\infty$ . Sustituyendo:

$$\frac{1}{\lambda} = 109678 \text{ cm}^{-1} \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty} \right] = 27419 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{27419 \text{ cm}^{-1}} \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \frac{10^{10} \text{ \AA}}{1 \text{ m}} = 3647 \text{ \AA}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.81. El número total de electrones que pueden ocupar todos los orbitales atómicos correspondientes al número cuántico  $n = 4$  es:

- a) 8
- b) 18
- c) 32
- d) 50
- e) 6

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. La Rioja 2007)

Las diferentes combinaciones de números cuánticos para  $n = 4$  son:

$n$	$l$	$m$	$s$	
4	0	0	$\frac{1}{2}$	1 orbital 4s (2 electrones)
4	0	0	$-\frac{1}{2}$	

$n$	$l$	$m$	$s$	
4	1	0	$\frac{1}{2}$	3 orbitales 4p (6 electrones)
4	1	0	$-\frac{1}{2}$	
4	1	1	$\frac{1}{2}$	
4	1	1	$-\frac{1}{2}$	
4	1	-1	$\frac{1}{2}$	
4	1	-1	$-\frac{1}{2}$	

$n$	$l$	$m$	$s$	
4	2	0	$\frac{1}{2}$	5 orbitales 4d (10 electrones)
4	2	0	$-\frac{1}{2}$	
4	2	1	$\frac{1}{2}$	
4	2	1	$-\frac{1}{2}$	
4	2	-1	$\frac{1}{2}$	
4	2	-1	$-\frac{1}{2}$	
4	2	2	$\frac{1}{2}$	
4	2	2	$-\frac{1}{2}$	
4	2	-2	$\frac{1}{2}$	
4	2	-2	$-\frac{1}{2}$	

$n$	$l$	$m$	$s$	
4	3	0	$\frac{1}{2}$	7 orbitales 4f (14 electrones)
4	3	0	$-\frac{1}{2}$	
4	3	1	$\frac{1}{2}$	
4	3	1	$-\frac{1}{2}$	
4	3	-1	$\frac{1}{2}$	
4	3	-1	$-\frac{1}{2}$	
4	3	2	$\frac{1}{2}$	
4	3	2	$-\frac{1}{2}$	
4	3	-2	$\frac{1}{2}$	
4	3	-2	$-\frac{1}{2}$	
4	3	3	$\frac{1}{2}$	
4	3	3	$-\frac{1}{2}$	
4	3	-3	$\frac{1}{2}$	
4	3	-3	$-\frac{1}{2}$	

Hay  $(2 + 6 + 10 + 14) = 32$  combinaciones de números cuánticos que corresponden a **32 electrones**.

La respuesta correcta es la **c**.

11.82. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable del estado fundamental para el ion  $Mn^{2+}$ , sabiendo que  $Z = 25$ ?

- a)  $[Ar] 4s^2 3d^3$
- b)  $[Ar] 4s^1 3d^4$
- c)  $[Ar] 4s^0 3d^3 4p^3$
- d)  $[Ar] 4s^2 4p^5$
- e)  $[Ar] 4s^0 3d^5$

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La estructura electrónica abreviada del Mn ( $Z = 25$ ) es  $[Ar] 4s^2 3d^5$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

El  $Mn^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es  $[Ar] 4s^0 3d^5$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la e.

11.83. Los átomos de la primera serie de transición difieren entre sí en general en el número de electrones que ocupan los orbitales:

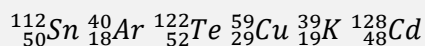
- a) s
- b) p
- c) s y p
- d) p y d
- e) d

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Los metales de transición, que envían su electrón diferenciador a un orbital d, se llaman así porque al estar colocados en el sistema periódico entre los metales alcalinos y alcalinotérreos, que envían su electrón diferenciador a un orbital s, y los no metales, que envían su electrón diferenciador a un orbital p, tienen propiedades que van variando de forma paulatina desde las de los metales hasta las de los no metales.

La respuesta correcta es la e.

11.84. Considerando las siguientes especies químicas:



se puede afirmar que el:

- a)  ${}_{48}^{128}\text{Cd}$  posee el menor número de neutrones.
- b)  ${}_{18}^{40}\text{Ar}$  es la especie de menor masa atómica.
- c)  ${}_{18}^{40}\text{Ar}$  posee el menor número de electrones.
- d)  ${}_{50}^{112}\text{Sn}$  posee el mayor número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2003)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia ( $A - Z$ ) proporciona el número de neutrones.

Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente 1 u, y que la masa del electrón es despreciable frente a la de los anteriores, el número másico da la masa aproximada de un átomo.

En la siguiente tabla se indica el número de partículas y la masa atómica aproximada de cada uno de las especies propuestas:

	$^{112}_{50}\text{Sn}$	$^{40}_{18}\text{Ar}$	$^{122}_{52}\text{Te}$	$^{59}_{29}\text{Cu}$	$^{39}_{19}\text{K}$	$^{128}_{48}\text{Cd}$
Protones	50	18	52	29	19	48
Electrones	50	18	52	29	19	48
Neutrones	62	22	70	30	20	72
Masa aprox.	112	40	122	59	39	120

- a) Falso. La especie con menor número de neutrones es  $^{39}_{19}\text{K}$ .
- b) Falso. La especie con menor masa atómica es  $^{39}_{19}\text{K}$ .
- c) **Verdadero**. La especie con menor número de electrones es  $^{40}_{18}\text{Ar}$ .
- d) Falso. La especie con mayor número de protones es  $^{122}_{52}\text{Te}$ .

La respuesta correcta es la **c**.

*11.85. El electrón más energético del elemento de número atómico 20 queda definido por la notación cuántica:*

- a)  $(4, 1, -1, \frac{1}{2})$   
 b)  $(4, 0, -1, -\frac{1}{2})$   
 c)  $(3, 2, -2, \frac{1}{2})$   
 d)  $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$

*(O.Q.L. Murcia 2003)*

El elemento de  $Z = 20$  tiene la siguiente estructura electrónica abreviada:  $[\text{Ar}] 4s^2$ .

Al electrón más energético,  $4s^2$ , le corresponden los siguientes números cuánticos:

$n = 4$  (cuarto nivel de energía)

$l = 0$  (subnivel s)

$m = 0$  (el subnivel de energía s no se encuentra energéticamente degenerado, tiene un único orbital s)

$s = \frac{1}{2}$  ó  $-\frac{1}{2}$  (puede tomar indistintamente cualquiera de los dos valores)

La respuesta correcta es la **d**.

11.86. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:

- a) La energía que posee un electrón del orbital 3s es diferente de la que posee un electrón del orbital 2s.  
 b) Los electrones de cada orbital tienen el mismo número cuántico de spin.  
 c) Cuando todos los electrones de un átomo poseen la mínima energía que pueden tener se dice que el átomo está en su estado fundamental.  
 d) En el átomo de oxígeno no existen electrones desapareados.

(O.Q.L. Murcia 2003)

a) Verdadero. De acuerdo con el diagrama de *Moeller*, la energía del orbital 2s es inferior a la del orbital 3s.

b) **Falso**. De acuerdo con el Principio de Exclusión de *Pauli*, en un mismo orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines opuestos.

c) Verdadero. Si los electrones de un átomo cumplen el *Principio Aufbau o de construcción*, integrado por:

- Principio de Mínima Energía:

*“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”.*

- Principio de Exclusión de *Pauli*:

*“dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos”.*

- Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.*

se dice que el átomo se encuentra en su estado fundamental.

d) **Falso**. La estructura electrónica abreviada del O ( $Z = 8$ ) es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , y de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* tiene la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados.

Las respuestas incorrectas son la **b** y la **d**.

11.87. ¿Cuál de las siguientes estructuras electrónicas le corresponderá a un elemento con número de oxidación máximo de +3?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^3$   
 b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$   
 c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$   
 d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

(O.Q.L. Murcia 2003)

Si el elemento tiene la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$  y pierde tres electrones, con lo que su número de oxidación será +3, consigue una estructura electrónica estable de gas inerte  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

La respuesta correcta es la **b**.

11.88. La estructura electrónica del ion Mo (IV) responde a:

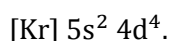
- a)  $[Kr] 4d^2$
- b)  $[Kr] 4d^5 5s^1$
- c)  $[Kr] 4d^1 5s^1$
- d)  $[Kr] 4d^1$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

El elemento de símbolo Mo, molibdeno, pertenece al grupo 6 del sistema periódico, que está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Cr	Mo	W	Sg

se encuentra en el periodo 5, por lo que su estructura electrónica abreviada es:



pero de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

5s	4d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El  $Mo^{4+}$  pierde cuatro electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran uno de ellos en el orbital 5s y tres en el orbital 4d, y su estructura electrónica es  **$[Kr] 4d^2$** :

5s	4d				
	↑	↑			

La respuesta correcta es la **a**.

11.89. Se dice que dos átomos son isótopos entre sí cuando tienen:

- a) Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.
- b) Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
- c) Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.
- d) Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z) por lo que tienen idéntica estructura electrónica.

b) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z) por lo que tienen idéntico número de protones.

c) **Verdadero**. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z y diferente A) por lo que tienen diferente número de neutrones.

d) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z y diferente A) por lo que tienen diferente composición del núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

11.90. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de valores de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  no corresponden a un orbital?

	$n$	$l$	$m_l$
a)	2	1	0
b)	2	2	1
c)	3	1	-1
d)	1	0	0

(O.Q.L. Baleares 2003)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad s = \pm \frac{1}{2}$$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  sólo puede ser 0 y 1.

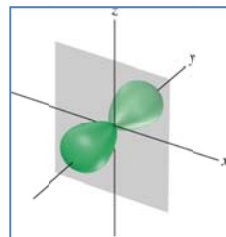
La respuesta correcta es la **b**.

11.91. Sobre la forma y el tamaño de los orbitales se puede afirmar que:

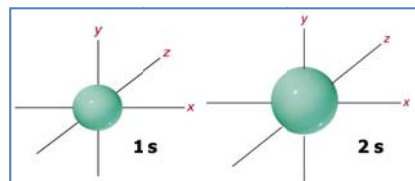
- Los orbitales  $p$  tienen simetría esférica.
- Los orbitales  $p$  tienen forma de tetraedro regular.
- Los orbitales aumentan de volumen al aumentar el nivel de energía.
- Los orbitales  $sp^2$  están dirigidos según los vértices de un tetraedro.

(O.Q.L. Baleares 2003)

a-b) Falso. Los orbitales  $p$  tienen forma lobular. Por ejemplo, el orbital atómico  $p_y$  tiene la forma:

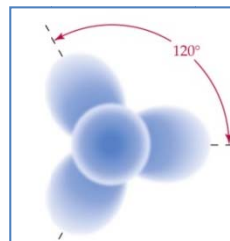


c) **Verdadero**. El tamaño del orbital aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ . Así para los orbitales  $s$ :



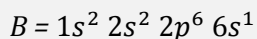
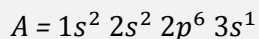
d) La hibridación  $sp^2$  es trigonal, por tanto, los orbitales híbridos  $sp^2$  están dirigidos hacia los vértices de un triángulo.

La respuesta correcta es la **c**.





11.92. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- Se necesita menos energía para arrancar un electrón a B que de A.
- A y B representan átomos de elementos distintos.
- B corresponde a un estado excitado.
- Para pasar de A a B se necesita energía.

(O.Q.L. Baleares 2003)

a) Verdadero. El electrón más externo se encuentra en un subnivel de energía con diferente valor de n (3 en A y 6 en B) y la energía para arrancar un electrón se puede calcular, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

siendo Z, la carga nuclear efectiva de la especie química.

b) **Falso**. Las configuraciones electrónicas de A e B cuentan con 11 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior.

c-d) Verdadero. B corresponde a un estado excitado y A a un estado fundamental del mismo elemento, por lo que para pasar de A a B se necesita aportar energía.

La respuesta correcta es la **b**.

11.93. ¿Cuántos electrones con números cuánticos distintos pueden existir en un subnivel con  $n = 2$  y  $l = 1$ ?

- 3
- 6
- 4
- 8

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

- Si el número cuántico  $n = 2$  indica que se trata del segundo nivel de energía.
- Si el número cuántico  $l = 1$  indica que se trata de un subnivel de energía p.
- Si el número cuántico  $l = 1$ , los valores posibles del número cuántico magnético m, son 0, 1 y -1, lo que indica que el subnivel de energía p se encuentra triplemente degenerado o lo que es lo mismo que en este subnivel hay 3 orbitales 2p.
- Como el número cuántico s sólo puede tener los valores  $\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ , quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos. Por tanto, el número total de electrones que caben en el subnivel 2p es **6**.

La respuesta correcta es la **b**.

11.94. ¿Cuál es la energía en  $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$  de los fotones asociados a la luz de longitud de onda  $7 \cdot 10^2 \text{ nm}$ ?

- $2,56 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $1,71 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $4,72 \cdot 10^{-43} \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $2,12 \cdot 10^{42} \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$

(Datos.  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ m} = 10^9 \text{ nm}$ )

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = h \frac{c}{\lambda}$$

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{7 \cdot 10^2 \text{ nm}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{fotón}^{-1}$$

Expresando este valor en  $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$ :

$$2,84 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{fotón}} \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol}} = 1,71 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.95. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a la sonda Rosetta de 3 t que viaja a una velocidad de 37080 km/h?

a)  $2,14 \cdot 10^{-21} \text{ mm}$

b)  $2,14 \cdot 10^{-35} \text{ km}$

c)  $2,14 \cdot 10^{-21} \text{ nm}$

d)  $2,14 \cdot 10^{-31} \text{ Å}$

e)  $2,14 \cdot 10^{-32} \text{ m}$

(Dato.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación propuesta por *De Broglie* relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \longrightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{(3 \text{ t}) (37080 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1})} \frac{1 \text{ t}}{10^3 \text{ kg}} \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \frac{10^{10} \text{ Å}}{1 \text{ m}} = 2,14 \cdot 10^{-31} \text{ Å}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a  $h$  (constante de *Planck*).

La respuesta correcta es la **d**.

11.96. El Cs se utiliza en fotocélulas y en cámaras de televisión porque tiene una energía de ionización muy baja. ¿Cuál es la energía cinética de un fotoelectrón desprendido del Cs con una luz de 5000 Å?

a)  $2,3 \cdot 10^{-31} \text{ cal}$

b)  $4,6 \cdot 10^{-16} \text{ J}$

c)  $2,3 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$

d)  $2,3 \cdot 10^{-26} \text{ kJ}$

e)  $2,3 \cdot 10^{-16} \text{ J}$

(Datos.  $\lambda_{\text{crítica Cs}} = 6600 \text{ Å}$ ;  $c = 2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación propuesta por *Einstein* para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left[ \frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right] \longrightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Sustituyendo:

$$E_k = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (2,99793 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}) \left[ \frac{1}{5000 \text{ \AA}} - \frac{1}{6600 \text{ \AA}} \right] \frac{10^{10} \text{ \AA}}{1 \text{ m}} = 9,67 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

Cambiando unidades:

$$9,67 \cdot 10^{-20} \text{ J} \frac{0,24 \text{ cal}}{1 \text{ J}} \frac{1 \text{ kcal}}{10^3 \text{ cal}} = 2,3 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$$

La respuesta correcta es la c.

11.97. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- La radiación emitida por una transición electrónica,  $n = 4 \rightarrow n = 2$ , tiene una longitud de onda mayor que la transición electrónica,  $n = 5 \rightarrow n = 2$ , para un mismo átomo.
- Un subnivel con  $l = 3$  tiene una capacidad de 14 electrones.
- Un átomo de un elemento del grupo de los halógenos tiene un electrón sin aparear.
- Para un mismo valor de  $n$ , la energía de un electrón d es siempre mayor que la de uno p.
- La configuración de un átomo en su estado fundamental puede contener solamente los orbitales 1s, 2p, 3p, 4s, 5s y 4f.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

a) Verdadero. La longitud de onda correspondiente a la radiación emitida en un salto electrónico se calcula mediante la ecuación de Bohr:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Para los saltos electrónicos  $4 \rightarrow 2$  y  $5 \rightarrow 2$ , respectivamente:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right] \longrightarrow \lambda_{(4 \rightarrow 2)} = \frac{5,33}{R_H} \text{ m} \\ \frac{1}{\lambda} &= R_H \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right] \longrightarrow \lambda_{(5 \rightarrow 2)} = \frac{4,76}{R_H} \text{ m} \end{aligned} \right\} \longrightarrow \lambda_{(4 \rightarrow 2)} > \lambda_{(5 \rightarrow 2)}$$

b) Verdadero. El número cuántico  $l = 3$  se corresponde con el subnivel f. Este subnivel tiene 7 orbitales f y en cada uno de los orbitales caben 2 electrones, en total 14.

c) Verdadero. Los halógenos tienen 7 electrones en su capa de valencia distribuidos de forma que presenta un electrón desapareado:

ns	np		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

d) Verdadero. Los electrones d se llaman electrones internos, mientras que los electrones p son llamados externos o de valencia. Los internos están más cerca del núcleo y por ello tienen más energía y cuestan más de arrancar a diferencia de los p que al ser externos tienen menos energía son más fáciles de eliminar.

e) **Falso**. De acuerdo con el diagrama de *Moeller* de subniveles de energía en la secuencia propuesta  $1s\ 2p\ 3p\ 4s\ 5s\ 5f$ , faltan los orbitales  $2s, 3s, 4s, 3d, 4p, 4d, 5p, 6s, 5d, 4f, 6p, 7s, 6d$  y  $7p$ .

La respuesta correcta es la **e**.

11.98. Los átomos que se denominan isótopos:

- a) Difieren en el número atómico pero tienen la misma masa atómica.
- b) Difieren en la masa atómica pero tienen el mismo número atómico.
- c) Sólo pueden obtenerse en procesos radiactivos y su existencia fue predicha por Marie Curie.
- d) Desvían la luz polarizada en distinta dirección.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones) y por tanto, distinta masa atómica.

a) Falso. De acuerdo con la definición de isótopo.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la definición de isótopo.

c) Falso. De los elementos no sintéticos de la tabla periódica sólo hay 21 que no tengan isótopos naturales. Los isótopos son definidos por *F. Soddy* en 1911.

d) Falso. La luz polarizada sólo la pueden desviar los compuestos que tienen actividad óptica.

La respuesta correcta es la **b**.

11.99. Los rayos X tienen:

- a) Longitudes de onda muy pequeñas.
- b) Frecuencias muy pequeñas.
- c) Energías muy pequeñas.
- d) Longitudes de onda grandes y, por tanto, energías grandes.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los rayos X son radiaciones electromagnéticas de muy pequeña longitud de onda y elevada frecuencia y energía.

La respuesta correcta es la **a**.

11.100. La configuración electrónica que utilizamos habitualmente se basa en distribuir los electrones de un átomo en distintos orbitales ( $s, p, d, f, \dots$ ) que pertenecen a distintas capas. ¿Qué relación existe entre estos orbitales y las órbitas de Bohr?

- a) Órbitas y orbitales son básicamente lo mismo.
- b) En ambos los electrones están girando en torno al núcleo, aunque sólo en los orbitales  $s$  las trayectorias son circulares.
- c) La energía del orbital  $1s$  del átomo de  $H$  coincide con la energía de la primera órbita de Bohr.
- d) En las órbitas, los electrones pueden excitarse y pasar a otra superior, mientras que en los orbitales es imposible que ocurra este proceso.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) Falso. Las órbitas son las trayectorias descritas por los electrones alrededor del núcleo en el modelo de *Bohr-Sommerfeld* y los orbitales son zonas del espacio con una determinada energía en las que existe una elevada probabilidad ( $> 90\%$ ) de encontrar a un electrón.

b) Falso. No tiene sentido hablar de trayectorias en el modelo de probabilidad o de orbitales.

c) **Verdadero**. Las energías del electrón en la primera órbita de *Bohr* y del orbital 1s para el átomo de hidrógeno coinciden y son -13,6 eV.

d) Falso. Un estado atómico excitado se obtiene cuando un electrón pasa a una órbita o nivel de energía superior (modelo de *Bohr*) o bien cuando un electrón salta a un orbital de energía superior (modelo de orbitales).

La respuesta correcta es la **c**.

11.101. La configuración electrónica externa del As es:

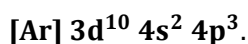
- a)  $4s^2 4p^3$
- b)  $4s^2 4p^5$
- c)  $4s^2 3d^3$
- d)  $5s^2 5p^4$

(O.Q.L. Murcia 2004)

El elemento de símbolo As, arsénico, pertenece al grupo 15 del sistema periódico, que está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6
Elemento	N	P	As	Sb	Bi

se encuentra en el periodo 4, por lo que su estructura electrónica abreviada es:



La respuesta correcta es la **a**.

11.102. El litio es un metal blando, ligero y reactivo. Su estructura electrónica es  $1s^2 2s^1$ . ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Al formar un enlace toma un electrón para alcanzar la estructura  $1s^2 2s^2$ .
- b)  $2s^1$  representa el electrón de valencia.
- c) El ion litio es  $1s^2 2s^3$ .
- d) Su máximo grado de oxidación es +3.
- e) Cuando se forma el ion litio gana un electrón y alcanza la estructura  $1s^2 2s^2$ .
- f) El ion litio es  $1s^2 2s^1$ .
- g) Todos los electrones participan en la formación de compuestos.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. El litio al formar enlaces cede un electrón y adquiere la estructura electrónica  $1s^2$ .

b) **Verdadero**. El electrón  $2s^1$  es un electrón externo o de valencia.

c-d-e-f) Falso. El ion litio es  $\text{Li}^+$  y se forma cuando el átomo cede un electrón por lo que su estructura es  $1s^2$  y su máximo grado de oxidación es +1.

g) En la formación de compuestos de litio sólo participa el electrón externo  $2s^1$ .

La respuesta correcta es la **b**.

(Las diferentes propuestas están repartidas entre los dos exámenes).

11.103. Considerando el átomo de rubidio en su estado fundamental de energía, ¿cuántos electrones tienen el número cuántico  $m = 0$ ?

- a) 5
- b) 17
- c) 11
- d) Todos

(O.Q.L. Baleares 2004)

El rubidio es un elemento que se encuentra situado en el grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ .

En cada subnivel hay por lo menos un orbital al que le corresponde el valor del número cuántico  $m = 0$  y en cada orbital dos electrones, excepto en el último que sólo hay uno. Como hay 9 orbitales diferentes, uno de ellos incompleto, el número de electrones con el número cuántico  $m = 0$  es 17.

La respuesta correcta es la **b**.

11.104. El número máximo de electrones en un átomo que puede tener los siguientes números cuánticos,  $n = 2$  y  $m_s = \frac{1}{2}$  es:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. Madrid 2004)

Si el número cuántico  $n = 2$  indica que se trata de un átomo de un elemento del segundo periodo o nivel de energía. Por tanto, tiene completo el primer nivel de energía con 2 electrones.

Si además  $m_s = \frac{1}{2}$  quiere decir que ha podido completar el orbital 2s por lo que tiene 2 electrones. El número total de electrones que tiene es **4**.

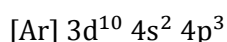
La respuesta correcta es la **c**.

11.105. Del átomo cuyo número atómico es 33, se puede afirmar todo lo siguiente, excepto:

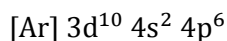
- a) Tiene los orbitales 3d completos.
- b) Está situado en la cuarta fila de la tabla periódica.
- c) Es un metal de transición.
- d) Si captase tres electrones se convertiría en un anión cuya estructura electrónica sería la de un gas noble.

(O.Q.L. Madrid 2004)

Al elemento de número atómico 33 le corresponde la siguiente estructura electrónica abreviada:



- a) Verdadero. Tiene los orbitales 3d completos.
- b) Verdadero. El valor máximo de  $n = 4$  indica que este elemento se encuentra en 4º periodo del sistema periódico.
- c) **Falso**. Para que se tratase de un metal de transición no debería haberse comenzado a llenar el subnivel 4p.
- d) Verdadero. Si un átomo de este elemento capta tres electrones forma un anión trivalente y adquiere una estructura electrónica muy estable de gas inerte:



La respuesta correcta es la **c**.

11.106. Indique los valores de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$  que pueden ser correctos para describir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 31:

- a) 4, 1, -2
- b) 4, 1, -1
- c) 4, 2, 1
- d) 3, 1, -1

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

La estructura electrónica abreviada del elemento de  $Z = 31$  es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$ . El electrón más externo se encuentra en un orbital 4p por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 4$  (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$  (subnivel de energía p)
- $m = 1, 0, -1$  (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes  $p_x, p_y, p_z$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

11.107. La energía del electrón en el estado fundamental para el átomo de hidrógeno es  $-13,6 \text{ eV}$ . ¿Cuál de los siguientes valores puede corresponder a un estado excitado?

- a)  $-3,4 \text{ eV}$
- b)  $-6,8 \text{ eV}$
- c)  $+13,6 \text{ eV}$
- d)  $+27,2 \text{ eV}$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Madrid 2008)

La energía, en eV, de un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{13,6}{n^2}$$

El valor correcto de la energía será el que corresponda a un valor entero de  $n$ :

$$-3,4 = -\frac{13,6}{n^2} \quad \longrightarrow \quad n = 2$$

$$-6,8 = -\frac{13,6}{n^2} \quad \longrightarrow \quad n = 1,4$$

Los otros dos valores son absurdos ya que se trata de energías positivas.

La respuesta correcta es la **a**.

11.108. Escribe un símbolo adecuado para la especie que contiene 29 protones, 34 neutrones y 27 electrones.

- a)  ${}_{29}^{61}\text{Cu}$
- b)  ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$
- c)  ${}_{29}^{63}\text{Cu}$
- d)  ${}_{29}^{61}\text{Cu}^{2+}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El que el número de electrones sea dos unidades inferior al de protones indica que se trata de un catión con carga 2+.

La especie  ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$  está integrada por 29 protones, 27 electrones y 34 neutrones.

La respuesta correcta es la **b**.

11.109. ¿Con que ecuaciones llegó Louis de Broglie al principio dual de la materia?

- Ecuación de Einstein de la energía y relación de energía de Planck.
- Ecuación de Einstein de la energía y la ecuación de incertidumbre de Heisenberg.
- Relación de energía de Planck y la ecuación de energía de los orbitales de Bohr.
- Relación de energía de Planck y ecuación de incertidumbre de Heisenberg.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Combinando la ecuación de *Einstein* de la energía:

$$E = m \cdot c^2$$

y la relación de energía de *Planck*:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

se obtiene la ecuación del principio dual de la materia de *Louis de Broglie*:

$$\frac{h \cdot c}{\lambda} = m \cdot c^2 \quad \longrightarrow \quad \lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.110. La mayor parte de la luz procedente de una lámpara de sodio tiene una longitud de onda de 589 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

- $7,05 \cdot 10^{13}$  Hz
- $3,04 \cdot 10^{15}$  Hz
- $2,50 \cdot 10^{14}$  Hz
- $5,09 \cdot 10^{14}$  Hz

(Dato. Velocidad de la luz =  $2,998 \cdot 10^8$  m·s<sup>-1</sup>)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Despejando:

$$\nu = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{589 \text{ nm}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 5,09 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La respuesta correcta es la **d**.



11.111. ¿Cuáles de las siguientes especies se espera que sean diamagnéticas y cuáles paramagnéticas?

Na Mg Cl<sup>-</sup> Ag

- a) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, paramagnética  
 b) Diamagnética, paramagnética, paramagnética, paramagnética  
 c) Paramagnética, diamagnética, diamagnética, paramagnética  
 d) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, diamagnética

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Una especie química que presenta electrones desapareados es paramagnética y si no los tiene es diamagnética.

- El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio cuya configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>. La distribución de los electrones en el orbital 3s es:



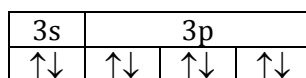
Presenta un electrón desapareado, por tanto, es una especie **paramagnética**.

- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio cuya configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup>. La distribución de los electrones en el orbital 3s es:



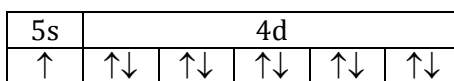
No presenta electrones desapareados, por tanto, es una especie **diamagnética**.

- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro cuya configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>. La configuración electrónica del ion Cl<sup>-</sup> es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> ya que gana 1 electrón en su capa más externa. La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:



No presenta electrones desapareados, por tanto, es una especie **diamagnética**.

- El elemento cuyo símbolo es Ag es la plata cuya configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s<sup>1</sup> 4d<sup>10</sup>. La distribución de los electrones en los orbitales 5s y 4d es:



Presenta un electrón desapareado, por tanto, es una especie **paramagnética**.

La respuesta correcta es la **c**.

11.112. Una señal de TV tiene una longitud de onda de 10 km. ¿Cuál es su frecuencia en kHz?

- a) 30,0  
 b) 3,00·10<sup>4</sup>  
 c) 3,00·10<sup>7</sup>  
 d) 3,00·10<sup>-7</sup>  
 e) 3,33·10<sup>-2</sup>

(Dato. Velocidad de la luz = 2,99793·10<sup>8</sup> m·s<sup>-1</sup>)

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2011)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Despejando:

$$\nu = \frac{2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{10 \text{ km}} \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \frac{1 \text{ kHz}}{10^3 \text{ Hz}} = \mathbf{30 \text{ kHz}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.113. Un detector de radiación expuesto a la luz solar detecta la energía recibida por segundo en una determinada área. Si este detector tiene una lectura de  $0,430 \text{ cal} \cdot \text{cm}^{-2} \cdot \text{min}^{-1}$ , ¿cuántos fotones de luz solar están incidiendo por cada  $\text{cm}^2$  en un minuto? Suponga que la longitud de onda media de la luz solar es  $470 \text{ nm}$ .

a)  $2,02 \cdot 10^7$

b)  $8,46 \cdot 10^7$

c)  $4,26 \cdot 10^{18}$

d)  $1,02 \cdot 10^{27}$

e)  $4,25 \cdot 10^{27}$

(Datos.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $c = 2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$ )

(O.Q.N. Luarca 2005)

La energía asociada a un fotón se calcula mediante la expresión:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Sustituyendo:

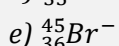
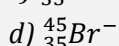
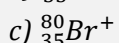
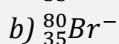
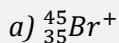
$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{470 \text{ nm}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} \frac{1 \text{ cal}}{4,184 \text{ J}} = 1,01 \cdot 10^{-19} \text{ cal}$$

Relacionando esta energía con la energía recibida por el colector se obtiene el número de fotones que impactan en él:

$$\frac{0,430 \text{ cal} \cdot \text{cm}^{-2} \cdot \text{min}^{-1}}{1,01 \cdot 10^{-19} \text{ cal} \cdot \text{fotón}^{-1}} = \mathbf{4,26 \cdot 10^{18} \text{ fotón} \cdot \text{cm}^{-2} \cdot \text{min}^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

11.114. ¿Cuál es la notación adecuada para un ion que contiene 35 protones, 36 electrones y 45 neutrones?



(O.Q.N. Luarca 2005)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Si tiene 35 protones su número atómico debe ser 35.

También debería tener 35 electrones, pero al tener 36 debe estar cargado negativamente.

Si tiene 45 neutrones, su número másico es  $(35 + 45) = 80$ .

Se trata de la especie  ${}^{80}_{35}\text{Br}^-$ .

La respuesta correcta es la **b**.

11.115. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del Fe (III), sabiendo que  $Z(\text{Fe}) = 26$ ?

- a)  $[\text{Ar}] 3d^5$
- b)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$
- c)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^4$
- d)  $[\text{Ar}] 4s^2 3p^3$
- e)  $[\text{Ar}] 4p^5$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Murcia 2010)

La estructura electrónica abreviada del Fe ( $Z = 26$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ .

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos",*

la distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

El  $\text{Fe}^{3+}$  pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran dos en el orbital 4s y uno en el orbital 3d por lo que su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^5$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **a**.

11.116. La carga nuclear efectiva del sodio es:

- a)  $< 11$  y  $> 10$
- b)  $< 10$  y  $> 9$
- c)  $< 2$  y  $> 1$
- d)  $< 1$  y  $> 0$
- e) 0

(O.Q.N. Luarca 2005)

La carga efectiva de un átomo,  $Z_{\text{ef}}$ , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} Z = \text{carga nuclear} \\ \sigma = \text{constante de apantallamiento} \end{cases}$$

La constante de apantallamiento se calcula mediante las reglas de *Slater* que dicen:

1. Escriba la configuración electrónica del elemento y agrupe los subniveles de la siguiente forma (1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d, 4f) (5s, 5p) ...

2. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones situados a la derecha del grupo (ns, np) es **0**.

3. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones del mismo grupo es **0,35**; excepto para el 1s que es **0,31**.

▪ Si el electrón considerado es **ns** o **np**:

4. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno los electrones con **n inferior en una unidad** al electrón considerado es **0,85**.

5. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones con **n inferior en dos unidades** al electrón considerado es **1,00**.

▪ Si el electrón considerado es **nd** o **nf** se mantienen las reglas 1,2 y 3 pero las reglas 4 y 5 se sustituyen por la regla 6:

6. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones de los grupos situados a la izquierda del electrón considerado es **1,00**.

El sodio es un elemento que se encuentra situado en el grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico, por lo que su estructura electrónica es  $(1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^1)$ .

El valor de la constante de apantallamiento,  $\sigma$ , para su último electrón es:

$$\sigma = 8 (0,85) + 2 (1,00) = 8,80$$

El valor de la carga efectiva,  $Z_{ef}$  es:

$$Z_{ef} = 11 - 8,80 = 2,20$$

Como se observa, ninguna de las propuestas coincide.

*11.117. Un protón y un electrón se diferencian, entre otras cosas en que:*

- a) La carga del electrón es el doble que la del protón.*
- b) La masa del electrón es mucho menor que la del protón.*
- c) El color del electrón es más oscuro que el del protón.*
- d) Los protones son diferentes en átomos diferentes, mientras que los electrones son iguales.*

*(O.Q.L. Murcia 2005)*

a) Falso. El protón y el electrón tienen la misma carga,  $1,6 \cdot 10^{-19}$  C, solo que la del protón es positiva y la del electrón negativa.

b) **Verdadero**. La masa del electrón es aproximadamente 1837 veces menor que la del protón:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} \approx 1837$$

c) Falso. Es absurdo hablar de colores en las partículas subatómicas.

d) Falso. Protones y electrones son partículas elementales comunes a los átomos de todos los elementos.

La respuesta correcta es la **b**.

11.118. Cuando los electrones atraviesan un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria:

- No se dispone de medios técnicos para conocer lo que sucede.
- No sufren aceleración.
- Se paran rápidamente.
- Curvan su trayectoria.

(O.Q.L. Murcia 2005)

Según experimentó *J.J. Thomson* con el tubo de rayos catódicos, cuando los rayos atraviesaban un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria, la trayectoria de éstos se curvaba. Este hecho era prueba de que los rayos catódicos no eran partículas cargadas, ya que los campos eléctricos son capaces de desviar a las partículas cargadas, sin embargo, no ejercen ningún efecto sobre las ondas electromagnéticas.

La respuesta correcta es la **d**.

11.119. El hecho de que los espectros atómicos sean un conjunto de líneas asociadas a diferentes valores de energía:

- Es consecuencia de que los átomos tengan más de un electrón.
- Es consecuencia de que los átomos tengan más de un protón.
- Es consecuencia de la cuantización de la energía del átomo.
- Está relacionado con el principio de exclusión de Pauli.

(O.Q.L. Murcia 2005)

De acuerdo con el segundo postulado de *Bohr*, los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía,  $h\nu$ , existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición.

La energía asociada a cada uno de estos saltos cuánticos al ser analizada mediante un espectrómetro da lugar a una línea del espectro.

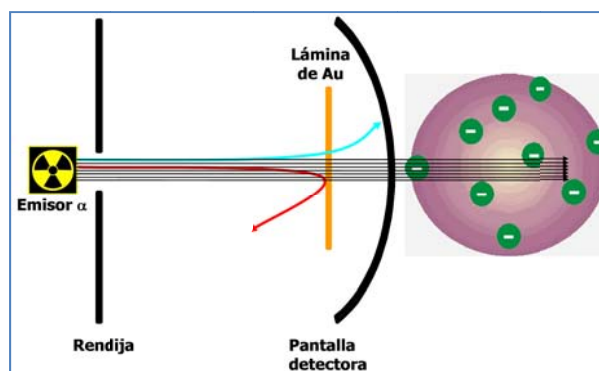
La respuesta correcta es la **c**.

11.120. Si se lanza, contra una lámina de oro muy fina, distintos chorros de partículas  $\alpha$  ( $He^{2+}$ ) se observa que:

- La mayoría de ellas atraviesan la lámina sin que su trayectoria rectilínea se vea afectada.
- La mayoría de ellas se desvía de su trayectoria rectilínea.
- La mayoría de ellas rebota.
- En realidad, es un experimento que a nadie se le ocurriría realizar.

(O.Q.L. Murcia 2005)

En el experimento de *E. Rutherford*, realizado por *H. Geiger* y *E. Marsden*, se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de éstas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que *Rutherford* dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.



La respuesta correcta es la **a**.

11.121. Las ondas de radio y los rayos X se propagan:

- Con una velocidad inversamente proporcional a su longitud de onda.
- Con una velocidad inversamente proporcional a su frecuencia.
- A la misma velocidad en el vacío.
- Si existe un medio material a través del cual hacerlo.

(O.Q.L. Murcia 2005)

Las ondas de radio y los rayos X son ondas electromagnéticas que se propagan con velocidad constante,  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ , en el vacío y en cualquier medio material.

La respuesta correcta es la c.

11.122. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:

- Los electrones están distribuidos en orbitales llamados s, p, d, f, etc.
- En cada orbital puede haber un máximo de dos electrones.
- Los electrones giran a velocidad constante.
- Los electrones saltan de una órbita a otra sin emisión ni absorción de energía.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. El modelo de Bohr no habla para nada de orbitales.

b) Falso. Se trata del Principio de Exclusión de Pauli.

c) **Verdadero.** La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \frac{1}{n} \longrightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n.

d) Falso. Contradice el segundo postulado de Bohr que dice que:

*“los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía,  $h\nu$ , existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición”.*

La respuesta correcta es la c.

11.123. Considerando el átomo de Ne y el catión  $Mg^{2+}$ :

- Ambos tienen el mismo número de protones.
- Los dos tienen el mismo número de electrones.
- El tamaño del catión  $Mg^{2+}$  es mayor que el del átomo de Ne.
- Ambos tienen el mismo número de electrones que de protones.

(O.Q.L. Murcia 2005)

▪ El elemento con símbolo Ne es el neón y pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $Mg^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

- a) Falso. Se trata de especies procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.
- b) **Verdadero.** Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen 10 electrones.
- c) Falso. En especies isoelectrónicas tiene mayor tamaño la que posee menor número atómico ya que su núcleo atrae con menos fuerza.
- d) Falso. Tienen el mismo número de electrones (especies isoelectrónicas) pero diferente número de protones (elementos diferentes).

La respuesta correcta es la **a**.

11.124. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de H recibe radiación electromagnética:

- a) Puede producirse un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
- b) Puede producirse una disminución de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
- c) Puede obtenerse un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.
- d) El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna forma.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a-b) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \frac{1}{n} \longrightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n.

- c) **Verdadero.** Si la radiación electromagnética tiene la energía suficiente, puede obtenerse un átomo excitado con un electrón en la cuarta órbita o cuarto nivel cuántico de energía.
- d) Falso. Según lo expresado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

11.125. Un átomo tiene de número atómico 23. Sería incorrecto decir que:

- a) Su configuración electrónica externa es  $4s^2 3d^3$ .
- b) Corresponde a un elemento de transición.
- c) Tiene 3 electrones desapareados.
- d) Está situado en el grupo 3B de la tabla periódica.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La estructura electrónica abreviada del elemento con  $Z = 23$  es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

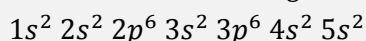
le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑		

- a) Verdadero. La estructura electrónica externa es  $4s^2 3d^3$ .
- b) Verdadero. Los elementos de transición son aquellos cuya estructura electrónica externa es  $ns (n-1)d$ .
- c) Verdadero. El átomo en su estado fundamental tiene 3 electrones desapareados.
- d) **Falso**. El elemento presenta 5 electrones en su última capa por lo que pertenece al grupo 5 (anteriormente llamado 5B).

La respuesta correcta es la **d**.

11.126. De un átomo con la siguiente configuración electrónica:

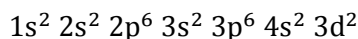


se puede afirmar que:

- a) Se encuentra en su estado fundamental de energía.
- b) Si un electrón 5s pasa a un nivel de energía inferior se producirá una línea de su espectro de emisión.
- c) Si un electrón 4s pasa a un nivel de energía superior se producirá una línea de su espectro de emisión.
- d) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. Baleares 2005)

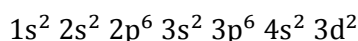
a) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que los electrones del subnivel 5s deberían estar situados en el 3d y la estructura electrónica en el estado fundamental sería:



b) **Verdadero**. Cuando un electrón situado en el subnivel 5s cae a subnivel de energía inferior, emite la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

c) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel 4s sube a subnivel de energía superior, debe absorber la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

d) Falso. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental:

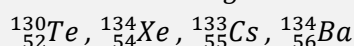


Por tanto, pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) y grupo 4 (sumando los superíndices de los subniveles 4s y 3d) del sistema periódico.

Los elementos alcalinotérreos están incluidos en el grupo 2 y tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental  $ns^2$ .

La respuesta correcta es la **b**.

11.127. Los elementos siguientes:



poseen una característica común a todos ellos. Indique cuál de todas las propuestas es la verdadera:

- a) Pertenecen todos al mismo periodo.
- b) Los núcleos de los cuatro elementos contienen el mismo número de neutrones.
- c) Los cuatro elementos son isótopos entre sí.
- d) El estado de oxidación más probable de los cuatro elementos es +2.

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Canarias 2008)



- El telurio es un elemento perteneciente al grupo 16 del sistema periódico, que está integrado por:

Periodo	2	3	4	<b>5</b>	6
Elemento	O	S	Se	<b>Te</b>	Po

El telurio se encuentra en el grupo 16 y periodo 5, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$  o, de forma abreviada, **[Kr]  $5s^2 4d^{10} 5p^4$** . Sumando el número de electrones se obtiene que su número atómico es **Z = 52**.

- El xenón es un elemento perteneciente al grupo 18 del sistema periódico, que está integrado por:

Periodo	1	2	3	4	<b>5</b>	6
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	<b>Xe</b>	Rn

El xenón se encuentra en el grupo 18 y periodo 5, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$  o, de forma abreviada, **[Kr]  $5s^2 4d^{10} 5p^6$** . Sumando el número de electrones se obtiene que su número atómico es **Z = 54**.

- El cesio es un elemento perteneciente al grupo 1 del sistema periódico, que está integrado por:

Periodo	2	3	4	5	<b>6</b>	7
Elemento	Li	Na	K	Rb	<b>Cs</b>	Fr

El cesio se encuentra en el grupo 1 y periodo 6, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$  o, de forma abreviada, **[Xe]  $6s^1$** . Sumando el número de electrones se obtiene que su número atómico es **Z = 55**.

- El bario es un elemento perteneciente al grupo 2 del sistema periódico, que está integrado por:

Periodo	2	3	4	5	<b>6</b>	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	<b>Ba</b>	Ra

El cesio se encuentra en el grupo 2 y periodo 6, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$  o, de forma abreviada, **[Xe]  $6s^2$** . Sumando el número de electrones se obtiene que su número atómico es **Z = 56**.

a) Falso. Como se observa a partir de las respectivas estructuras electrónicas, Te y Xe pertenecen al 5º periodo, mientras que, Cs y Ba son elementos del 6º periodo.

b) **Verdadero**. Sabiendo que:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico (A – Z) proporciona el número de neutrones.

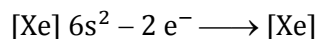
Así para las especies dadas:

Especie	$^{130}_{52}\text{Te}$	$^{134}_{54}\text{Xe}$	$^{133}_{55}\text{Cs}$	$^{134}_{56}\text{Ba}$
A	130	132	133	134
Z	52	54	55	56
<b>neutrones</b>	<b>78</b>	<b>78</b>	<b>78</b>	<b>78</b>

c) Falso. Isótopos son elementos que tienen igual número atómico (número de protones) y diferente número másico (número de neutrones).

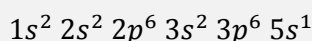
Como se ha visto en el apartado anterior, con los cuatro elementos ocurre lo contrario, tienen igual número de neutrones y diferente número de protones.

d) Falso. Sólo el Ba tiene el estado de oxidación +2 ya que si pierde los 2 electrones del orbital 6s adquiere estructura muy estable de gas inerte.



La respuesta correcta es la **b**.

11.128. Un elemento Z tiene la siguiente configuración electrónica:



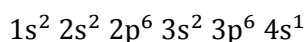
¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- 1) El átomo Z se encuentra en su estado fundamental de energía.
- 2) El átomo Z se encuentra en un estado excitado.
- 3) Al pasar un electrón desde el orbital 4s al 5s se emite energía luminosa que da lugar a una línea del espectro de emisión.
- 4) El elemento Z pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- 5) El elemento Z pertenece al 5º periodo del sistema periódico.

- a) 1, 2 y 3
- b) 2, 3 y 5
- c) 2 y 4
- d) 2, 4 y 5
- e) 2 y 5

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

1) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que los electrones del subnivel 5s deberían estar situados en el 4s y la estructura electrónica en el estado fundamental sería:



2) **Verdadero**. Ya que se incumple el Principio de Mínima Energía al ocuparse antes el subnivel 5s que el 4s.

3) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel 4s sube al subnivel 5s de energía superior, absorbe la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

4) **Verdadero**. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Por tanto, pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) y grupo 1 del sistema periódico llamado de los metales alcalinos que tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental  $ns^1$ .

5) Falso. Se trata de elemento que pertenece al 4º periodo ( $n = 4$ ) lo que pasa es que se encuentra en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **c**.

11.129. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la radiación cuya energía es  $550 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ?

- a) 0,217  
b) 0,419  
c) 157  
d) 217

(Datos.  $h = 6,626\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $c = 2,9979\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ ;  $L = 6,022\cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ m} = 10^9 \text{ nm}$ )

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La energía asociada a una radiación electromagnética se calcula mediante la expresión:

$$E = \frac{h\cdot c}{\lambda}$$

Sustituyendo:

$$\lambda = \frac{(6,626\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (2,9979\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{550 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}} \frac{6,022\cdot 10^{23} \text{ fotón}}{1 \text{ mol}} \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = \mathbf{217 \text{ nm}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

11.130. Para que un electrón se encuentre en un orbital 3d, los valores posibles de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  son:

- a)  $n = 3$      $l = 1$      $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$   
b)  $n = 3$      $l = 2$      $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$   
c)  $n = 3$      $l = 0$      $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$   
d)  $n = 3$      $l = 3$      $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

A un electrón que se encuentre en un orbital 3d le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 3$  (tercer nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$ ,  $d_{yz}$ ,  $d_{x^2-y^2}$ ,  $d_{z^2}$ )

La respuesta correcta es la **b**.

11.131. La configuración electrónica del  $\text{Cu}^+$  ( $Z = 29$ ) es:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$   
b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$   
c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$   
d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El cobre es un elemento perteneciente al grupo 11 del sistema periódico, que está integrado por:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Cu	Ag	Au	Rg

El cobre se encuentra en el grupo 11 y periodo 4, por lo que su estructura electrónica debería ser  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$  o, de forma abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ :

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el Principio de Mínima Energía que dice que:

*“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes,*

pero de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

se consigue una estructura electrónica [Ar] 4s<sup>1</sup> 3d<sup>10</sup>:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que presenta el orbital 3d lleno, con menos energía y por ello más estable.

El Cu<sup>+</sup> pierde un electrón, el más alejado del núcleo, el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital 4s, y su estructura electrónica es [Ar] 3d<sup>10</sup>:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **a**.

11.132. Determine la carga de cada uno de los siguientes iones:

- i) un ion níquel con 26 electrones
- ii) un ion fósforo con 18 electrones
- iii) un ion hierro con 23 electrones.

- a) Ni<sup>+</sup>    P<sup>-</sup>    Fe<sup>2+</sup>
- b) Ni<sup>2+</sup>    P<sup>3-</sup>    Fe<sup>2+</sup>
- c) Ni<sup>2+</sup>    P<sup>2-</sup>    Fe<sup>3+</sup>
- d) Ni<sup>2+</sup>    P<sup>3-</sup>    Fe<sup>3+</sup>

(O.Q.N. Castilla-La Mancha 2005)

- El níquel es un elemento que pertenece al grupo 10 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>8</sup>. Sumando los superíndices se observa que tiene 28 electrones. Si el ion tiene 26 electrones le corresponde una carga de 2+.
- El fósforo es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>. Sumando los superíndices se observa que tiene 15 electrones. Si el ion tiene 18 electrones le corresponde una carga de 3-.
- El hierro es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>6</sup>. Sumando los superíndices se observa que tiene 26 electrones. Si el ion tiene 23 electrones le corresponde una carga de 3+.

La respuesta correcta es la **d**.

11.133. Diga si alguno de estos iones,  $\text{Cu}^+$  o  $\text{Cu}^{2+}$  es paramagnético.

- a) ninguno  
 b)  $\text{Cu}^{2+}$   
 c)  $\text{Cu}^+$   
 d) los dos iones

(O.Q.N. Castilla-La Mancha 2005)

El elemento cuyo símbolo es Cu es el cobre cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ . La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ El ion  $\text{Cu}^+$  pierde un electrón del orbital más externo 4s y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta ningún electrón desapareado, por tanto, **no es una especie paramagnética**.

▪ El ion  $\text{Cu}^{2+}$  pierde dos electrones, uno del orbital más externo 4s otro del orbital 3d, y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

La respuesta correcta es la **b**.

11.134. Cuál de los siguientes números cuánticos determina:

- i) La forma de un orbital  
 ii) Las propiedades del espín de un electrón  
 iii) La orientación espacial de un orbital

- a) i)  $m$     ii)  $s$     iii)  $n$   
 b) i)  $m$     ii)  $s$     iii)  $l$   
 c) i)  $l$     ii)  $s$     iii)  $n$   
 d) i)  $l$     ii)  $s$     iii)  $m$

(O.Q.N. Castilla-La Mancha 2005)

- El número cuántico  **$l$**  determina la forma del orbital.
- El número cuántico  **$s$**  determina las propiedades del espín del electrón.
- El número cuántico  **$m$**  determina la orientación espacial del orbital.

La respuesta correcta es la **d**.

11.135. ¿Es posible que un estado excitado del átomo de H, tenga un electrón en un orbital 4p? ¿Y para un átomo de Ca?

- a) Es posible en ambos casos.  
 b) Es sólo posible en el átomo de Ca.  
 c) No es posible en ninguno de los dos átomos.  
 d) Es sólo posible en el átomo de H.

(O.Q.N. Castilla-La Mancha 2005)

Un átomo se encuentra en un estado excitado cuando incumple el Principio de Mínima Energía o el de Máxima Multiplicidad de *Hund*.

- La configuración electrónica en el estado fundamental del átomo de H es  $1s^1$ . Si el electrón se encuentra en el orbital 4p se trata de un estado excitado.
- La configuración electrónica en el estado fundamental del átomo de Ca es  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Si el electrón se encuentra en el orbital 4p se trata de un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

11.136. La radiación de longitud de onda 242,4 nm es la longitud de onda más larga que produce la fotodisociación del  $\text{O}_2$ . ¿Cuál es la energía de un fotón de esta radiación?

- a)  $9,232 \cdot 10^{-10} \text{ J}$
- b)  $8,196 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
- c)  $9,133 \cdot 10^{-21} \text{ J}$
- d)  $8,214 \cdot 10^{-21} \text{ J}$

(Datos. Velocidad de la luz =  $3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ , Constante de Planck =  $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ )

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La energía de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

sustituyendo:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{242,4 \text{ nm}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 8,196 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

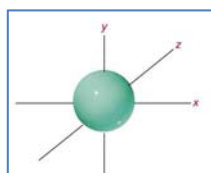
La respuesta correcta es la **b**.

11.137. ¿En qué dirección o direcciones es máxima la probabilidad de encontrar un electrón para un orbital: i) s, ii)  $p_x$ , iii)  $d_{xy}$ ?

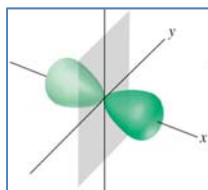
- |                            |                 |   |
|----------------------------|-----------------|---|
| a) i) en todas direcciones | ii) en el eje x | iii) en los ejes x e y                    |
| b) i) en el eje x          | ii) en el eje y | iii) en los ejes x e y                    |
| c) i) en todas direcciones | ii) en el eje x | iii) en las bisectrices de los ejes x e y |
| d) i) en todas direcciones | ii) en el eje y | iii) en los ejes x e y                    |

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

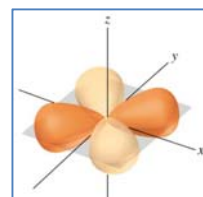
- El orbital s es esférico, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón es la misma en todas las direcciones.
- El orbital  $p_x$  tiene dos lóbulos según el eje x, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón sólo es posible en esa dirección.
- El orbital  $d_{xy}$  tiene cuatro lóbulos según las bisectrices de los ejes x e y, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón sólo es posible en esas direcciones.



orbital s



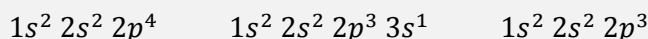
orbital  $p_x$



orbital  $d_{xy}$

La respuesta correcta es la **c**.

11.138. De las siguientes configuraciones:



¿Cuál o cuáles están relacionadas con el elemento de número atómico  $Z = 8$ ?

- La primera y la segunda
- Las tres
- Ninguna
- La segunda y la tercera.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

- La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^4$  le corresponde a un átomo con número atómico  $Z = 8$  en el estado fundamental.
- La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$  le corresponde a un átomo con número atómico  $Z = 8$  en un estado excitado.
- La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^3$  le corresponde a un átomo con número atómico  $Z = 7$  en el estado fundamental.

La respuesta correcta es la **a**.

11.139. Los diferentes isótopos de un elemento químico dado se caracterizan por

- Las mismas propiedades químicas, las mismas masas.
- Las mismas propiedades químicas, las masas diferentes.
- Las propiedades químicas diferentes, las masas diferentes.
- Las propiedades químicas diferentes, las mismas masas.
- Las propiedades físicas diferentes, las mismas masas.

(O.Q.L. Extremadura 2005)

- Falso. Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.
- Verdadero.** Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.
- Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.
- Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.
- Falso. La masa es una propiedad física, por lo tanto, la propuesta es una contradicción.

La respuesta correcta es la **b**.

11.140. ¿Cuál es la configuración electrónica del flúor en estado fundamental?

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 1p^6 2s^1$
- $1s^2 2p^7$

(O.Q.L. Extremadura 2005)

De acuerdo con Principio de Mínima Energía, la configuración electrónica del flúor, elemento de número atómico  $Z = 9$ , en el estado fundamental es  $1s^2 2s^2 2p^5$ .

La respuesta correcta es la **c**.

11.141 En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas emite menor energía?

- a) Desde  $n = 2$  a  $n = 1$
- b) Desde  $n = 4$  a  $n = 2$
- c) Desde  $n = 6$  a  $n = 4$
- d) Desde  $n = 6$  a  $n = 2$
- e) Desde  $n = 6$  a  $n = 3$

(O.Q.N. Vigo 2006)

La energía, en kJ/mol, asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1312 \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Por tratarse de energía emitida, el signo de todas ellas debe ser negativo.

Corresponde menor energía a la transición que tenga para un mayor valor de  $n_1$  y un menor de  $n_2$ , manteniendo la condición de que  $n_1 < n_2$ , es decir, la transición en la que el paréntesis tenga menor valor.

Transición	$\left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$
$2 \rightarrow 1$	0,750
$4 \rightarrow 2$	0,188
$6 \rightarrow 4$	0,035
$6 \rightarrow 2$	0,222
$6 \rightarrow 3$	0,083

Se trata de la **transición electrónica  $6 \rightarrow 4$**  es:

$$\Delta E_{6 \rightarrow 4} = 1312 \left[ \frac{1}{4^2} - \frac{1}{6^2} \right] = 45,6 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

11.142. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tiene una longitud de onda más larga?

- a)  $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ m}$
- b)  $350 \text{ nm}$
- c)  $1800 \text{ cm}^{-1}$
- d)  $400 \text{ MHz}$
- e)  $4800 \text{ \AA}$

(Dato. Velocidad de la luz,  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ )

(O.Q.N. Vigo 2006)

b) Cambiando unidades:

$$\lambda = 350 \text{ nm} \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} = 3,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$



c) Dado el número de ondas, la longitud de la onda es:

$$\lambda = \frac{1}{1800 \text{ cm}^{-1}} \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} = 5,6 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

d) La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Despejando:

$$\lambda = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{400 \text{ MHz}} \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}} = \mathbf{0,75 \text{ m}}$$

e) Cambiando unidades:

$$\lambda = 4800 \text{ \AA} \frac{1 \text{ m}}{10^{10} \text{ \AA}} = 4,8 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La onda de mayor longitud es la de 0,75 m.

La respuesta correcta es la **d**.

11.143. El número cuántico  $m_l$  para un electrón en el orbital **3p** es:

- a) 2
- b) Puede tener cualquier valor entre +3 y -3
- c) 3
- d) Puede ser +½ o -½
- e) No es ninguno de los valores anteriores.

(O.Q.N. Vigo 2006)

Los números cuánticos de un electrón en un orbital 3p son:

- $n = 3$  (se trata del 3<sup>er</sup> nivel de energía)
- $l = 1$  (se trata de un subnivel p)
- $m_l = -1, 0, 1$
- $s = \frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **e**.

11.144. Sólo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos ( $n$ ,  $l$  y  $m_l$ ) corresponden a un orbital **d**:

- a) (3, 1, -1)
- b) (4, 1, 0)
- c) (4, 2, 3)
- d) (3, 2, 1)

(O.Q.L. Murcia 2006)

Los orbitales d se caracterizan por que el número cuántico secundario,  $l = 2$ .

Los valores que puede tomar el número cuántico secundario son 0, 1, 2, ..., ( $n - 1$ ).

Hay dos ternas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico secundario  $l$ . Una de ellas es (4, 2, 3) que sería incorrecta, ya que si  $l = 2$ , el número cuántico magnético  $m_l$  sólo puede valer -2, -1, 0, 1 y 2. La única combinación que corresponde a un orbital d es (3, 2, 1).

La respuesta correcta es la **d**.

11.145. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es  $1s^2 2s^1$  y por tanto:

- a) El Li es un elemento del grupo 2.
- b) Reacciona fácilmente con el cloro.
- c) La energía del orbital  $2s$  en el Li y en H es la misma.
- d) La configuración podría ser  $1s^2 2p^1$  ya que los orbitales  $2s$  y  $2p$  son degenerados.

(O.Q.L. Murcia 2006)

a) Falso. El litio tiene un único electrón de valencia ( $2s^1$ ) por lo que pertenece al grupo 1 del sistema periódico.

b) **Verdadero**. El litio tiende a ceder un electrón y formar el ion  $\text{Li}^+$  con estructura electrónica, muy estable, de gas inerte  $1s^2$ .

El cloro es un elemento del grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que le tiene una estructura electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Si capta un electrón, completa el orbital  $3p$  y adquiere estructura electrónica, muy estable, de gas inerte  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  que corresponde al ion  $\text{Cl}^-$ .

Los iones  $\text{Li}^+$  y  $\text{Cl}^-$  se atraen y forman un enlace iónico.

c) Falso. La energía de un orbital depende del valor del número atómico  $Z$ . Este valor es el que caracteriza a un elemento en el sistema periódico.

d) Falso. Los orbitales  $s$  no tienen degeneración energética.

La respuesta correcta es la **b**.

11.146. La constante de Planck relaciona:

- a) El diámetro de la órbita del electrón con su periodo.
- b) La energía con la frecuencia de una radiación.
- c) La electronegatividad con el radio iónico.
- d) La longitud de onda con la frecuencia de una radiación.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con la hipótesis propuesta por Planck:

*“la energía absorbida o liberada por un cuerpo sólo puede hacerse forma de radiación electromagnética, en cantidades discretas denominadas cuantos de energía cuyo valor se calcula mediante la expresión:*

$$\Delta E = h\nu \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia de la radiación} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.147. El modelo atómico de Bohr:

- a) Justifica la fórmula de Balmer para el espectro del hidrógeno.
- b) Indica que cuando  $n = 2$  se pueden encontrar orbitales  $s$  y  $p$ .
- c) Explica que en el orbital  $3s$  del K los electrones giran alrededor del núcleo.
- d) Se desarrolla enteramente dentro de la mecánica clásica.

(O.Q.L. Murcia 2006)

a) **Verdadero**. El modelo atómico propuesto por Bohr permite obtener la ecuación con la que se calcula la longitud de onda correspondiente a las líneas del espectro del hidrógeno:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \longrightarrow \begin{cases} R_H = \text{constante de Rydberg} \\ n_1 = 2 \text{ para la serie de Balmer} \end{cases}$$

Los resultados obtenidos con esta ecuación son concordantes con los obtenidos por Balmer con su ecuación:

$$\lambda = \frac{3645,6}{n^2 - 4} \longrightarrow n \geq 3$$

b-c) Falso. En el modelo de *Bohr* no se habla para nada de orbitales.

d) Falso. El modelo de *Bohr* se basa en la mecánica cuántica de *Planck* cuya constante aparece en todas las ecuaciones del modelo.

La respuesta correcta es la **a**.

11.148. Puede decirse que:

a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ( $Z = 11$ ) tienen el mismo comportamiento químico.

b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ( $Z = 8$ ) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.

c) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

d) Los isótopos 23 y 24 del sodio se diferencian en el número de protones que poseen.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

a) **Verdadero**. El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa (valencia) de un átomo. Los iones  $^{23}\text{Na}^+$  y  $^{24}\text{Na}^+$  sólo se diferencian en el número de neutrones ( $23 - 11$ ) = 12 el primero, y ( $24 - 11$ ) = 13 el segundo.

b) Falso. El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa (valencia) de un átomo.

La estructura electrónica abreviada de cada ion es:



Como se observa ambos tienen diferente número de electrones de valencia, por tanto, diferente comportamiento químico.

c) Falso. Los isótopos  $^{16}\text{O}$  y  $^{18}\text{O}$  tienen el mismo número de electrones ya que tienen el mismo número atómico ( $Z = 8$ ). Sin embargo, poseen un diferente número de neutrones ( $16 - 8$ ) = 8 el primero, y ( $18 - 8$ ) = 10 el segundo.

d) Falso. Los isótopos  $^{23}\text{Na}$  y  $^{24}\text{Na}$  tienen el mismo número de protones ya que tienen el mismo número atómico ( $Z = 11$ ).

La respuesta correcta es la **a**.

11.149. El tritio es:

- a) Un trióxido de azufre.
- b) Un ciclo con tres azufres.
- c) Un isótopo del hidrógeno.
- d) Un trímero que contiene titanio y oxígeno.

(O.Q.L. Murcia 2006)

El tritio ( $^3\text{H}$ ) es un isótopo artificial del hidrógeno que tiene dos neutrones en su núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

11.150. De las siguientes configuraciones electrónicas, indica las que corresponden a estados excitados:

- |                          |                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | 2) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ | 3) $1s^2 2s^2 2p^6$      |
| 4) $1s^2 3d^3$           | 5) $1s^2 2s^2 3p^7$      | 6) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$ |

- a) 4, 6
- b) 4, 5, 6
- c) 2, 4, 5, 6
- d) 2, 4

(O.Q.L. Baleares 2006)

1) La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  corresponde a un **estado fundamental**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

2) La estructura  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$  corresponde a un **estado excitado**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel 3s debería haberse completado el 2p.

3) La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6$  corresponde a un **estado fundamental**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

4) La estructura  $1s^2 3d^3$  corresponde a un **estado excitado**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel 3d debería haberse completado el 2s y comenzado a llenarse el 2p.

5) La estructura  $1s^2 2s^2 3p^7$  corresponde a un **estado prohibido**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel 2p y no el 3p y además en este subnivel sólo caben seis electrones y no siete.

6) La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$  corresponde a un **estado prohibido**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel 3s y no el 2d que no existe.

La respuesta correcta es la **d**.

11.151. Bohr, en su modelo atómico, establece que:

- a) Un átomo emite una radiación cuando está en un estado estacionario.
- b) Un átomo emite un electrón cuando experimenta una transición a un estado fundamental.
- c) Nada más se emite una radiación cuando el átomo experimenta una transición de un estado estacionario a otro de mayor energía.
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006)

a) Falso. Un átomo cuando está en un estado estacionario no emite ni absorbe energía, sólo lo hace cuando pasa de un estado estacionario a otro distinto.

b) Falso. Un átomo cuando pasa de un estado estacionario a su estado fundamental o de mínima energía, emite la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.

c) Falso. Si un átomo cuando pasa de un estado estacionario a otro estado estacionario de mayor energía, absorbe la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.

La respuesta correcta es la **d**.

11.152. La longitud de onda de luz absorbida en una transición electrónica de  $n = 2$  a  $n = 5$  en un átomo de hidrógeno es:

a) 434,1 nm

b)  $6,38 \cdot 10^7$  m

c) 460 nm

d) 1100 nm

(Datos.  $R_H = 2,179 \cdot 10^{-18}$  J;  $c = 2,998 \cdot 10^8$  m·s<sup>-1</sup>;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  J·s)

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación del modelo de Bohr que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Cambiando la constante de Rydberg,  $R_H$ , a las unidades adecuadas:

$$R_H = \frac{2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Sustituyendo:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right] = 2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = \mathbf{434,1 \text{ nm}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.153. La energía del enlace O=O es 498 kJ mol<sup>-1</sup>. La longitud de onda de la radiación que puede romper este enlace es:

a) 1,39 μm

b) 240,2 nm

c) 240,2 m

d)  $4,163 \cdot 10^6$  m

(Datos.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  J·s;  $c = 2,998 \cdot 10^8$  m s<sup>-1</sup>;  $L = 6,022 \cdot 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>)

(O.Q.L. Madrid 2006)

La energía de un enlace O=O es:

$$498 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 8,27 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de *Planck*,  $E = h \cdot \nu$ , la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{8,27 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = \mathbf{240,2 \text{ nm}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.154. Para los iones  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{O}^{2-}$ , indica la frase correcta:

- a) El ion  $\text{Mg}^{2+}$  tiene 14 protones y 12 electrones.
- b) Ambos tienen 10 electrones.
- c) El ion  $\text{O}^{2-}$  tiene 6 protones y 8 electrones.
- d) Ambos tienen el mismo número de protones.

(O.Q.L. Asturias 2006)

▪ El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{Ne}]$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{O}^{2-}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que gana dos electrones y completa el orbital 2p.

a) Falso. El ion magnesio tiene 12 protones y 10 electrones.

b) **Verdadero**. Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen 10 electrones.

c) Falso. El ion óxido tiene 8 protones y 10 electrones.

d) Falso. Se trata de iones procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.

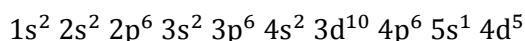
La respuesta correcta es la **b**.

11.155. ¿Cuál de los siguientes subniveles posee mayor energía para un átomo de  $Z = 42$ ?

- a) 4p
- b) 5s
- c) 4d
- d) 3d

(O.Q.L. Asturias 2006)

La configuración electrónica del elemento de  $Z = 42$  en su estado fundamental es:



El subnivel de mayor energía es el **4d**.

La respuesta correcta es la **c**.

11.156. Indica la configuración electrónica que corresponde al átomo de cromo ( $Z = 24$ ):

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008)

La estructura electrónica abreviada del Cr ( $Z = 24$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”*,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **b**.

11.157. El primer valor de  $n$  (número cuántico principal) que puede tener orbitales  $d$  es:

- a)  $n = 3$
- b)  $n = 2$
- c)  $n = 4$

(O.Q.L. La Rioja 2006)

El primer grupo de orbitales  $d$  que puede existir es el  $3d$ . Los valores de los números cuánticos que pueden tener estos son:

- $n = 3$
- $l = 2$
- $m = 2, 1, 0, -1, -2$

La respuesta correcta es la **a**.

11.158. Los elementos de transición del 4º periodo, desde el  $\text{Sc}$  hasta el  $\text{Zn}$ , se caracterizan porque van llenando de electrones, sucesivamente, sus orbitales:

- a)  $4d$
- b)  $3d$
- c)  $4p$
- d)  $5d$

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008)

Los elementos de transición se caracterizan porque colocan sus electrones en orbitales  $d$ . Estos orbitales  $d$  existen a partir del 4º periodo en el que de acuerdo con el diagrama de *Moeller* de orden de llenado de orbitales según energías crecientes se encuentran los orbitales **3d**.

En el 5º periodo se encuentran los orbitales  $4d$ , en el 6º los  $5d$ , y así sucesivamente.

La respuesta correcta es la **b**.

(En La Rioja 2008 se cambia el cuarto por el quinto periodo del sistema periódico)

11.159. Para que un electrón se encuentre en el subnivel  $4p$ , los valores posibles de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$  son:

- a)  $n = 4$      $l = 2$      $m = 2, 1, 0, -1, -2$
- b)  $n = 4$      $l = 3$      $m = 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$
- c)  $n = 4$      $l = 1$      $m = 1, 0, -1$

(O.Q.L. La Rioja 2006)

Los números cuánticos de un electrón en un orbital  $4p$  son:

- $n = 4$  (se trata del 4º nivel de energía)

- $l = 1$  (se trata de un subnivel p)
- $m = -1, 0, 1$

La respuesta correcta es la **c**.

11.160. ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo  $^{18}\text{O}$ ?

- a) 8
- b) 10
- c) 18

(O.Q.L. La Rioja 2006)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El oxígeno es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^4$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 8 electrones y por tanto, 8 protones y  $(18 - 8) = \mathbf{10}$  neutrones.

La respuesta correcta es la **b**.

11.161. En el átomo de hidrógeno las energías de los distintos niveles según nos alejamos del núcleo son:

- a) -13,6 eV, -3,4 eV, -1,5 eV.
- b) -13,6 eV, -54,4 eV, -122,4 eV.
- c) 13,6 eV, 3,4 eV, 1,51 eV.
- d) -13,6 eV, -6,8 eV, -3,4 eV.
- e) 13,6 eV, 54,4 eV, 122,4 eV.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La energía, en eV, de un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}$$

Los valores de E para los tres primeros niveles cuánticos son, respectivamente:

$$E_1 = -\frac{13,6}{1^2} = \mathbf{-13,6 \text{ eV}} \quad E_2 = -\frac{13,6}{2^2} = \mathbf{-3,4 \text{ eV}} \quad E_3 = -\frac{13,6}{3^2} = \mathbf{-1,5 \text{ eV}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.162. Indique la opción en la que los dos electrones están apareados.

- | <u>Electrón 1</u>                             | <u>Electrón 2</u>                           |
|---|---|
| a) $n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$ | $n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$  |
| b) $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$ | $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$ |
| c) $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = \frac{3}{4}$ | $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -\frac{3}{4}$ |
| d) $n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = \frac{1}{2}$ | $n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$ |
| e) $n = 2, l = 2, m_l = 0, m_s = \frac{1}{2}$ | $n = 2, l = 2, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$ |

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Para que dos electrones estén apareados es necesario que se encuentren en el mismo orbital. Para ello sólo se deben diferenciar en el número cuántico de espín (Principio de Exclusión de Pauli) y deben tener idénticos los números cuánticos principal, secundario y magnético.



a) Falso. Los números cuánticos son idénticos, se trata del mismo electrón.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	1	0	1	$\frac{1}{2}$
2	1	0	1	$\frac{1}{2}$

b) Falso. Se trata de electrones que sólo se diferencian en el número cuántico de espín, solo que el valor del número cuántico secundario es incorrecto.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	1	1	1	$\frac{1}{2}$
2	1	1	1	$-\frac{1}{2}$

c) Falso. Se trata de electrones que sólo se diferencian en el número cuántico de espín, solo que el valor de este número es incorrecto.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	1	1	1	$\frac{3}{4}$
2	1	0	1	$-\frac{3}{4}$

d) **Verdadero.** Se trata de electrones apareados.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	3	2	0	$\frac{1}{2}$
2	3	2	0	$-\frac{1}{2}$

e) Falso. Se trata de electrones que se diferencian en los números cuánticos magnético y de espín.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	2	2	0	$\frac{1}{2}$
2	2	2	1	$-\frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **d**.

11.163. Señale la opción que está de acuerdo con el efecto fotoeléctrico.

- a) El número de electrones emitidos depende de la intensidad o brillo de la luz, pero sus energías no.  
 b) El número de electrones emitidos depende de la energía de los fotones incidentes, y su velocidad de la intensidad de la luz.  
 c) Una luz roja de alta intensidad libera electrones de mayor energía que una luz azul de baja intensidad.  
 d) Los electrones emitidos pueden ser acelerados a cualquier velocidad si se emplea la fuente luminosa adecuada.  
 e) La intensidad de la corriente producida sólo depende del tipo de luz incidente.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación propuesta por *Einstein* para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left[ \frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right] \longrightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica:

$$\lambda < \lambda_0 \quad \text{o} \quad \nu > \nu_0$$

a) **Verdadero.** La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

b) Falso. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

c) Falso. Como

$$\lambda_{\text{azul}} < \lambda_{\text{rojo}} \quad \longrightarrow \quad E_{\text{azul}} > E_{\text{rojo}}$$

independientemente del valor de la intensidad de cada luz.

Si la luz roja es capaz de producir el efecto fotoeléctrico emitirá más electrones ya que su intensidad es mayor.

d) Falso. La velocidad con que los electrones son emitidos depende del valor de  $E_k$  que a su vez depende de la diferencia  $(\lambda - \lambda_0)$ .

e) El tipo de luz incidente determina la longitud de onda (frecuencia) de la radiación para arrancar electrones, no su intensidad que es el número de fotones que llegan a la placa por unidad de tiempo.

La respuesta correcta es la **a**.

**11.164.** Una configuración  $4s^2 3d^9 5s^1$ :

a) No es posible porque los electrones tienden a ocupar niveles de mínima energía.

b) Corresponde a un estado excitado de metal alcalino.

c) Corresponde a un estado excitado de un elemento de transición.

d) Correspondería a un estado excitado de un átomo paramagnético.

e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Falso. Se trata de un estado excitado de un átomo cuya estructura electrónica externa en el estado fundamental es  $4s^2 3d^{10}$ .

b) Falso. Si la estructura electrónica externa del elemento en el estado fundamental es  $4s^2 3d^{10}$ :

- el valor  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo
- la suma de los superíndices  $(2 + 10) = 12$  indica que el elemento pertenece al grupo 12

Por tanto, no se trata de un metal alcalino.

c) **Verdadero.** La estructura electrónica externa del elemento en el estado fundamental es  $4s^2 3d^{10}$  que corresponde al cinc, un metal de transición.

d) Falso. La distribución de los electrones en los orbitales en el cinc es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, la estructura no presenta electrones desapareados por lo que el cinc es un átomo diamagnético.

La respuesta correcta es la **c**.

11.165. El ion más estable de aluminio que tiene la misma configuración electrónica que:

- a) Fluoruro
- b) Ion berilio
- c) Ion litio
- d) Sodio metálico

(O.Q.L. Murcia 2007)

La configuración electrónica abreviada del aluminio ( $Z = 13$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Si cede los tres electrones de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas inerte se transforma en el ion más estable del aluminio ( $\text{Al}^{3+}$ ) cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

a) **Verdadero.** El flúor ( $Z = 9$ ) tiene una configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . La configuración electrónica del ion fluoruro ( $\text{F}^-$ ) es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que si gana un electrón en su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas inerte.

b) Falso. El berilio ( $Z = 4$ ) tiene una configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2$ . La configuración electrónica del ion berilio ( $\text{Be}^{2+}$ ) es  $[\text{He}]$  ya que si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas inerte.

c) Falso. El litio ( $Z = 3$ ) tiene una configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^1$ . La configuración electrónica del ion litio ( $\text{Li}^+$ ) es  $[\text{He}]$  ya que si cede el electrón de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas inerte.

d) Falso. El sodio ( $Z = 11$ ) tiene una configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^1$ .

La respuesta correcta es la **a**.

11.166. Cuando se estudia el espectro de emisión del Cu se observa que es discontinuo porque:

- a) La energía del átomo de Cu está cuantizada.
- b) Este átomo tiene electrones de distinto contenido energético.
- c) Se describe adecuadamente por el modelo atómico de Bohr.
- d) Es un metal dúctil y maleable.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Una característica de los espectros atómicos de emisión es que son discontinuos formados por líneas separadas de color sobre un fondo negro.

Cada una de estas líneas se corresponde con salto electrónico desde un nivel cuántico superior a otro inferior. La energía emitida en este salto está cuantizada y se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.167. Uno de los grandes éxitos del modelo atómico de Bohr fue explicar, por primera vez, de forma satisfactoria:

- a) La cuantización de la energía.
- b) El espectro de emisión del H.
- c) La estructura de los átomos con un modelo planetario.
- d) La existencia de iones.

(O.Q.L. Murcia 2007)

N. Bohr, con su modelo atómico obtiene una ecuación que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Esta ecuación concuerda con la obtenida de forma semiempírica por espectroscopistas como J. Balmer y F. Paschen.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.168. Se conoce como efecto Zeeman el desdoblamiento que se produce de las líneas originales de un espectro de emisión en presencia de un campo magnético. Este hecho experimental no queda descrito por el modelo atómico de Bohr. Sommerfeld perfeccionó este modelo:

- Considerando el peso atómico del átomo para calcular la velocidad de los protones.
- Incluyendo la cuantización de la energía en el modelo atómico de Bohr.
- Aumentando hasta tres los números cuánticos necesarios para describir un átomo.
- Incluyendo la posibilidad de que las órbitas fuesen elípticas.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Para poder explicar la existencia de más líneas en los espectros, es decir, la posibilidad de más saltos electrónicos es preciso que haya más "sitios" entre los que saltar.

El modelo de Bohr postula sólo la posibilidad de saltos electrónicos entre niveles de energía con lo que el número de líneas en el espectro es menor del que aparece con el efecto Zeeman. Cada nivel de energía se corresponde con una órbita circular que se identifica con un valor del número cuántico principal  $n$ .

Sommerfeld propone que los niveles de energía pueden constar de varios subniveles de energía lo que sí permite mayor número de líneas en el espectro al haber mayor número de saltos entre subniveles de energía. Cada subnivel de energía se corresponde con una órbita elíptica que se identifica con un valor del número cuántico secundario o azimutal  $l$ .

La respuesta correcta es la **d**.

11.169. Roentgen descubrió los rayos X cuando:

- Estudiaba las propiedades de los rayos catódicos.
- Verificaba la hipótesis de Avogadro.
- Calculaba la constante de Planck.
- Comprobaba la teoría de Einstein.

(O.Q.L. Murcia 2007)

En 1895, W. Roentgen descubrió de forma casual los rayos X cuando trabajaba con un tubo de rayos catódicos. Los rayos X emitidos por el tubo producían luminiscencia en una muestra de cianoplatinato de bario que había en su laboratorio.

La respuesta correcta es la **a**.

11.170. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en un estado excitado?

- $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) Falso. La estructura  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$  corresponde a un **estado prohibido**, ya que de acuerdo con el Principio de Exclusión de Pauli, en el orbital 2s caben, como máximo, dos electrones con los espines opuestos.

b) Falso. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  corresponde a un **estado fundamental**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

c) **Verdadero**. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$  corresponde a un **estado excitado**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel  $6p$  debería haber comenzado a llenarse el  $3s$ .

d) Falso. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$  corresponde a un **estado fundamental**, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

La respuesta correcta es la **c**.

11.171. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de hidrógeno recibe radiación electromagnética:

- a) Se puede obtener un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.  
 b) Se puede producir un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.  
 c) Se puede producir una disminución de la velocidad de electrón sin cambiar de órbita.  
 d) El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna manera.

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) **Verdadero**. Si el átomo absorbe la suficiente energía puede pasar al nivel cuántico u órbita adecuado.

b-c) Falso. Si el átomo absorbe la suficiente energía puede pasar al nivel cuántico u órbita adecuado con lo que su velocidad disminuye, ya que la velocidad de un electrón en un determinado nivel varía según la ecuación:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \frac{1}{n} \longrightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

d) Falso. Si el átomo absorbe la suficiente pasa a estar en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

11.172. Indica cuál de las siguientes sales no está formada por aniones y cationes isoelectrónicos:

- a)  $MgF_2$   
 b)  $KCl$   
 c)  $AlF_3$   
 d)  $CaBr_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

a) Verdadero. El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $Mg^{2+}$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $F^-$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 2p.

b) Verdadero. El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $K^+$  es  $[Ne] 3s^2 3p^6$  ya que un electrón de su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $Cl^-$  es  $[Ne] 3s^2 3p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 3p.

c) Verdadero. El elemento con símbolo Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^1$ .

La configuración electrónica del ion  $Al^{3+}$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que pierde tres electrones de su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $F^-$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 2p.

d) **Falso**. El elemento con símbolo Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $Ca^{2+}$  es  $[Ne] 3s^2 3p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo Br es el bromo y pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2 4p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $Br^-$  es  $[Ar] 4s^2 4p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 4p.

La respuesta correcta es la **d**.

*11.173. Dos isótopos se caracterizan por:*

*a) Tener igual número másico.*

*b) Tener distinto número atómico.*

*c) Tener igual número de neutrones.*

*d) Tener igual número de electrones.*

*(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)*

a-b-c) Falso. Isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (mismo número de protones y electrones) y diferente número másico (distinto número de neutrones).

d) **Verdadero**. Siempre que se trate de átomos neutros, el número de electrones es el mismo.

La respuesta correcta es la **d**.

11.174. El número de neutrones del núcleo de un átomo de  ${}^{238}_{92}\text{U}$  es:

- a) 92
- b) 330
- c) 238
- d) 146

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El número de neutrones de un átomo viene dado por la diferencia entre el número másico y el número atómico. En este caso,  $(238 - 92) = 146$ .

La respuesta correcta es la **d**.

11.175. ¿Qué conjunto de números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  que son correctos para definir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 13?

- a)  $n = 3, l = 2, m_l = -1$
- b)  $n = 3, l = 0, m_l = 1$
- c)  $n = 3, l = 1, m_l = -1$
- d)  $n = 2, l = 1, m_l = 1$

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La estructura electrónica abreviada del elemento de  $Z = 13$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . El electrón más externo se encuentra en un orbital 3p por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 3$  (tercer nivel de energía)
- $l = 1$  (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$  (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes  $p_x, p_y, p_z$ ).

La respuesta correcta es la **c**.

11.176. Sabiendo que la energía del enlace F-F es  $159 \text{ kJ mol}^{-1}$ , calcula la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace.

- a) 753 nm
- b)  $7,53 \cdot 10^{-4} \text{ m}$
- c)  $4,17 \cdot 10^{-39} \text{ m}$
- d)  $4,17 \cdot 10^{-28} \text{ m}$

(Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ;  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $L = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )

(O.Q.L. Madrid 2007)

La energía de un enlace F-F es:

$$159 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 2,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck,  $E = h \cdot \nu$ , la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{2,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = \mathbf{753 \text{ nm}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006).

11.177. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion  $Ni^{2+}$  ( $Z = 28$ )?

- a) 2  
b) 4  
c) 6  
d) 8

(O.Q.L. Madrid 2007)

La estructura electrónica abreviada del Ni ( $Z = 28$ ) es  $[Ar] 4s^2 3d^8$ .

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

la distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

El  $Ni^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

El  $Ni^{2+}$  presenta **2 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **a**.

11.178. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ion  $^{58}Ni^+$ ?

- a) 28, 30 y 27  
b) 26, 32 y 27  
c) 26, 32 y 25  
d) 28, 32 y 24

(O.Q.L. La Rioja 2007)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El níquel es un elemento que pertenece al grupo 10 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 28 electrones y por tanto, **28 protones** y  $(58 - 28) =$  **30 neutrones**. Como la especie  $^{58}Ni^+$ , catión níquel (I), tiene una carga positiva, significa que tiene un electrón de menos en su última capa, es decir, **27 electrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

11.179. Elige la mejor expresión que complete la frase:

*“Cuando los electrones se excitan desde el estado fundamental al estado excitado...”*

- a) se emite luz  
b) se libera calor  
c) se absorbe energía  
d) se genera un espectro de emisión

(O.Q.L. La Rioja 2007)



Un estado excitado es un estado en la que los electrones tienen más energía que en el estado fundamental, por tanto, **se absorbe energía**.

La respuesta correcta es la **c**.

11.180. Los isótopos de un elemento tienen en común:

“Cuando los electrones se excitan desde el estado fundamental al estado excitado...”

- Su carga iónica
- El número de neutrones
- La suma de protones más neutrones
- El número de protones

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Isótopos son átomos con igual número atómico pero con diferente número másico, por tanto deben tener el mismo número de protones.

La respuesta correcta es la **d**.

11.181. De las especies  $F^-$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $Fe^{2+}$ ;  $S^{2-}$ , indica cuáles son paramagnéticas:

- $F^-$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $Fe^{2+}$
- $F^-$ ;  $Ca^{2+}$
- $F^-$
- $F^-$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $S^{2-}$
- $Fe^{2+}$

(O.Q.N. Castellón 2008)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

- El elemento cuyo símbolo es F y número atómico 9 es el flúor cuya configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^5$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17 (este periodo no tiene electrones d) y el valor de  $n = 2$  indica que pertenece al 2º periodo.

La configuración electrónica del ion  $F^-$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que gana 1 electrón en su capa más externa. La distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, **no es una especie paramagnética**.

- El elemento cuyo símbolo es Ca y número atómico 20 es el calcio cuya configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 2 y el valor de  $n = 4$  indica que pertenece al 4º periodo.

La configuración electrónica del ion  $Ca^{2+}$  es  $[Ne] 3s^2 3p^6$  ya que pierde 2 electrones de su capa más externa. La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por tanto, **no es una especie paramagnética**.

- El elemento cuyo símbolo es Fe y número atómico 26 es el hierro cuya configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2 3d^6$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 8 y el valor de  $n = 4$  indica que pertenece al 4º periodo.

La configuración electrónica del ion  $\text{Fe}^{2+}$  es  $[\text{Ar}] 3d^6$  ya que pierde 2 electrones de su capa más externa. La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

▪ El elemento cuyo símbolo es S y número atómico 16 es el azufre cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 16 (este periodo no tiene electrones d) y el valor de  $n = 3$  indica que pertenece al 3<sup>er</sup> periodo.

La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que gana 2 electrones en su capa más externa. La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, **no es una especie paramagnética**.

La respuesta correcta es la e.

11.182. Según el modelo atómico de Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno está situado en unas determinadas "órbitas estacionarias" en las que se cumple que  $m_e \cdot v \cdot r = nh/2\pi$ , siendo  $m_e$ ,  $v_e$ ,  $r$  y  $n$  la masa del electrón, su velocidad, el radio de la órbita y el número cuántico principal, respectivamente. Además, en esas órbitas la fuerza de atracción entre el protón y el electrón es igual a la masa del electrón por su aceleración normal, es decir:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m_e \frac{v^2}{r}$$

siendo  $e$  la carga del electrón y  $k$  la constante de Coulomb. Con estos datos, puede demostrarse que a medida que  $n$  aumenta:

- La velocidad del electrón y el radio de la órbita aumentan.
- La velocidad del electrón y el radio de la órbita disminuyen.
- La velocidad del electrón aumenta y el radio de la órbita disminuye.
- El radio de la órbita aumenta y la velocidad del electrón disminuye.
- El radio de la órbita aumenta y la velocidad del electrón se mantiene constante.

(O.Q.N. Castellón 2008)

Combinando la ecuación correspondiente al primer postulado de Bohr y la ecuación de Rutherford que relaciona la fuerza nuclear con la aceleración normal del electrón se obtienen dos ecuaciones que proporcionan el radio de la órbita y la velocidad del electrón en la misma en función de una serie de constantes y del número cuántico principal:

$$r = \frac{h^2}{4 k \pi^2 m_e e^2} n^2$$

como se observa, el radio de la órbita aumenta a medida que  $n$  aumenta.

$$v_e = \frac{2 k \pi e^2}{h} \frac{1}{n}$$

como se observa, la velocidad del electrón en la órbita disminuye a medida que  $n$  aumenta.

La respuesta correcta es la **d**.

11.183. ¿Cuántos electrones diferentes pueden existir con  $n = 4$ ,  $l = 3$  y  $m_s = -\frac{1}{2}$ ?

- a) uno
- b) seis
- c) siete
- d) doce
- e) catorce

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Si el valor del número cuántico  $l$  es 3 se trata de un orbital f y existen **siete** valores diferentes para el número cuántico  $m_l$ , -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3.

La respuesta correcta es la **c**.

11.184. Un metal emite electrones con una energía cinética de 3 eV cuando se ilumina con luz de longitud de onda  $1,5 \cdot 10^{-7}$  m. ¿Cuál es el valor de la frecuencia umbral de ese metal?

- a)  $1,28 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
- b)  $2,00 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
- c)  $8,47 \cdot 10^{-19} \text{ s}^{-1}$
- d)  $4,83 \cdot 10^{-19} \text{ s}^{-1}$
- e)  $5,25 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$

(Datos.  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ;  $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ )

(O.Q.N. Castellón 2008)

Aplicando la ecuación de *Einstein* para el efecto fotoeléctrico:

$$h \cdot \nu = h \cdot \nu_0 + E_k$$

Despejando:

$$\nu_0 = \frac{h\nu - E_k}{h} = \frac{h \frac{c}{\lambda} - E_k}{h}$$

sustituyendo:

$$\nu_0 = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \frac{3,0 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{1,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}} - 3 \text{ eV} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 1,28 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.185. El modelo atómico de Bohr explica de forma satisfactoria:

- a) Los niveles energéticos del átomo de Cu.
- b) La energía de ionización del H.
- c) La utilidad de tres números cuánticos en la descripción de un átomo.
- d) El peso atómico de un átomo.

(O.Q.L. Murcia 2008)

*Bohr*, con su modelo atómico obtiene una ecuación que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Cada raya se corresponde con un salto electrónico y cuando este salto es el que se registra entre el estado fundamental,  $n_1 = 1$ , y  $n_2 = \infty$ , la energía necesaria para el mismo es la energía de ionización.

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \\ \Delta E &= \frac{hc}{\lambda} \end{aligned} \right\} \longrightarrow \Delta E = h c R_H \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Si  $n_2 = \infty$  se obtiene la expresión que proporciona la energía de ionización:

$$\Delta E = h c R_H$$

Sustituyendo valores se obtiene:

$$I_H = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (3,0 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}) (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 13,6 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.186. De los siguientes grupos de números cuánticos que definen a un electrón, sólo uno es correcto.

- |            |         |           |                      |
|------------|---------|-----------|----------------------|
| a) $n = 2$ | $l = 2$ | $m_l = 1$ | $m_s = +\frac{1}{2}$ |
| b) $n = 2$ | $l = 1$ | $m_l = 2$ | $m_s = +\frac{1}{2}$ |
| c) $n = 3$ | $l = 2$ | $m_l = 1$ | $m_s = 0$            |
| d) $n = 3$ | $l = 2$ | $m_l = 0$ | $m_s = +\frac{1}{2}$ |

(O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$\begin{aligned} n &= 1, 2, 3, \dots, \infty & l &= 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \\ m_l &= -l, \dots, 0, \dots, +l & m_s &= \pm \frac{1}{2} \end{aligned}$$

- a) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  sólo puede ser 0 o 1.  
 b) Prohibido. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  sólo puede ser 0, +1, -1.  
 b) Prohibido. El valor de  $m_s$  sólo puede ser  $\pm \frac{1}{2}$ .  
 d) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **d**.

11.187. ¿Cuál de las siguientes especies tiene una configuración electrónica diferente a las otras?

- a) Ar  
 b)  $K^+$   
 c)  $Sc^{3+}$   
 d)  $Mg^{2+}$

(O.Q.L. Murcia 2008)

- La configuración electrónica abreviada del Ar ( $Z = 18$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- La configuración electrónica abreviada del K ( $Z = 19$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . La configuración electrónica del  $K^+$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- La configuración electrónica abreviada del Sc ( $Z = 21$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$ . La configuración electrónica del  $Sc^{3+}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ( $Z = 12$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . La configuración electrónica del  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

La especie que tiene una **configuración electrónica diferente** a las otras es  **$\text{Mg}^{2+}$** .

La respuesta correcta es la **d**.

11.188. Elige qué tres formas moleculares están constituidas exclusivamente por átomos de hidrógeno:

- Hidrógeno, deuterio y ozono.
- Hidrógeno, tritio y agua pesada.
- Hidrógeno, tritio y deuterio.
- Hidrógeno, hidronio y deuterio.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Hidrógeno ( $^1\text{H}$ ), deuterio ( $^2\text{H}$ ) y tritio ( $^3\text{H}$ ) son tres isótopos del hidrógeno.

La respuesta correcta es la **c**.

11.189. Sabiendo que la energía del enlace Cl-Cl es  $243 \text{ kJ mol}^{-1}$ , calcula la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace.

- $817 \mu\text{m}$
- $4,92 \mu\text{m}$
- $817 \text{ nm}$
- $492 \text{ nm}$

(Datos.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ;  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $L = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de un enlace Cl-Cl es:

$$243 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 4,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck,  $E = h \cdot \nu$ , la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{4,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 492 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2006 y Madrid 2007).

11.190. A partir de la configuración electrónica del estado fundamental de los iones Fe (II) y Fe (III), ( $Z = 26$ ) se puede deducir que:

- El ion  $\text{Fe}^{2+}$  es más estable que el ion  $\text{Fe}^{3+}$ .
- Los dos iones tienen la misma estabilidad.
- El ion  $\text{Fe}^{2+}$  tiene tendencia a transformarse en el ion  $\text{Fe}^{3+}$ .
- No se puede deducir la estabilidad de los iones a partir de su configuración electrónica.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La estructura electrónica abreviada del Fe ( $Z = 26$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

El  $\text{Fe}^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^6$ :

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Si el  $\text{Fe}^{2+}$  pierde un electrón más, el que se encuentra apareado en uno de los orbitales 3d se forma el  $\text{Fe}^{3+}$  con una configuración más estable, ya que disminuye la repulsión entre electrones en ese orbital.

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **c**.

11.191. Indica cuál de las siguientes afirmaciones sobre la teoría atómica de Bohr es cierta:

- El electrón no se mueve alrededor del núcleo.
- Al electrón solamente le está permitido moverse en la órbita de menor radio.
- La transición del electrón entre distintas órbitas genera las líneas espectrales.
- La longitud de onda de las líneas espectrales es directamente proporcional a la constante de Planck.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a-b) Falso. De acuerdo con el primer postulado de Bohr, el electrón se mueve en orbitales circulares alrededor del núcleo. Estas órbitas, llamadas estacionarias cumplen la condición de cuantización de que el momento angular del electrón en ellas es un múltiplo entero de la constante de Planck.

c) **Verdadero**. Cuando un electrón salta de una órbita (nivel de energía) a otra diferente absorbe o emite la diferencia de energía existente entre ambas en forma de radiación electromagnética.

d) Falso. La diferencia de energía correspondiente a un salto electrónico (una línea en el espectro) es inversamente proporcional a la longitud de onda:

$$\Delta E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

La respuesta correcta es la **c**.

11.192. Los números atómicos de dos elementos son i) 15 y ii) 25. Indica los números cuánticos que corresponden al orbital, en cada caso, del último electrón que completa la configuración electrónica en su estado fundamental.

	Elemento i			Elemento ii		
	$n$	$l$	$m$	$n$	$l$	$m$
a)	3	0	0	4	0	0
b)	3	1	1	3	2	2
c)	3	1	1	4	0	0
d)	3	0	0	3	2	3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

▪ Elemento i)  $Z = 15$ . Su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ .

El último electrón se encuentra en el orbital 3p, por tanto,  $n = 3, l = 1, m = 1$ .

▪ Elemento i)  $Z = 25$ . Su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ .

El último electrón se encuentra en el orbital 3d, por tanto,  $n = 3, l = 2, m = 2$ .

La respuesta correcta es la **b**.

11.193. Considere las siguientes configuraciones electrónicas en el estado fundamental:

i)  $1s^2 2s^2 2p^7$     ii)  $1s^2 2s^3$     iii)  $1s^2 2s^2 2p^5$     iv)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Diga cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli y deduzca para los elementos con la configuración correcta el estado de oxidación más probable.

a) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Su estado de oxidación más probable es el +5 y +1, respectivamente.

b) El principio de exclusión de Pauli la cumplen i y iv. Su estado de oxidación más probable es el -1 y +1, respectivamente.

c) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Su estado de oxidación más probable es el +1 y -1, respectivamente.

d) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Su estado de oxidación más probable es el -1 y +1, respectivamente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El Principio de Exclusión de Pauli dice que

*“en un orbital caben, como máximo, dos electrones con sus spines antiparalelos”.*

▪ Las configuraciones electrónicas (i)  $1s^2 2s^2 2p^7$  y (ii)  $1s^2 2s^3$  incumplen el Principio de Exclusión de Pauli ya tienen tres electrones en un orbital 2p y 2s, respectivamente.

▪ La configuración electrónica (iii)  $1s^2 2s^2 2p^5$  corresponde a un átomo que puede ganar un electrón para completar el subnivel 2p y así adquirir la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$  de gas inerte. Su **estado de oxidación** más probable es **-1**.

▪ La configuración electrónica (iv)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  corresponde a un átomo que puede ceder el electrón del subnivel 3s y así adquirir la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$  de gas inerte. Su **estado de oxidación** más probable es **+1**.

La respuesta correcta es la **d**.

11.194. La existencia de espectros discontinuos (de líneas) demuestra que:

a) La luz blanca está compuesta por radiaciones de muchas longitudes de onda.

b) Solamente se pueden excitar algunos electrones específicos en un átomo.

c) La ecuación de Planck sólo se cumple para algunos electrones.

d) Los electrones en los átomos pueden poseer solamente ciertos valores específicos de la energía.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

a) Falso. El espectro de la luz blanca es continuo.

b) Falso. Todos los electrones de los átomos pueden ser excitados.

c) Falso. La ecuación de Planck es aplicable a todos los electrones.

d) **Verdadero**. Si un electrón pudiera poseer cualquier valor de la energía el espectro correspondiente sería continuo.

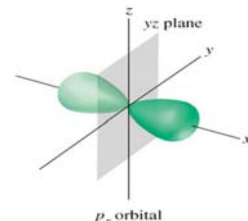
La respuesta correcta es la **d**.

11.195. ¿Cuál es la probabilidad de encontrar un electrón  $2p_x$  en los puntos del plano  $yz$ ?

- a) Nula
- b) Uno
- c)  $1/2$
- d) Máxima

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Los orbitales  $p_x$  tienen forma lobular y los electrones sólo pueden encontrarse en los lóbulos que están sobre el eje X. La probabilidad de encontrarlos en el plano que forman los ejes YZ es nula.



La respuesta correcta es la **a**.

11.196. Un electrón se caracteriza por los siguientes números cuánticos  $n = 3$  y  $l = 1$ . Como consecuencia se puede afirmar que:

- a) Se encuentra en un orbital  $3d$ .
- b) Se encuentra en un orbital  $3p$ .
- c) En un mismo átomo pueden existir 4 orbitales con esos mismos valores de  $n$  y  $l$ .
- d) Se encuentra en un orbital  $3s$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m = -l, 0, +l$$

Además los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p$$

$$l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

a) Falso. Para un orbital  $3d$  ( $n = 3$  y  $l = 2$ ).

b) **Verdadero**. Para un orbital  $3p$  ( $n = 3$  y  $l = 1$ ).

c) Falso. Es imposible ya que los orbitales del mismo nivel se diferencian en el valor del número cuántico  $l$ .

d). Falso Para un orbital  $3s$  ( $n = 3$  y  $l = 0$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

11.197. El número de electrones desapareados del cobalto ( $Z = 27$ ) en el estado fundamental es:

- a) Uno
- b) Dos
- c) Tres
- d) Cuatro

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La estructura electrónica abreviada del Co ( $Z = 27$ ) en el estado fundamental es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$ .

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:



“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

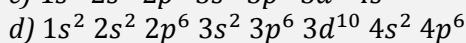
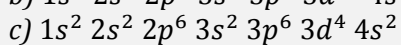
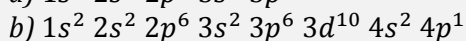
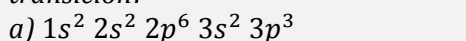
la distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

El Co presenta **3 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **c**.

11.198. ¿Cuál de los elementos que se indican puede ser clasificado como elemento de transición?



(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Los metales de transición son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel d.

a) Electrón diferenciador  $3p^3$  → se trata de un no metal.

b) Electrón diferenciador  $4p^1$  → se trata de un no metal.

c) Electrón diferenciador  $3d^4$  → se trata de un **metal de transición**.

d) Electrón diferenciador  $4p^6$  → se trata de un gas inerte.

La respuesta correcta es la **c**.

11.199. Señale si alguno de los siguientes conjuntos de números cuánticos ( $n, l, m, s$ ) puede asignarse a algún electrón:

	$n$	$l$	$m$	$s$
a)	2	0	1	$\frac{1}{2}$
b)	2	2	1	$\frac{1}{2}$
c)	2	2	-1	$-\frac{1}{2}$
d)	2	0	0	$-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Prohibido. Si  $l = 0$ , el valor de  $m$  debe ser 0.

b-c) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  debe ser 0 o 1.

d) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

La respuesta correcta es la **d**.

11.200. ¿Cuál de los siguientes supuestos se puede relacionar con especies isoelectrónicas?

- a) Dos átomos neutros distintos.
- b) Dos cationes de distinta carga del mismo elemento.
- c) Dos aniones distintos del mismo elemento.
- d) Dos cationes de distinto elemento.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

a) Falso. Dos átomos neutros distintos tienen diferente número atómico y por ello diferente número de electrones.

b) Falso. Dos átomos del mismo elemento tienen igual número de electrones, pero al formar cationes pierden electrones de su capa más externa. Si los cationes tienen distinta carga ceden diferente número de electrones, con lo que el número de éstos es diferente en ambos.

c) Falso. Dos átomos del mismo elemento tienen igual número de electrones, pero al formar aniones ganan electrones en su capa más externa. Si los aniones son distintos es que tienen distinta carga para lo que han tenido que captar diferente número de electrones, con lo que el número de éstos es diferente en ambos.

d) **Verdadero**. Dos átomos de diferentes elementos tienen distinto número de electrones. Para formar cationes deben perder electrones de su capa más externa. El número de electrones que pierden para formar los cationes hace posible que ambos tengan igual número de electrones.

Por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$  son especies isoelectrónicas ya tienen la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

La respuesta correcta es la **d**.

11.201. El cloro tiene dos isótopos naturales cuyas masas son 35 y 37 unidades. ¿Cuál será la contribución de los isótopos si la masa atómica del cloro es igual a 35,54 unidades?

- a) Mayor proporción del cloro-35 que de cloro-37.
- b) Tendrán la misma proporción.
- c) Mayor proporción del cloro-37 que de cloro-35.
- d) No se puede determinar con los datos aportados.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa atómica de un elemento se calcula haciendo la media ponderada de las masas de sus isótopos naturales.

Si sólo hay dos isótopos, tendrá mayor contribución en la masa atómica el isótopo más abundante, y por tanto, el valor de la masa atómica se acercará más a la masa de éste. En este caso, el cloro-35.

La respuesta correcta es la **a**.

11.202. El número de neutrones en el núcleo de un elemento de número atómico 51 y de número másico 122 es:

- a) 51
- b) 173
- c) 71
- d) 173

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El átomo del elemento de número atómico,  $Z = 51$ , tiene 51 protones.

El número de neutrones es  $(122 - 51) = 71$ .

La respuesta correcta es la **c**.

11.203. Un orbital cuyos valores de los números cuánticos son  $n = 2$ ,  $l = 1$ ,  $m_l = 0$  se representa como:

- a) Un orbital 2s
- b) Un orbital 1p
- c) Un orbital 2d
- d) Un orbital 2p

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, 0, +l$$

Además los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$\begin{array}{ll} l = 0 \rightarrow \text{orbital s} & l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ l = 2 \rightarrow \text{orbital d} & l = 3 \rightarrow \text{orbital f} \end{array}$$

- a) Falso. Para un orbital 2s ( $n = 2, l = 0, m_l = 0$ ).
- b) Falso. Un orbital 1p no puede existir ya que si  $n = 1$  el valor de  $l$  solo puede ser 0. Combinación prohibida.
- c) Falso. Un orbital 2d no puede existir ya que si  $n = 2$  el valor de  $l$  sólo puede ser 0 o 1. Combinación prohibida.
- d) **Verdadero**. Para un orbital 2p ( $n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1$ ).

La respuesta correcta es la **d**.

11.204. ¿Cuál es la subcapa que se ocupará después de haberse llenado la subcapa 4s?

- a) 4d
- b) 4p
- c) 3d
- d) 3f

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con el diagrama de *Moeller* de llenado de subniveles de energía en un átomo polielectrónico, después del subnivel 4s el siguiente en energía es el 3d.

La respuesta correcta es la **c**.

11.205. ¿Cuántos electrones, neutrones y protones tiene el ion  $^{146}\text{Nd}^{3+}$  ( $Z = 60$ )?

- a) 57,86, 60
- b) 60, 86, 57
- c) 57, 73, 73
- d) 70, 73, 70

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

Al tratarse de un ion con carga 3+ quiere decir que ha perdido 3 electrones.

El ion  $^{146}\text{Nd}^{3+}$  está integrado por

57 electrones
60 protones
86 neutrones

La respuesta correcta es la **a**.

11.206. La longitud de onda de emisión correspondiente al salto de energía ( $E_2 - E_1$ ) del átomo de hidrógeno es 121,57 nm. ¿Cuál será este valor expresado en  $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$ ?

- a)  $0,985\cdot 10^6 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b)  $0,985\cdot 10^{-3} \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$
- c)  $1,635\cdot 10^{-18} \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$
- d)  $1,617\cdot 10^{-25} \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

(Datos.  $h = 6,6256\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $c = 3,0\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ ;  $N_A = 6,022\cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ )

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la ecuación de los saltos electrónicos:

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$\Delta E = \frac{(6,6256\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (3,0\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{121,57 \text{ nm}} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 1,635\cdot 10^{-18} \text{ J}\cdot\text{átomo}^{-1}$$

La energía expresada en  $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$  es:

$$1,635\cdot 10^{-18} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \frac{6,022\cdot 10^{23} \text{ átomo}}{1 \text{ mol}} = 9,84\cdot 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.207. ¿Cuántos electrones caben como máximo en todos los orbitales d de número cuántico principal menor o igual a cinco?

- a) 32
- b) 20
- c) 18
- d) 30

(O.Q.L. La Rioja 2008)

En cada orbital caben 2 electrones, el número de orbitales d existentes en un subnivel es 5, es decir, 5 orbitales en cada subnivel y en ellos 10 electrones.

Como los orbitales d existen a partir del valor del número cuántico  $n = 3$ , el número de electrones que caben en los orbitales 3d, 4d y 5d es **30**.

La respuesta correcta es la **d**.

11.208. La energía de un fotón procedente de un láser de argón ionizado,  $Ar^+$ , que emite a una longitud de onda de 514,5 nm es:

a)  $3,86 \cdot 10^{-17} \text{ J}$

b)  $3,86 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

c)  $1,28 \cdot 10^{-36} \text{ J}$

d)  $1,28 \cdot 10^{-27} \text{ J}$

e)  $1,00 \cdot 10^{-17} \text{ J}$

(Datos.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ )

(O.Q.N. Ávila 2009)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{514,5 \text{ nm}} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = \mathbf{3,86 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.209. El número de electrones desapareados en un ion  $Cu^+$  ( $Z = 29$ ) en su estado fundamental es:

a) 0

b) 1

c) 2

d) 3

e) 5

(O.Q.N. Ávila 2009)

La estructura electrónica abreviada del Cu ( $Z = 29$ ) es  $[Ar] 4s^1 3d^{10}$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Se trata de una anomalía en la estructura electrónica ya que se completa antes el subnivel 3d que el 4s, debido a que esta configuración tiene menos energía y es más estable.

El  $Cu^+$  pierde un electrón, el más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de  $n$  y que se encuentra en el orbital 4s, y su estructura electrónica es  **$[Ar] 3d^{10}$** :

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el  $\text{Cu}^+$  **no presenta electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **a**.

11.210. ¿Cuál de los siguientes especies química es diamagnética?

- a) Átomos de Li
- b) Iones  $\text{Cl}^-$
- c) Átomos de F
- d) Átomos de S
- e) Átomos de O

(O.Q.N. Ávila 2009)

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.*

Una especie química es diamagnética si no presenta electrones desapareados.

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es Li pertenece al grupo 1 del sistema periódico por lo que tiene un único electrón en su capa más externa y su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ .

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, es una especie paramagnética.

b) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es Cl pertenece al grupo 17 del sistema periódico por lo que tiene siete electrones en su capa más externa y su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ .

El ion  $\text{Cl}^-$  gana un electrón en su capa más externa y su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  y los electrones se encuentran distribuidos en los orbitales de la siguiente forma:

3s	3p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	

Como se observa, el ion  $\text{Cl}^-$  no presenta electrones desapareados, por lo que la especie es **diamagnética**.

c) Falso. El elemento cuyo símbolo es F pertenece al grupo 17 del sistema periódico por lo que tiene siete electrones en su capa más externa y su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Los electrones se encuentran distribuidos en los orbitales de la siguiente forma:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, el átomo de F presenta un electrón desapareado, por lo que la especie es paramagnética.

d-e) Falso. Los elementos de símbolo S y O pertenecen al grupo 16 del sistema periódico por lo que tienen seis electrones en su capa más externa y su configuración electrónica abreviada es  $ns^2 np^4$ . Los electrones se encuentran distribuidos en los orbitales de la siguiente forma:

ns	np		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, ambos átomos presentan dos electrones desapareados, por lo que se trata de especies paramagnéticas.

La respuesta correcta es la **b**.

11.211. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos corresponde a un electrón en un orbital 5d?

- a)  $n = 5; l = 4; m_l = -4; m_s = \frac{1}{2}$
- b)  $n = 5; l = 2; m_l = -2; m_s = \frac{1}{2}$
- c)  $n = 5; l = 1; m_l = -1; m_s = \frac{1}{2}$
- d)  $n = 5; l = 3; m_l = -4; m_s = \frac{1}{2}$
- e)  $n = 5; l = 3; m_l = -3; m_s = \frac{1}{2}$

(O.Q.N. Ávila 2009)

A un electrón que se encuentre en un orbital 5d le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 5$  (quinto nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ )
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

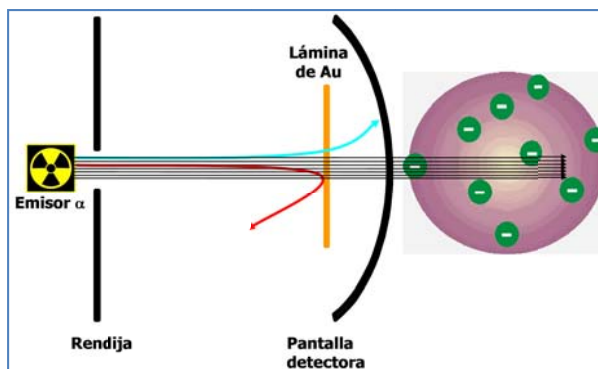
La respuesta correcta es la **b**.

11.212. Cuando se bombardea una lámina de Au con partículas alfa, la mayoría la atraviesa sin desviarse. Esto es debido a que la mayor parte del volumen de un átomo de Au consiste de:

- a) Deuterones
- b) Neutrones
- c) Protones
- d) Espacio no ocupado

(O.Q.L. Murcia 2009)

En el experimento de *E. Rutherford*, realizado por *H. Geiger* y *E. Marsden*, se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de éstas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que *Rutherford* dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.



Por otra parte, el deuterio ( $^2\text{H}$ ) no fue aislado hasta 1931 por *H. Urey*; el neutrón en 1932 por *J. Chadwick* y el protón en 1918 por el propio *Rutherford*.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005).

11.213. ¿Cuál de los siguientes átomos contiene exactamente 15 protones?

- a)  $^{32}\text{P}$
- b)  $^{32}\text{S}$
- c)  $^{15}\text{O}$
- d)  $^{15}\text{N}$

(O.Q.L. Murcia 2009)

El número atómico de un elemento indica el número de protones que contiene átomo del mismo.

De todos los átomos propuestos el único que puede tener 15 protones es aquel cuyo número atómico sea 15, es decir, el **fósforo (P)**, independientemente del valor del número másico dado.

La respuesta correcta es la **a**.

11.214. Señale la respuesta correcta para cada uno de los conjuntos de números cuánticos:

- a)  $n = 2, l = 0, m = 1$
- b)  $n = 1, l = 1, m = 1$
- c)  $n = 3, l = 1, m = -1$
- d)  $n = 3, l = 2, m = -3$

(O.Q.L. Murcia 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

- a) Incorrecto. Si  $l = 0$ , el valor de  $m$  sólo puede ser 0.
- b) Incorrecto. Si  $n = 1$ , el valor de  $l$  sólo puede ser 0 y por tanto el  $m$  también 0.
- c) **Correcto**. Los valores de los tres números cuánticos son adecuados.
- d) Incorrecto. Si  $l = 0$ , el valor de  $m$  sólo puede ser -2, -1, 0, 1 y 2.

La respuesta correcta es la **c**.

11.215. De las siguientes afirmaciones señale la que considere incorrecta:

- a)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$  corresponde a un elemento de transición.
- b)  $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$  corresponde a un átomo excitado.
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6$  corresponde al ion  $\text{Mg}^{2+}$ .
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6$  corresponde al ion bromuro.

(O.Q.L. Murcia 2009)

- a) Correcto. Los elementos de transición envían su electrón diferenciador a un orbital  $d$ .
- b) Correcto. Se incumple el Principio de Mínima Energía ya que se comienza a llenar antes el orbital  $3s$  antes de haber completado el orbital  $2p$  de menor energía.
- c) Correcto. El elemento cuyo símbolo es  $\text{Mg}$  es el magnesio cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $1s^2 2s^2 2p^6$  ya que pierde dos electrones externos del orbital  $3s$ .



d) **Incorrecto**. El elemento bromo tiene la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ .

La configuración electrónica del ion bromuro,  $Br^-$ , es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$  ya que capta un electrón en el orbital 5p. Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

La respuesta incorrecta es la **d**.

11.216. Tras analizar la configuración electrónica más estable del ion  ${}_{26}Fe^{3+}$  se puede concluir que el número de electrones desapareados debe ser igual a:

- a) 1
- b) 2
- c) 5
- d) 3
- e) 0

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La estructura electrónica abreviada del Fe ( $Z = 26$ ) es  $[Ar] 4s^2 3d^6$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

El  $Fe^{3+}$  pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son dos del orbital 4s y otro del orbital 3d, y su estructura electrónica es  $[Ar] 3d^5$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el  $Fe^{3+}$  presenta 5 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **c**.

11.217. La transición electrónica que ha tenido lugar en un átomo de hidrógeno da lugar a una línea en el espectro de frecuencia  $10^{14}$  Hz. ¿Cuál sería la frecuencia para el ion hidrogenoide  $Li^{2+}$ , para misma transición electrónica?

- a) La misma.
- b)  $3 \cdot 10^{14}$  Hz
- c)  $4 \cdot 10^{14}$  Hz
- d)  $9 \cdot 10^{14}$  Hz

(O.Q.L. Madrid 2009)

Según el modelo de *Bohr*, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} (J)$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón pero sólo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir,

que tienen un solo electrón. De acuerdo con su estructura electrónica, el  $\text{Li}^{2+}$  y el H son especies isoelectrónicas, es decir que tienen el mismo número de electrones.

De acuerdo con la ecuación dada, la energía del nivel cuántico del  $\text{Li}^{2+}$  es 9 veces la correspondiente al H.

$$\frac{E_{\text{Li}^{2+}}}{E_{\text{H}}} = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \frac{3^2}{1^2}}{-2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{Z^2}} = 9$$

Teniendo en cuenta que la frecuencia asociada a una transición electrónica es directamente proporcional a la energía de la misma,  $\Delta E = h\nu$ , entonces si la frecuencia de la transición del H es  $10^{14}$  Hz, para la transición del  $\text{Li}^{2+}$  será  **$9 \cdot 10^{14}$  Hz**.

La respuesta correcta es la **d**.

11.218. Sabiendo que el número atómico y el número de masa del azufre son 16 y 32, respectivamente, determine el número de protones que tendrá el núcleo del ion sulfuro,  $\text{S}^{2-}$ :

- a) 16 protones
- b) 30 protones
- c) 14 protones
- d) 32 protones

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro. En este caso 16.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El que se trate de un ion no afecta para nada al número de protones del núcleo, sólo afecta al número de electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

11.219. Considerando el núcleo de un átomo del isótopo 138 del bario (número atómico igual a 56), ¿cuál es el porcentaje de neutrones?

- a) 59,42%
- b) 50%
- c) 40,58%
- d) 68,29%

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de protones es 56 y el de neutrones  $(138 - 56) = 82$ .

El porcentaje de neutrones del núcleo es:

$$\frac{82 \text{ neutrones}}{138 \text{ nucleones}} 100 = \mathbf{59,42\%}$$

La respuesta correcta es la **a**.

11.220. Si una especie tiene 11 protones, 12 neutrones y 10 electrones, estamos hablando de un:

- a) Átomo de magnesio
- b) Cation  $Mg^{2+}$
- c) Cation  $Na^+$
- d) Átomo de sodio

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Si la especie tiene diferente número protones y electrones no puede tratarse de un átomo neutro. Si como ocurre en este caso el número de protones es superior al de electrones quiere decir que se trata de un catión.

Como el número atómico indica el número de protones, 11 en este caso, se trata del elemento sodio, y por tener un electrón menos la especie es el **catión  $Na^+$** .

La respuesta correcta es la **c**.

11.221. Los iones  $Na^+$ ,  $O^{2-}$  y el átomo de Ne se parecen en que:

- a) Tienen el mismo número de electrones.
- b) Tienen el mismo número de protones.
- c) Tienen el mismo número de masa.
- d) En nada.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

▪ El elemento con símbolo Na es el sodio y pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $Na^+$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón de su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 3s^2 3p^4$ .

La configuración electrónica del ion  $O^{2-}$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que gana dos electrones y completa el orbital 2p.

▪ El elemento con símbolo Ne es el neón y pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^6$ .

Las tres especies son **isoelectrónicas** ya que tienen 10 electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

11.222. Un átomo que posee la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$  se corresponde con un elemento:

- a) alcalinotérreo
- b) no metálico
- c) de transición
- d) de los gases nobles

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los metales de transición son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel d.

La respuesta correcta es la **c**.

11.223. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) se puede asignar a un electrón determinado?

- a) 4, 4, 1,  $\frac{1}{2}$
- b) 4, 3, 4,  $-\frac{1}{2}$
- c) 4, 3, 2, 1
- d) 4, 3, -2,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si  $n = 4$ , el valor de  $l$  debe ser 0, 1, 2 ó 3.
- b) Prohibido. Si  $l = 3$ , el valor de  $m_l$  debe ser -3, -2, -1, 0, 1, 2 ó 3.
- c) Prohibido.  $m_s$  debe ser  $\pm \frac{1}{2}$ .
- d) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

La respuesta correcta es la **d**.

11.224. Deduzca cuál de los siguientes supuestos es cierto:

- a) Dos cationes de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos.
- b) Dos átomos de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos.
- c) Dos átomos del mismo grupo pueden ser isoelectrónicos.
- d) Un átomo y los cationes que puede formar son isoelectrónicos.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

- a) **Verdadero**. Dos cationes isoelectrónicos de distintos elementos tendrán diferente carga eléctrica. Por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$ , tienen la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
- b) Falso. Dos átomos de distintos elementos nunca podrán ser isoelectrónicos ya que tienen diferente número de electrones.
- c) Falso. Dos átomos del mismo grupo tienen igual número de electrones externos pero diferente número total de electrones.
- d) Falso. Un átomo y sus respectivos cationes siempre tendrán diferente número de electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

11.225. ¿Cuántos elementos como máximo pueden existir en el nivel energético con valor del número cuántico principal  $n = 3$ ?

- a) 9
- b) 16
- c) 18
- d) 14

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El número máximo de electrones, y por tanto de elementos, de un nivel cuántico viene dado por la expresión,  $N = 2n^2$ . Si  $n = 3$ , entonces,  $N = \mathbf{18}$ .

La respuesta correcta es la **c**.

11.226. Cuando se somete a un átomo a los efectos de un campo magnético intenso, el nivel de número cuántico  $l = 3$  se desdobla en:

- a) 2 niveles
- b) 3 niveles
- c) 7 niveles
- d) 6 niveles

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los diferentes valores del número cuántico magnético,  $m_l$ , debidos a la presencia de un campo magnético exterior es de  $(2l+1)$ . Si  $l = 3$ , entonces,  $m_l = 7$ .

La respuesta correcta es la **c**.

11.227. ¿Cuál de las siguientes especies tiene el mismo número de neutrones que de protones?

- a)  $^{47}\text{Cr}$
- b)  $^{60}\text{Co}^{3+}$
- c)  $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d)  $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

a) Falso. La estructura electrónica del  $^{47}\text{Cr}$  es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ . La suma de los superíndices indica que su número atómico es 24.

La especie  $^{47}\text{Cr}$  está integrada por  $\left[ \begin{array}{l} 24 \text{ protones} \\ (47 - 24) = 23 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

b) Falso. La estructura electrónica del  $^{60}\text{Co}$  es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ . Como se trata de un ion con carga 3+, tiene tres electrones menos. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 27.

La especie  $^{60}\text{Co}^{3+}$  está integrada por  $\left[ \begin{array}{l} 27 \text{ protones} \\ (60 - 27) = 33 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

c) **Verdadero**. La estructura electrónica del  $^{24}\text{Mg}$  es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . Como se trata de un ion con carga 2+, tiene dos electrones menos. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 12.

La especie  $^{24}\text{Mg}^{2+}$  está integrada por  $\left[ \begin{array}{l} 12 \text{ protones} \\ (24 - 12) = 12 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

d) Falso. La estructura electrónica del  $^{35}\text{Cl}$  es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Como se trata de un ion con carga 1-, tiene un electrón más. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 17.

La especie  $^{35}\text{Cl}^-$  está integrada por  $\left[ \begin{array}{l} 17 \text{ protones} \\ (35 - 17) = 18 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

La respuesta correcta es la **c**.

11.228. ¿Cuántos protones y electrones tiene el ion  $\text{Se}^{2-}$ ?

- a) 24 protones y 26 electrones
- b) 36 protones y 34 electrones
- c) 35 protones y 35 electrones
- d) 34 protones y 36 electrones

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El selenio es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 34 electrones y por tanto, **34 protones**. Como la especie  $\text{Se}^{2-}$ , anión seleniuro, tiene dos cargas negativas, significa que tiene dos electrones más en su última capa, es decir, **36 electrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

11.229. ¿Cuáles son las designaciones por letras para los valores del número cuántico  $l = 0, 1, 2, 3$ ?

- a) s, l, p, d
- b) s, p, d, f
- c) p, d, s, l
- d) a, b, c, d

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Los diferentes valores del número cuántico secundario  $l$  se corresponden con el tipo de orbital atómico:

- $l = 0 \rightarrow$  orbital s
- $l = 1 \rightarrow$  orbital p
- $l = 2 \rightarrow$  orbital d
- $l = 3 \rightarrow$  orbital f

La respuesta correcta es la **b**.

11.230. ¿Cuántos orbitales hay en cada una de las siguientes capas o subcapas?

- a) capa  $n = 1$     b) capa  $n = 2$     c) subcapa  $3d$     d) subcapa  $4p$
- a) 1, 4, 7, 3, respectivamente
- b) 1, 4, 5, 3, respectivamente
- c) 3, 4, 5, 3, respectivamente
- d) 4, 3, 5, 1, respectivamente

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

- $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$
- $l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$
- $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$
- $s = \pm \frac{1}{2}$

Los diferentes valores del número cuántico secundario  $l$  se corresponden con el tipo de orbital atómico:

- $l = 0 \rightarrow$  orbital s
- $l = 1 \rightarrow$  orbital p

$l = 2 \rightarrow$  orbital d

$l = 3 \rightarrow$  orbital f

- a) En la capa  $n = 1$  solo existe el orbital 1s.  
 b) En la capa  $n = 2$  existen el orbital 2s y tres orbitales 2p (4 en total).  
 c) En la subcapa o subnivel 3d existen cinco orbitales 3d ( $3d_{xy}$ ,  $3d_{xz}$ ,  $3d_{yz}$ ,  $3d_{x^2-y^2}$ ,  $3d_{z^2}$ ).  
 d) En la subcapa o subnivel 4p existen tres orbitales 4p ( $4p_x$ ,  $4p_y$ ,  $4p_z$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

11.231. ¿Es posible que un estado excitado del átomo de H tenga un electrón en el orbital 4p? ¿Y para un átomo de Ca?

- a) Es posible en ambos casos.  
 b) Es posible solo en el caso del átomo de Ca.  
 c) No es posible para ninguno de los dos átomos.  
 d) Es posible solo para el átomo de H.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Las estructuras electrónicas de los átomos de H y Ca son, respectivamente,  $1s^1$  y  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Por tanto, para ambos átomos, un electrón puede ocupar un orbital 4p si se incumple el principio de mínima energía, dando lugar a un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

11.232. Indica cuál de estas afirmaciones es verdadera:

- a) Los rayos catódicos están formados por los aniones del gas residual que llena el tubo de rayos catódicos.  
 b) Los rayos catódicos están formados por electrones.  
 c) La relación  $m/q$  para los rayos catódicos depende del gas residual.  
 d) Los rayos catódicos están formados por protones.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) Falso. El gas residual constituye los rayos canales o positivos.

b) **Verdadero**. Los mal llamados “rayos catódicos” están formados por partículas (se desvían por un campo magnético) con carga negativa (se desvían hacia la parte positiva de un campo eléctrico). Estas partículas, a las que *Stoney* llamó **electrones**, son las mismas independientemente del gas con el que se llene el tubo de descarga y de qué material sean los electrodos del mismo.

c) Falso. La relación carga masa ( $m/q$ ) llamada “carga específica”, es constante y no depende de con qué gas se llene el tubo de descarga.

d) Falso. Si el tubo de descarga de gases se llena con hidrógeno gaseoso, los rayos canales están formados por protones ( $\text{H}^+$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

11.233. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^1$   
 b)  $1s^2 2s^2 2p^5$   
 c)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$   
 d)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^1$   
 e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

a-b-d-e) Falso. Se trata de un estado fundamental ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero**. Se trata de un estado excitado ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 3s en lugar de completar el 2p.

La respuesta correcta es la c.

11.234. Indique la proposición correcta en relación a la radiación del espectro electromagnético:

- a) La energía es directamente proporcional a la longitud de onda.
- b) La energía es inversamente proporcional a la frecuencia.
- c) La energía es directamente proporcional al número de ondas.
- d) La longitud de onda y la amplitud de onda son directamente proporcionales.
- e) La luz visible tiene mayor energía que la luz ultravioleta.

(O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ecuación:

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

a-b) Falso.

c) **Verdadero**. El número de ondas es el inverso de la longitud de onda.

d) Falso. La amplitud de una onda no guarda ninguna relación con su longitud.

e) Falso. La radiación UV tienen menor longitud de onda que la visible y, por tanto, mayor energía.

La respuesta correcta es la c.

11.235. La energía en el estado fundamental del átomo de hidrógeno es:

- a)  $-7,27 \cdot 10^{-25} \text{ J}$ .
- b)  $-2,179 \cdot 10^{-11} \text{ J}$ .
- c)  $-5,45 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ .
- d)  $+5,45 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ .
- e)  $-2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ .

(Datos.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $R_H = 109678 \text{ cm}^{-1}$ )

(O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con el modelo de Bohr, la energía del átomo de hidrógeno y la constante de Rydberg ( $\text{cm}^{-1}$ ), vienen dadas por las siguientes expresiones:

$$\left. \begin{aligned} E &= -\frac{m e^4}{8 h^2 \epsilon_0^2} \frac{1}{n^2} \\ R_H &= -\frac{m e^4}{8 h^3 c \epsilon_0^2} \end{aligned} \right\} \longrightarrow E = -\frac{h c R_H}{n^2}$$

El estado fundamental de un átomo es el de mínima energía, que para el hidrógeno se corresponde con  $n = 1$ . Sustituyendo en la expresión anterior:



$$E = - \frac{(2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}) (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (109678 \text{ cm}^{-1})}{1^2} \frac{1 \text{ m}^{-1}}{10^{-2} \text{ cm}^{-1}} = -2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **e**.

11.236. El modelo atómico de Bohr explica de forma satisfactoria:

- La distribución de electrones en el átomo de Cl.
- La diferente velocidad del electrón del H en cada órbita.
- La afinidad electrónica del Li.
- El espectro de emisión del Na.

(O.Q.L. Murcia 2010)

La velocidad de un electrón del átomo de hidrógeno en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \frac{1}{n} \longrightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n, cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n.

La respuesta correcta es la **b**.

11.237. Un protón tiene aproximadamente la misma masa que:

- Un neutrón
- Una partícula alfa
- Una partícula beta
- Un electrón

(O.Q.L. Murcia 2010)

Las masas del protón y neutrón son similares, aunque la del neutrón ( $m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27}$  kg) es ligeramente superior a la del protón ( $m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27}$  kg).

La respuesta correcta es la **a**.

11.238. Roentgen se hizo famoso cuando:

- Colaboró con Mendeleiev en la construcción de la tabla periódica.
- Explico el fundamento de la radiactividad.
- Descubrió los rayos X.
- Dirigió la tesis doctoral de Einstein.

(O.Q.L. Murcia 2010)

En 1896, W. Roentgen descubrió un nuevo tipo de radiación, los rayos X. Gracias a este descubrimiento fue galardonado con el primer Premio Nobel de Física en 1901. El premio se concedió oficialmente: "en reconocimiento de los extraordinarios servicios que ha brindado para el descubrimiento de los notables rayos que llevan su nombre".

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2007).

11.239. Cuando los electrones de un átomo que se encuentra en estado excitado caen a un nivel de energía más bajo, la energía:

- a) Se absorbe
- b) Se libera
- c) Se absorbe y se libera al mismo tiempo (principio de equivalencia)
- d) Ni se absorbe ni se libera.

(O.Q.L. Murcia 2010)

Cuando un electrón de un átomo excitado cae a un nivel de energía más bajo emite la diferencia de energía entre ambos niveles en forma de radiación electromagnética de valor  $h\nu$ .

La respuesta correcta es la **b**.

11.240. Cuando un electrón excitado situado en el tercer nivel de energía de un átomo de hidrógeno cae hasta el primer nivel de energía, emite una radiación electromagnética de longitud de onda:

- a)  $7,31 \cdot 10^7 \text{ \AA}$
- b)  $1025,8 \text{ \AA}$
- c)  $8,7 \cdot 10^{33} \text{ \AA}$
- d)  $9,75 \cdot 10^{16} \text{ \AA}$

$$\nu = R_H \left[ \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right]$$

(Datos.  $R_H = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ )

(O.Q.L. Baleares 2010)

Sustituyendo en la ecuación del modelo de Bohr que permite calcular la frecuencia correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\nu = (3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) \left[ \frac{1}{1} - \frac{1}{3^2} \right] = 2,92 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{2,92 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} \frac{10^{10} \text{ \AA}}{1 \text{ m}} = \mathbf{1025,8 \text{ \AA}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.241. Del siguiente grupo de números cuánticos para electrones, ¿cuál es **falso**?

- a) 2, 1, 0,  $-\frac{1}{2}$
- b) 2, 1, -1,  $+\frac{1}{2}$
- c) 2, 2, 1,  $+\frac{1}{2}$
- d) 2, 0, 0,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Asturias 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

a-b-d) Permitido. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

c) **Prohibido**. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  debe ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **c**.

11.242. Para el O, sólo una de las expresiones es **correcta**:

	<u>1s</u>	<u>2s</u>	<u>2p</u>			<u>3s</u>	
a)	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	estado prohibido
b)	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		estado excitado
c)	↑↓	↑↓	↑↑	↑	↑		estado prohibido
d)	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			estado fundamental

(O.Q.L. Asturias 2010)

a) Incorrecto. La estructura electrónica corresponde a un **estado excitado**, ya que incumple el Principio de Mínima Energía al comenzar a llenarse el subnivel 3s antes de completarse el 2p.

b) Incorrecto. La estructura electrónica corresponde al **estado fundamental**, ya que se cumple el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

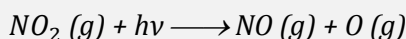
*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.*

c) **Correcto**. La estructura electrónica corresponde a un **estado prohibido**, ya que incumple el Principio de Exclusión de *Pauli* al haber dos electrones con idéntico spin en uno de los orbitales 2p.

d) Incorrecto. La estructura electrónica corresponde al **estado excitado**, ya que incumple el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund*.

La respuesta correcta es la **c**.

11.243. La niebla fotoquímica se forma cuando el oxígeno producido en la siguiente fotodisociación reacciona con sustancias orgánicas:



La entalpía de esta reacción es  $\Delta H^\circ = +306 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Si la energía para que se produzca esta reacción proviene de la luz solar, estima cuál es la longitud de onda de la radiación que necesita.

a)  $25555,89 \text{ cm}^{-1}$

b)  $391 \cdot 10^{-9} \text{ m}$

c)  $7,67 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$

d)  $255,56 \text{ m}^{-1}$

(Datos.  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ;  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $L = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía para romper un enlace N–O es:

$$306 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 5,08 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de *Planck*:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{5,08 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 3,91 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **b**.

11.244. ¿Cuál es la configuración electrónica del estado fundamental de un átomo de  ${}_{27}\text{Co}$  en fase gas?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$   
 b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$   
 c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^1$   
 d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura electrónica del  ${}_{27}\text{Co}$  en su estado fundamental es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$  o en forma abreviada  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **d**.

11.245. ¿Cuántos orbitales tienen los números cuánticos  $n = 4$ ,  $l = 3$  y  $m_l = 0$ ?

- a) 1  
 b) 3  
 c) 7  
 d) 0

(O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Los diferentes valores del número cuántico secundario  $l$  se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$\begin{aligned} l = 0 &\rightarrow \text{orbital s} & l = 1 &\rightarrow \text{orbital p} \\ l = 2 &\rightarrow \text{orbital d} & l = 3 &\rightarrow \text{orbital f} \end{aligned}$$

Los diferentes valores del número cuántico magnético  $m_l$  se corresponden con el número de orbitales de ese tipo. En este caso, existe **un único orbital f con el valor  $m_l = 0$** .

La respuesta correcta es la **a**.

11.246. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos indica una solución permitida de la ecuación de onda?

- a)  $n = 2, l = 2, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$   
 b)  $n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = -\frac{1}{2}$   
 c)  $n = 3, l = -2, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$   
 d)  $n = 2, l = 1, m_l = 0, m_s = 0$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$\begin{aligned} n &= 1, 2, 3, \dots, \infty & l &= 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \\ m_l &= -l, \dots, 0, \dots, +l & m_s &= \pm \frac{1}{2} \end{aligned}$$

- a) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $m_l$  debe ser 0 ó 1.
- b) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.
- c) Prohibido. El valor de  $m_l$  nunca puede ser  $< 0$ .
- d) Prohibido. El valor de  $m_s$  debe ser  $\pm \frac{1}{2}$ .

La respuesta correcta es la **b**.

11.247. En el modelo atómico de Bohr:

- a) Existen cuatro orbitales atómicos.
- b) El electrón sólo puede girar en órbitas estacionarias en las que puede absorber o emitir energía.
- c) Las órbitas en las que gira el electrón están cuantizadas por el número cuántico  $n$ .
- d) Para que un electrón salte de un orbital a otro dentro del mismo nivel energético debe absorber energía.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a-d) Falso. El modelo atómico de Bohr no utiliza los orbitales atómicos.

El primer postulado de Bohr establece que:

*“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, sólo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.*

Su expresión matemática es:

$$m \cdot v \cdot r = \frac{n \cdot h}{2\pi} \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

$n$  es el número cuántico principal que sólo puede tomar valores enteros (1, 2, 3,...,  $\infty$ ) y que indica la órbita en la que se mueve el electrón.

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman estacionarias.

- b) Falso. El electrón no absorbe ni emite energía en las órbitas estacionarias.
- c) **Verdadero**. Cada órbita estacionaria está caracterizada por el valor del número cuántico  $n$ .

La respuesta correcta es la **c**.

11.248. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) Un elemento químico tiene una masa constante y única.
- b) Un elemento químico puede tener distintos números másicos.
- c) Un elemento químico puede tener distinto número de protones.
- d) Un elemento químico puede tener distinto número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) Falso. La masa de un elemento se calcula teniendo en cuenta los diferentes isótopos que lo forman.

b) **Verdadero**. Los diferentes isótopos de un elemento se diferencian en el valor de su número másico.

c-d) Falso. Cada elemento está caracterizado por un número atómico que coincide con el número de protones de su núcleo o de electrones de su corteza.

La respuesta correcta es la **b**.

11.249. ¿En qué tipo de orbital atómico se encuentra el electrón definido por los números cuánticos  $n = 4$ ,  $l = 2$ ,  $m_l = 0$  y  $m_s = \frac{1}{2}$ ?

- a) Orbital atómico "f"
- b) Orbital atómico "s"
- c) Orbital atómico "p"
- d) Orbital atómico "d"

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s}$$

$$l = 1 \rightarrow \text{orbital p}$$

$$l = 2 \rightarrow \text{orbital d}$$

$$l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

De acuerdo con los valores de los números cuánticos dados se trata de un electrón perteneciente a un **orbital 4d**.

La respuesta correcta es la **d**.

11.250. Imagine un universo en el que el valor del número cuántico  $m_s$  pueda tomar los valores  $+\frac{1}{2}$ ,  $0$  y  $-\frac{1}{2}$  en lugar de  $\pm\frac{1}{2}$ . Suponiendo que todos los otros números cuánticos pueden tomar únicamente los valores posibles en nuestro mundo y que se aplica el principio de exclusión de Pauli, la nueva configuración electrónica del átomo de nitrógeno será:

- a)  $1s^3 2s^3 2p^1$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^2$
- c)  $1s^3 2s^3 3p^7$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^7$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

El nitrógeno ( $Z = 7$ ) por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^3$ .

Si en ese universo el número cuántico  $m_s$  puede tener tres valores diferentes cambia el enunciado del Principio de Exclusión de Pauli, lo que quiere decir que en cada uno de los orbitales atómicos caben 3 electrones, por lo tanto, la configuración electrónica del nitrógeno en ese universo es  **$1s^3 2s^3 2p^1$** .

La respuesta correcta es la **a**.

11.251. Un isótopo cuyo número de masa es igual a 18, tiene 2 neutrones más que protones. ¿Cuál será el número de electrones?

- a) 9
- b) 18
- c) 10
- d) 8

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El número de protones o electrones es 8, ya que el número de neutrones debe ser superior al de protones.

La respuesta correcta es la **d**.

11.252. Indicar cuál de los siguientes grupos de valores correspondientes a números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$  es el permitido:

- a) 3, -1, 1
- b) 1, 1, 3
- c) 5, 3, -3
- d) 0, 0, 0

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$\begin{array}{ll} n = 1, 2, 3, \dots, \infty & l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \\ m = -l, \dots, 0, \dots, +l & s = \pm \frac{1}{2} \end{array}$$

- a) Prohibido.  $l$  nunca puede ser  $< 0$ .
- b) Prohibido. Si  $n = 1$ ,  $l$  y  $m$  solo pueden valer 0.
- c) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- c) Prohibido.  $l$  nunca puede ser 0.

La respuesta correcta es la **c**.

11.253. En el efecto fotoeléctrico:

- a) La energía de los fotones depende de la intensidad de la radiación incidente.
- b) La energía de los fotones es independiente de la intensidad de la radiación incidente.
- c) Se produce emisión a cualquier frecuencia.
- d) El número de fotoelectrones emitidos es independiente de la intensidad de la radiación incidente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación propuesta por *Einstein* para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c (\nu - \nu_0) \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia del fotón incidente} \\ \nu_0 = \text{frecuencia característica del metal} \end{cases}$$

a-d) Falso. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

b) **Verdadero**. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

c) Falso. Para que se produzca la emisión es necesario que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica,  $\nu > \nu_0$ .

La respuesta correcta es la **b**.

11.254. La hipótesis de Planck establece que:

- a) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que depende además de la frecuencia de la luz.
- b) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que no depende además de la frecuencia de la luz.
- c) Los fotones de luz tienen la misma cantidad de energía.
- d) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que depende de la velocidad de la luz.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La hipótesis propuesta por M. Planck (1900) propone que:

*“La energía es absorbida o emitida por los electrones en forma de cantidades discretas, llamadas cuantos, de valor  $E = h\nu$ ”.*

Posteriormente, A. Einstein denominará **fotones** a los cuantos de luz.

La respuesta correcta es la **a**.

11.255. El elemento estable al que más fácilmente se le pueden arrancar fotoelectrones es el cesio, que tiene una longitud de onda característica de 580 nm. Cuando se ilumina una placa de cesio con una luz roja de 660 nm:

- a) Se consigue que se emitan fotoelectrones.
- b) No se produce efecto fotoeléctrico.
- c) No es cierto que el cesio sea el elemento que más fácilmente emite fotoelectrones.
- d) No es cierto que una luz roja pueda tener una longitud de onda de 660 nm.
- e) El electrón emite energía cinética.

(O.Q.N. Valencia 2011)

La ecuación propuesta por Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left[ \frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right] \longrightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del fotón metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica:  $\lambda < \lambda_0$

Como  $\lambda_{\text{luz roja}} (660 \text{ nm}) > \lambda_{\text{Cs}} (580 \text{ nm})$ , no se produce el efecto fotoeléctrico.

La respuesta correcta es la **b**.

11.256. La configuración electrónica del ion  $\text{Cr}^{3+}$  es:

- a)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
- b)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$
- c)  $[\text{Ar}] 3d^3$
- d)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$
- e)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

(O.Q.N. Valencia 2011)

La estructura electrónica abreviada del Cr ( $Z = 24$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”*,



le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El  $\text{Cr}^{3+}$  pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran uno de ellos en el orbital 4s y otros dos en el orbital 3d, y su estructura electrónica es **[Ar] 3d<sup>3</sup>**:

4s	3d				
	↑	↑	↑		

La respuesta correcta es la **c**.

11.257. Indica cuál de las siguientes sales está formada por iones isoelectrónicos:

- a) KI
- b)  $\text{AlCl}_3$
- c)  $\text{CaBr}_2$
- d)  $\text{MgF}_2$

(O.Q.L. Asturias 2011)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

a) Falso. La sal KI está formada por elementos K e I. El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que un electrón de su capa más externa.

- El elemento con símbolo I es el yodo y pertenece al grupo 17 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{I}^-$  es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 5p.

b) Falso. La sal  $\text{AlCl}_3$  está formada por elementos Al y Cl. El elemento con símbolo Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Al}^{3+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que pierde tres electrones de su capa más externa.

- El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 3p.

c) Falso. La sal  $\text{CaBr}_2$  está formada por elementos Al y Cl. El elemento con símbolo Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Ca}^{2+}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

- El elemento con símbolo Br es el bromo y pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 4p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Br}^-$  es  $[\text{Ar}] 4s^2 4p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 4p.

d) **Verdadero.** La sal  $\text{MgF}_2$  está formada por elementos Al y Cl. El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  **$[\text{He}] 2s^2 2p^6$**  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  **$[\text{He}] 2s^2 2p^6$**  ya que gana un electrón y completa el orbital 2p.

La respuesta correcta es la **d**.

(Similar a la propuesta en Castilla y León 2007).

11.258. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al  ${}_{23}\text{V}$ ?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$   
 b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$   
 c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3s^2 4s^2 3d^2$   
 d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^4$

(O.Q.L. La Rioja 2011)

El elemento de símbolo V es el vanadio y pertenece al grupo 5 del sistema periódico, que está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	V	Nb	Ta	Db

se encuentra en el periodo 4, por lo que su estructura electrónica es:

**$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$**  o, de forma abreviada,  **$[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$** .

La respuesta correcta es la **a**.

11.259. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es **INCORRECTA**?

- a) Dos aniones distintos pueden ser isoelectrónicos.  
 b) Un catión y un anión pueden ser isoelectrónicos.  
 c) Dos átomos neutros pueden ser isoelectrónicos.  
 d) Dos cationes distintos pueden ser isoelectrónicos.

(O.Q.L. La Rioja 2011)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

a) Correcto. Dos aniones isoelectrónicos de distintos elementos tendrán diferente carga eléctrica. Por ejemplo,  $\text{F}^-$  y  $\text{O}^{2-}$ , tienen la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

b) Correcto. Un catión y un anión de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos si tienen el mismo número de electrones. Por ejemplo,  $\text{F}^-$  y  $\text{Na}^+$ , tienen la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

c) **Incorrecto.** Dos átomos neutros de diferentes elementos tienen distinto número de electrones.

d) Correcto. Dos cationes isoelectrónicos de distintos elementos tendrán diferente carga eléctrica. Por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$ , tienen la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

La respuesta correcta es la **c**.

(Similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

11.260. ¿Cuál de estas sentencias es CORRECTA?

- a) El producto de la longitud de onda por la frecuencia es una constante para la luz visible en el vacío.  
 b) A medida que aumenta la longitud de onda de la luz, aumenta la energía del fotón.  
 c) A medida que aumenta la longitud de onda de la luz, aumenta su amplitud.  
 d) La luz verde tiene mayor frecuencia que la luz azul.

(O.Q.L. La Rioja 2011)

a) **Verdadero**. Frecuencia y longitud de onda están relacionadas por medio de la expresión  $c = \lambda \cdot \nu$ .

b) Falso. De acuerdo con la ecuación:

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

c) Falso. La amplitud de una onda no guarda ninguna relación con su longitud.

d) Falso. La frecuencia de la luz verde es menor que la del luz azul.

La respuesta correcta es la **a**.

11.261. Cuando los átomos de dos elementos tienen en sus núcleos el mismo número de protones pero distinto número de neutrones se llaman:

- a) Isómeros  
 b) Isótopos  
 c) Heterodoxos  
 d) Isoprotónicos

(O.Q.L. Murcia 2011)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la **b**.

11.262. Dado el anión  ${}^{14}_7\text{X}^{3-}$  es posible asegurar que tiene:

- a) 7 electrones  
 b) 10 electrones  
 c) 14 neutrones  
 d) 14 protones

(O.Q.L. Murcia 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La especie química propuesta tiene 7 protones y  $(14 - 7) = 7$  neutrones. Como la especie es aniónica (está cargada negativamente), significa que tiene tres electrones de más en su última capa, es decir,  $(7 + 3) = 10$  electrones en total.

La respuesta correcta es la **b**.

11.263. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:

- Los electrones están distribuidos en orbitales llamados *s*, *p*, *d*, *f*, etc.
- El número de electrones en un orbital depende del valor de *n*.
- Los electrones giran alrededor del núcleo a velocidad constante.
- Los electrones cuando giran alrededor del núcleo no sufren aceleración.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-b) Falso. En el átomo de Bohr los electrones giran en órbitas circulares, no existen orbitales.

c) **Verdadero**. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

La expresión matemática para una de estas órbitas es:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \longrightarrow \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ k = \text{constante} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

El valor  $v^2/r$  es la aceleración normal del electrón.

d) Falso. Como se ha visto en la propuesta anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

11.264. Para el potasio  ${}^{41}_{19}\text{K}$  es correcto decir que:

- Su número atómico es 41.
- Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .
- En su núcleo hay 19 neutrones y 22 protones.
- Es un isómero del  ${}^{41}_{20}\text{K}$ .

(O.Q.L. Murcia 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El potasio es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Como su número atómico es 19 tiene 19 protones y por tanto, 19 electrones y su núcleo contiene  $(41 - 19) = 22$  neutrones.

Los átomos no tienen isómeros.

La respuesta correcta es la **b**.

11.265. ¿Cuál de las siguientes configuraciones no es posible de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli?

- $1s^2 2s^2 2p^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$
- $1s^2 2s^2 3p^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-d) Falso. Se trata de un estado fundamental ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

b) **Verdadero**. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el Principio de Exclusión de *Pauli*, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los spines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital 3s hay tres electrones.

c) Falso. Se trata de un estado excitado ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 2p en lugar del 3p.

La respuesta correcta es la **b**.

11.266. El número de electrones del ion  ${}_{26}^{58}\text{Fe}^{3+}$  es:

- a) 23
- b) 29
- c) 26
- d) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La especie química propuesta tiene 26 protones y  $(58 - 26) = 32$  neutrones. Como la especie es catiónica (está cargada positivamente), significa que tiene tres electrones de menos en su última capa, es decir,  $(26 - 3) = 23$  electrones en total.

La respuesta correcta es la **a**.

11.267. El número atómico de un elemento A es  $Z = 23$ , ¿cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta para  $A^{2+}$ ?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
- c) Es un elemento representativo
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con el diagrama de Moeller, la configuración electrónica del elemento con  $Z = 23$  es,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ .

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

la distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑		

El ion  $A^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑		

La respuesta correcta es la **a**.

11.268. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón situado en un orbital 4d?

- a)  $n = 4; l = 3; m_l = -3; m_s = +\frac{1}{2}$   
 b)  $n = 4; l = 2; m_l = +1; m_s = +\frac{1}{2}$   
 c)  $n = 4; l = 1; m_l = -2; m_s = -\frac{1}{2}$   
 d)  $n = 4; l = 0; m_l = -0; m_s = -\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

A un electrón que se encuentre en un orbital 4d le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 4$  (cuarto nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ )
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **b**.

11.269. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el átomo de S en su estado fundamental?

- a) 0  
 b) 4  
 c) 2  
 d) 6

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La estructura electrónica abreviada del S ( $Z = 16$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

3s	3d		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el S presenta **2 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **c**.

11.270. El número máximo de electrones que pueden existir en el nivel de energía  $n = 4$  es:

- a) 4  
 b) 18  
 c) 9  
 d) 32

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

El número máximo de electrones, y por tanto de elementos, de un nivel cuántico viene dado por la expresión,  $N = 2n^2$ . Si  $n = 4$ , entonces,  $N = 32$ .

La respuesta correcta es la **d**.

11.271. El elemento X de configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ion de valencia:

- a) -1  
b) +5  
c) +1  
d) -7

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ion con una configuración electrónica estable.

Si el elemento X gana un electrón completa su capa más externa y consigue una estructura electrónica muy estable de gas inerte,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , formando un ion cuya valencia iónica es **-1**.

La respuesta correcta es la **a**.

11.272. Qué valores de siguiente tabla son incorrectos:

Nº protones	Z	Nº neutrones	A	Nº electrones	Isótopo
13	14	14	27	13	$^{27}\text{Al}$
10	10	11	22	10	$^{21}\text{Ne}$
17	17	21	37	17	$^{37}\text{Cl}$

- a) El número de protones de los tres isótopos.  
b) El nº de electrones de  $^{27}\text{Al}$ , el valor de Z de  $^{21}\text{Ne}$  y el valor de A de  $^{37}\text{Cl}$ .  
c) El valor de Z de  $^{27}\text{Al}$ , el valor de A de  $^{21}\text{Ne}$  y el nº de neutrones de  $^{37}\text{Cl}$ .  
d) El nº de protones de  $^{27}\text{Al}$ , el nº de neutrones de  $^{21}\text{Ne}$  y el valor de A de  $^{37}\text{Cl}$ .

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Isótopo  $^{27}\text{Al}$  → (Z = 13) está integrado por  $\left[ \begin{array}{l} 13 \text{ protones} \\ 13 \text{ electrones} \\ (27-13) = 14 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

Isótopo  $^{21}\text{Ne}$  → (Z = 10) está integrado por  $\left[ \begin{array}{l} 10 \text{ protones} \\ 10 \text{ electrones} \\ (21-10) = 11 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

Isótopo  $^{37}\text{Cl}$  → (Z = 17) está integrado por  $\left[ \begin{array}{l} 17 \text{ protones} \\ 17 \text{ electrones} \\ (37-17) = 20 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

a) Correcto. El número de protones de los tres isótopos es el que aparece en la tabla.

b) Correcto. El número de electrones de  $^{27}\text{Al}$ ; el valor de Z del isótopo  $^{21}\text{Ne}$  y el valor de A de  $^{37}\text{Cl}$  son los que aparecen en la tabla.

c) **Incorrecto**. El valor de Z del isótopo  $^{27}\text{Al}$  no es 14; el valor de A del isótopo  $^{21}\text{Ne}$  no es 22; ni el número de neutrones de  $^{37}\text{Cl}$  es 21.

d) Correcto. El número de protones del isótopo  $^{27}\text{Al}$ , el número de electrones del isótopo  $^{21}\text{Ne}$  y el valor de A del isótopo  $^{37}\text{Cl}$  son los que figuran en la tabla.

La respuesta incorrecta es la **c**.

11.273. ¿En qué se diferencian los isótopos de un elemento?

- a) En el número másico.
- d) En el número de protones.
- b) En el número atómico.
- c) En la disposición electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (mismo número de protones y electrones) y diferente número másico (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la **a**.

11.274. El concepto de órbita en el modelo atómico de Bohr se define como:

- a) La región del espacio más cercana al núcleo en la que se encuentra el electrón.
- b) La densidad de carga repartida alrededor del núcleo.
- c) Una zona del átomo donde es más probable encontrar al electrón.
- d) Una trayectoria circular o elíptica en la que se mueven girando los electrones alrededor del núcleo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El primer postulado de Bohr establece que:

*“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, sólo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.*

Estas órbitas denominadas estacionarias son circulares y están caracterizadas por un número entero denominado número cuántico principal. Las orbitas elípticas son introducidas por Sommerfeld para corregir el modelo propuesto por Bohr.

La respuesta correcta es la **d**.



**12. SISTEMA PERIÓDICO**

12.1. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Be
- b) He
- c) N
- d) Ne
- e) B

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Be	B	N	Ne
$Z$	2	4	5	7	10
estructura electrónica	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	2	2	3	5	8
$n$	1	2	2	2	2

De acuerdo con los valores de  $Z_{\text{ef}}$  y  $n$ , el elemento con mayor energía de ionización es el **He**.

Consultando la bibliografía, los valores de  $I$  (kJ/mol) son:

$$B (801) < Be (900) < N (1402) < Ne (2081) < He (2372)$$

En los valores del Be y B se registra una anomalía.

La respuesta correcta es la **b**.

12.2. Uno de los elementos del sistema periódico presenta los siguientes valores de la energía de ionización ( $E.I.$ ) en  $\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ :

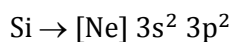
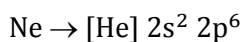
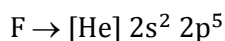
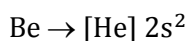
$$I_1 = 215,1 \quad I_2 = 420,0 \quad I_3 = 3554$$

¿De qué elemento se trata?

- a) Flúor
- b) Silicio
- c) Berilio
- d) Neón

(O.Q.L. Murcia 1996)

Las configuraciones electrónicas de los elementos dados son, respectivamente:



Suponiendo que la energía de ionización,  $I$  es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{\text{ef}} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $I/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$ .

En este caso:

$$I_1 = \frac{215,1}{1} = 215,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad I_2 = \frac{420}{2} = 210,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad I_3 = \frac{3554}{3} = 1184,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Los dos primeros valores,  $I_1 \approx I_2$ , indican que los dos primeros electrones están situados en un mismo tipo de orbital. Esto descarta a los elementos F y Ne que tienen 5 y 6 electrones, respectivamente, en un orbital p.

El siguiente valor,  $I_3$ , mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón debe estar situado en un orbital en una capa con un valor de  $n$  inferior al de los electrones extraídos. Esto descarta al elemento Si con el mismo valor de  $n$  para los tres electrones dados.

**Se trata del elemento Be.**

La respuesta correcta es la **c**.

12.3. ¿Cuál de las siguientes relaciones entre radios es correcta?

- a)  $R(\text{Cl}) > R(\text{Cl}^-)$
- b)  $R(\text{Na}^+) < R(\text{Na})$
- c)  $R(\text{I}) < R(\text{Cl})$
- d)  $R(\text{Cl}) > R(\text{Na})$

(O.Q.L. Murcia 1996)

▪ El elemento cloro pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.

La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón en su capa más externa.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion cloruro es mayor que el del átomo de cloro.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

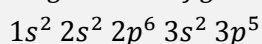
Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del ion sodio es menor que el del átomo de sodio.

▪ El elemento yodo pertenece al grupo 17 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 4d<sup>10</sup> 5s<sup>2</sup> 5p<sup>5</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 53.

De todas las especies propuestas es la que tiene mayor radio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **b**.

12.4. La siguiente configuración electrónica:



corresponde a un átomo de:

- Baja energía de ionización.
- Un metal de transición.
- Elemento del grupo de los halógenos.
- Un gas noble.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Atendiendo a la configuración electrónica dada, se trata de un elemento con siete electrones de valencia [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>. El elemento con dicha configuración electrónica externa pertenece al grupo 17 del sistema periódico y se trata de un **halógeno**.

La respuesta correcta es la **c**.

12.5. Indique cuál de las siguientes propuestas es correcta:

- El ion O<sup>2-</sup> es más electronegativo que el átomo neutro Ne.
- El ion F<sup>-</sup> es más electronegativo que el ion Na<sup>+</sup>.
- El ion Na<sup>+</sup> es más electronegativo que el ion O<sup>2-</sup>.
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La electronegatividad es una propiedad que se refiere a los elementos no a los átomos ni a los iones que estos forman. Por tanto las propuestas a), b) y c) no tienen sentido.

La respuesta correcta es la **d**.

12.6. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

- Ne
- F
- He
- Li
- O

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

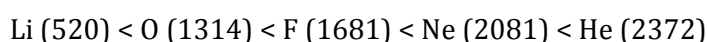
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Li	O	F	Ne
Z	2	3	8	9	10
estructura electrónica	1s <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	2	1	6	7	8
n	1	2	2	2	2

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z<sub>ef</sub> (Z) que en este caso es el **Li**.

Consultando la bibliografía, los valores de I (kJ/mol) son:



La respuesta correcta es la **d**.

12.7. Los iones fluoruro y sodio tienen el mismo número de electrones. Por tanto:

- El radio del ion fluoruro es mayor que el radio del ion sodio.
- El radio del ion fluoruro es menor que el radio del ion sodio.
- El radio del ion fluoruro es igual al radio del ion sodio.
- El radio del ion fluoruro es doble del radio del ion sodio.

(O.Q.L. Murcia 1997)

▪ El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

La configuración electrónica del ion F<sup>-</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que capta un electrón en su capa más externa.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

La configuración electrónica del ion Na<sup>+</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que cede un electrón de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, **el radio del ion fluoruro es mayor que el del ion sodio**.

La respuesta correcta es la **a**.

12.8. La segunda energía de ionización de un elemento M es la energía necesaria para:

- Arrancar 2 moles de electrones de 1 mol de átomos de M.
- Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M<sup>+</sup>.
- Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M<sup>2+</sup>.
- Introducir 1 mol de protones en 1 mol de iones M<sup>+</sup>.

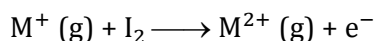
(O.Q.L. Murcia 1997)

La energía de ionización de un átomo, I, es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo.

Aplicado a la segunda energía de ionización, ésta se define como:

*“La segunda energía de ionización de un átomo,  $I_2$ , es la energía que debe absorber un ion  $M^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.*

Corresponde al proceso:



La respuesta correcta es la **b**.

12.9. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl.  
 b) La afinidad electrónica del F es mayor que la afinidad electrónica del O.  
 c) El As es más electronegativo que el Se.  
 d) Es más difícil arrancar un electrón del ion sodio ( $Na^+$ ) que del átomo de neón.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2009)

a) Verdadero. La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los elementos Ar y Cl pertenecen al 3<sup>er</sup> periodo del sistema periódico ( $n = 3$ ) por lo que este factor no influye a la hora de decidir la mayor energía de ionización. Por otra parte, Ar ( $Z = 18$ ) y Cl ( $Z = 17$ ), luego  $I_{Ar} > I_{Cl}$ .

b) Verdadero. La afinidad electrónica, AE, es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. Dentro de un mismo periodo aumenta al aumentar la carga efectiva  $Z_{ef}$ , aproximadamente, su número de electrones de valencia.

El la estructura electrónica del oxígeno es  $[He] 2s^2 2p^4$  y la del flúor  $[He] 2s^2 2p^5$ , por tanto,  $Z_{ef}(F) > Z_{ef}(O)$ , lo que determina que  $AE(F) > AE(O)$ .

c) **Falso**. La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización,  $I$ , y de la afinidad electrónica, AE, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal  $n$ .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Se trata de dos elementos del mismo periodo, pero el número atómico del Se (34) es mayor que el del As (33), por lo que el primero es más electronegativo.

d) Verdadero. Las configuraciones electrónicas de ambas especies son, respectivamente:

- El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

La configuración electrónica del ion Na<sup>+</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que cede un electrón de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico) en este caso el Na<sup>+</sup>. Al tener el mismo valor de n (n = 2) este factor no influye a la hora de decidir la mayor energía de ionización. La especie con mayor Z<sub>ef</sub>, Na<sup>+</sup>, es la que presenta mayor dificultad para arrancarle un electrón.

Consultando la bibliografía, los valores (kJ/mol) son:

$$I_{\text{Na}^+} (4562) > I_{\text{Ne}} (2081)$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.10. El símbolo **Ra**:

- a) Se utiliza para expresar abreviadamente al gas noble radón.
- b) Es el nombre genérico de las denominadas tierras raras.
- c) Se le asigna al elemento radio.
- d) No designa a ningún elemento.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El símbolo **Ra** corresponde al elemento **radio**, descubierto por Marie y Pierre Curie en 1896.

La respuesta correcta es la **c**.

12.11. Señale la proposición correcta:

- a) Los potenciales de ionización sucesivos de un átomo son cada vez menores.
- b) Un átomo que en su estado fundamental, el valor máximo del número cuántico es n = 3, no puede tener más de 18 electrones.
- c) En un átomo hidrogenoide (un sólo electrón), la energía del electrón en el orbital con n = 2, l = 0 es menor que la energía en el orbital con n = 2 y l = 1.
- d) El primer potencial de ionización de un átomo con n electrones es siempre menor que el de un átomo con (n+1) electrones.
- e) Para un átomo hidrogenoide, la energía del electrón en un orbital con n = 1 y l = 0, es la mínima que puede tener.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Extremadura 2005)

a) Falso. La energía o potencial de ionización, I, se calcula mediante la siguiente expresión:

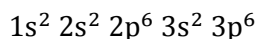
$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme el átomo va perdiendo electrones va aumentando el valor de  $Z_{ef}$  y con ello el valor de la energía de ionización.

b) **Verdadero.** Un átomo que su estado fundamental tiene un valor máximo del número cuántico  $n = 3$  será de un elemento del 3<sup>er</sup> periodo del sistema periódico. La configuración electrónica del último elemento de ese periodo es:



que como se observa tiene 18 electrones.

c) **Verdadero.** Un orbital cuyos números cuánticos son  $n = 2$  y  $l = 0$  es un orbital 2s y un orbital cuyos números cuánticos son  $n = 2$  y  $l = 1$  es un orbital 2p. De acuerdo con el diagrama de *Moeller* de llenado de orbitales, la energía del orbital 2s es menor que la del 2p.

d) Falso. La energía de ionización de un elemento con  $n$  electrones, por ejemplo el He, es mayor que la del elemento siguiente con  $(n + 1)$  electrones, en este caso el Li.

e) **Verdadero.** Un orbital cuyos números cuánticos son  $n = 1$  y  $l = 0$  es un orbital 1s que es el de menor energía.

Las respuestas correctas son la **b, c y e**.

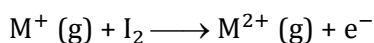
12.12. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene el segundo potencial de ionización más bajo?

- a) Na
- b) O
- c) Ca
- d) K
- e) Ne

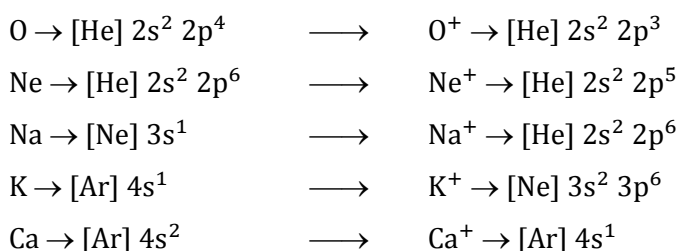
(O.Q.N. Burgos 1998)

La segunda energía de ionización,  $I_2$ , se define como:

*“la energía que debe absorber un ion  $M^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.*



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización,  $I$ , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

Tendrá menor  $2^{\text{a}}$  energía de ionización el elemento que presente mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	$O^{+}$	$Ne^{+}$	$Na^{++}$	$K^{+}$	$Ca^{+}$
$Z$	8	10	11	19	20
estructura electrónica	$[He] 2s^2 2p^3$	$[He] 2s^2 2p^5$	$[He] 2s^2 2p^6$	$[Ne] 3s^2 3p^6$	$[Ar] 4s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	5	7	8	8	1
$n$	2	2	2	3	4

De acuerdo con los valores de  $Z_{\text{ef}}$  y  $n$ , el elemento con menor  $2^{\text{a}}$  energía de ionización es el **Ca**.

Consultando la bibliografía, los valores de  $I_2$  (kJ/mol) son:

$$Ca (1145) < K (3051) < O (3388) < Ne (3952) < Na (4562)$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.13. Un elemento con configuración electrónica externa  $ns^2$ :

- No puede conducir bien la corriente eléctrica puesto que no tiene electrones desapareados.
- Puede conducir la corriente eléctrica porque la banda  $ns^2$  solapa con bandas superiores.
- Si no solapa con bandas superiores, su conductividad eléctrica disminuye con la temperatura.
- Conducirá bien el calor pero no la electricidad.
- Es un halógeno y por tanto no es un buen conductor.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Tarazona 2003)

Un elemento con esa configuración electrónica podría ser el magnesio que tiene sus dos electrones externos en el orbital 3s. Según la teoría del orbital molecular existirán el orbital molecular enlazante y el antienlazante. Dado el gran número de átomos que pueden formar una muestra de metal el conjunto de orbitales enlazantes en los que están contenidos los electrones 3s forman la banda de valencia y los antienlazantes, que se encuentran vacíos, la banda de conducción, que es energéticamente muy cercana a la banda de valencia y permite el movimiento de los electrones por ella.

La respuesta correcta es la **b**.



12.14. ¿En cuál de los siguientes pares hay un cambio en la tendencia periódica del potencial de ionización?

- a) O - F
- b) F - Ne
- c) Be - B
- d) Cl - Ar
- e) C - N

(O.Q.N. Burgos 1998)

Dentro de un periodo, el potencial de ionización aumenta al aumentar el número atómico del elemento. De acuerdo con esta tendencia, en la pareja Be-B, es al primero al que debería corresponderle la menor energía de ionización, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B.

Como ambos elementos son del segundo periodo ( $n = 2$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Be, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B. Se tiene que  $Z_{ef}(B) > Z_{ef}(Be)$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Esta anomalía se debe a que el único electrón  $p^1$  del boro se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía, los valores de  $I$  (kJ/mol) son:

$$B(801) < Be(900)$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.15. La primera energía de ionización de los átomos de los elementos de un mismo grupo de la Tabla Periódica disminuye a la vez que aumenta el número atómico del elemento. ¿Cuál de los siguientes factores va a influir más en ello?

- a) El aumento del radio atómico.
- b) La disminución de la energía de enlace.
- c) El aumento de la carga nuclear.
- d) El aumento de la masa atómica.

(O.Q.L. Murcia 1998)

La energía de ionización,  $I$ , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante de forma que no influye en la variación de la energía de ionización dentro del grupo.

El valor de  $n$  aumenta conforme se cambia a un periodo superior. También se puede decir que al cambiar al periodo superior aumenta el valor del radio.

La respuesta correcta es la **a**.

12.16. Las especies químicas  $O^{2-}$ ,  $F^-$ ,  $Ne$  y  $Na^+$  son isoelectrónicas. ¿A cuál de ellas debe corresponderle un menor volumen?

- a)  $F^-$
- b)  $Ne$
- c)  $O^{2-}$
- d)  $Na^+$

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. La Rioja 2006)

▪ El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

La configuración electrónica del ion  $F^-$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón en su capa más externa.

▪ El elemento oxígeno pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

La configuración electrónica del ion  $O^{2-}$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que capta dos electrones en su capa más externa.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

La configuración electrónica del ion  $Na^+$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

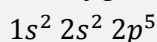
Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el **menor volumen** le corresponde a la especie con mayor  $Z$ , el  $Na^+$ .

▪ El  $Ne$  es un átomo y no tiene sentido comparar volúmenes atómicos con iónicos.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2006 sólo aparecen  $Na^+$  y  $F^-$  y se pregunta mayor volumen).

12.17. La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento  $X$  es:

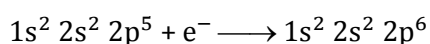


¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a)  $X$  es un elemento de marcado carácter metálico.
- b)  $X$  es capaz de formar con facilidad aniones.
- c)  $X$  es un elemento de transición.
- d)  $X$  puede presentar números de oxidación  $-1$  y  $+7$ .

(O.Q.L. Murcia 1998)

A la vista de la configuración electrónica dada se trata de un elemento que si capta un electrón para formar un **anión monovalente** adquiere muy estable de gas inerte:



La respuesta correcta es la **b**.

12.18. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

- a) B
- b) N
- c) O
- d) Ne
- e) Be

(O.Q.N. Almería 1999)

La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	B	N	O	Ne
$Z$	4	5	7	8	10
estructura electrónica	[He] $2s^2$	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^6$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	2	3	5	6	8
$n$	2	2	2	2	2

Como todos los elementos son del segundo periodo ( $n = 2$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Be, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B. Se tiene que  $Z_{\text{ef}}(\text{B}) > Z_{\text{ef}}(\text{Be})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2 p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Esta anomalía se debe a que el único electrón  $p^1$  del boro se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía, los valores de  $I$  (kJ/mol) son:

$$\text{B (801)} < \text{Be (900)} < \text{O (1314)} < \text{N (1402)} < \text{Ne (2081)}$$

También existe una anomalía en los valores del N y O.

La respuesta correcta es la **a**.

12.19. Si la primera energía de ionización del helio es 2,37 MJ/mol, la primera energía de ionización del neón en MJ/mol es:

- a) 2,68
- b) 0,11
- c) -2,68
- d) 2,37
- e) 2,08

(O.Q.N. Almería 1999)

La energía de ionización,  $I$ , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante de forma que no influye en la variación de la energía de ionización dentro del grupo.

Para el He, elemento del 1<sup>er</sup> periodo del sistema periódico,  $n = 1$ , y para neón, elemento del 2<sup>o</sup> periodo,  $n = 2$ . De acuerdo con estos valores,  $I_{\text{Ne}} < I_{\text{He}}$  por lo que el único valor posible de los propuestos para el Ne es 2,08 MJ/mol.

La respuesta correcta es la **e**.

12.20. Los sucesivos potenciales de ionización de un elemento (en eV) son:

8,3; 25,1; 37,9; 259,3

Señale la proposición correcta:

- a) La configuración electrónica externa del elemento es  $ns^1$ .
- b) La configuración electrónica externa del elemento es  $ns^2 np^1$ .
- c) El elemento pertenece al grupo 4 del sistema periódico.
- d) El elemento pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
- e) No pertenece a ninguno de los grupos anteriores.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Murcia 2007)

Suponiendo que la energía de ionización,  $I$  es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{\text{ef}} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $I/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$ .

En este caso:

$$I_1 = \frac{8,3}{1} = 8,3 \text{ eV} \quad I_2 = \frac{25,1}{2} = 12,55 \text{ eV} \quad I_3 = \frac{37,9}{3} = 12,63 \text{ eV} \quad I_4 = \frac{259,3}{4} = 64,82 \text{ eV}$$

El primer valor,  $I_1$ , diferente a los siguientes indica que el electrón se encuentra sólo en ese orbital; los valores,  $I_2 \approx I_3$ , indican que los dos siguientes electrones están situados en un mismo tipo de orbital que debe ser s. El siguiente valor,  $I_4$ , mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón debe estar situado en un orbital en una capa con un valor de  $n$  inferior al de los electrones extraídos.

Por tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser  **$ns^2 np^1$** .

La respuesta correcta es la **b**.

12.21. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La configuración electrónica del  $\text{Na}^+$  es diferente a la del Ne.  
 b) Los iones de los metales de transición tienen todos los orbitales d semiocupados.  
 c) El átomo de un elemento alcalino tienen mayor radio que el del halógeno del mismo período.  
 d) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 5s^1$  corresponde a un metal alcalino del período 5 de la Tabla Periódica en su estado fundamental.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas.

b) Falso. En el caso de los iones del hierro elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico la configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ , si se cumple la propuesta de que los orbitales d están semillenos.

La configuración electrónica abreviada de los iones  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$  es, respectivamente,  $[\text{Ar}] 3d^6$  y  $[\text{Ar}] 3d^5$ , ya que cede, respectivamente, dos y tres electrones de su capa más externa:

$\text{Fe}^{2+}$					
4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

$\text{Fe}^{3+}$					
4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

En el caso de los iones del cromo elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico la configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ , no se cumple la propuesta de que todos los orbitales d estén semillenos.

La configuración electrónica abreviada de los iones  $\text{Cr}^{2+}$  y  $\text{Cr}^{3+}$  es, respectivamente,  $[\text{Ar}] 3d^4$  y  $[\text{Ar}] 3d^3$ , ya que cede, respectivamente, dos y tres electrones de su capa más externa:

$\text{Cr}^{2+}$					
4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	

$\text{Cr}^{3+}$					
4s	3d				
	↑	↑	↑		

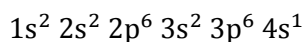
c) **Verdadero.** El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupos 17 y 18, halógenos y gases inertes).

Consultando la bibliografía se puede escribir la siguiente tabla para los elementos del 3<sup>er</sup> periodo del sistema periódico:

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Z	11	12	13	14	15	16	17	18
$Z_{ef}$	2,20	2,85	3,50	4,15	4,80	5,45	6,10	6,75
Radio / pm	186	160	143	117	110	104	99	98

d) Falso. La estructura electrónica propuesta corresponde a un átomo en un estado excitado ya que se incumple el Principio de Mínima Energía de llenado de orbitales al ocuparse el orbital 5s (de mayor energía) antes que el 4s.

La estructura electrónica para ese átomo en el estado fundamental sería:



A la vista de esa estructura electrónica, el valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico.

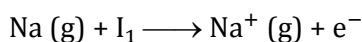
La respuesta correcta es la **c**.

12.22. La pérdida de un electrón es una:

- a) Desgracia
- b) Pirólisis
- c) Ionización
- d) Protonación

(O.Q.L. Murcia 1999)

Cuando un átomo pierde un electrón queda cargado positivamente. Por ejemplo:



El proceso es una ionización y la energía asociada al mismo es la energía de ionización.

La pirólisis es la descomposición de una sustancia orgánica por el calor en una atmósfera sin oxígeno.

La protonación es el proceso en el que una base capta un protón.

La respuesta correcta es la **c**.

12.23. ¿Cuál de los siguientes iones isoelectrónicos tendrá, presumiblemente, un menor radio iónico?

- a)  $\text{Mn}^{7+}$  ( $Z = 25$ )
- b)  $\text{P}^{3-}$  ( $Z = 15$ )
- c)  $\text{S}^{2-}$  ( $Z = 16$ )
- d)  $\text{Ti}^{4+}$  ( $Z = 22$ )
- e)  $\text{Ca}^{2+}$  ( $Z = 20$ )
- f)  $\text{Ar}$  ( $Z = 18$ )
- g)  $\text{Cl}^-$  ( $Z = 17$ )

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Extremadura 2003)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, en este caso,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ . Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el **menor radio** le corresponde a la especie con mayor  $Z$ , el  **$\text{Mn}^{7+}$** .

Respecto al Ar, no tiene sentido comparar radios iónicos con atómicos.

La respuesta correcta es la **a**.

(Esta cuestión ha sido propuesta en varios exámenes con diferentes elementos y en la de Murcia 1999 no se proporcionaban los números atómicos).

12.24. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.  
 b) El radio del ion  $\text{Na}^+$  es mayor que el del ion  $\text{Mg}^{2+}$ .  
 c) El radio del ion  $\text{Na}^+$  es igual que el del ion  $\text{Mg}^{2+}$ .  
 d) La segunda energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

Para los elementos  $\text{Na}$  y  $\text{Mg}$  se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	$\text{Na}$	$\text{Mg}$	$\text{Na}^+$	$\text{Mg}^{2+}$
$Z$	11	12	11	12
estructura electrónica	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2	7	8
$n$	3	3	2	2

a) Falso. La energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.

Consultando la bibliografía, los valores (kJ/mol) son, respectivamente:

$$I_{\text{Na}} (496) < I_{\text{Mg}} (738)$$

d) Falso. La energía de ionización del  $\text{Na}^+$  es menor que la del  $\text{Mg}^{2+}$  ya que ambos tienen el mismo valor de  $n$  pero la carga nuclear efectiva de este último es mayor.

b) **Verdadero.** El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

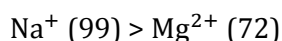
El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas. Por este motivo, ambas tienen la misma constante de apantallamiento que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de

la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el **mayor radio** le corresponde a la especie con menor Z, el **Na<sup>+</sup>**.

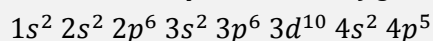
Consultando la bibliografía, los valores de los radios (pm) son, respectivamente:



c) Falso. Según ha discutido en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

12.25. Del elemento químico de configuración electrónica:



Se puede confirmar que:

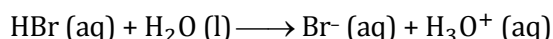
- Es un metal.
- Forma un catión monovalente.
- Presenta tres valencias covalentes y una iónica.
- Forma con el hidrógeno un compuesto monovalente que disuelto en agua da pH ácido.
- Forma moléculas triatómicas.

(O.Q.N. Murcia 2000)

A la vista de la configuración electrónica dada, el valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico y como tiene 7 electrones de valencia ( $s^2 p^5$ ) pertenece al grupo 17 del sistema periódico (halógenos) que está integrado por los elementos:

F Flúor ( $n = 2$ )	Cl Cloro ( $n = 3$ )	<b>Br</b> <b>Bromo</b> <b>(<math>n = 4</math>)</b>	I Iodo ( $n = 5$ )	At Astatino ( $n = 6$ )
---------------------------	----------------------------	--	--------------------------	-------------------------------

Este elemento forma con el hidrógeno el compuesto HBr que disuelto en agua forma una disolución con pH ácido según la ecuación:



La respuesta correcta es la **d**.

12.26. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, referidas a los elementos que constituyen la Tabla Periódica, es incorrecta?

- Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.
- Hay más elementos no metálicos que metálicos.
- Hay unos cuantos elementos que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
- El comportamiento como metal de un elemento disminuye al ir de izquierda a derecha a lo largo de un período.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a) Verdadero. Las propiedades de los elementos dependen del número de electrones de valencia (externos) que tengan. Este número está determinado por el número atómico Z.

b) **Falso**. Los elementos no metálicos del sistema periódico se caracterizan por tener energías de ionización, afinidades electrónicas y electronegatividades elevadas. Son muy pocos: F, O, Cl, N, Br, I, S, Se, C, H, P y At (radiactivo). Todos ellos envían su electrón diferenciador a un orbital p.

c) Verdadero. Los elementos del sistema periódico llamados metaloides o semimetales se caracterizan propiedades intermedias entre las de los metales y los no metales. Son muy



pocos: B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po (radiactivo). Todos ellos envían su electrón diferenciador a un orbital p.

d) Verdadero. El comportamiento metálico de un elemento disminuye conforme se avanza en un periodo, ya que se va poblando de electrones el nivel y con ello se pierde la capacidad de ceder electrones (oxidarse) característica de los metales.

La respuesta correcta es la **b**.

12.27. Sobre el elemento con una estructura electrónica  $[Ne] 3s^1$  se puede decir que:

- 1) Es un elemento representativo.
- 2) Pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos.
- 3) Pertenece al grupo de Cu, Ag y Au.
- 4) Pertenece al grupo de los metales alcalinos.

- a) Sólo la 1 y 4 son ciertas.
- b) Sólo la 3 y 4 son falsas.
- c) Sólo la 2 y 4 son ciertas.
- d) Sólo la 2 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

A la vista de esa estructura electrónica propuesta, el valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico y  $s^1$  que tiene un único electrón de valencia por lo que pertenece al grupo 1 de los metales **alcalinos** integrado por los siguientes elementos:

Li Litio ( $n = 2$ )	<b>Na</b> <b>Sodio</b> <b>(<math>n = 3</math>)</b>	K Potasio ( $n = 4$ )	Rb Rubidio ( $n = 5$ )	Cs Cesio ( $n = 6$ )	Fr Francio ( $n = 7$ )
----------------------------	--	-----------------------------	------------------------------	----------------------------	------------------------------

Se trata del sodio un elemento **representativo** ya que tienen sus electrones de valencia en un subnivel s.

La respuesta correcta es la **a**.

12.28. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento neutro en el estado sólido para transformarlo en un monocatión.
- 2) La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento para que un electrón del estado fundamental pase al estado excitado.
- 3) La primera energía de ionización es la energía que desprende cuando un elemento capta un electrón.
- 4) Un elemento con una estructura electrónica externa  $3s^2 3p^3$  pertenece al grupo 14.

- a) Sólo la 1 es cierta.
- b) Sólo la 3 es cierta.
- c) Sólo la 4 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La energía de ionización,  $I$ , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo.

- 1) Falso. Debe ser a un átomo y en estado gaseoso.
- 2) Falso. Debe ser a un átomo y para quitarle el electrón.
- 3) Falso. Debe ser a un átomo y la energía se absorbe.

4) Falso. A la vista de esa estructura electrónica propuesta, el valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata de un elemento del 3<sup>er</sup> periodo del sistema periódico y  $s^2p^3$  que tiene cinco electrones de valencia por lo que pertenece al grupo 15 del sistema periódico (este periodo no tiene los diez electrones d internos).

La respuesta correcta es la **d**.

12.29. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) Por regla general, el radio atómico en un periodo disminuye de izquierda a derecha.
- 2) Por regla general, el radio atómico en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.
- 3) Por regla general, para todo elemento la segunda energía de ionización es mayor que la primera.
- 4) Por regla general, el radio de  $A^-$  es mayor que el de  $A$ .

- a) Sólo la 1 y 3 son ciertas.
- b) Sólo la 2 y 3 son ciertas.
- c) La 1 es falsa y la 2 es cierta.
- d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. Conforme se avanza en un **periodo** crecen la carga nuclear  $Z$  y la carga nuclear efectiva  $Z_{ef}$ , esto determina una mayor atracción por parte del núcleo sobre los electrones y con ello una **disminución del radio atómico**.

2) **Verdadero**. Conforme se avanza en un **grupo** crece el número de capas electrónicas, lo que determina que los electrones se encuentran cada vez más alejados del núcleo por lo que se registra un **aumento del radio atómico**.

3) **Verdadero**. La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme un átomo va perdiendo electrones disminuye el efecto pantalla y por eso aumenta la carga nuclear efectiva. Además, es posible que al perder el segundo electrón el siguiente pertenezca a la capa anterior con lo que disminuye el valor de  $n$ . Por tanto, si  $Z_{ef}$  aumenta y  $n$  se mantiene constante o disminuye los valores de las energías de ionización sucesivas van siendo cada vez más grandes.

4) **Verdadero**. Al formarse el anión  $A^-$  aumenta el número de electrones y con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

La respuesta correcta es la **d**.

12.30. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) En las especies  $H^-$ ,  $He^+$  y  $Li^{2+}$ , el orden de radios es:  $H^- > Li^{2+} > He^{+}$ .
- 2) La primera afinidad electrónica del O ( $Z = 8$ ) es mayor que la primera afinidad del N ( $Z = 7$ ).
- 3) Una estructura electrónica  $ns^1$  representa un alcalino.
- 4) Una estructura electrónica  $ns^2$  representa un alcalinotérreo.

- a) Sólo la 3 y 4 son ciertas.
- b) Sólo la 1 es falsa.
- c) Sólo la 1 es cierta.
- d) Todas son ciertas.

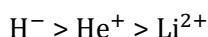
(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Falso. Al formarse el anión  $H^-$  aumenta el número de electrones y con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

Al formarse el catión disminuye el número de electrones y con ello, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del anión es menor que el del átomo neutro.

Las especies  $He^+$  y  $Li^{2+}$  son isoelectrónicas y en este caso la atracción es mayor por parte del núcleo con mayor número de protones ( $Z$ ). Por ese motivo, el radio del  $He^+$  es mayor que el del  $Li^{2+}$ .

El orden decreciente de radios correcto es:



2) **Verdadero.** La afinidad electrónica, AE, es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

El nitrógeno ( $Z = 7$ ) y el O ( $Z = 8$ ) son elementos del mismo periodo pero es el oxígeno el que tiene mayor carga nuclear efectiva  $Z_{ef}$  lo que hace que tenga mayor capacidad para incorporar electrones en su última capa.

3) **Verdadero.** Un átomo cuya estructura electrónica es  $ns^1$  tiene un único electrón de valencia por lo que pertenece al grupo 1 llamado de los metales **alcalinos**.

4) **Verdadero.** Un átomo cuya estructura electrónica es  $ns^2$  tiene dos electrones de valencia por lo que pertenece al grupo 2 llamado de los metales **alcalinotérreos**.

La respuesta correcta es la **b**.

12.31. Las primeras cinco energías de ionización (en eV) para un cierto elemento son:

7,6; 15,0; 80,1; 109,3; 141,2

La configuración electrónica más probable de este elemento es:

- a)  $s^1$
- b)  $s^2$
- c)  $s^2 p^3$
- d)  $s^2 d^2$
- e)  $s^2 p^3 d^3$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2010)

Suponiendo que la energía de ionización,  $I$  es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{ef} =$

1, 2, 3, ...determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $I/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$ .

En este caso:

$$I_1 = \frac{7,6}{1} = 7,6 \text{ eV} \quad I_2 = \frac{15,0}{2} = 7,5 \text{ eV}$$

Los dos primeros valores,  $I_1 \approx I_2$ , indican que los dos electrones más externos están situados en un mismo tipo de orbital que debe ser s.

$$I_3 = \frac{80,1}{3} = 26,7 \text{ eV} \quad I_4 = \frac{109,3}{4} = 27,3 \text{ eV} \quad I_5 = \frac{141,2}{4} = 28,2 \text{ eV}$$

Los siguientes valores,  $I_3 \approx I_4 \approx I_5$  mayores que los anteriores, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un orbital en una capa con un valor de n inferior al de los electrones extraídos.

Por tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser  $ns^2$ .

La respuesta correcta es la **b**.

12.32. ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas tiene menor radio?

- a)  $O^{2-}$
- b)  $F^-$
- c)  $Na^+$
- d)  $Mg^{2+}$
- e)  $Al^{3+}$
- f)  $Ne$

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Murcia 2010)

▪ El elemento oxígeno pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

La configuración electrónica del ion  $O^{2-}$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que capta dos electrones en su capa más externa.

▪ El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

La configuración electrónica del ion  $F^-$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón en su capa más externa.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

La configuración electrónica del ion  $Na^+$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

▪ El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

La configuración electrónica del ion  $Mg^{2+}$  es  $[Ne] 2s^2 2p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento aluminio pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.

La configuración electrónica del ion  $\text{Al}^{3+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede tres electrones de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el **menor radio** le corresponde a la especie con mayor  $Z$ , el  $\text{Al}^{3+}$  y el **mayor radio** al  $\text{O}^{2-}$ .

Los valores (pm) encontrados en la bibliografía son:

$$\text{O}^{2-} (140) > \text{F}^- (133) > \text{Na}^+ (99) > \text{Mg}^{2+} (72) > \text{Ne} (71) > \text{Al}^{3+} (53)$$

▪ Respecto al elemento neón, aunque su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  y es isoelectrónico con el resto de las especies, no tiene sentido comparar radios iónicos con radios atómicos lo que se comprueba al ver los valores experimentales.

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Lúcar 2005 se reemplaza el  $\text{Al}^{3+}$  por el Ne, se indica que se trata de especies isoelectrónicas y se pregunta a cuál le corresponde el mayor radio, lo mismo que Murcia 2010).

12.33. ¿Cuál de los siguientes procesos se producirá con mayor variación de energía?

- a)  $\text{Si} (g) \longrightarrow \text{Si}^+ (g) + e^-$   
 b)  $\text{Si}^+ (g) \longrightarrow \text{Si}^{2+} (g) + e^-$   
 c)  $\text{Si}^{2+} (g) \longrightarrow \text{Si}^{3+} (g) + e^-$   
 d)  $\text{Si}^{3+} (g) \longrightarrow \text{Si}^{4+} (g) + e^-$

(O.Q.L. Murcia 2001)

Se trata de procesos de ionización y las energías asociadas a los mismos son las energías de ionización sucesivas.

La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme un átomo va perdiendo electrones disminuye el efecto pantalla y por eso aumenta la carga nuclear efectiva. Además, es posible que al perder el segundo electrón el siguiente pertenezca a la capa anterior con lo que disminuye el valor de  $n$ . Por tanto, si  $Z_{\text{ef}}$  aumenta y  $n$  se mantiene constante o disminuye los valores de las energías de ionización sucesivas van siendo cada vez más grandes.

La respuesta correcta es la **d**.

12.34. ¿Cuál de los siguientes elementos puede encontrarse en la naturaleza en forma nativa?

- a) Oro
- b) Calcio
- c) Sodio
- d) Cinc

(O.Q.L. Murcia 2001)

Los elementos sodio, calcio y cinc son excelentes reductores que tienden a ceder electrones y oxidarse de ahí que en la naturaleza aparezcan combinados con otros elementos formando compuestos estables.

El oro es un elemento muy estable y resistente al ataque químico de forma que se encuentra en forma nativa en la naturaleza.

La respuesta correcta es la **a**.

12.35. ¿Cuál de los siguientes elementos producirá el efecto fotoeléctrico con una longitud de onda más larga?

- a) K
- b) Rb
- c) Mg
- d) Ca
- e) Li

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Aplicando la ecuación de *Einstein* para el efecto fotoeléctrico:

$$E_k = h c \left[ \frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right] \longrightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del fotón metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de fotones que inciden sobre placa metálica sea suficiente para arrancar electrones de la misma:

$$\lambda < \lambda_0$$

El valor de  $\lambda_0$  viene determinado por el valor de la energía de ionización del metal del que se quiere arrancar fotoelectrones. Este valor es mayor cuanto menor sea la energía de ionización.

La energía de ionización,  $I$ , puede calcularse mediante la expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Mg	K	Ca	Rb
Z	3	12	19	20	37
estructura electrónica	[He] 2s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup>	[Kr] 5s <sup>1</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	1	2	1	2	1
n	2	3	4	4	5

De los elementos dados, el que presenta menor energía de ionización es el que tenga menor valor de Z<sub>ef</sub> y mayor valor de n. Al tratarse de metales alcalinos y alcalinotérreos tienen valores de Z<sub>ef</sub> muy parecidos, sin embargo, el Rb es un elemento del 5º periodo del sistema periódico (n = 5) por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos.

La respuesta correcta es la **b**.

12.36. ¿En cuál de los siguientes elementos será menor el radio atómico?

- a) Mg
- b) Al
- c) Si
- d) P

(O.Q.L. Murcia 2002)

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases inertes).

Consultando la bibliografía se puede escribir la siguiente tabla para los elementos dados pertenecientes al 3º periodo del sistema periódico:

Elemento	Mg	Al	Si	P
Z	12	13	14	15
Z <sub>ef</sub>	2,85	3,50	4,15	4,80
Radio / pm	160	143	117	110

El menor radio le corresponde al **P**.

La respuesta correcta es la **d**.

12.37. ¿En cuál de los siguientes elementos debe ser menor el valor de la primera energía de ionización?

- a) Mg
- b) Al
- c) Si
- d) P

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Al	Si	P
$Z$	12	13	14	15
estructura electrónica	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	2	3	4	5
$n$	3	3	3	3

Como todos los elementos son del tercer periodo ( $n = 3$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Mg, pero existe una anomalía entre los valores del Mg y Al. Se tiene que  $Z_{ef}(\text{Al}) > Z_{ef}(\text{Mg})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia (s<sup>2</sup>p<sup>1</sup>) que el segundo (s<sup>2</sup>). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Esta anomalía se debe a que el único electrón p<sup>1</sup> del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s<sup>2</sup> y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p<sup>1</sup> que para quitar uno de los electrones s<sup>2</sup> apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía, los valores (kJ/mol) son, respectivamente:

$$I_{\text{Al}} (578) < I_{\text{Mg}} (738) < I_{\text{Si}} (787) < I_{\text{P}} (1012)$$

La respuesta correcta es la **b**.

12.38. Considerando los radios de los iones isoelectrónicos S<sup>2-</sup>, Cl<sup>-</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, ¿cuál de las ordenaciones dadas a continuación sería la correcta?

- a) S<sup>2-</sup> = Cl<sup>-</sup> = K<sup>+</sup> = Ca<sup>2+</sup>  
 b) Ca<sup>2+</sup> < K<sup>+</sup> < Cl<sup>-</sup> < S<sup>2-</sup>  
 c) S<sup>2-</sup> < Cl<sup>-</sup> < K<sup>+</sup> < Ca<sup>2+</sup>  
 d) Cl<sup>-</sup> < S<sup>2-</sup> < Ca<sup>2+</sup> < K<sup>+</sup>

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. C. Valenciana 2009)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el orden correcto de radios (pm) es:

$$\text{Ca}^{2+} (100) < \text{K}^+ (138) < \text{Cl}^- (181) < \text{S}^{2-} (184)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Baleares 2007 se pregunta a que ion le corresponde el menor radio).



12.39. Considerando el átomo de neón y los iones fluoruro y sodio, se puede asegurar que:

- a) Todos tienen el mismo número de protones.
- b) Todos tienen el mismo radio.
- c) El átomo de neón es el de mayor volumen.
- d) El ion fluoruro es el de mayor radio.

(O.Q.L. Baleares 2002)

▪ El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón en su capa más externa.

▪ El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas.

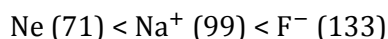
a) Falso. Tienen diferente número de protones.

b) Falso. Por tratarse de especies isoelectrónicas todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, la especie con **mayor radio es el ion fluoruro**.

c) Falso. Los gases inertes son los elementos con menor volumen atómico dentro de un periodo, ya que el volumen decrece conforme aumenta la carga nuclear efectiva y con ella la atracción nuclear sobre los electrones externos.

d) **Verdadero**. Según se ha demostrado en el apartado b).

Según la bibliografía, los valores de los radios (pm) de las especies propuestas son:



La respuesta correcta es la **d**.

12.40. El flúor es el elemento más activo de la familia de los halógenos porque:

- a) En estado fundamental tiene siete electrones de valencia.
- b) Forma moléculas diatómicas.
- c) Presenta número impar de electrones.
- d) Presenta el menor radio atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

El elemento flúor pertenece al grupo 17 (halógenos) y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . El hecho de que a los

elementos de este grupo les falte un único electrón para completar el octeto les confiere gran reactividad.

De todos ellos, el flúor es el que tiene menor número de capas electrónicas ( $n = 2$ ) y con ello menor radio atómico lo que facilita la atracción del núcleo sobre el electrón de otro átomo que debe incorporarse la átomo para completar el octeto.

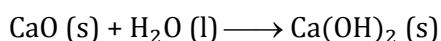
La respuesta correcta es la **d**.

12.41. *Alguna de las siguientes afirmaciones sobre los elementos alcalinotérreos (grupo 2) no es correcta:*

- a) *Sus óxidos se disuelven en agua para formar hidróxidos.*
- b) *El radio iónico es mayor que el radio atómico.*
- c) *El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico.*
- d) *Son elementos muy electropositivos.*

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Verdadero. Los óxidos de los elementos alcalinotérreos en agua forman hidróxidos. Por ejemplo:



b) **Falso**. Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del ion es menor que el del átomo.

c) Verdadero. Conforme se avanza en un grupo crece el número de capas electrónicas, lo que determina que los electrones se encuentran cada vez más alejados del núcleo por lo que se registra un aumento del radio atómico.

d) Verdadero. Todos los elementos del grupo tienen estructura electrónica externa  $ns^2$  lo que hace que tengan energía de ionización bajas de manera que tienden a ceder electrones fácilmente y oxidarse por lo que se puede decir que son poco electronegativos (mejor que muy electropositivos).

La respuesta correcta es la **b**.

12.42. *Según Pauling el carácter iónico de un enlace está relacionado con una de estas respuestas:*

- a) *La diferencia de electroafinidades entre los átomos que lo constituyen.*
- b) *La diferencia de electronegatividades entre los átomos que lo constituyen.*
- c) *El tamaño relativo entre catión y anión.*
- d) *El potencial de ionización del catión.*

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

Según Pauling, el carácter iónico parcial de un enlace lo mide la energía de resonancia iónica,  $\Delta E$ , que para un compuesto AB se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = \sqrt{E_{AB} - E_{A_2} \cdot E_{B_2}}$$

que relaciona las energías de enlace de AB,  $A_2$  y  $B_2$ .

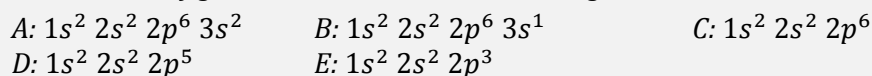
A su vez, la energía de resonancia iónica está relacionada con la diferencia de electronegatividad de dos elementos,  $\Delta\chi$ , mediante esta otra expresión:

$$\Delta\chi = k \sqrt{\Delta E}$$

siendo  $k$  una constante de proporcionalidad.

La respuesta correcta es la **b**.

12.43. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:



- a) El menor potencial de ionización corresponde al elemento E.  
 b) La mayor afinidad electrónica corresponde al elemento B.  
 c) El elemento más electronegativo es D.  
 d) El elemento de mayor carácter metálico es A.  
 e) El elemento con mayor radio iónico es A.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

- El elemento A pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.
- El elemento B pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.
- El elemento C pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El elemento D pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.
- El elemento E pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D	E
Z	12	11	10	9	7
estructura electrónica	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	2	1	8	7	5
n	3	3	2	2	2

a) La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con menor  $Z_{\text{ef}}$  y mayor  $n$ . De acuerdo con estos valores, se trata del elemento A.

b) Falso. La afinidad electrónica, AE, es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con mayor  $Z_{ef}$  y menor  $n$ . De acuerdo con estos valores, se trata del elemento D. Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a captar electrones.

c) **Verdadero**. La electronegatividad es la capacidad relativa de un átomo para atraer hacia si los electrones de su enlace con otro átomo.

Los elementos más electronegativos son los que tienen valores elevados de la energía de ionización y afinidad electrónica, es decir, con valores grandes de  $Z_{ef}$  y pequeños de  $n$ . De acuerdo con los valores de la tabla el elemento **más electronegativo** es el **D**. Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a enlazarse con otros átomos.

d) Falso. El carácter metálico de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse.

Según se ha visto en el apartado a), el elemento con más capacidad para ceder electrones (menor energía de ionización) es el B.

e) Falso. Los elementos A y B son metales ya que tienen pocos electrones de valencia y tienen tendencia a ceder esos electrones y formar cationes.

Cuando se forma forma un catión, disminuye la constante de apantallamiento y por tanto aumenta la carga nuclear efectiva lo que determina una considerable reducción del radio del átomo. Por este motivo, el radio del catión es bastante menor que el radio del átomo del que procede.

Los elementos D y E son no metales ya que tienen muchos electrones de valencia y tienen tendencia a captar electrones y formar aniones. Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a enlazarse con otros átomos.

Cuando se forma forma un anión, aumenta la constante de apantallamiento y por tanto disminuye la carga nuclear efectiva lo que determina un considerable aumento del radio del átomo. Por este motivo, el radio del anión es bastante mayor que el radio del átomo del que procede. El radio del anión es tanto cuanto mayor sea el número de electrones que incorpora el átomo que forma el anión estable.

El elemento D capta un electrón para formar el anión  $D^-$  mientras que el elemento E capta tres electrones para formar el anión  $E^{3-}$ , por tanto, el radio de la especie  $E^{3-}$  es mayor que el de la especie  $D^-$ .

La respuesta correcta es la **c**.

*12.44. Para los siguientes elementos: Na, P, S y Cl, se puede afirmar:*

- a) El de menor energía de ionización es el Cl.*
- b) El de mayor afinidad electrónica es Na.*
- c) El más oxidante es el Cl.*
- d) El más reductor es el S.*
- e) El que tiene mayor radio atómico es el Cl.*

*(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2011)*

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

- El elemento fósforo pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.
- El elemento azufre pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El elemento cloro pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	P	S	Cl
Z	11	15	16	17
estructura electrónica	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	3	4	5
n	3	3	3	3

a) Falso. La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de  $Z_{ef}$  (Z).

Como todos los elementos son del tercer periodo ( $n = 3$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor valor de  $Z_{ef}$  es el de menor energía de ionización que es el Na.

b) Falso. La afinidad electrónica, AE, es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como todos los elementos son del tercer periodo ( $n = 3$ ), la afinidad electrónica únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con mayor valor de  $Z_{ef}$  es el de mayor afinidad electrónica que es el cloro.

c) **Verdadero.** El poder oxidante de un elemento mide su capacidad de oxidar a otros elementos y captar electrones y reducirse.

Según se ha visto en el apartado anterior, el elemento con más capacidad para captar electrones (mayor afinidad electrónica) es el cloro.

d) Falso. El poder reductor de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse.

Según se ha visto en el apartado a), el elemento con más capacidad para ceder electrones (menor energía de ionización) es el sodio.

e) Falso. Como todos los elementos son del segundo periodo ( $n = 3$ ), el radio únicamente depende del valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor valor de  $Z_{\text{ef}}$  es el de mayor radio atómico que es el Na.

La respuesta correcta es la **c**.

12.45. Las especies químicas: H (1), He<sup>+</sup> (2) y Li<sup>2+</sup> (3) son isoelectrónicas. Señale cuál será la ordenación correcta de sus radios.

a)  $R_1 = R_2 = R_3$

b)  $R_1 > R_2 > R_3$

c)  $R_2 > R_3 > R_1$

d)  $R_3 > R_2 > R_1$

(O.Q.L. Murcia 2003)

En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al crecer el número de protones del núcleo ( $Z$ ). Este aumento de  $Z$  determina la reducción del radio de la especie.

El orden decreciente de radios correcto es:

$$R_1 > R_2 > R_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

12.46. ¿A qué elemento, de entre los siguientes, le corresponde el menor valor de la segunda energía de ionización?

a) Na

b) K

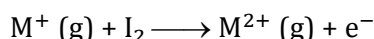
c) Ar

d) Mg

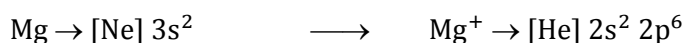
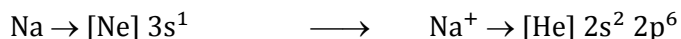
(O.Q.L. Murcia 2003)

La segunda energía de ionización,  $I_2$ , se define como:

*“la energía que debe absorber un ion  $M^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.*



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización,  $I$ , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Tendrá menor  $2^a$  energía de ionización el elemento que presente mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{ef}$ .

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	$Na^+$	$Mg^+$	$Ar^+$	$K^+$
$Z$	11	12	18	19
estructura electrónica	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ne] $3s^2 3p^6$
$Z_{ef}$ (aprox.)	8	1	7	8
$n$	2	3	3	3

De acuerdo con los valores de  $Z_{ef}$  y  $n$ , el elemento con menor  $2^a$  energía de ionización es el **Mg**.

Consultando la bibliografía, los valores de  $I_2$  (kJ/mol) son:

$$Mg (1450) < Ar (2665) < K (3051) < Na (4562)$$

La respuesta correcta es la **d**.

12.47.  $P$  y  $Q$  son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a dichos átomos?

- $P$  tiene una mayor primera energía de ionización que  $Q$ .
- $Q$  tiene menor afinidad electrónica que  $P$ .
- $P$  tiene mayor radio atómico que  $Q$ .
- El enlace  $P-Q$  será apolar.

(O.Q.L. Murcia 2003)

a) Falso. La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^o \text{ cuántico principal (período)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de  $n$  por lo que este factor no influye sobre cual es el elemento con mayor energía de ionización. Este valor le corresponde al elemento con mayor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ) que en este caso es el  $Q$ .

b) Falso. La afinidad electrónica,  $AE$ , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de  $n$  por lo que este factor no influye sobre cual es el elemento con menor afinidad electrónica. Este valor le corresponde al elemento con menor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ) que en este caso es el  $P$ .

c) **Verdadero.** Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de  $n$ , por lo que el radio únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor valor de  $Z_{ef}$  es el de mayor radio atómico que en este caso es el P.

d) Falso. Se trata de elementos diferentes por lo que tienen diferente electronegatividad lo que determina que el más electronegativo atraiga más hacia sí los electrones de su enlace con el otro, por ello el enlace entre ambos es polar.

La respuesta correcta es la c.

12.48. ¿A cuál de los siguientes elementos pueden corresponder las siguientes sucesivas energías de ionización expresadas en eV: 6,0; 18,8; 28,4 y 120,0; 153,8?

- a) Na
- b) Mg
- c) Al
- d) Si
- e) P

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.N. Sevilla 2010)

- El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>.
- El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup>.
- El elemento aluminio pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup>.
- El elemento silicio pertenece al grupo 14 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup>.
- El elemento fósforo pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>.

Suponiendo que la energía de ionización,  $I$  es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $I/Z_{ef} \approx \text{cte}$ .

En este caso:

$$I_1 = \frac{6,0}{1} = 6,0 \text{ eV}$$

Este valor muy diferente a los siguientes indica que el electrón más externo se encuentra sólo en su orbital.

$$I_2 = \frac{18,8}{2} = 9,4 \text{ eV} \quad I_3 = \frac{28,4}{3} = 9,5 \text{ eV}$$

Los dos siguientes valores,  $I_2 \approx I_3$ , no mucho más grandes que el anterior, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un orbital de la misma capa que el anterior. Al existir sólo dos electrones en este tipo de orbital éste se trata de un orbital s y, por tanto, el electrón anterior debe estar situado en un orbital p.

$$I_4 = \frac{120,0}{4} = 30,0 \text{ eV} \quad I_5 = \frac{153,8}{5} = 30,8 \text{ eV}$$



Los siguientes valores,  $I_4 \approx I_5$ , muy superiores a los anteriores, indican que estos electrones deben estar situados en un orbital con un valor de  $n$  inferior a los anteriores que debe ser un orbital  $p$ .

Por tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser  $(n - 1)p^6 ns^2 np^1$ . De los elementos propuestos el que tiene una estructura electrónica de ese tipo es el **Al**.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Murcia 2003, las energías vienen expresadas en kJ/mol).

12.49. Ordena los siguientes elementos por orden creciente de energía de ionización:

- a)  $Rb < Mg < Ca$   
 b)  $Rb < Ca < Mg$   
 c)  $Ca < Mg < Rb$   
 d)  $Mg < Rb < Ca$

(O.Q.L. Baleares 2003)

La energía de ionización,  $I$ , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Tendrá menor energía de ionización el elemento que presente mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

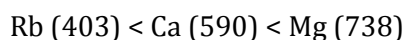
Elemento	Mg	Ca	Rb
$Z$	12	20	37
estructura electrónica	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	2	2	1
$n$	3	4	5

El elemento con menor energía de ionización es el Rb (menor  $Z_{\text{ef}}$  y mayor  $n$ ). Los elementos Mg y Ca tienen el mismo valor de  $Z_{\text{ef}}$ , por lo que el factor determinante es el valor de  $n$ . Entre ambos, tiene menor energía de ionización el Ca (tiene  $n = 4$ ).

El orden creciente de energía de ionización correcto es:



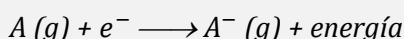
Consultando la bibliografía, los valores de  $I$  (kJ/mol) son:



La respuesta correcta es la **b**.

12.50. ¿Cuál de los siguientes conceptos es correcto?

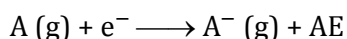
- a) La afinidad electrónica es la energía necesaria para que un elemento capte un electrón.  
 b) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento capta un electrón.  
 c) La afinidad electrónica viene dada esquemáticamente por la siguiente notación:



- d) La afinidad electrónica de los elementos del grupo 17 (VII A) es negativa.  
 e) Un elemento que presente una afinidad electrónica alta presentará, a su vez, un potencial de ionización bajo.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Extremadura 2003)

La afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:



- a) Falso. La energía se desprende no se absorbe y es para un átomo no para un elemento.  
 b) Falso. La energía es para un átomo no para un elemento.  
 c) **Verdadero.** La ecuación es correcta.  
 d) **Verdadero.** La afinidad electrónica de los no metales (grupos 15, 16 y 17) tiene signo negativo ya que es energía desprendida que está asociada a un proceso exotérmico.  
 e) Los elementos que tienen valores altos de la afinidad electrónica se caracterizan por su tendencia a captar electrones y no a cederlos por lo que también tienen energías de ionización altas.

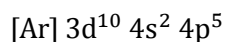
Las respuestas correctas son **c** y **d**.

12.51. Del elemento de número atómico  $Z = 35$ , se puede afirmar que:

- a) Es un metal.  
 b) Forma un catión monovalente ya que tiene cinco electrones en la capa exterior (de valencia).  
 c) Tiene una electronegatividad mayor que la de los elementos que están por encima en su mismo grupo.  
 d) Tiene siete electrones en la capa exterior (de valencia).

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 35$  es:



El valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico y como tiene 7 electrones de valencia ( $s^2 p^5$ ) pertenece al grupo 17 (halógenos) que está integrado por los elementos:

F	Cl	<b>Br</b>	I	At
Flúor	Cloro	<b>Bromo</b>	Iodo	Astato
( $n = 2$ )	( $n = 3$ )	<b>(<math>n = 4</math>)</b>	( $n = 5$ )	( $n = 6$ )

se trata del elemento bromo.

- a) Falso. El elevado número de electrones de valencia indica que es un no metal.  
 b) Falso. No tiene cinco electrones de valencia, tiene siete y su tendencia es a formar aniones monovalentes.

c) Falso. La electronegatividad dentro de un grupo decrece conforme aumenta el número atómico Z.

d) **Verdadero**. Tiene siete electrones de valencia ( $s^2p^5$ ).

La respuesta correcta es la **d**.

12.52. El orden creciente de la primera energía de ionización para los elementos:

N ( $Z = 7$ ), Ne ( $Z = 10$ ), Na ( $Z = 11$ ) y P ( $Z = 15$ ) es:

- a)  $Na < P < N < Ne$
- b)  $N < Na < P < Ne$
- c)  $Na < N < P < Ne$
- d)  $P < Na < Ne < N$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de  $Z_{ef}$  (Z).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	Ne	Na	P
Z	7	10	11	15
estructura electrónica	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^3$
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	8	1	5
n	2	2	3	3

De los elementos del tercer periodo ( $n = 3$ ), la menor energía de ionización le corresponde al Na por tener menor  $Z_{ef}$ .

De los elementos del segundo periodo ( $n = 2$ ), la menor energía de ionización le corresponde al N por tener menor  $Z_{ef}$ .

Por tanto, el orden creciente correcto de energías de ionización (kJ/mol) es:

$$\mathbf{Na (496) < P (1012) < N (1402) < Ne (2081)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

12.53. Son metales alcalinos:

- a) Na y Mg
- b) K y Ca
- c) Na y Ca
- d) Rb y Mg
- e) Cs y Fr

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Los metales alcalinos son los elementos del grupo del sistema periódico que tienen un único electrón externo  $s^1$ . Este grupo está integrado por los elementos:

Li Litio (n = 2)	Na Sodio (n = 3)	K Potasio (n = 4)	Rb Rubidio (n = 5)	Cs Cesio (n = 6)	Fr Francio (n = 7)
------------------------	------------------------	-------------------------	--------------------------	------------------------	--------------------------

La respuesta correcta es la **e**.

12.54. ¿Cuál de los siguientes enunciados, relacionados con las propiedades de los elementos de la tabla periódica, es correcto?

- El tamaño atómico decrece hacia abajo en un grupo.
- El tamaño atómico se incrementa desde el francio en el grupo 1 (IA) hasta el flúor en el grupo 17 (VII A)
- El tamaño atómico decrece de izquierda a derecha en un periodo.
- Todos los átomos del mismo grupo tienen el mismo tamaño.
- Ninguna de las anteriores

(O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Asturias 2010)

- Falso. Conforme se desciende en un grupo, aumenta el número de capas electrónicas y con ello el tamaño del átomo.
- Falso. Conforme se avanza en un periodo, aumenta la carga nuclear efectiva y con ello la atracción nuclear lo que determina un descenso en el tamaño del átomo.
- Verdadero.** Según se ha comentado en el apartado b).
- Falso. Según se ha comentado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

12.55. La estructura electrónica  $3s^2 3p^4$ , corresponde a:

- Un elemento del segundo periodo.
- Un elemento de transición.
- Un elemento del bloque p.
- Un elemento del grupo 3.
- Un elemento alcalinotérreo.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

Dada la estructura electrónica externa  $3s^2 3p^4$ , el valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata de un elemento del 3<sup>er</sup> periodo del sistema periódico y como tiene 6 electrones de valencia ( $s^2 p^4$ ) pertenece al grupo 16 (**situado en el bloque p**) integrado por los elementos:

O Oxígeno (n = 2)	<b>S</b> <b>Azufre</b> <b>(n = 3)</b>	Se Selenio (n = 4)	Te Telurio (n = 5)	Po Polonio (n = 6)
-------------------------	---	--------------------------	--------------------------	--------------------------

La respuesta correcta es la **c**.

(En Castilla y León 2009 se cambia bloque p por representativo y transición por tierras raras).

12.56. La configuración electrónica de H,  $He^+$  y  $Li^{2+}$  es  $1s^1$ . Por tanto:

- La energía de ionización es la misma para los tres.
- El radio de cada uno de ellos es el mismo.
- La energía de ionización del  $Li^{2+}$  es mayor que la de  $He^+$ .
- El radio de H es menor que el de  $Li^{2+}$ .

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2009)

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica para las que se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H	He <sup>+</sup>	Li <sup>2+</sup>
Z	1	2	3
estructura electrónica	1s <sup>1</sup>	1s <sup>1</sup>	1s <sup>1</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	1	2	3
n	1	1	1

a) Falso. La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z<sub>ef</sub> (Z) que en este caso es Li<sup>2+</sup>.

El orden creciente de energías de ionización (kJ/mol) es:

$$H (1312) < He^{+} (5250) < Li^{2+} (11813)$$

b) Falso. En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al crecer el número de protones del núcleo (Z). Este aumento de Z determina la reducción del radio de la especie, por tanto, el menor radio le corresponde al Li<sup>2+</sup>.

El orden creciente de radios es:

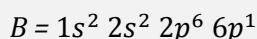
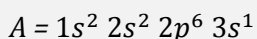
$$Li^{2+} < He^{+} < H$$

c) **Verdadero**. Según ha explicado en el apartado a).

d) Falso. Según ha explicado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **c**.

12.57. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:



Se puede asegurar que

a) A y B representan átomos de elementos distintos.

b) La energía para arrancar un electrón a B es mayor que para A.

c) Se trata de átomos de un mismo elemento y la energía de ionización de A y B es la misma.

d) A y B tienen distinta masa atómica.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B se incumple el Principio de Mínima Energía

ya que se ha ocupado el orbital 6s antes de completarse el 3s. Por este motivo, la configuración A corresponde al estado fundamental del átomo y la configuración B corresponde a un estado excitado.

b-c) Falso. La energía para arrancar un electrón del orbital 6p (B) más alejado del núcleo es menor que si se encuentra en el orbital 3s (A) más cercano al núcleo.

d) Falso. Para conocer la masa es necesario saber la composición del núcleo, es decir su número másico A.

Todas las propuestas son falsas.

12.58. ¿Cuál de los siguientes elementos no es un metal de transición?

- a) Ru
- b) Au
- c) Al
- d) W

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los metales de transición se caracterizan porque envían su electrón diferenciador a un orbital d.

Las estructuras electrónicas de los elementos propuestos son:

- El elemento de símbolo Ru es el rutenio que pertenece al grupo 8 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^6$ .
- El elemento de símbolo Au es el oro que pertenece al grupo 11 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^1 5d^{10}$ .
- El elemento de símbolo Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ .
- El elemento de símbolo W es el wolframio que pertenece al grupo 6 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^4$ .

La respuesta correcta es la c.

12.59. Los metales de transición se caracterizan por:

- a) Oxidarse fácilmente al aire.
- b) Ser especialmente dúctiles y maleables.
- c) Tener los orbitales d parcialmente ocupados con electrones.
- d) Combinarse rápidamente con el agua.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los metales de transición se caracterizan porque envían su electrón diferenciador a un orbital d que puede estar parcial o totalmente ocupado.

No obstante, una propiedad típica de los metales es que son dúctiles y maleables.

La respuesta correcta es la c.

12.60. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) El potencial de ionización depende de la carga del núcleo.
- b) El potencial de ionización depende del efecto pantalla.
- c) El potencial de ionización depende del radio.
- d) El segundo potencial de ionización es la energía que se ha de suministrar a un elemento neutro gaseoso para que se convierta en catión divalente.

(O.Q.L. Baleares 2004)

a-b-c) Verdadero. La energía de ionización de un átomo,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

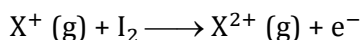
$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - S$$

siendo  $S$  la constante de apantallamiento.

d) **Falso**. La segunda energía de ionización se representa mediante el siguiente proceso:



La respuesta correcta es la **d**.

12.61. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un menor radio?

- a)  $\text{Ba}^{2+}$
- b)  $\text{Cl}^-$
- c)  $\text{K}^+$
- d)  $\text{Ca}^{2+}$
- e)  $\text{S}^{2-}$

(O.Q.L. Baleares 2004) (O.Q.L. Baleares 2010)

▪ El elemento cloro pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.

La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón en su capa más externa.

▪ El elemento potasio pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.

La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

▪ El elemento calcio pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20.

La configuración electrónica del ion  $\text{Ca}^{2+}$  es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento azufre pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.

La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta dos electrones en su capa más externa.

Estas cuatro especies tienen la misma estructura electrónica y son isoelectrónicas.

▪ El elemento bario pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.

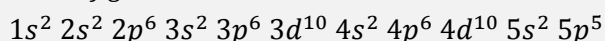
La configuración electrónica del ion  $\text{Ba}^{2+}$  es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

Todas las especies propuestas, se descarta el  $\text{Ba}^{2+}$  ya que es la especie que tiene un mayor número de capas electrónicas. De las tres restantes, especies isoelectrónicas, la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al crecer el número de protones del núcleo (Z). Este aumento de Z determina la reducción del radio de la especie, por tanto, el **menor radio** le corresponde al  $\text{Ca}^{2+}$ .

La respuesta correcta es la **d**.

(En Baleares 2010 se reemplaza el ion  $\text{Ba}^{2+}$  por el ion  $\text{S}^{2-}$ ).

12.62. La configuración electrónica de un elemento A es:



¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- 1) El Sb tiene una energía de ionización menor que el átomo A.
- 2) El Sn tiene un radio mayor que el átomo A.
- 3) La energía de ionización del Cl es mayor que la del átomo A.
- 4) De la combinación del elemento A y el elemento de  $Z = 35$  se obtienen compuestos fundamentalmente iónicos.
- 5) El elemento A es más electronegativo que el Cl.

a) 1, 2 y 3

b) 2, 3 y 4

c) 1, 2 y 5

d) 1, 3 y 4

(O.Q.L. Baleares 2004)

Dada la estructura electrónica, el valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del 5º periodo del sistema periódico y como tiene 7 electrones de valencia ( $s^2 p^5$ ) pertenece al grupo 17 que está integrado por los elementos:

F Flúor ( $n = 2$ )	Cl Cloro ( $n = 3$ )	Br Bromo ( $n = 4$ )	<b>I</b> <b>Iodo</b> <b>(<math>n = 5</math>)</b>	At Astató ( $n = 6$ )
---------------------------	----------------------------	----------------------------	--	-----------------------------

se trata del elemento iodo.

1) Verdadero. La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La configuración electrónica abreviada del Sb ( $Z = 51$ ) es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$ .



Los elementos I y Sb pertenecen al mismo periodo ( $n = 5$ ), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, ésta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico. Por tanto, el yodo tiene mayor energía de ionización que el antimonio.

Según la bibliografía, las energías de ionización (kJ/mol) son:

$$I (1008) > Sb (834)$$

2) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Sn ( $Z = 50$ ) es  $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^2$ .

Los elementos I y Sn pertenecen al mismo periodo ( $n = 5$ ), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, ésta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor. Por tanto, el estaño tiene mayor radio que el yodo.

Según la bibliografía, los radios atómicos (pm) son:

$$Sn (140) > I (133)$$

3) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Cl ( $Z = 17$ ) es  $[Ne] 3s^2 3p^5$ .

Los elementos I y Cl pertenecen al grupo 17 del sistema periódico, por lo que tienen la misma carga efectiva, luego este factor no influye para determinar cuál tiene mayor valor de la energía de ionización.

El número de capas electrónicas es el factor determinante del tamaño. El cloro tiene un valor de  $n = 3$  frente a  $n = 5$  para el átomo A. Por tanto, el cloro tiene mayor energía de ionización que el átomo A (yodo).

Según la bibliografía, las energías de ionización (kJ/mol) son:

$$Cl (1251) > I (1008)$$

4) **Falso**. La configuración electrónica abreviada del elemento con número atómico  $Z = 35$  es  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^2$ .

Los elementos I y Br pertenecen al grupo 17 del sistema periódico. Ambos tienen tendencia a ganar un electrón para formar un ion monovalente con estructura electrónica de gas inerte, muy estable. Por tanto, **no es posible que formen entre ambos un enlace iónico**.

5) **Falso**. La electronegatividad de un elemento,  $\chi$ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Los elementos I y Cl pertenecen al grupo 17 del sistema periódico, pero es el elemento cloro ( $Z = 17$ ) el que tiene menor número de capas. Esto hace que cuando ambos elementos se encuentren unidos a un mismo elemento, sea el cloro el que más atraiga hacia sí esos electrones de enlace. Por tanto, **el elemento A (yodo) no es más electronegativo que el cloro**.

Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de *Pauli* son:

$$Cl (3,16) > I (2,66)$$

La respuesta correcta es la **a**.

12.63. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene el radio mayor?

- a) Mg
- b) Na
- c) Na<sup>+</sup>
- d) Mg<sup>2+</sup>

(O.Q.L. Madrid 2004)

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

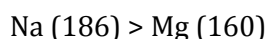
La configuración electrónica del ion Na<sup>+</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que cede un electrón de su capa más externa.

▪ El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

La configuración electrónica del ion Mg<sup>2+</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que cede dos electrones de su capa más externa.

Comparando los átomos, se trata de elementos del mismo periodo, por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor. Por tanto, el sodio tiene mayor radio que el magnesio.

Según la bibliografía, los radios atómicos (pm) son:



Al disminuir el número de electrones al formarse los iones, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del ion es siempre menor que el del átomo neutro del que procede.

La respuesta correcta es la **b**.

12.64. La propiedad que presenta, en conjunto, valores más altos en la familia de los halógenos que en la de los metales alcalinos es:

- a) El punto de fusión.
- b) La afinidad electrónica.
- c) El poder reductor.
- d) La densidad.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

▪ Los **alcalinos** son los elementos del grupo 1 del sistema periódico y tienen la estructura electrónica externa ns<sup>1</sup>. Tienen tendencia a ceder a ese electrón (oxidarse) para formar un catión monovalente estable por lo que se puede decir que sus **energías de ionización** son **bajas** y su **poder reductor alto**.

▪ Los **halógenos** son los elementos del grupo 17 del sistema periódico y tienen la estructura electrónica externa ns<sup>2</sup> np<sup>5</sup>. Tienen tendencia a ganar a un electrón (reducirse) para formar un anión monovalente estable por lo que se puede decir que sus **afinidades electrónicas** son **elevadas** y su **poder oxidante alto**.

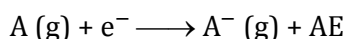
La respuesta correcta es la **b**.

12.65. Sólo una de las expresiones siguientes es correcta para definir la afinidad electrónica de un elemento, señale cuál:

- La energía que libera un elemento en estado gaseoso cuando adquiere un electrón.
- La energía que se debe aportar a un elemento para arrancarle un electrón.
- La tendencia relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos con otro átomo.
- Una medida de la polaridad de los enlaces covalentes.

(O.Q.L. Madrid 2004)

La afinidad electrónica, AE, se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:



La respuesta correcta es la **a**.

12.66. La estructura electrónica de un elemento es  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Indique si tiene:

- Elevado potencial de ionización.
- Baja electronegatividad.
- Baja afinidad electrónica.
- Carácter metálico.

(O.Q.L. Madrid 2004)

Dada la estructura electrónica, el valor máximo de  $n = 2$  indica que se trata de un elemento del 2º periodo del sistema periódico y como tiene 7 electrones de valencia ( $s^2p^5$ ) pertenece al grupo 17 (halógenos) que está integrado por los elementos:

<b>F</b> <b>Flúor</b> <b>(n = 2)</b>	<b>Cl</b> Cloro <b>(n = 3)</b>	<b>Br</b> Bromo <b>(n = 4)</b>	<b>I</b> Iodo <b>(n = 5)</b>	<b>At</b> Astato <b>(n = 6)</b>
--	--------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------------

Los halógenos son elementos se consideran **no metales** por tener tantos electrones de valencia. Por ello se puede decir que:

- Tienen tendencia a ganar a un electrón para formar un anión monovalente estable por lo que se puede decir que sus **afinidades electrónicas son altas**.
- Presentan gran dificultad para perder electrones por lo que sus **energías de ionización son elevadas**.

La respuesta correcta es la **a**.

12.67. Ordenar de mayor a menor el tamaño de los siguientes átomos: Sc, Ba y Se.

- $Ba > Se > Sc$
- $Ba > Sc > Se$
- $Sc > Ba > Se$
- $Sc > Se > Ba$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

- El elemento de símbolo Sc es el escandio que pertenece al grupo 3 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2 3d^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 23.
- El elemento de símbolo Ba es el bario que pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Xe] 6s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.

- El elemento de símbolo Se es el selenio que pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 34.

Siendo elementos de diferentes periodos, Ba ( $n = 6$ ) y Sc y Se ( $n = 4$ ), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, el Ba es el que tiene mayor tamaño de los tres.

Respecto a los otros dos elementos del mismo periodo Sc y Se, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, ésta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor. Por tanto, el escandio tiene mayor tamaño que el selenio.

Según la bibliografía, los radios atómicos (pm) son:

$$\text{Ba (222)} > \text{Sc (162)} > \text{Se (116)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

12.68. Cuatro elementos A, B, C y D, tienen números atómicos 16, 19, 33 y 50, respectivamente. Ordenar de mayor a menor carácter metálico:

- $B > D > C > A$
- $B > A > D > C$
- $A > C > D > B$
- $D > B > A > C$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes.

- El elemento A de número atómico 16 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Pertenece al grupo 16 integrado por los elementos:

O Oxígeno ( $n = 2$ )	<b>S</b> <b>Azufre</b> ( $n = 3$ )	Se Selenio ( $n = 4$ )	Te Telurio ( $n = 5$ )	Po Polonio ( $n = 6$ )
-----------------------------	--	------------------------------	------------------------------	------------------------------

es el azufre, un elemento que tiende a captar dos electrones y así adquirir estructura electrónica de gas inerte. Tiene muy poco carácter metálico.

- El elemento B de número atómico 19 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Pertenece al grupo 1 integrado por los elementos:

Li Litio ( $n = 2$ )	Na Sodio ( $n = 3$ )	<b>K</b> <b>Potasio</b> ( $n = 4$ )	Rb Rubidio ( $n = 5$ )	Cs Cesio ( $n = 6$ )	Fr Francio ( $n = 7$ )
----------------------------	----------------------------	---	------------------------------	----------------------------	------------------------------

es el potasio, un elemento que tiende a ceder un electrón y así adquirir estructura electrónica de gas inerte. Tiene un elevado carácter metálico.

- El elemento C de número atómico 33 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ . Pertenece al grupo 15 integrado por los elementos:

N Nitrógeno ( $n = 2$ )	P Fósforo ( $n = 3$ )	<b>As</b> <b>Arsénico</b> ( $n = 4$ )	Sb Antimonio ( $n = 5$ )	Bi Bismuto ( $n = 6$ )
-------------------------------	-----------------------------	---	--------------------------------	------------------------------

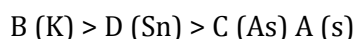
es el arsénico, un elemento que tiende a captar tres electrones y así adquirir estructura electrónica de gas inerte. Se trata de un metaloide y tiene algo de carácter metálico.

- El elemento D de número atómico 50 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$ . Pertenece al grupo 14 integrado por los elementos:

C	Si	Ge	<b>Sn</b>	Pb
Carbono	Silicio	Germanio	<b>Estaño</b>	Plomo
(n = 2)	(n = 3)	(n = 4)	<b>(n = 5)</b>	(n = 6)

es el estaño, un elemento que tiende a ceder dos o cuatro electrones y así adquirir estructura electrónica de gas inerte. Tiene carácter metálico.

Ordenados de mayor a menor carácter metálico:



La respuesta correcta es la **a**.

12.69. ¿Cuál de las afirmaciones no es correcta para el elemento 81?

- Es un elemento del grupo 13.
- Es un metal.
- Presenta el tamaño más grande de su grupo.
- Es un elemento del quinto periodo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)  
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El elemento de número atómico 81 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$ . Pertenece al grupo 13 integrado por los elementos:

B	Al	Ga	In	<b>Tl</b>
Carbono	Aluminio	Galio	Indio	<b>Talio</b>
(n = 2)	(n = 3)	(n = 4)	(n = 5)	<b>(n = 6)</b>

es el talio, un elemento del 6º periodo que tiende a ceder uno o tres electrones y así adquirir estructura electrónica de gas inerte. Se trata del metal más grande de su grupo ya que tiene más capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en 2010 se cambia por el elemento 31 y la opción d es un elemento del cuarto periodo, y en la 2011, el elemento es 40 y la opción b es no metal).

12.70. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los halógenos, se puede afirmar que:

- Tienen energías de ionización relativamente pequeñas.
- Sus puntos de fusión son muy bajos y aumentan de forma regular al descender en el grupo.
- Todos los halógenos pueden formar compuestos en los que actúan con números de oxidación -1, +1, +3, +5, +7.
- Todos los halógenos se comportan como oxidantes muy fuertes.
- Todos los halógenos se comportan como reductores muy fuertes.

(O.Q.N. Lueca 2005) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Baleares 2011)

a) Falso. Los elementos halógenos forman grupo 17 del sistema periódico y tienen la estructura electrónica externa  $ns^2 np^5$ . Por tener tantos electrones de valencia puede decirse que:

- Tienen tendencia a ganar a un electrón para formar un anión monovalente estable por lo que se puede decir que sus afinidades electrónicas son altas.

▪ Presentan gran dificultad para perder electrones por lo que sus energías de ionización son elevadas.

b) **Verdadero.** Forman moléculas diatómicas con enlace covalente no polar. Por este motivo presentan fuerzas intermoleculares de dispersión de *London*. La debilidad de éstas provoca que estas sustancias tengan bajos puntos de fusión que aumentan conforme se desciende en el grupo ya que la intensidad de estos enlaces aumenta conforme lo hace el tamaño del átomo.

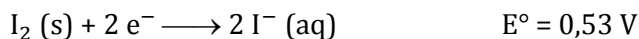
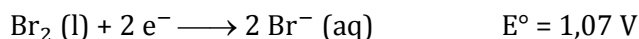
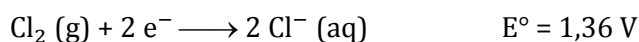
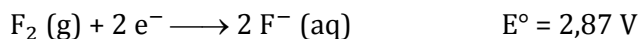
Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (°C) son:

Halógeno	$F_2 (g)$	$Cl_2 (g)$	$Br_2 (l)$	$I_2 (s)$
T <sub>fusión</sub> (°C)	-219,6	-101,5	-7,3	113,7

c) Falso. El flúor es el elemento más electronegativo del sistema periódico por lo que resulta imposible quitarle un electrón y formar el catión  $F^+$  estable.

d) Falso. Los halógenos son especies muy oxidantes ya que tienen una elevada tendencia a ganar un electrón y formar el ion estable  $X^-$ . Sólo los tres primeros halógenos (flúor, cloro y bromo) pueden considerarse oxidantes fuertes ya que tienen potenciales de reducción grandes y positivos lo que es típico de las especies oxidantes.

Consultando la bibliografía, los valores de  $E^\circ$  (V) son:



e) Falso. Según se ha comentado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

12.71. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los metales alcalinotérreos, se puede afirmar que:

a) Todos forman con facilidad cationes de carga variada,  $M^+$ ,  $M^{2+}$ ,  $M^{3+}$ , que existen en disolución acuosa de muchos compuestos iónicos.

b) Los iones  $Mg^{2+}$  tienen un gran poder reductor que se utiliza en la protección catódica del hierro.

c) El berilio es el que tiene mayor facilidad para formar cationes  $M^{2+}$ .

d) Los potenciales normales de reducción son grandes y negativos por lo que se comportan como agentes reductores.

e) Todos reaccionan violentamente con el agua a temperatura ordinaria.

(O.Q.N. Luarca 2005)

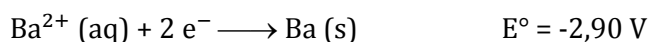
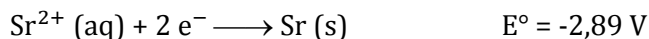
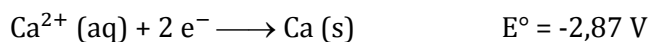
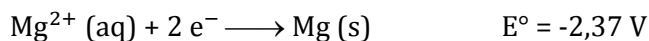
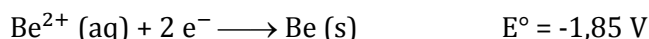
a) Falso. Los elementos alcalinotérreos forman grupo 2 del sistema periódico y tienen la estructura electrónica externa  $ns^2$ . Tienen tendencia a ceder esos dos electrones (oxidarse) para formar un catión divalente estable.

b) Falso. El catión  $Mg^{2+}$  es la especie oxidada del Mg que sí que es un excelente reductor.

c) Falso. El Be es de todos los elementos alcalinotérreos el que tiene menor tendencia a formar el correspondiente ion divalente. Se debe a que el berilio es un elemento muy pequeño ( $n = 2$ ).

d) **Verdadero.** Los elementos alcalinotérreos tienen potenciales de reducción grandes y negativos lo que es típico de las especies reductoras.

Consultando la bibliografía, los valores de  $E^\circ$  (V) son:



e) Falso. Son los metales alcalinos los que reaccionan violentamente con el agua.

La respuesta correcta es la **d**.

12.72. La configuración electrónica externa de los átomos de los elementos del grupo 6A es  $ns^2 np^4$ . Señalar la respuesta incorrecta:

- a) Los números de oxidación del azufre son -2, +2, +4 y +6.
- b) El oxígeno tiene los mismos números de oxidación que el azufre.
- c) El oxígeno tiene de número de oxidación -2.
- d) Oxígeno y azufre son no metales.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Verdadero. El azufre forma compuestos con los números de oxidación propuestos. Así pues, -2 ( $\text{H}_2\text{S}$ ), +2 (SO), +4 ( $\text{SO}_2$ ) y +6 ( $\text{SO}_3$ ).

b) **Falso.** El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo del sistema periódico por lo que no puede ser átomo central en los compuestos tal como lo es el azufre.

Sus números de oxidación son: -2 ( $\text{H}_2\text{O}$ ), -1 ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ),  $-\frac{1}{2}$  ( $\text{KO}_2$ ) y +2 ( $\text{OF}_2$ ).

c) Verdadero. Según se ha visto en el apartado b).

d) Verdadero. De acuerdo con la estructura electrónica externa propuesta, los elementos del grupo 16 (6A) tienen 6 electrones de valencia por lo que tienen tendencia a captar electrones y dificultad para cederlos, una característica de los no metales.

La respuesta correcta es la **b**.

12.73. Señalar la respuesta incorrecta:

- a) El Ca es un elemento alcalinotérreo del 4º período de la tabla periódica.
- b) El Si tiene de número atómico 14.
- c) La configuración electrónica del Cu es  $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ .
- d) El átomo de Cl es más electronegativo que el de I, y su radio atómico menor que el del azufre.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Verdadero. El Ca tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ar}] 4s^2$ . El valor máximo de  $n = 4$  indica que pertenece al 4º período y el número de electrones externos  $s^2$  indica que pertenece al grupo 2 del sistema periódico.

b) Verdadero. El Si tiene la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . La suma de sus electrones indica que su número atómico es 14.

c) **Falso.** La estructura electrónica abreviada del Cu ( $Z = 29$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ , ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,*

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

d) Verdadero. Los elementos I y Cl pertenecen al grupo 17 del sistema periódico, pero es el elemento cloro ( $Z = 17$ ) el que tiene menor número de capas. Esto hace que cuando ambos elementos se encuentren unidos a un mismo elemento, sea el cloro el que más atraiga hacia sí esos electrones de enlace. Por tanto, el elemento A (iodo) no es más electronegativo que el cloro.

Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de *Pauli* son:

$$\text{Cl} (3,16) > \text{I} (2,66)$$

Los elementos I y Cl pertenecen al grupo 17 del sistema periódico, pero es el iodo el que tiene mayor número de capas ( $n = 5$ ) lo que determina que de ambos elementos sea éste el que tiene mayor radio.

Según la bibliografía, los radios atómicos (pm) son  $\text{I} (133) > \text{Cl} (99)$

La respuesta correcta es la **c**.

12.74. Si estudiamos Química debemos saber que:

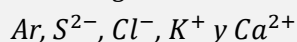
- El símbolo del fósforo es F y el del flúor Fl.
- La tabla periódica actual recoge, ordenadamente, los elementos conocidos y es debida a Dmitri Ivanovich Mendeleiev.
- El mercurio, por ser líquido, no es un metal.
- Las tierras raras se llaman así porque su comportamiento químico no está dentro de la normalidad.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La tabla periódica actual está basada en la ordenación por masas atómicas crecientes el sistema de grupos (valencias) propuesta por *Mendeleiev*.

La respuesta correcta es la **b**.

12.75. De los siguientes átomos e iones:

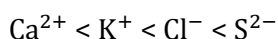


Se puede afirmar que:

- Todos tienen el mismo radio porque son isoelectrónicos.
- Su radio varía en el siguiente orden:  $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^{-} > \text{Ar} > \text{K}^{+} > \text{Ca}^{2+}$ .
- Su radio varía en el siguiente orden:  $\text{Ca}^{2+} > \text{K}^{+} > \text{Ar} > \text{Cl}^{-} > \text{S}^{2-}$ .
- Ninguna de las afirmaciones anteriores es verdadera.

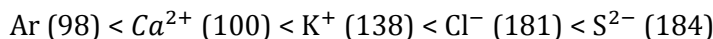
(O.Q.L. Baleares 2005)

Como se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, la ordenación correcta para las especies iónicas es:





Esto no es aplicable para el Ar ya que aquí el radio sería atómico y no iónico. Este radio es el menor de todas las especies propuestas. Consultando la bibliografía, los valores (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(En Murcia 2002 se realiza una pregunta similar sin incluir el Ar).

12.76. A medida que se desciende en un grupo del sistema periódico, los metales se hacen más electropositivos y su potencial de ionización se hace más bajo.

a) Verdadero

b) Falso

c) Es más electropositivo al bajar pero su potencial de ionización se hace más alto.

d) Las electronegatividades son semejantes.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La energía o potencial de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

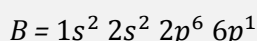
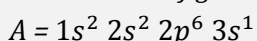
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme se avanza en un grupo el valor de n aumenta y la energía de ionización se hace menor.

Al disminuir la energía de ionización aumenta la electropositividad, o mejor disminuye la electronegatividad, del elemento.

La respuesta correcta es la **a**.

12.77. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos neutros:



indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

i) Se necesita energía para pasar de A a B.

ii) A y B representan átomos de elementos distintos.

iii) Se requiere menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

a) Las tres son verdaderas.

b) i) verdadera      ii) verdadera      iii) falsa

c) i) falsa          ii) falsa          iii) verdadera

d) i) verdadera      ii) falsa          iii) verdadera

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

i) Verdadero. El orbital 6p tiene mayor energía que el 3s por lo que el átomo debe absorber energía para tenga lugar dicha transición.

ii) Falso. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B se incumple el Principio de Mínima Energía ya que se ha ocupado el orbital 6s antes de completarse el 3s. Por este motivo, la configuración A corresponde al estado fundamental del átomo y la configuración B corresponde a un estado excitado.

iii) Verdadero. El electrón del orbital 6s está más alejado del núcleo y por ese motivo es más fácil de arrancar.

La respuesta correcta es la **d**.

12.78. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Berilio
- b) Oxígeno
- c) Carbono
- d) Neón
- e) Litio

(O.Q.L. Almería 2005)

La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  (Z).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Be	C	O	Ne
Z	3	4	6	8	10
estructura electrónica	[He] 2s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2	4	6	8
n	2	2	2	2	2

Se trata de elementos del mismo periodo (mismo valor de n) por lo que el factor determinante del valor de I es  $Z_{\text{ef}}$ . El elemento con mayor  $Z_{\text{ef}}$  es el que tiene mayor energía de ionización, en este caso es el **Ne**.

Consultando la bibliografía, los valores de I (kJ/mol) son:

$$\text{Li (520)} < \text{Be (900)} < \text{C (1087)} < \text{O (1314)} < \text{Ne (2081)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

12.79. De los siguientes elementos: Na, Mg, Al, S y Cl:

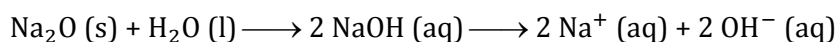
- a) El más reductor es el cloro.
- b) El óxido más básico es el de magnesio.
- c) El más metálico es el aluminio.
- d) El de mayor afinidad electrónica es el cloro.
- e) El más oxidante es el azufre.

(O.Q.N. Vigo 2006)

a) Falso. El cloro tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Le falta un único electrón para completar su octeto, por lo que tiene tendencia a ganarlo y reducirse formando el ion  $\text{Cl}^-$  con una estructura electrónica, muy estable,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

Las sustancias que tienen marcada tendencia a ganar electrones y reducirse son los oxidantes.

b) Falso. El sodio se combina con oxígeno y forma el óxido de sodio,  $\text{Na}_2\text{O}$ . Esta sustancia reacciona con agua formando hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ , una base más fuerte que el hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .



c) Falso. El sodio tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Tiene una marcada tendencia a ceder ese electrón y oxidarse formando el ion  $\text{Na}^+$  con una estructura electrónica, muy estable,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

El aluminio tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Tiene también una marcada tendencia a ceder esos electrones y oxidarse formando el ion  $\text{Al}^{3+}$  con una estructura electrónica, muy estable,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . No obstante, el aluminio debe ceder tres electrones mientras que el sodio sólo debe ceder uno, por este motivo puede decirse que el sodio tiene mayor carácter metálico que el aluminio.

d) **Verdadero**. El cloro tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Le falta un único electrón para completar su octeto, por lo que tiene tendencia a ganarlo y reducirse formando el ion  $\text{Cl}^-$  con una estructura electrónica, muy estable,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

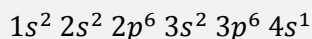
Los elementos como el cloro (halógenos) que tienen marcada tendencia a ganar electrones y reducirse son los que tienen las afinidades electrónicas más grandes del sistema periódico.

e) Falso. El azufre tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Le faltan dos electrones para completar su octeto, por lo que tiene tendencia a ganarlo y reducirse formando el ion  $\text{S}^{2-}$  con una estructura electrónica, muy estable,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

Las sustancias que tienen marcada tendencia a ganar electrones y reducirse son los oxidantes.

La respuesta correcta es la **d**.

12.80. Si un átomo de cierto elemento posee la siguiente configuración electrónica:



se puede decir que:

- a) Es un metal de transición.
- b) Se encuentra en un estado excitado.
- c) Pierde un electrón con facilidad.
- d) Es más electronegativo que el yodo.

(O.Q.L. Murcia 2006)

Dada la estructura electrónica, el valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico y como tiene 1 electrón de valencia ( $s^1$ ) pertenece al grupo 1 que está integrado por los elementos:

Li	Na	<b>K</b>	Rb	Cs	Fr
Litio	Sodio	<b>Potasio</b>	Rubidio	Cesio	Francio
( $n = 2$ )	( $n = 3$ )	<b>(<math>n = 4</math>)</b>	( $n = 5$ )	( $n = 6$ )	( $n = 7$ )

- a) Falso. Se trata de un metal alcalino. Los elementos de transición envían el electrón diferenciador a un orbital d.
- b) Falso. La configuración electrónica propuesta cumple los principios de Mínima de Energía y de Máxima Multiplicidad de *Hund*, por lo que corresponde al estado fundamental
- c) **Verdadero**. El potasio, como el resto de los metales alcalinos, tiene tendencia a ceder ese electrón  $s^1$  y oxidarse formando el ion  $K^+$  con una estructura electrónica, muy estable,  $[Ne] 3s^2 3p^6$ . En otras palabras tiene baja energía de ionización.
- d) Falso. La electronegatividad de un elemento,  $\chi$ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

El elemento yodo pertenece al grupo 17 del sistema periódico, por lo que su estructura electrónica externa es  $s^2 p^5$  lo cual quiere decir, a diferencia del potasio, que tiene una marcada tendencia ganar electrones y no a perderlos, por lo que se puede concluir que el yodo es mucho más electronegativo que el potasio.

Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de *Pauli* son:

$$I (2,66) > K (0,82)$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.81. Señala cuál de las ordenaciones siguientes representa correctamente un aumento creciente de la electronegatividad de los elementos:

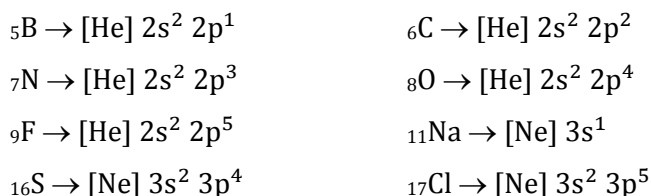
- a)  $Na < Cl < S < O$   
 b)  $B < N < C < O$   
 c)  $C < N < O < F$   
 d)  $N < O < Cl < F$

(O.Q.L. Murcia 2006)

La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización,  $I$ , y de la afinidad electrónica,  $AE$ , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal  $n$ .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico.

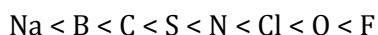
Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



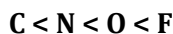
Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos dados:

Elemento	B	C	N	O	F	Na	S	Cl
$Z_{ef}$ (aprox.)	3	4	5	6	7	1	6	7
$n$	2	2	2	2	2	3	3	3

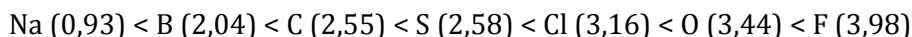
Teniendo en cuenta los valores de  $n$  y de  $Z_{\text{ef}}$ , los elementos el orden creciente de electronegatividad es:



Por tanto, de todas las propuestas la correcta es:

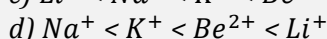
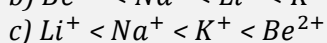
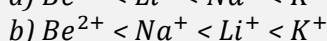
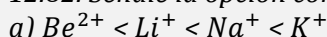


Consultando la bibliografía, se obtienen los siguientes valores:



La respuesta correcta es la **c**.

12.82. Señale la opción correcta para el orden creciente del radio de los iones:



(O.Q.L. Murcia 2006)

▪ El elemento litio pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 3.

La configuración electrónica del ion  $\text{Li}^+$  es  $1s^2$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

▪ El elemento berilio pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4.

La configuración electrónica del ion  $\text{Be}^{2+}$  es  $1s^2$  ya que cede dos electrones de su capa más externa.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

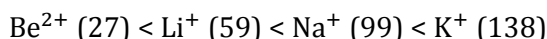
▪ El elemento potasio pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.

La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

Las dos primeras especies propuestas,  $\text{Li}^+$  y  $\text{Be}^{2+}$ , son las de menor tamaño ya que tienen  $n = 1$ , y de ellas es menor el  $\text{Be}^{2+}$  ya que tiene menor carga nuclear efectiva.

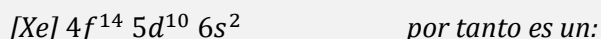
Las dos restantes,  $\text{Na}^+$  y  $\text{K}^+$ , tienen la misma carga nuclear efectiva, y de ellas es menor el  $\text{Na}^+$  ya que tiene menor valor de  $n = 2$ .

El orden creciente de radios iónicos (pm) es:



La respuesta correcta es la **a**.

12.83. Un elemento químico presenta la siguiente configuración electrónica:



- a) Metal del bloque d
- b) Metal alcalino
- c) Metal alcalinotérreo
- d) Gas inerte
- e) Metal de doble transición

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Dada la estructura electrónica, el valor máximo de  $n = 6$  indica que se trata de un elemento del 6º periodo del sistema periódico y como de acuerdo con el Principio de Mínima Energía el último subnivel que se llena de electrones es el 5d. Al tener 12 electrones en la última capa pertenece al grupo 12 que está integrado por los elementos:

Zn Cinc (n = 4)	Cd Cadmio (n = 5)	Hg Mercurio (n = 6)	Cn Copernicio (n = 7)
-----------------------	-------------------------	---------------------------	-----------------------------

se trata del elemento **mercurio** un elemento del **bloque d**.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Sevilla 2010 se identifican los elementos Ba, Hg, La, Rn).

12.84. A partir de la posición del oxígeno en la tabla periódica y de su configuración electrónica se puede afirmar que:

- a) Es el elemento más electronegativo de la tabla.
- b) Sus valencias covalentes son 2, 4 y 6.
- c) Sus átomos y moléculas son paramagnéticos.
- d) Forma el mismo tipo de compuestos que el resto de los elementos de su grupo.

(O.Q.L. Madrid 2006)

a) Falso. La electronegatividad crece en un periodo conforme aumentan la carga nuclear  $Z$  y la carga nuclear efectiva. El flúor es un elemento del mismo periodo que el oxígeno pero con mayor valor de  $Z$ , por lo que es más electronegativo.

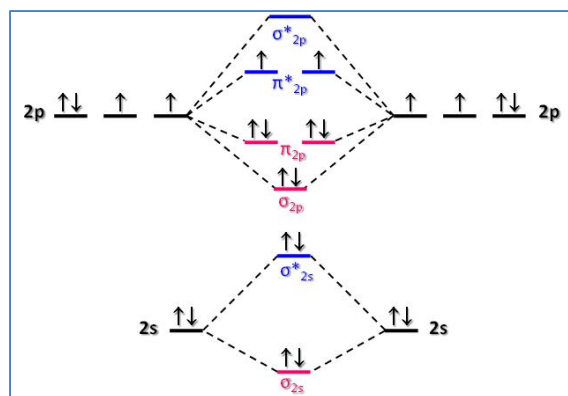
b) Falso. La estructura atómica abreviada del átomo de oxígeno es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , y de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* los electrones ocupan los subniveles de energía degenerados (2p) lo más separados posible y con los spines paralelos:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	

La valencia covalente indica el número de electrones desapareados que puede tener un átomo, que como se observa en el oxígeno es +2.

c) **Verdadero**. Como se ha demostrado en el apartado b) el **átomo de oxígeno** presenta electrones desapareados, por tanto es **paramagnético**.

La distribución de electrones en los orbitales moleculares en la molécula de  $\text{O}_2$  es:



Como se observa en el diagrama, la **molécula de O<sub>2</sub>** también presenta electrones desapareados, por tanto es **paramagnética**.

d) Falso. Como su única valencia covalente es +2 es incapaz de formar oxoácidos como lo hace, por ejemplo, el azufre.

La respuesta correcta es la **c**.

12.85. Cuando se ordenan los elementos silicio, fósforo y azufre en orden creciente de energías de ionización, ¿cuál es el orden correcto?

- a) Si, P, S
- b) Si, S, P
- c) S, Si, P,
- d) P, S, Si

(O.Q.L. Madrid 2006)

La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z<sub>ef</sub> (Z).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Si	P	S
Z	14	15	16
estructura electrónica	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	4	5	6
n	3	3	3

Los elementos propuestos pertenecen al tercer periodo, por tanto en todos ellos el valor de n = 3.

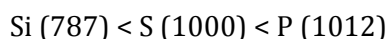
De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización debería aumentar al aumentar Z, sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos fósforo y azufre. La

anomalía se debe a que, de acuerdo con la regla de *Hund*, el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Fósforo			
3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑

Azufre			
3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la primera energía de ionización (kJ/mol) para estos elementos es:



La respuesta correcta es la **b**.

12.86. De las siguientes series de elementos por orden creciente de electronegatividad, ¿cuál es la correcta?

- a) Al < N < Rb < F  
 b) Rb < N < F < Al  
 c) Rb < Al < N < F  
 d) F < Al < Rb < N

(O.Q.L. Baleares 2006)

La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, I, y de la afinidad electrónica, AE, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n.
- Periodo al aumentar el valor del número atómico.

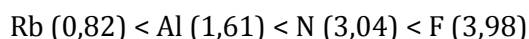
Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos dados:

Elemento	N	F	Al	Rb
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	7	3	1
n	2	2	3	5

Teniendo en cuenta los valores de n y de  $Z_{ef}$ , los elementos el orden creciente de electronegatividad es:



La respuesta correcta es la **c**.



12.87. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) Pauling elaboró una escala de electronegatividades.
- b) Con la ley de Hess se pueden calcular los radios atómicos.
- c) Con el modelo atómico de Bohr se puede interpretar la estructura electrónica de cualquier átomo.
- d) Planck interpretó por primera vez el espectro del hidrógeno.

(O.Q.L. Baleares 2006)

a) **Verdadero.** La escala de electronegatividades más ampliamente utilizada fue elaborada por Pauling a partir de medidas de energías de enlace y relacionando éstas con la diferencia de electronegatividad existente entre los dos elementos enlazados. Su escala es relativa al elemento flúor al que asigna un valor máximo de 3,98.

b) Falso. Los radios se pueden calcular a partir de medidas con espectrometría de RX. Una aplicación de la ley de Hess es el ciclo de Born-Haber con el que se pueden calcular energías reticulares o bien afinidades electrónicas.

c) Falso. El modelo atómico propuesto por Bohr sólo es aplicable al hidrógeno y átomos hidrogenoides.

d) Falso. Planck propuso la teoría cuántica que proponía la discontinuidad de la energía radiada por los átomos.

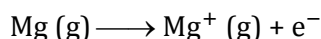
La respuesta correcta es la **a**.

12.88. La reacción asociada al potencial de ionización:

- a)  $Mg(g) + e^- \longrightarrow Mg^{2-}(g)$
- b)  $Mg(g) \longrightarrow Mg^+(g) + e^-$
- c)  $Mg(s) \longrightarrow Mg^+(g) + e^-$
- d) Ninguna de las anteriores.
- e)  $Mg(l) \longrightarrow Mg^+(g) + e^-$
- f)  $Mg^+(g) \longrightarrow Mg^{2+}(g) + e^-$

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. La Rioja 2006)

La energía o potencial de ionización, I, es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo. La ecuación química correspondiente al proceso es:



La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2006 se cambian las opciones a y c por e y f).

12.89. ¿Qué grupo de elementos del Sistema Periódico tiene las energías o potenciales de ionización más elevados?

- a) gases nobles
- b) halógenos
- c) alcalinos

(O.Q.L. La Rioja 2006)

La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, por tanto, los elementos con mayor valor de I serán los que tengan mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ , es decir los últimos de cada periodo, los **gases inertes**.

La respuesta correcta es la **a**.

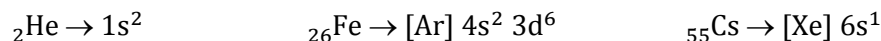
12.90. Si se habla de tamaños atómicos, elija la opción cuyo orden sea incorrecto.

- a)  $Cs > Fe > He$   
 b)  $F^- > Cr^{6+} > Mn^{7+}$   
 c)  $Ti > Fe > Zn$   
 d)  $Be < Ca < Ba$   
 e)  $Na^+ < Ne < F^-$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

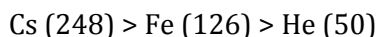
El radio de una especie química aumenta con el número de capas electrónicas (n) y al disminuir la carga nuclear Z y la carga nuclear efectiva.

a) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

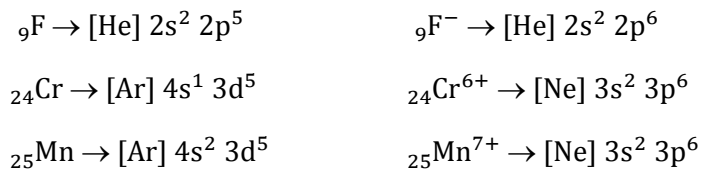


Se trata de un elemento del primer periodo He ( $n = 1$ ) muy pequeño, de otro elemento algo mayor por ser del 4º periodo, Fe ( $n = 4$ ) y un elemento muy voluminoso por pertenecer al 6º periodo, Cs ( $n = 6$ ).

El orden decreciente de radios (pm) es:

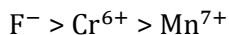


b) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

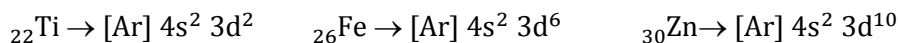


Se trata de un anión ( $F^-$ ) que aumenta considerablemente su radio al captar un electrón y dos cationes ( $Cr^{6+}$  y  $Mn^{7+}$ ) que, por el contrario, disminuyen considerablemente su radio al perder seis y siete electrones respectivamente. De los dos cationes, es el  $Mn^{7+}$  el que tiene menor radio ya que su núcleo tiene un protón más que el del cromo mientras que ambos tienen igual número de electrones apantallando lo que hace que sea el manganeso el que tenga mayor carga nuclear efectiva.

El orden decreciente de radios es:



c) **Falso**. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

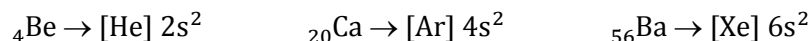


Se trata de elementos del mismo periodo, por lo que el factor determinante del tamaño es la carga nuclear efectiva que aumenta al aumentar Z, y que hace disminuir el radio conforme se avanza por el bloque d, no obstante al ir poblándose el subnivel con más electrones aumentan las repulsiones interelectrónicas que hacen que el radio aumente de forma anómala hasta el final del bloque.

El orden decreciente de radios (pm) es:

Ti (147) > Zn (134) > Fe (126)

d) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

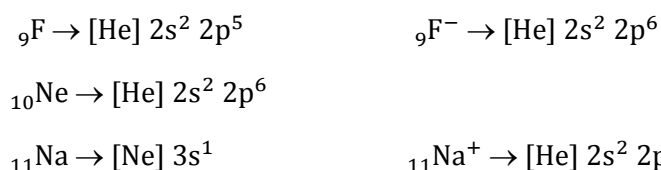


Se trata de elementos del mismo grupo, por lo que el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, Be ( $n = 2$ ), Ca ( $n = 4$ ) y Ba ( $n = 6$ ).

El orden creciente de radios ( $\mu\text{m}$ ) es:

Be (147) > Ca (197) > Ba (222)

e) **Falso**. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:



Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el menor radio le corresponde a la especie con mayor  $Z$ , el  $\text{Na}^+$ .

En el caso del Ne, la tendencia no se cumple ya que se están comparando radios iónicos y atómicos.

El orden decreciente de radios ( $\mu\text{m}$ ) es:

$\text{F}^-$  (133) >  $\text{Na}^+$  (99) > Ne (71)

Las respuestas correctas son **c** y **e**.

12.91. Indique en qué apartado se hace una asociación incorrecta entre configuración electrónica de los últimos orbitales y átomo, grupo o periodo:

- |                            |                |
|----------------------------|----------------|
| a) Elementos de transición | $ns(n-1)d np$  |
| b) Cu metálico             | $4s^1 3d^{10}$ |
| c) Lantano                 | $6s^2 4f^1$    |
| d) Actinio                 | $6d^1 7s^2$    |
| e) Cr metálico             | $4s^1 3d^5$    |

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El lantano es un elemento perteneciente al grupo 3 del sistema periódico formado por los elementos:

Sc Escandio ( $n = 4$ )	Y Itrio ( $n = 5$ )	La Lantano ( $n = 6$ )	Ac Actinio ( $n = 6$ )
-------------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------

Todos los elementos del grupo tienen tres electrones en la última capa distribuidos como  $ns^2(n-1)d^1$ .

Como el lantano pertenece al 6º periodo su configuración electrónica es  $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1$ .

La respuesta correcta es la **c**.

12.92. El orden de las primeras energías de ionización de los elementos B, C, N, O y F es:

- a)  $F < O < N < C < B$   
 b)  $B < C < O < N < F$   
 c)  $B < C < N < O < F$   
 d)  $C < B < N < O < F$   
 e) No varía

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.N. Castellón 2008)

La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  (Z).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	C	N	O	F
Z	5	6	7	8	9
estructura electrónica	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	3	4	5	6	7
n	2	2	2	2	2

Los elementos propuestos pertenecen al segundo periodo, por tanto en todos ellos el valor de  $n = 2$ .

De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización debería aumentar al aumentar Z, sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos nitrógeno y oxígeno. La anomalía se debe a que, de acuerdo con la regla de *Hund*, el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el oxígeno tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s	2p			2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la primera energía de ionización (kJ/mol) para estos elementos es:

$$B (801) < C (1087) < O (1314) < N (1402) < F (1681)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Córdoba no figura en elemento B).

12.93. Al ir de izquierda a derecha en el tercer periodo de la tabla periódica, los óxidos y los cloruros cambian sus propiedades de iónicas a covalentes. Este cambio se debe a que:

- a) Aumenta el volumen atómico.
- b) Desciende la primera energía de ionización.
- c) Incrementa la electronegatividad.
- d) Disminuye el número de electrones de valencia.

(O.Q.L. Murcia 2007)

El carácter iónico parcial de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Conforme esta diferencia se hace menor aumenta el carácter covalente del compuesto.

La electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear  $Z$  del elemento, es decir, hacia la derecha.

Teniendo en cuenta que cloro y oxígeno están situados prácticamente al final de sus respectivos periodos, los compuestos que forman con los elementos del periodo cada vez tienen menor diferencia de electronegatividad por lo que los compuestos son cada vez más covalentes.

La respuesta correcta es la c.

12.94. Selecciona la relación que exprese correctamente el orden creciente del primer potencial de ionización de los elementos químicos Ar, S, Na y Si:

- a) Ar, Si, S, Na
- b) Na, S, Ar, Si
- c) Na, Si, S, Ar
- d) Si, S, Ar, Na

(O.Q.L. Murcia 2007)

La energía de ionización de un átomo,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

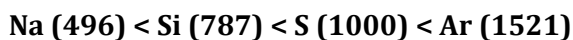
Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Si	S	Ar
$Z$	11	14	16	18
estructura electrónica	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	4	6	8
$n$	3	3	3	3

Los elementos propuestos pertenecen al tercer periodo, por tanto en todos ellos el valor de  $n = 3$ .

Se trata de elementos del mismo periodo (mismo valor de  $n$ ) por lo que el factor determinante del valor de  $I$  es  $Z_{\text{ef}}$ . La energía de ionización aumenta conforme aumenta el valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

El orden creciente de la energía de ionización (kJ/mol) para estos elementos es:



La respuesta correcta es la **c**.

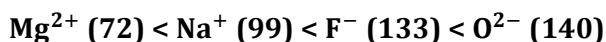
12.95. Ordena, en orden creciente, los radios de los siguientes iones isoelectrónicos:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{F}^-$  y  $\text{Mg}^{2+}$ :

- a)  $\text{F}^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Na}^+$
- b)  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$
- c)  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$
- d)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$

(O.Q.L. Murcia 2007)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

El orden creciente de los radios iónicos (pm) es:



La respuesta correcta es la **b**.

12.96. Considerando los elementos Rb, K, F y Br, indica la frase correcta:

- a) El K es del menor potencial de ionización y el Br el de mayor afinidad electrónica.
- b) El Rb y el K tienen el mismo potencial de ionización, y el Br y el F la misma afinidad electrónica.
- c) El K es del menor potencial de ionización y el Br el de menor afinidad electrónica.
- d) El Rb es del menor potencial de ionización y el F el de mayor afinidad electrónica.

(O.Q.L. Baleares 2007)

La energía de ionización de un átomo,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

La afinidad electrónica  $AE$  varía de acuerdo con los mismos parámetros que la energía de ionización. El valor máximo le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ), aunque presenta una anomalía en el caso de la pareja flúor-cloro, en la que el valor máximo le corresponde al cloro ya que debido al pequeño tamaño del átomo de flúor son muy grandes las fuerzas de repulsión entre electrones lo que dificulta la incorporación de un nuevo electrón.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	K	Br	Rb
Z	9	19	35	37
estructura electrónica	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	[Kr] 5s <sup>1</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	7	1	7	1
n	2	4	4	5

Entre los no metales, F y Br, la afinidad electrónica más alta le corresponde al F.

Entre los metales, K y Rb, el potencial de ionización más baja le corresponde al Rb.

La respuesta correcta es la **d**.

12.97. ¿Qué proposición es cierta?

- a) En un grupo, la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico.  
 b) El radio de la especie A<sup>-</sup> es mayor que el del elemento A.  
 c) Un elemento que presente una afinidad electrónica alta, presentará una energía de ionización baja.  
 d) En un periodo, los metales aumentan su electronegatividad de derecha a izquierda, y los no metales lo hacen de izquierda a derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso. La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene prácticamente constante. Por tanto, el factor determinante del valor de I dentro de un grupo es el valor de n. Como en un grupo n aumenta con el número atómico, la energía de ionización disminuye.

b) **Verdadero**. El ion A<sup>-</sup> tiene un electrón más que el átomo A. Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion A<sup>-</sup> es mayor que el del átomo A.

c) Falso. La afinidad electrónica, AE, es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. Un átomo que capta electrones fácilmente, es decir, tiene una afinidad electrónica elevada, no tiene tendencia a cederlos o lo que es lo mismo, su energía de ionización también es elevada.

d) Falso. La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, I, y de la afinidad electrónica, AE, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento, sea metal o no metal, es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un elemento aumenta en un periodo al aumentar el valor del número atómico, es decir, de izquierda a derecha.

La respuesta correcta es la **b**.

12.98. La electronegatividad de un elemento está relacionada con:

- a) La facilidad de perder un electrón de la capa de valencia.
- b) La tendencia a comportarse como reductor.
- c) La facilidad de perder un electrón de la primera capa.
- d) La atracción de electrones de un enlace.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La respuesta correcta es la **d**.

12.99. Si nos desplazamos de izquierda a derecha en los periodos segundo y tercero del sistema periódico, indica cuál de las propuestas siguientes es correcta.

- a) Aumenta el carácter metálico de los elementos.
- b) Disminuye el radio atómico.
- c) Disminuye la energía de ionización.
- d) Disminuye la electronegatividad.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. El carácter metálico de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, es decir, hacia la derecha.

b) **Verdadero**. El radio de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, es decir, hacia la derecha.

c) Falso. La energía de ionización de los elementos de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, es decir, hacia la derecha.

d) Falso. La electronegatividad de los elementos un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, es decir, hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **b**.

12.100. Los elementos químicos situados en una misma columna del sistema periódico presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:

- a) Su volumen es análogo.
- b) Poseen energías parecidas.
- c) Tienen la misma carga nuclear.
- d) Su estructura electrónica externa es análoga.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las propiedades químicas de los elementos dependen del número de electrones de valencia que posean. Los elementos de un grupo tienen, salvo excepciones, la misma estructura electrónica externa.

La respuesta correcta es la **d**.

12.101. Indica la configuración electrónica que corresponde al elemento con mayor afinidad electrónica:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^3$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^5$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2007)



La afinidad electrónica se define como la energía que desprende un átomo cuando capta un electrón.

De todos los átomos anteriores el que libera mayor cantidad de energía al captar un electrón es que tiene la estructura  $1s^2 2s^2 2p^5$ , ya que cuando capta un electrón adquiere una estructura electrónica muy estable (de gas inerte).

La respuesta correcta es la **b**.

12.102. Para el proceso  $M(g) \longrightarrow M^+(g) + e^-$ , ¿cuál de las siguientes afirmaciones es VERDADERA?

- a) Es siempre endotérmico.
- b) Puede ser endotérmico o exotérmico.
- c) Es siempre exotérmico.
- d) Pone de manifiesto una reducción.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La formación de cationes es una oxidación y es un proceso que es siempre endotérmico ya que se necesita comunicar energía (energía de ionización) al átomo para poder quitarle un electrón.

La respuesta correcta es la **a**.

12.103. El potencial de ionización de los halógenos (F, Cl, Br, I):

- a) Disminuye hacia abajo en el grupo.
- b) Aumenta hacia abajo en el grupo.
- c) Es el mismo para todos por tener la misma distribución electrónica en su última capa.
- d) Aumenta la aumentar el radio atómico.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La energía de ionización de una especie química se calcula por medio de la ecuación:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante, mientras que el número de capas aumenta conforme se desciende en el grupo. Por tanto, de acuerdo con esto, las energías de ionización en un grupo (kJ/mol) siguen orden decreciente:

$$F (1681) > Cl (1251) > Br (1140) > I (1008)$$

La respuesta correcta es la **a**.

12.104. Las especies H,  $He^+$  y  $Li^{2+}$  son isoelectrónicas. ¿Cuál posee mayor energía de ionización y cuál mayor radio?

- a) Mayor energía de ionización el H y mayor radio el  $Li^{2+}$ .
- b) Mayor energía de ionización el  $He^+$  y mayor radio el  $Li^{2+}$ .
- c) Mayor energía de ionización el  $Li^{2+}$  y mayor radio el H.
- d) Mayor energía de ionización el  $Li^{2+}$  y mayor radio el  $Li^{2+}$ .
- e) Los tres tienen igual energía de ionización e igual radio.

(O.Q.N. Castellón 2008)

La estructura electrónica de las tres especies H,  $He^+$  y  $Li^{2+}$  es  $1s^1$ , y sus números atómicos son respectivamente, 1, 2 y 3.

La energía de ionización de una especie química se calcula por medio de la ecuación:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

y el valor de la constante de apantallamiento es 0 para las tres especies ya que al ser su estructura electrónica no hay ningún electrón apantallando. Por tanto, para dichas especies  $Z = Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con lo expuesto:

$$I_{\text{Li}^{2+}} > I_{\text{He}^{+}} > I_{\text{H}}$$

En las especies isoelectrónicas, el radio de la misma disminuye conforme aumenta la carga nuclear efectiva, por tanto, el orden de los radios es:

$$r_{\text{H}} > r_{\text{He}^{+}} > r_{\text{Li}^{2+}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Esta cuestión se ha propuesto con un formato similar en Murcia 2003 y Murcia 2004).

12.105. Los números atómicos de cuatro elementos son 9, 17, 35 y 53. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- 1) los elementos pertenecen al mismo grupo del sistema periódico
- 2) los elementos pertenecen a un mismo periodo
- 3) sus radios crecen desde el 9 hasta el 53
- 4) su carácter oxidante crece desde el 9 hasta el 53
- 5) su carácter es eminentemente no metálico

- a) 1 y 2
- b) 1 y 3
- c) 1, 4 y 5
- d) 1, 3 y 5
- e) 2 y 4

(O.Q.N. Castellón 2008)

▪ Al elemento de número atómico 9 le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental  $1s^2 2s^2 2p^5$ , de forma abreviada  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . La suma de los superíndices de su estructura electrónica externa ( $2 + 10 + 5$ ) indica que pertenece al grupo 17 y el valor de  $n = 2$  al periodo 2 del sistema periódico (aunque en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del segundo periodo no tienen electrones d).

▪ Al elemento de número atómico 17 le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , de forma abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . La suma de los superíndices de su estructura electrónica externa ( $2 + 10 + 5$ ) indica que pertenece al grupo 17 y el valor de  $n = 3$  al periodo 3 del sistema periódico (aunque en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del tercer periodo no tienen electrones d).

▪ Al elemento de número atómico 35 le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , de forma abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . La suma de los superíndices de su estructura electrónica externa ( $2 + 10 + 5$ ) indica que pertenece al grupo 17 y el valor de  $n = 4$  al periodo 4 del sistema periódico.

▪ Al elemento de número atómico 53 le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$  de forma abreviada

[Kr]  $4p^{10} 5s^2 5p^5$ . La suma de los superíndices de su estructura electrónica externa ( $2 + 10 + 5$ ) indica que pertenece al grupo 17 y el valor de  $n = 5$  al periodo 5 del sistema periódico.

- 1) **Verdadero.** Los cuatro elementos pertenecen al mismo grupo del sistema periódico.
- 2) Falso. Los cuatro elementos pertenecen a diferentes periodos del sistema periódico.
- 3) **Verdadero.** Los radios de los cuatro elementos crecen desde el 9 al 53 ya que cada elemento posee más capas electrónicas que el anterior.
- 4) Falso. El carácter oxidante de los elementos de un mismo grupo decrece al aumentar el número atómico ya que a pesar de tener la misma carga nuclear efectiva la atracción del núcleo para incorporar electrones y reducirse disminuye la aumentar el tamaño de los átomos.
- 5) **Verdadero.** Los cuatro elementos poseen un elevado carácter no metálico ya que al tener siete electrones de valencia tienen una elevada tendencia a captar un electrón.

La respuesta correcta es la **d**.

12.106. Indica la afirmación que consideres correcta:

- a) Electronegatividad es lo mismo que afinidad electrónica.
- b) Los átomos metálicos tienden a captar electrones.
- c) Los halógenos son los elementos de mayor electronegatividad.
- d) La electronegatividad disminuye en un periodo conforme aumenta el número atómico.

(O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. La electronegatividad es la facilidad relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otro átomo.

La afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

b) Falso. Los metales se caracterizan por la tendencia a ceder electrones y no a captarlos.

c) **Verdadero.** Los halógenos son elementos que se caracterizan por sus elevadas energías de ionización y afinidades electrónicas, lo cual determina que sean elementos que tienden a captar electrones y no a cederlos, por tanto son elementos muy electronegativos que cuando se enlacen con otros elementos atraerán fuertemente hacia sí los electrones de su enlace con ellos.

d) Falso. Conforme se avanza en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva lo que hace que aumente la electronegatividad de los elementos.

La respuesta correcta es la **c**.

12.107. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene mayor energía de ionización?

- a) Sb
- b) As
- c) N
- d) P

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009)

La energía de ionización de un átomo,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	P	As	Sb
$Z$	7	15	33	51
estructura electrónica	[He] $2s^2 2p^3$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	5	5	5	5
$n$	2	3	4	5

Los elementos propuestos pertenecen al grupo 15, por tanto en todos ellos el valor de  $Z_{\text{ef}}$  es, aproximadamente, el mismo por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es el valor de  $n$ . La energía de ionización máxima le corresponde al elemento con menor valor de  $n$ .

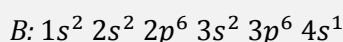
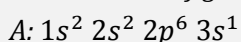
El orden creciente de la energía de ionización (kJ/mol) para estos elementos es:

$$\text{Sb (834)} < \text{As (947)} < \text{P (1012)} < \text{N (1402)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en la Rioja 2009 se cambia el As por Si).

12.108. Dadas las configuraciones electrónicas de dos átomos:



Señala la respuesta correcta:

- La primera energía de ionización de A es mayor que la de B.
- Las primeras energías de ionización de los dos átomos son iguales.
- El elemento B es el sodio.
- El elemento A es más metálico que B.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

Los dos elementos pertenecen al grupo 1 (metales alcalinos) del sistema periódico ya que sólo tienen un electrón en su capa más externa. Por este motivo, la carga nuclear efectiva es la misma para los dos.

- a) **Verdadero**. La energía de ionización de A ( $n = 3$ ) es mayor que la de B ( $n = 4$ ).
- b) Falso. Tal ya se ha discutido.
- c) Falso. El elemento B es el potasio ya se encuentra en el 4º periodo ( $n = 4$ ).
- d) Falso. El elemento B es más metálico que el A ya que al tener menor energía de ionización cede más fácilmente electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

12.109. ¿Cuál de los siguientes elementos K, Cu, Zn, I, tiene mayor número de protones en su núcleo?

- a) K  
b) Cu  
c) I  
d) Zn

(O.Q.L. Madrid 2008)

- El elemento de símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 19 electrones y, por tanto, 19 protones.
- El elemento de símbolo Cu es el cobre y pertenece al grupo 11 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 29 electrones y, por tanto, 29 protones.
- El elemento de símbolo Zn es el cinc y pertenece al grupo 12 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 30 electrones y, por tanto, 30 protones.
- El elemento de símbolo I es el yodo y pertenece al grupo 17 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 53 electrones y, por tanto, 53 protones.

La respuesta correcta es la **d**.

12.110. Señala la respuesta correcta, en relación a los elementos alcalinos:

- a) El litio es el más reductor.  
b) El Cs es menos electropositivo que el Li.  
c) La primera energía de ionización aumenta del Li al Cs.  
d) El Cs es el que tiene mayor tendencia a oxidarse.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los metales alcalinos tienen un electrón en su capa más externa. Por este motivo, la carga nuclear efectiva es la misma para todos.

La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de  $n$ .

- a) Falso. De todos los alcalinos, el más reductor es el que se oxide más fácilmente, es decir, el que tenga menor energía de ionización, el cesio ( $n = 6$ ).
- b) Falso. El cesio cede más fácilmente electrones, es el menos electronegativo (más electropositivo).
- c) Falso. La energía de la primera ionización disminuye a medida que aumenta el valor de  $n$ . Máxima para el litio y mínima para el cesio.
- d) **Verdadero**. El cesio al tener menor energía de ionización cede más fácilmente electrones y se oxida con mayor facilidad.

La respuesta correcta es la **d**.

12.111. Decir cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:

- i) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.  
 ii) La primera energía de ionización de  $\text{He}^+$  es la misma que la segunda del átomo de helio.  
 iii) La afinidad electrónica de un catión es mayor que la del átomo correspondiente.

- a) La primera y la segunda.  
 b) La primera y la tercera.  
 c) La segunda y la tercera.  
 d) Las tres.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

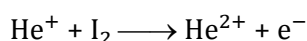
La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

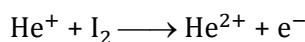
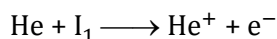
La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

i) Falso. Se trata de elementos del 6º periodo, por tanto, para ambos,  $n = 6$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir a qué elemento le corresponde mayor valor de  $I$ . El valor de  $Z_{\text{ef}}(\text{Ba}) > Z_{\text{ef}}(\text{Cs})$ , por tanto  $I_{(\text{Ba})} > I_{(\text{Cs})}$ .

ii) Verdadero. En el primer caso se trata del proceso:



En el segundo caso, el proceso es:



Como se observa, en ambos procesos se obtiene  $\text{He}^{2+}$ , por tanto,  $I_1(\text{He}^+) = I_2(\text{He})$ .

iii) Verdadero. El proceso de captación de un electrón por parte de un catión:



está favorecido ya que el catión, especie cargada positivamente, tiene afinidad por las cargas negativas.

La respuesta correcta es la **d**.

12.112. De acuerdo a su configuración electrónica, ¿cuál de las siguientes especies es la más estable?  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}^-$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{S}^+$ ,  $\text{S}^{2+}$ . ¿Cuál es el número de oxidación más probable del azufre?

- a)  $\text{S}^{2+}$  y número de oxidación 0.
- b)  $\text{S}^{2-}$  y número de oxidación -1.
- c)  $\text{S}$  y número de oxidación 0.
- d)  $\text{S}^{2-}$  y número de oxidación -2.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La configuración electrónica abreviada del azufre es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ .

Si capta dos electrones y completa el subnivel 3p se transforma en el ion  $\text{S}^{2-}$ . Adquiere una estructura electrónica muy estable de gas inerte,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ . A esta especie le corresponde un **número de oxidación -2**.

La respuesta correcta es la **d**.

12.113. Una de las afirmaciones que se ofrecen es falsa:

- a) El radio de un ion positivo se llama radio catiónico.
- b) Si el átomo de un elemento pasa a ser un ion negativo su radio disminuye.
- c) La atracción entre iones positivos y negativos da lugar a los compuestos iónicos.
- d) La captación de electrones por un átomo neutro da lugar a la formación de un anión.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La afirmación de que si un átomo capta un electrón y se transforma en un ion negativo su radio disminuye es falsa, ya que al aumentar el número de electrones, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor, motivo por el cual, el radio del anión es mayor que el del átomo del que procede.

La respuesta correcta es la **b**.

12.114. Los elementos metálicos se caracterizan por:

- a) Ser gases.
- b) Ceder electrones cuando hay alguien en condiciones de aceptarlos.
- c) Fundir a temperaturas muy altas.
- d) Tomar electrones del oxígeno del aire con facilidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Los metales son, generalmente, elementos con bajas energías de ionización, por tanto ceden fácilmente electrones y se oxidan.

La respuesta correcta es la **b**.

12.115. En relación con las energías de ionización, ¿cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- a) Las energías de ionización sucesivas disminuyen a medida que lo hace el estado oxidación.  
 b) En un grupo, la energía de la primera ionización aumenta con el aumento del número atómico.  
 c) Las energías de ionización sucesivas aumentan a medida que lo hace el estado oxidación.  
 d) La formación de iones positivos es siempre un proceso exotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

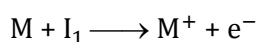
$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

a-c) **Verdadero.** En el caso de elemento, su número de oxidación aumenta al aumentar el número de electrones que pierde y con ello también aumenta su carga nuclear efectiva y por tanto su energía de ionización. Las energías de ionización sucesivas de un elemento son cada vez mayores.

Las propuestas a y c son la misma.

b) Falso. En un grupo la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que hace que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de n. Conforme aumenta el valor de n la energía de ionización disminuye.

d) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



$I_1$  tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

Las respuestas correctas son **a** y **c**.

12.116. ¿Cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- a) El radio atómico del sodio es mayor que el radio atómico del rubidio.  
 b) El radio atómico del rubidio es menor que el radio atómico del magnesio.  
 c) El radio iónico del litio monovalente positivo es menor que el radio atómico del litio.  
 d) El radio del ion cloruro es menor que el radio atómico del cloro.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso. El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>.

▪ El elemento rubidio pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s<sup>1</sup>.

Ambos elementos por pertenecer al mismo grupo tienen la misma carga nuclear efectiva, por lo que el mayor radio le corresponde al rubidio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

b) Falso. El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup>.



▪ El elemento rubidio pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.

Aunque la carga nuclear efectiva del magnesio es un poco mayor, el que tiene mayor radio es el rubidio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

c) **Verdadero**. El elemento litio pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Li}^+$  es  $1s^2$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del ion litio es menor que el del átomo de litio.

d) Falso. El elemento cloro pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ .

La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón en su capa más externa.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion cloruro es mayor que el del átomo de cloro.

La respuesta correcta es la **c**.

12.117. ¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?

- a) En un grupo la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico.
- b) El radio de una especie iónica  $A^-$  es mayor que el radio atómico del elemento A.
- c) El elemento que presenta una afinidad electrónica alta, presentará a su vez, una energía de ionización alta.
- d) En un periodo, los metales aumentan su electronegatividad de derecha a izquierda, y los no metales lo hacen de izquierda a derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Verdadero. En un grupo la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que hace que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de n. Conforme aumenta el valor de n la energía de ionización disminuye.

b) Verdadero. Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

c) **Falso**. Esta propuesta no se cumple en los elementos del grupo 18 (gases inertes), estos elementos tienen las máximas energías de ionización de cada periodo, sin embargo, sus afinidades electrónicas no lo serán ya que no tienen tendencia a captar electrones.

d) **Falso**. La electronegatividad en un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear Z. Esto no se cumple con los elementos del grupo 18 (gases inertes), ya que estos elementos no tienen tendencia a enlazarse por lo que no tienen electronegatividad.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

12.118. En la tabla periódica:

- a) Los elementos se ordenan por orden creciente de número atómico.
- b) Los elementos de un grupo (columna) tienen propiedades diferentes.
- c) Los elementos de un periodo tienen energías de ionización parecidas.
- d) Los elementos se ordenan por orden creciente de sus masas atómicas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Verdadero.** En la tabla periódica actual los elementos se ordenan por números atómicos crecientes.

b) Falso. Los elementos de un grupo tienen la misma estructura electrónica externa lo que hace que tengan propiedades químicas similares.

c) Falso. Conforme se avanza en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva lo que hace que aumente la energía de ionización de los elementos.

d) Falso. En la tabla periódica actual los elementos se encuentran ordenados por masas atómicas crecientes, excepto en las parejas Ar-K, Co-Ni, Te-I y Th-Pa, en las que esa tendencia se invierte.

La respuesta correcta es la **a**.

12.119. ¿Con qué elemento se necesita menor energía para obtener un ion monovalente positivo?

- a) Sodio
- b) Rubidio
- c) Flúor
- d) Argón

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La energía necesaria para formar un ion monovalente positivo es la primera energía de ionización,  $I_1$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I_1 = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

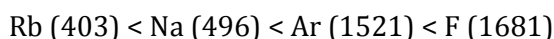
$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Na	Ar	Rb
Z	9	11	18	37
estructura electrónica	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	[Kr] 5s <sup>1</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	7	1	8	1
n	2	3	3	5

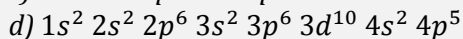
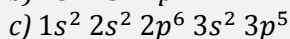
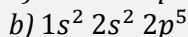
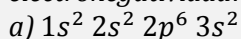
La menor energía de ionización le corresponde rubidio que es el elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{ef}$ .

Consultando la bibliografía, los valores de  $I_1$  (kJ/mol) son:



La respuesta correcta es la **b**.

12.120. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al átomo de mayor electronegatividad?



(O.Q.L. La Rioja 2008)

a) Dada la estructura electrónica, el valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata de un elemento del 3<sup>er</sup> periodo del sistema periódico y como tiene 2 electrones de valencia ( $s^2$ ) pertenece al grupo 2 que está integrado por los elementos:

Be Berilio ( $n = 2$ )	<b>Mg</b> <b>Magnesio</b> ( $n = 3$ )	Ca Calcio ( $n = 4$ )	Sr Estroncio ( $n = 5$ )	Ba Bario ( $n = 6$ )	Ra Radio ( $n = 7$ )
------------------------------	---	-----------------------------	--------------------------------	----------------------------	----------------------------

se trata del elemento magnesio.

b-c-d) Dadas las estructuras electrónicas, el que tengan 7 electrones de valencia ( $s^2p^5$ ) indica que se trata de elementos que pertenecen al grupo 17. Los valores máximos de  $n = 3, 4$  y  $5$ , indican que se trata de elementos del 3<sup>o</sup>, 4<sup>o</sup> y 5<sup>o</sup> periodo del sistema periódico, respectivamente. El grupo 17 está integrado por los siguientes elementos:

<b>F</b> <b>Flúor</b> ( $n = 2$ )	<b>Cl</b> <b>Cloro</b> ( $n = 3$ )	<b>Br</b> <b>Bromo</b> ( $n = 4$ )	I Iodo ( $n = 5$ )	At Astató ( $n = 6$ )
---	--	--	--------------------------	-----------------------------

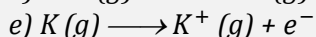
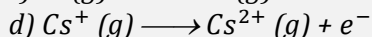
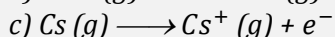
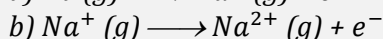
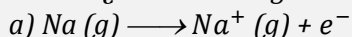
Se trata de los elementos flúor, cloro y bromo.

La electronegatividad de un elemento,  $\chi$ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos y dentro de un periodo aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico), mientras que dentro de un grupo disminuye al aumentar el número de capas electrónicas ( $n$ ).

De acuerdo con lo anterior, el menor valor de electronegatividad le corresponde al magnesio, que tiene menor valor de la carga nuclear efectiva; y el elemento con **mayor electronegatividad** de los tres halógenos es el **flúor** que tiene menos capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **b**.

12.121. ¿Cuál de los siguientes procesos requiere mayor energía?



(O.Q.N. Ávila 2009)

Se trata de procesos de ionización de átomos neutros. La energía de ionización,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ).

Para las especies dadas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Na <sup>+</sup>	Cs	Cs <sup>+</sup>	K
$Z$	11	11	55	55	19
estructura electrónica	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[Xe] 6s <sup>1</sup>	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	8	1	8	1
$n$	3	2	6	5	4

La especie con mayor valor de  $Z_{ef}$  y menor valor de  $n$  es la que tiene mayor energía de ionización, en este caso es el **Na<sup>+</sup>**.

Consultando la bibliografía, los valores de  $I$  (kJ/mol) son:

$$Cs (376) < K (419) < Na (496) < Cs^+ (2421) < Na^+ (4562)$$

La respuesta correcta es la **d**.

12.122. ¿Para cuál de los siguientes átomos se cumple que el radio de su ion más frecuente es menor que su radio atómico?

- a) Cloro
- b) Nitrógeno
- c) Sodio
- d) Azufre

(O.Q.L. Murcia 2009)

En los no metales, al formar un ion negativo (anión) aumenta el número de electrones y con ello aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

Al contrario, en los metales, al formar un ion positivo (catión) disminuye el número de electrones y con ello disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo neutro.

- Los elementos cloro, nitrógeno y azufre son no metales y tienden a formar aniones estables, Cl<sup>-</sup>, N<sup>3-</sup> y S<sup>2-</sup>, respectivamente, que tienen mayor tamaño que los átomos neutros.
- El elemento sodio es un metal y tiende a formar el catión estable, Na<sup>+</sup>, que tiene menor tamaño que el átomo neutro.

La respuesta correcta es la **c**.

12.123. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Sodio
- b) Aluminio
- c) Calcio
- d) Fósforo

(O.Q.L. Murcia 2009)

La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  (Z).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Sodio	Aluminio	Calcio	Fósforo
Z	11	13	20	15
estructura electrónica	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	3	2	5
n	3	3	4	3

De acuerdo con los valores de  $Z_{\text{ef}}$  y n, el elemento con mayor energía de ionización es el **P**.

Consultando la bibliografía, los valores de I (kJ/mol) son:

$$\text{Na} (496) < \text{Al} (578) < \text{Ca} (590) < \text{P} (1012)$$

La respuesta correcta es la **d**.

12.124. Si escucha esta afirmación: "la energía de ionización del Na es 5,14 eV y la del Mg 7,64 eV" usted cree que:

- a) Es al revés porque el átomo de Mg es mayor que el de Na.
- b) Es correcta porque el átomo de Mg es mayor que el de Na.
- c) El átomo de Mg es más pequeño que el de Na por lo que tal afirmación es correcta.
- d) Se puede asegurar que la segunda energía de ionización del Na es menor que la segunda del Mg.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>+</sup>
$Z$	11	12	11	12
estructura electrónica	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	2	8	1
$n$	3	3	2	3

Como se trata de elementos del mismo periodo ( $n = 3$ ) el factor que más influye en la mayor energía de ionización es el valor de carga nuclear efectiva y no el tamaño, ya que consultando la bibliografía, los valores de los radios atómicos (pm) son muy similares por tratarse de elementos contiguos del mismo periodo: Na (186) y Mg (160).

De acuerdo con los valores de  $Z_{ef}$  y  $n$ , las energías de ionización (kJ/mol) son:



La respuesta correcta es la **c**.

12.125. ¿Quién el creador de la actual tabla periódica de los elementos?

- a) Lord Kelvin
- b) John A.R. Newlands
- c) Dimitri I. Mendeleiev
- d) Amedeo Avogadro

(O.Q.L. Murcia 2009)

La tabla periódica actual está basada en la que propuso en 1869 **Dimitri I. Mendeleiev**.

La respuesta correcta es la **c**.

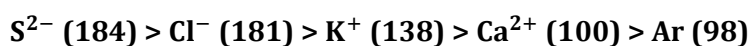
12.126. Indicar en las siguientes especies el orden en que disminuyen los radios:

- a)  $\text{Ca}^{2+} > \text{K}^+ > \text{Ar} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-}$
- b)  $\text{Ar} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$
- c)  $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{Ar} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$
- d)  $\text{Ar} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

No obstante, no se puede aplicar este criterio al Ar, ya que, no tiene sentido comparar radios iónicos con radios atómicos. Por tanto, el orden correcto (pm) es:



Atendiendo a los valores de la bibliografía, ninguna de las ordenaciones propuestas es la correcta. Si no se tiene en cuenta al Ar, la respuesta correcta es la c.

(En La Rioja 2009 se pide la ordenación creciente).

12.127. Si un elemento tiene 6 electrones en su capa de valencia, será un elemento del grupo de:

- a) Los gases nobles
- b) Los halógenos
- c) El oxígeno
- d) Los alcalinos

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Si un elemento tiene 6 electrones en su capa de valencia es que su configuración electrónica es  $ns^2 (n - 1)d^{10} np^4$ , por lo tanto pertenece al grupo 16 del Sistema Periódico integrado por los elementos oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te) y polonio (Po).

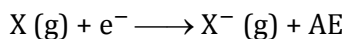
La respuesta correcta es la c.

12.128. Considerando el concepto de afinidad electrónica de un átomo, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Los valores máximos corresponden a los gases nobles.
- b) Generalmente es una magnitud endotérmica.
- c) Es una energía constante para todos los elementos de un grupo.
- d) Es una energía constante para todos los elementos de un periodo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La afinidad electrónica, AE, se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso exotérmico:



a) Falso. Los gases inertes por tener su capa de valencia completa no tienen tendencia a captar electrones, por ello, sus valores de la afinidad electrónica son positivos ya que hay que comunicar energía para introducir el electrón es una estructura muy estable.

b) Falso. Los valores de la 2ª afinidad electrónica son positivos ya que hay que comunicar energía vencer la repulsión que experimenta el electrón que se quiere introducir en una estructura con carga negativa neta.

c-d) Falso. Los valores de la afinidad electrónica no siguen una tendencia regular ni dentro de un grupo ni de un periodo.

No hay ninguna respuesta correcta.

12.129. En relación con los valores de la energía de ionización de los elementos químicos, ¿cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- a) La energía de ionización disminuye con el aumento del carácter metálico.
- b) La energía de ionización depende del número de neutrones que existen en el núcleo del elemento.
- c) La energía de ionización disminuye con el aumento del estado oxidación.
- d) La energía de ionización es independiente del número atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

- a) **Verdadero.** Conforme aumenta el carácter metálico de un elemento aumenta su capacidad para perder electrones. Esto determina que la energía de ionización del elemento disminuya.
- b) Falso. La energía de ionización no tiene ninguna relación con el número de neutrones del núcleo de un átomo.
- c) Falso. En el caso de elemento, su número de oxidación aumenta al aumentar el número de electrones que pierde y con ello también aumenta su carga nuclear efectiva y por tanto su energía de ionización. Las energías de ionización sucesivas de un elemento son cada vez mayores.
- d) Falso. La energía de ionización depende de la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , es decir, del número de protones del núcleo.

La respuesta correcta es la **a**.

*12.130. En relación con los valores de la energía de ionización, ¿cuál es la propuesta correcta?*

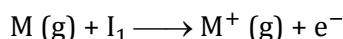
- a) *Las energías de ionización sucesivas, para un mismo elemento, tienen valores absolutos menores.*
- b) *El valor absoluto de la primera energía de ionización en un grupo aumenta con el número atómico.*
- c) *Las energías de ionización corresponden siempre a procesos exotérmicos.*
- d) *Los elementos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización menores que los elementos gases nobles.*

*(O.Q.L. Castilla y León 2009)*

La energía de ionización de un átomo,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

- a) Falso. Conforme un átomo va perdiendo electrones aumenta su carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , y con ello el valor de la energía de ionización.
- b) Falso. Dentro un grupo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , se mantiene mientras que el valor de  $n$  aumenta, por tanto, el valor de la energía de ionización disminuye.
- c) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



$I_1$  tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

- d) **Verdadero.** Dentro un grupo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , es mínima para el elemento alcalino y máxima para el elemento gas inerte, mientras que el valor de  $n$  se mantiene constante para ambos, por tanto, el valor de la energía de ionización es menor que el alcalino que para el gas inerte.

La respuesta correcta es la **d**.



12.131. Considerando el tamaño de las especies  $H^+$  (protón),  $H^-$  (ion hidruro) y  $H$  (hidrógeno atómico), ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) El radio del protón es mayor que el del hidrógeno atómico.
- b) El radio del ion hidruro es menor que el del protón.
- c) El radio del hidrógeno atómico es menor que el del ion hidruro.
- d) Todos los tamaños son iguales.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Las tres especies de hidrógeno tienen igual número de protones en su núcleo pero diferente constante de apantallamiento. Ésta es mínima en el protón y máxima en el ion hidruro, por lo que la carga nuclear efectiva será máxima en el protón y mínima en el ion hidruro. Por tanto el orden creciente de tamaños es:



La respuesta correcta es la **c**.

12.132. En relación con el volumen atómico de los elementos, deduzca cuál de las siguientes propuestas es verdadera:

- a) El volumen atómico es constante en un periodo porque el número cuántico principal es constante.
- b) Cuanto mayor es el número atómico en un grupo menor es el volumen atómico.
- c) Aumenta en un grupo al aumentar el número atómico.
- d) Disminuye con el aumento de la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El volumen de elemento aumenta en un:

- Grupo con el número de capas electrónicas ( $n$ ) y el número atómico ( $Z$ )
- Periodo al disminuir la carga nuclear efectiva.

La respuesta correcta es la **c**.

12.133. Cuando se dice que un elemento  $A$  es más electronegativo que otro elemento  $B$ , no es estamos refiriendo a que el elemento  $A$ :

- a) Tiene mayor volumen que el elemento  $B$ .
- b) Es un elemento metálico.
- c) Cuando forma un compuesto con el elemento  $B$  tiene carácter positivo.
- d) Cuando forma un compuesto con el elemento  $B$  tiene carácter negativo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Si  $\chi_A > \chi_B$  quiere decir que  $A$  atrae los electrones de su enlace con  $B$ , por lo que el elemento  $A$  tiene carácter negativo y el elemento  $B$  carácter positivo.

La respuesta correcta es la **d**.

12.134. ¿Cuáles de los siguientes elementos químicos exhibirán mayor semejanza en sus propiedades físicas y químicas?

- a)  $Al$  y  $P$
- b)  $Be$  y  $S$
- c)  $O$  y  $N$
- d)  $F$  y  $Cl$

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los elementos F y Cl tienen la misma configuración electrónica externa  $ns^2np^5$  y pertenecen al mismo grupo de Tabla Periódica, por lo que sus propiedades físicas y sobre todo químicas son similares.

La respuesta correcta es la **d**.

12.135. De las afirmaciones relacionadas con la Tabla Periódica que se encuentran a continuación hay una incorrecta, ¿cuál es?

- a) Los elementos se disponen en orden creciente de masas atómicas.
- b) Los elementos de un grupo tienen propiedades semejantes.
- c) Los elementos se disponen en orden creciente de número atómico.
- d) El tamaño de los átomos no crece de forma uniforme al crecer el número atómico.
- e) De los elementos pertenecientes a un mismo grupo, el que posee más capas electrónicas está situado más abajo en el grupo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) **Falso**. El orden creciente de masas atómicas se rompe en cuatro puntos en la Tabla Periódica, con las parejas Ar-K, Co-Ni, Te-I y Th-Pa.

b) Verdadero. Los elementos de un grupo tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia lo que les confiere similares propiedades químicas.

c) Verdadero. Los elementos en la Tabla Periódica se encuentran ordenados por orden creciente de número atómico.

d) Verdadero. El tamaño de los átomos sólo experimenta una variación uniforme dentro de los tres primeros periodos de la Tabla Periódica.

e) Verdadero. Dentro de un grupo, los elementos se disponen en el sistema periódico de menos a más capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **a**.

12.136. Las tres primeras energías de ionización del elemento X son 735, 1445 y 7730 kJ/mol, por los que la forma del ion más estable de X es:

- a)  $X^+$
- b)  $X^{2+}$
- c)  $X^{3+}$
- d)  $X^-$

(O.Q.L. C. Valenciana 2009)

Suponiendo que la energía de ionización,  $I$ , es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $I/Z_{ef} \approx cte$ .

En este caso:

$$I_1 = \frac{735}{1} = 735 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad I_2 = \frac{1445}{2} = 722,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad I_3 = \frac{7730}{3} = 2576,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

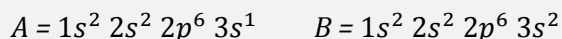
Los dos primeros valores,  $I_1 \approx I_2$ , indican que los dos primeros electrones están situados en un orbital  $ns$ .

El siguiente valor,  $I_3$  mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón está situado en la capa anterior, en un orbital  $(n-1)p$ .

Por tanto, si el elemento X pierde los dos electrones más externos queda con la capa anterior completa y forma el ion  $X^{2+}$ .

La respuesta correcta es la **b**.

12.137. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:



- a) B tiene que ser calcio.  
 b) A y B pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.  
 c) El radio atómico de A es menor que el de B.  
 d) La energía de ionización de B es mayor que la de A.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a-b) Falso. Las configuraciones electrónicas de ambos elementos que se trata de elementos del mismo periodo ( $n = 3$ ). El elemento A tiene un electrón de valencia ( $s^1$ ) por lo que pertenece al grupo 1 del sistema periódico y se trata del sodio; mientras que elemento B tiene dos electrones de valencia ( $s^2$ ) por lo que pertenece al grupo 2 del sistema periódico y se trata del magnesio.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A (Na)	B (Mg)
estructura electrónica	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	2
$n$	3	3

c) Falso. El radio de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, por tanto el radio del elemento A es mayor que el del elemento B. Consultando la bibliografía, los valores de los radios atómicos (pm) son muy similares por tratarse de elementos contiguos del mismo periodo: Na (186) y Mg (160).

d) **Verdadero**. La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de  $Z_{ef}$  (Z).

Como se trata de elementos del mismo periodo ( $n = 3$ ) el factor que más influye en la mayor energía de ionización es el valor de carga nuclear efectiva y no el tamaño, por tanto, el elemento con mayor energía de ionización es **B**.

Consultando la bibliografía, los valores de I (kJ/mol) son, Na (496) y Mg (738).

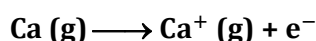
La respuesta correcta es la **b**.

12.138. ¿Qué ecuación representa la primera energía de ionización del calcio?

- a)  $\text{Ca (s)} \longrightarrow \text{Ca}^+ \text{ (g)} + \text{e}^-$
- b)  $\text{Ca (g)} \longrightarrow \text{Ca}^+ \text{ (g)} + \text{e}^-$
- c)  $\text{Ca}^+ \text{ (g)} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (g)} + \text{e}^-$
- d)  $\text{Ca}^{2+} \text{ (g)} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}^+ \text{ (g)}$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía o potencial de ionización,  $I$ , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo. La ecuación química correspondiente al proceso es:



La respuesta correcta es la **b**.

12.139. Cuando los átomos Ba, Cs, Mg y Na se ordenan según tamaño, en orden creciente, ¿cuál es la serie correcta?

- a)  $\text{Cs} < \text{Na} < \text{Mg} < \text{Ba}$
- b)  $\text{Mg} < \text{Na} < \text{Ba} < \text{Cs}$
- c)  $\text{Mg} < \text{Ba} < \text{Na} < \text{Cs}$
- d)  $\text{Ba} < \text{Mg} < \text{Na} < \text{Cs}$

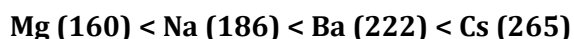
(O.Q.L. La Rioja 2010)

- El elemento de símbolo Ba es el bario que pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.
- El elemento de símbolo Cs es el cesio que pertenece al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 55.
- El elemento de símbolo Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.
- El elemento de símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 12 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

Siendo elementos de diferentes periodos, Ba y Cs ( $n = 6$ ) y Mg y Na ( $n = 3$ ), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Ba y Cs tienen mayor tamaño que Mg y Na.

Respecto elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, ésta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de tamaños atómicos (pm) es:



La respuesta correcta es la **b**.

12.140. La electronegatividad atómica cambia a lo largo de un periodo y a través de un grupo. En general, bajando en un grupo, y recorriendo un periodo de izquierda a derecha, estos cambios son:

- a) aumenta, aumenta
- b) aumenta, disminuye
- c) disminuye, aumenta
- d) disminuye, disminuye

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización,  $I$ , y de la afinidad electrónica,  $AE$ , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades.

La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo en un:

- grupo **disminuye** al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .
- periodo **aumenta** al aumentar el valor del número atómico.

La respuesta correcta es la **c**.

12.141. De los siguientes elementos indica el que posee mayor afinidad electrónica:

- a) Cl
- b) N
- c) O
- d) S

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La afinidad electrónica de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Esta afinidad será tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ).

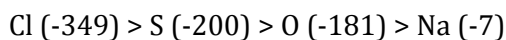
Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	O	S	Cl
estructura electrónica	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	6	6	7
$n$	2	2	3	3

El cloro es el elemento con mayor afinidad electrónica del sistema periódico ya que combina una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

De los elementos dados, el de menor afinidad electrónica es el nitrógeno ya que posee un único electrón en cada uno de los tres orbitales p lo que confiere una máxima multiplicidad y menor tendencia a captar un electrón.

El orden decreciente de la afinidad electrónica (kJ/mol) para estos elementos es:



La respuesta correcta es la **a**.

12.142. El orden de potencial de ionización de los siguientes elementos es:

a)  $\text{Cl} > \text{S} > \text{Fe} > \text{Na}$

b)  $\text{S} > \text{Cl} > \text{Na} > \text{Fe}$

c)  $\text{Na} > \text{Fe} > \text{S} > \text{Cl}$

d)  $\text{Fe} > \text{Na} > \text{S} > \text{Cl}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La energía de ionización de un átomo, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  (Z).

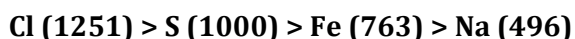
Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	S	Cl	Fe
estructura electrónica	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	6	7	2
n	3	3	3	4

Salvo el caso del Fe, se trata de elementos del mismo periodo (mismo valor de n) por lo que el factor determinante del valor de I es  $Z_{\text{ef}}$ . La energía de ionización aumenta conforme aumenta el valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

Los valores menores corresponden a Fe y Na, respectivamente, y en el caso del Na el menor valor es debido a que la carga efectiva es mucho menor.

El orden decreciente de la energía de ionización (kJ/mol) para estos elementos es:



La respuesta correcta es la **a**.

12.143. ¿Qué proceso requiere mayor cantidad de energía?

- a)  $O(g) \longrightarrow O^+(g) + e^-$   
 b)  $O^+(g) \longrightarrow O^{2+}(g) + e^-$   
 c)  $O^{2-}(g) \longrightarrow O^-(g) + e^-$   
 d)  $O(g) + e^- \longrightarrow O^-(g)$

(O.Q.L. C. Valenciana 2010)

Los procesos propuestos en a) y b) se corresponden la energía de la 1ª y 2ª ionización, respectivamente. Se trata de procesos endotérmicos en los que se requiere energía.

Como la carga nuclear efectiva del  $O^+$  es mayor que la del O, por tanto, la energía de la 2ª ionización es mucho mayor que la correspondiente a la 1ª.

El proceso propuesto en c) es el opuesto al correspondiente a la 2ª afinidad electrónica del oxígeno. Como la 2ª afinidad electrónica tiene signo positivo debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa, la energía del proceso c) tendrá signo contrario, es decir, se libera energía en el proceso.

El proceso propuesto en d) es el correspondiente a la 1ª afinidad electrónica del oxígeno. Se trata de un proceso exotérmico en el que se libera energía.

La respuesta correcta es la **b**.

12.144. De los siguientes átomos el de mayor afinidad electrónica es:

- a) Cl  
 b) Br  
 c) F  
 d) I

(O.Q.L. C. Valenciana 2010)

La afinidad electrónica de un átomo se define como la energía que éste desprende cuando capta un electrón.

Esta afinidad será tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

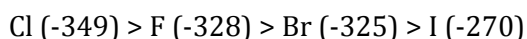
La afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de  $Z_{ef}$  (Z).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
estructura electrónica	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$
$Z_{ef}$ (aprox.)	7	7	7	7
n	2	3	4	5

El **cloro es el elemento con mayor afinidad electrónica del sistema periódico** ya que combina una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

El orden decreciente de la afinidad electrónica, AE (kJ/mol), para estos elementos es:



La respuesta correcta es la **a**.

12.145. ¿Cuál de las siguientes propuestas corresponde al orden creciente correcto de radio atómico y energía de ionización, respectivamente?

- a) S, O, F, y F, O, S
- b) F, S, O, y O, S, F
- c) S, F, O, y S, F, O
- d) F, O, S, y S, O, F
- e) O, F, S y O, F, S

(O.Q.N. Valencia 2011)

- El elemento azufre pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El elemento oxígeno pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.
- El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

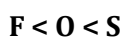
Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	S
estructura electrónica	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	6	7	6
n	2	2	3

Siendo elementos de diferentes periodos, O y F (n = 2) y S (n = 3), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, O y F tienen menor tamaño que S.

Respecto elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor. Por tanto, el tamaño del F es menor que el del O.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de radios atómicos es:



La energía de ionización, I, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

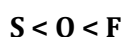


$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ), se trata del S.

Los elementos restantes son del segundo periodo ( $n = 2$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  es el de mayor energía de ionización que es el F.

El orden creciente de energías de ionización es:



La respuesta correcta es la **d**.

12.146. Del átomo cuyo número atómico es 33, se puede afirmar todo lo siguiente, EXCEPTO:

a) Tiene los orbitales 3d completos.

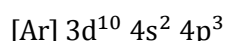
b) Está situado en el cuarto periodo de la tabla periódica

c) Si captase tres electrones se convertiría en un anión cuya estructura electrónica sería la de un gas noble.

d) Es un metal de transición.

(O.Q.L. La Rioja 2011)

La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 33$  es:



El valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico y como tiene 5 electrones de valencia ( $s^2 p^3$ ) pertenece al grupo 15 que está integrado por los elementos:

N	P	<b>As</b>	Sb	Bi
Nitrógeno	Fósforo	<b>Arsénico</b>	Antimonio	Bismuto
( $n = 2$ )	( $n = 3$ )	<b>(<math>n = 4</math>)</b>	( $n = 5$ )	( $n = 6$ )

- a) Verdadero. Tiene los cinco orbitales 3d completos.
- b) Verdadero. Se encuentra en el cuarto periodo del sistema periódico.
- c) Verdadero. Si capta tres electrones su estructura electrónica pasa a ser  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$  que coincide con la del kriptón.
- d) **Falso**. Se trata de un metaloide.

La respuesta correcta es la **d**.

12.147. Las siguientes series de átomos están ordenadas según su primera energía de ionización. ¿Cuál de ellas es correcta?

a)  $\text{Sn} < \text{As} < \text{Sr} < \text{Br}$

b)  $\text{Br} < \text{Sr} < \text{Sn} < \text{As}$

c)  $\text{Sr} < \text{Sn} < \text{As} < \text{Br}$

d)  $\text{Sr} < \text{As} < \text{Br} < \text{Sn}$

(O.Q.L. La Rioja 2011)

La energía de ionización de un átomo,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	As	Br	Sr	Sn
estructura electrónica	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	[Kr] 5s <sup>2</sup>	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	7	2	4
$n$	4	4	5	5

Los elementos con menor valor de  $n$ , As y Br, tienen mayor energía que ionización que los otros dos, Sr y Sn, que tienen un valor de  $n$  superior.

Entre los elementos As y Br, este último es el que posee el valor de  $Z_{ef}$  más elevado, por tanto, le corresponde una energía de ionización más alta. Se puede aplicar el mismo razonamiento a los dos elementos con valor de  $n = 5$ , lo que indica que la energía de ionización del Sn es mayor que la del Sr.

El orden creciente de la energía de ionización (kJ/mol) para estos elementos es:

$$\text{Sr (549)} < \text{Sn (709)} < \text{As (947)} < \text{Br (1140)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.148. Señale cuál de las propuestas es correcta:

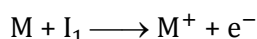
- La energía de ionización es siempre exotérmica.
- Las energías de ionización sucesiva de un átomo son cada vez mayores.
- Los elementos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización mayores que los gases nobles del mismo periodo.
- La energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo en su estado fundamental para que gane un electrón.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La energía de ionización de un átomo,  $I$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$I = 1312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \longrightarrow \begin{cases} 1312 \text{ constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

a) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



$I_1$  tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

b) **Verdadero**. Conforme un átomo va perdiendo electrones aumenta su carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y disminuye su tamaño con lo que va aumentando el valor de la energía de ionización.

c) Falso. Dentro un periodo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , es mínima para el elemento alcalino y máxima para el elemento gas inerte, mientras que el valor de  $n$  se mantiene constante para ambos, por tanto, el valor de la energía de ionización es menor que el alcalino que para el gas inerte.

d) Falso. La energía de ionización corresponde al proceso en el que un átomo cede un electrón.

La respuesta correcta es la **b**.

12.149. Definiendo la electronegatividad como la tendencia que tiene un elemento para atraer electrones hacia sí mismo, el elemento más electronegativo será:

- a) Un gas noble
- b) Un alcalino
- c) El flúor
- d) El oxígeno

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización,  $I$ , y de la afinidad electrónica,  $AE$ , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva.

El **flúor** es el elemento con mayor electronegatividad ya que combina una máxima carga nuclear efectiva con un menor radio atómico.

La respuesta correcta es la **c**.

12.150. El nitrógeno tiene número atómico igual a 7, luego se puede afirmar que el ion nitruro,  $N^{3-}$ , tiene:

- a) Un número atómico igual a 10.
- b) Tres electrones desapareados.
- c) El número atómico igual a 7.
- d) Un radio menor que el átomo de nitrógeno neutro.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

a-b) Falso. De acuerdo con el diagrama de *Moeller*, la configuración electrónica del elemento con  $Z = 7$  es  $1s^2 2s^2 2p^3$ .

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de *Hund* que dice que:

*“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”*,

la distribución de los electrones en los orbitales es:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

El ion  $N^{3-}$  gana treselectrones por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6$ :

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

No presenta ningún electrón desapareado.

c) **Verdadero**. El número atómico coincide con el número de protones, que es el mismo que el de electrones. Este último cambia cuando se forma el ion.

d) Falso. Al formarse el anión disminuye la carga nuclear efectiva, lo que provoca una disminución en la atracción nuclear sobre los electrones y con ello un aumento del tamaño de la especie formada.

La respuesta correcta es la **a**.

12.151. Ordenar los átomos Li, Be, B y Na de menor a mayor radio atómico:

a) Li, Be, B, Na

b) Li, Na, B, Be

c) Na, Li, Be, B

d) B, Be, Li, Na

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

▪ El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases inertes).

▪ El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas (n).

Consultando la bibliografía se puede escribir la siguiente tabla para los elementos dados pertenecientes al 3<sup>er</sup> periodo del sistema periódico:

Elemento	Li	Be	B	Na
Z	3	4	5	11
n	2	2	2	3

Separando al Na que se encuentra en el periodo n = 3, por lo que le corresponde el mayor radio, de los tres elementos restantes, el más grande será el Li que tiene menor carga nuclear (Z = 3) y el más pequeño será el B con mayor carga nuclear (Z = 5).

El orden creciente de radios atómicos es (pm):

**B (83) < Be (112) < Li (152) < Na (186)**

La respuesta correcta es la **d**.

12.152. Indica la respuesta correcta. Los números atómicos de tres elementos consecutivos de una misma familia de transición son:

a) 28, 47, 76

b) 38, 56, 88

c) 39, 57, 89

d) 31, 49, 81

e) 19, 37, 55

(O.Q.L. C. Valenciana 2011)

a) Falso. Son tres metales de transición pero de distinta familia.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 28** es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>8</sup>.

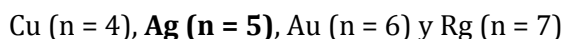
El valor máximo de n = 4 indica que se trata de un elemento del 4<sup>o</sup> periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 10 indica que pertenece al **grupo 10** que está integrado por los elementos:

**Ni (n = 4), Pd (n = 5), Pt (n = 6) y Ds (n = 7)**

Se trata del elemento **níquel (metal de transición)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 47** es  $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$ .

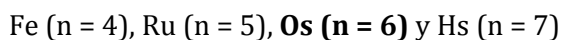
El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del 5º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 11 indica que pertenece al **grupo 11** que está integrado por los elementos:



Se trata del elemento **plata (metal de transición)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 76** es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^6$ .

El valor máximo de  $n = 6$  indica que se trata de un elemento del 6º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices (excepto subnivel f) igual a 8 indica que pertenece al **grupo 8** que está integrado por los elementos:

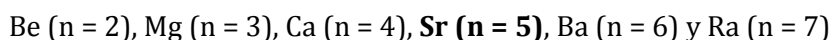


Se trata del elemento **osmio (metal de transición)**.

b) Falso. Son tres metales alcalinotérreos.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 38** es  $[\text{Kr}] 5s^2$ .

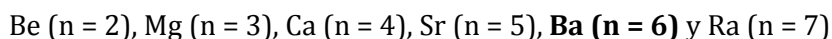
El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al **grupo 2** que está integrado por los elementos:



Se trata del elemento **estroncio (metal alcalinotérreo)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 56** es  $[\text{Xe}] 6s^2$ .

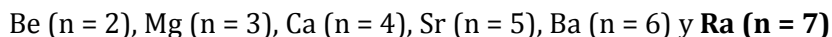
El valor máximo de  $n = 6$  indica que se trata de un elemento del 6º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al **grupo 2** que está integrado por los elementos:



Se trata del elemento **bario (metal alcalinotérreo)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 88** es  $[\text{Rn}] 7s^2$ .

El valor máximo de  $n = 7$  indica que se trata de un elemento del 6º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al **grupo 2** que está integrado por los elementos:



Se trata del elemento **radio (metal alcalinotérreo)**.

c) **Verdadero**. Son tres metales de transición del grupo 3.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 39** es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^1$ .

El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del 5º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al **grupo 3** que está integrado por los elementos:

Sc (n = 4), **Y (n = 5)**, La (n = 6) y Ac (n = 7)

Se trata del elemento **itrio (metal de transición)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 57** es [Xe] 6s<sup>2</sup> 5d<sup>1</sup>

El valor máximo de n = 6 indica que se trata de un elemento del 6º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al **grupo 3** que está integrado por los elementos:

Sc (n = 4), Y (n = 5), **La (n = 6)** y Ac (n = 7)

Se trata del elemento **lantano (metal de transición)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 89** es [Rn] 7s<sup>2</sup> 6d<sup>1</sup>

El valor máximo de n = 7 indica que se trata de un elemento del 7º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al **grupo 3** que está integrado por los elementos:

Sc (n = 4), Y (n = 5), La (n = 6) y **Ac (n = 7)**

Se trata del elemento **actinio (metal de transición)**.

d) Falso. Son tres metaloides del grupo 13.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 31** es [Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>2</sup> 4p<sup>1</sup>.

El valor máximo de n = 4 indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al **grupo 13** que está integrado por los elementos:

B (n = 2), Al (n = 3), **Ga (n = 4)**, In (n = 5) y Tl (n = 6)

Se trata del elemento **galio (metaloides)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 49** es [Kr] 4d<sup>10</sup> 5s<sup>2</sup> 5p<sup>1</sup>.

El valor máximo de n = 5 indica que se trata de un elemento del 5º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al **grupo 13** que está integrado por los elementos:

B (n = 2), Al (n = 3), Ga (n = 4), **In (n = 5)** y Tl (n = 6)

Se trata del elemento **indio (metaloides)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 81** es [Xe] 4f<sup>14</sup> 5d<sup>10</sup> 6s<sup>2</sup> 6p<sup>1</sup>.

El valor máximo de n = 6 indica que se trata de un elemento del 6º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al **grupo 13** que está integrado por los elementos:

B (n = 2), Al (n = 3), Ga (n = 4), In (n = 5) y **Tl (n = 6)**

Se trata del elemento **talio (metaloides)**.

e) Falso. Son tres metales alcalinos.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 19** es [Ar] 4s<sup>1</sup>.

El valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del 4º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al **grupo 1** que está integrado por los elementos:

Li ( $n = 2$ ), Na ( $n = 3$ ), **K ( $n = 4$ )**, Rb ( $n = 5$ ), Cs ( $n = 6$ ), Fr ( $n = 7$ )

Se trata del elemento **potasio (metal alcalino)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 37** es [Kr] 5s<sup>1</sup>.

El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del 5º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al **grupo 1** que está integrado por los elementos:

Li ( $n = 2$ ), Na ( $n = 3$ ), K ( $n = 4$ ), **Rb ( $n = 5$ )**, Cs ( $n = 6$ ), Fr ( $n = 7$ )

Se trata del elemento **rubidio (metal alcalino)**.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con **Z = 55** es [Xe] 6s<sup>1</sup>.

El valor máximo de  $n = 6$  indica que se trata de un elemento del 6º periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al **grupo 1** que está integrado por los elementos:

Li ( $n = 2$ ), Na ( $n = 3$ ), K ( $n = 4$ ), Rb ( $n = 5$ ), **Cs ( $n = 6$ )**, Fr ( $n = 7$ )

Se trata del elemento **cesio (metal alcalino)**.

La respuesta correcta es la **c**.

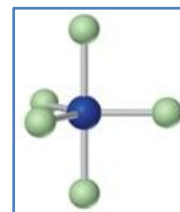
**13. ENLACE Y GEOMETRÍA MOLECULAR**

13.1. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y tiene un átomo central con cinco pares de electrones enlazantes es:

- Tetraédrica
- Cuadrada plana
- Bipirámide trigonal
- Octaédrica
- Trigonal plana

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Extremadura 2005)

De acuerdo con el modelo RPECV se trata de una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_5$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición y geometría es de BIPIRÁMIDE TRIGONAL.



La respuesta correcta es la **c**.

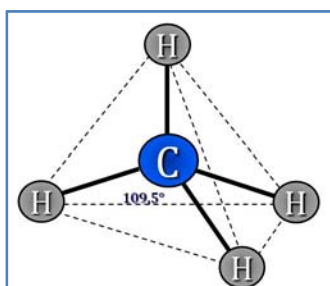
13.2. ¿Qué geometrías son posibles para compuestos cuyos enlaces pueden describirse utilizando orbitales híbridos  $sp^3$ ?

- Tetraédrica, angular y bipirámide trigonal.
- Tetraédrica, lineal y angular.
- Tetraédrica, trigonal plana y lineal.
- Tetraédrica, piramidal trigonal y angular.
- Tetraédrica, piramidal trigonal y lineal.

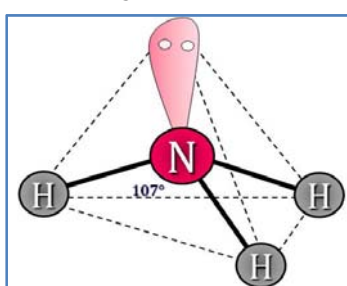
(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Una molécula que presente hibridación  $sp^3$  tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4. Este número está asociado a especies del tipo:

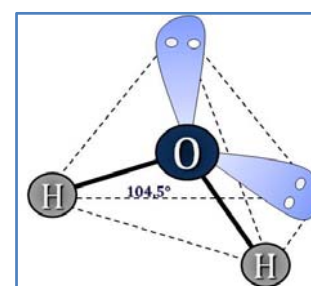
$AX_4$  tetraédrica



$AX_3E$  piramidal



$AX_2E_2$  angular



La respuesta correcta es la **d**.

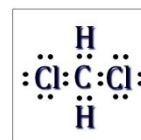
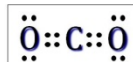
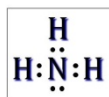
13.3. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

- Amoníaco
- Ácido sulfhídrico
- Dióxido de carbono
- Diclorometano

(O.Q.L. Murcia 1996)

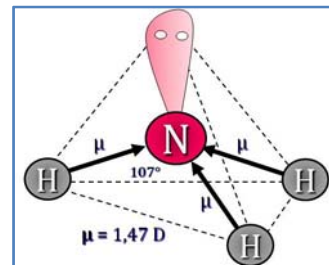
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:





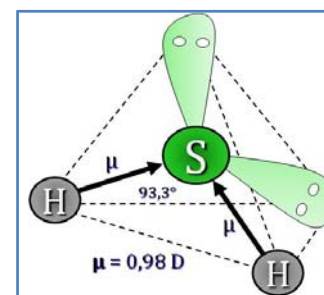
a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



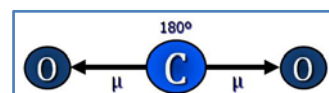
b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Como el azufre ( $\chi = 2,58$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,978 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



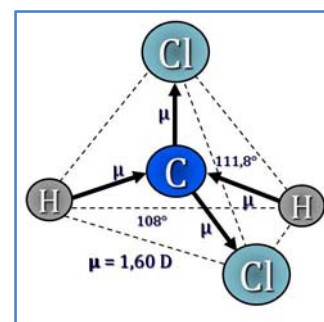
c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de TETRAEDRO IRREGULAR.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) y el carbono ( $\chi = 2,55$ ) son más electronegativos que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,60 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



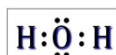
La respuesta correcta es la **c**.

13.4. La molécula de agua es:

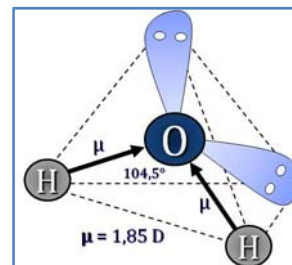
- a) Lineal y polar
- b) Angular y polar
- c) Angular y apolar
- d) Piramidal y polar

(O.Q.L. Murcia 1996)

La estructura de Lewis del agua es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **ANGULAR**.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.

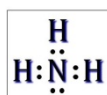
La respuesta correcta es la **b**.

13.5. La molécula de amoníaco posee una geometría:

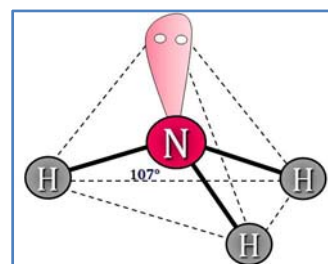
- a) Tetraédrica
- b) Pirámide triangular
- c) Triangular plana
- d) Lineal
- e) Bipirámide triangular
- f) Pirámide cuadrada
- g) Plana cuadrada

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Almería 2005)

La estructura de Lewis del amoníaco es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL TRIANGULAR**.



La respuesta correcta es la **b**.

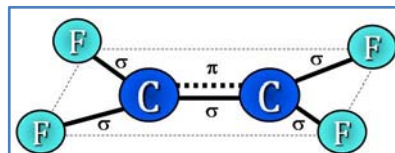
(Esta cuestión ha sido propuesta dos veces con todas esas respuestas posibles).

13.6. ¿Cuántos enlaces  $\sigma$  y enlaces  $\pi$  hay, respectivamente, en la molécula de  $F_2C=CF_2$ ?

- a) 5 y 1
- b) 4 y 2
- c) 5 y 2
- d) 4 y 1
- e) 6 y 0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Extremadura 2003)

La molécula de  $F_2C=CF_2$  presenta cuatro enlaces sencillos C–F que son enlaces  $\sigma$  y un enlace doble C=C formado por un enlace  $\sigma$  y otro  $\pi$ . En total, son 5 enlaces  $\sigma$  y un enlace  $\pi$ .



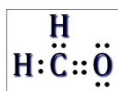
La respuesta correcta es la **a**.

13.7. La forma geométrica de la molécula de formaldehído ( $H_2CO$ ) es:

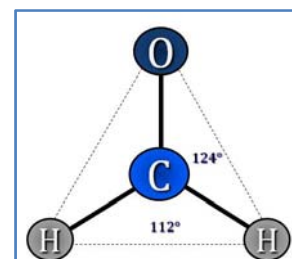
- a) Lineal
- b) Triangular plana
- c) Angular
- d) Piramidal triangular
- e) Tetraédrica

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

La estructura de Lewis del formaldehído es:



De acuerdo con el modelo RPECV  $H_2CO$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.



La respuesta correcta es la **b**.

13.8. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par solitario, es:

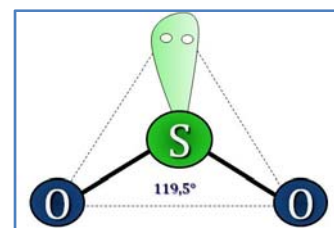
- a) Angular
- b) Piramidal triangular
- c) Lineal
- d) Tetraédrica
- e) Triangular plana

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

De acuerdo con el modelo RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición triangular y su geometría es ANGULAR.

Una sustancia de este tipo es el  $SO_2$ .

La respuesta correcta es la **a**.



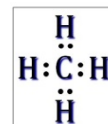
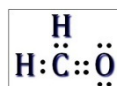
13.9. ¿Cuál de las siguientes moléculas se podría explicar mediante una hibridación  $sp$ ?

- a) HCN  
b)  $CH_2=CH_2$   
c) HCHO  
d)  $CH_4$

(O.Q.L. Murcia 1997)

En una molécula con hibridación  $sp$  el átomo central está rodeado por dos pares de electrones alojados en dos orbitales híbridos separados  $180^\circ$  por lo que la geometría de la molécula es LINEAL.

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



a) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el HCN es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $C_2H_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es triangular y su geometría es PLANA.

c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el HCHO es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.

d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $CH_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

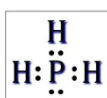
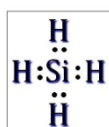
La respuesta correcta es la **a**.

13.10. Para las siguientes moléculas:  $SiH_4$ ,  $PH_3$  y  $H_2S$ :

- a) En las tres moléculas, el átomo central tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.  
b) El ángulo  $H-Si-H$  es menor que el ángulo  $H-P-H$ .  
c) En los tres casos el átomo central presenta hibridación  $sp^3$ .  
d) La única molécula no polar es  $PH_3$ .  
e) La única lineal es  $H_2S$ .

(O.Q.N. Burgos 1998)

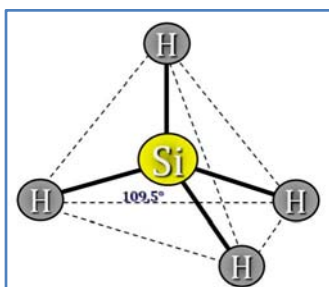
a) Falso. Las estructuras de Lewis de las tres sustancias propuestas son:



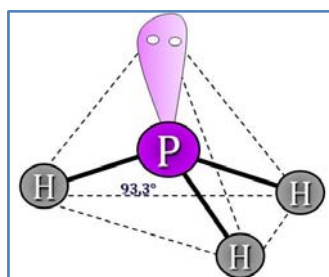
Como se observa, sólo la molécula de  $SiH_4$  tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.

b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV se trata de sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas  $AX_3E$  para el  $PH_3$ ,  $AX_2E_2$  para el  $H_2S$  y  $AX_4$  para el  $SiH_4$  a las que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que todas presentan una disposición tetraédrica de ligandos y pares de electrones alrededor del átomo central. Sin embargo, como la molécula de  $PH_3$  tiene un par solitario sobre el fósforo su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL con ángulos de enlace menores de  $109,5^\circ$ , mientras que la molécula de  $SiH_4$  que no tiene pares solitarios es TETRAÉDRICA con todos los ángulos de enlace de  $109,5^\circ$ .

$AX_4$  tetraédrica ( $\alpha = 109,5^\circ$ )



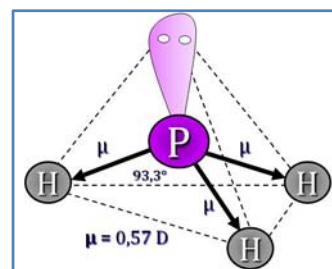
$AX_3E$  piramidal ( $\alpha = 93,3^\circ$ )



c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV se trata de sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas  $AX_3E$  para el  $PH_3$ ,  $AX_2E_2$  para el  $H_2S$  y  $AX_4$  para el  $SiH_4$  a las que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que el átomo central de todas ellas tiene hibridación  $sp^3$ .

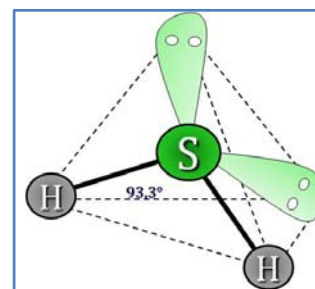
d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $PH_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.

Como el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,574$  D) y la molécula es POLAR.



e) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $H_2S$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

La respuesta correcta es la **c**.

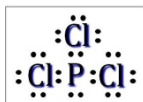


13.11. La forma geométrica de la molécula  $\text{PCl}_3$  es:

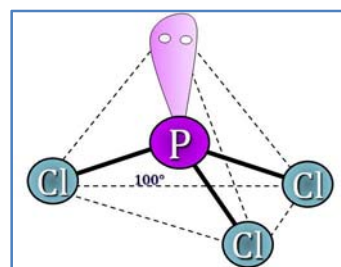
- Plana triangular
- Bipirámide triangular
- Pirámide cuadrada
- Pirámide triangular
- Plana cuadrada

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Almería 2005)

La estructura de Lewis del  $\text{PCl}_3$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de PIRÁMIDE TRIANGULAR.



La respuesta correcta es la **d**.

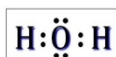
(En la cuestión propuesta en Murcia 2000 se dice en el enunciado que el fósforo está rodeado de cuatro pares de electrones).

13.12. Señale la proposición correcta:

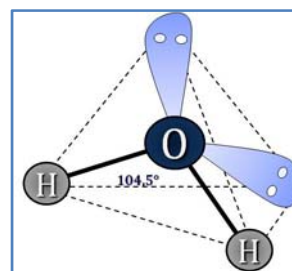
- La molécula de agua es lineal.
- El volumen molar del hielo es menor que el del agua líquida.
- En agua sólo se disuelven compuestos iónicos.
- La molécula de agua puede actuar como ácido y como base de Brønsted-Lowry.
- En la molécula de agua, el oxígeno presenta hibridación  $\text{sp}^2$ .

(O.Q.N. Burgos 1998)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.



b) Falso. El volumen molar del hielo es mayor que el del agua líquida, ya que la densidad del hielo ( $\rho = 0,9 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ) es menor que la del agua a la misma temperatura ( $\rho = 1,0 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ). Así pues, los volúmenes molares respectivos son:

$$V_{\text{hielo}} = \frac{18 \text{ g}}{0,9 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}} = 20 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{agua}} = \frac{18 \text{ g}}{1,0 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}} = 18 \text{ cm}^3$$

c) Falso. El agua debido a su elevado momento dipolar ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) disuelve muy bien a los compuestos iónicos (tipo  $\text{NaCl}$ ), pero también disuelve a los compuestos con enlace covalente polar (tipo  $\text{HCl}$ ).

d) **Verdadero**. El agua es un anfótero y puede actuar como:



ácido de Brønsted (cede un  $H^+$ )



base de Brønsted (capta un  $H^+$ )



e) Falso. Como se ha visto en el apartado a, el  $H_2O$  tiene una distribución tetraédrica de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que corresponde a un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que el átomo central tiene hibridación  $sp^3$ .

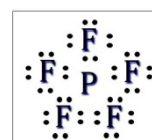
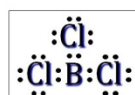
La respuesta correcta es la **d**.

13.13. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es una excepción a la regla del octete según la notación de Lewis?

- a)  $SiO_2$
- b)  $BeCl_2$
- c)  $BCl_3$
- d)  $PF_5$

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



La única sustancia que cumple la regla del octete es  $SiO_2$ .

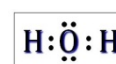
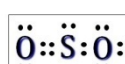
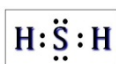
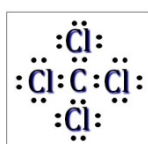
La respuesta correcta es la **a**.

13.14. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?

- a)  $CCl_4$
- b)  $H_2S$
- c)  $SO_2$
- d)  $H_2O$

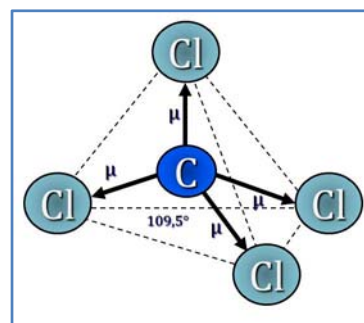
(O.Q.L. Murcia 1998)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:

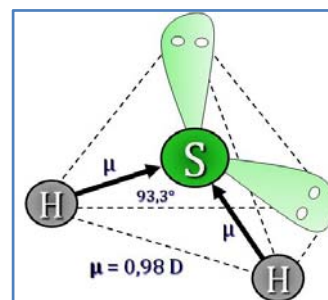


a) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo RPECV el  $CCl_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

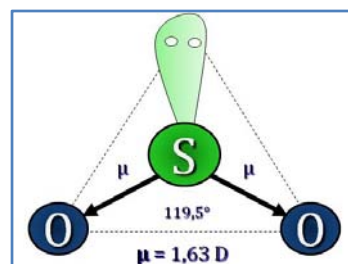


b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.



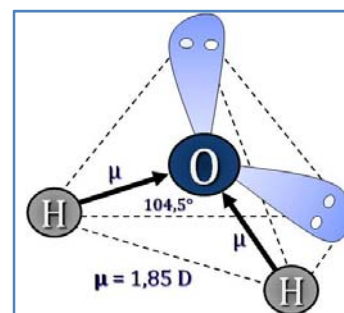
Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,978 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el azufre ( $\chi = 2,58$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,63 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

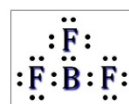
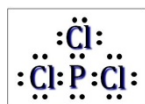
La respuesta correcta es la **a**.

13.15. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene una geometría plana?

- Trifluoruro de nitrógeno ( $\text{NF}_3$ )
- Tricloruro de fósforo ( $\text{PCl}_3$ )
- Trifluoruro de boro ( $\text{BF}_3$ )
- Trifluoruro de yodo ( $\text{IF}_3$ )

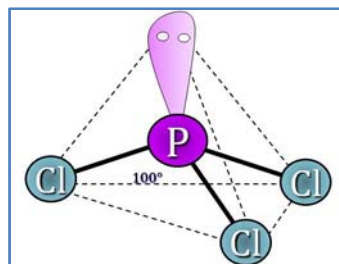
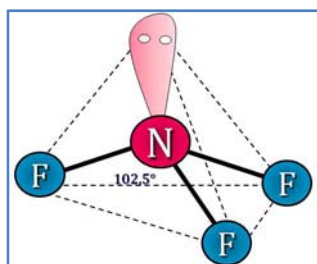
(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Baleares 2007)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:

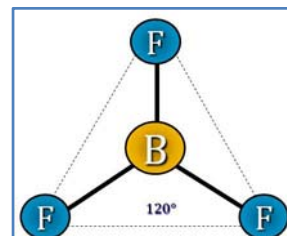


a-b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{NF}_3$  y  $\text{PCl}_3$  son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.

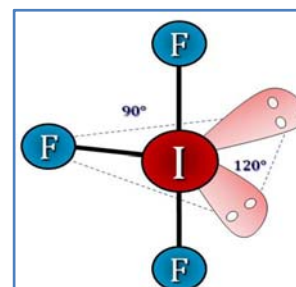




c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es **TRIANGULAR PLANA**.



d) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{IF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "FORMA de T" que tiene **todos los átomos en el mismo plano**.



Las respuestas correctas son **c y d**.

13.16. Las moléculas de un compuesto ( $\text{ZCl}_3$ ) tienen momento dipolar nulo. ¿Cuál debe ser la geometría en la que están dispuestos sus átomos constituyentes?

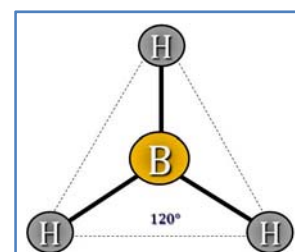
- Lineal
- Trigonal plana
- Tetraédrica
- Piramidal

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con el modelo RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.

Una sustancia de este tipo es el  $\text{BH}_3$ .

La respuesta correcta es la **b**.



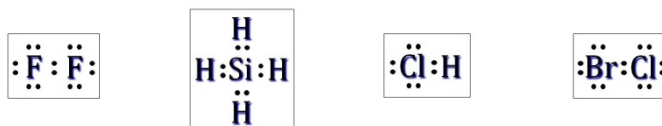
13.17. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá mayor momento dipolar?

- $\text{F}_2$
- $\text{SiH}_4$
- $\text{HCl}$
- $\text{BrCl}$

(O.Q.L. Murcia 1998)

Tres de sustancias están formadas por dos átomos (moléculas diatómicas) y la restante es por cinco (molécula poliatómica).

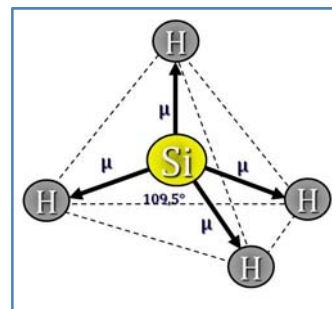
Falso. Las estructuras de *Lewis* de las cuatro sustancias propuestas son:



a) Falso. La molécula de  $F_2$  es NO POLAR ya que está formada por dos átomos iguales.

b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $SiH_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el silicio ( $\chi = 1,90$ ) es menos electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



c-d) Las moléculas restantes son polares. Presentará mayor momento dipolar aquella en que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

De acuerdo con la escala de electronegatividades de *Pauling*:

$$\chi_H = 2,20 ; \chi_{Cl} = 3,16 ; \chi_{Br} = 2,96$$

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada compuesto son:

$$\Delta\chi_{(H-Cl)} = 3,16 - 2,20 = 0,96 \quad \Delta\chi_{(Br-Cl)} = 3,16 - 2,96 = 0,20$$

Por tanto, la de **mayor momento dipolar es H-Cl**.

La respuesta correcta es la **c**.

13.18. ¿Cuántos enlaces  $\sigma$  y  $\pi$ , respectivamente, hay en la molécula  $SCl_2$ ?

- 2 y 2
- 2 y 0
- 2 y 1
- 3 y 0
- 3 y 1

(O.Q.N. Almería 1999)

De la estructura de *Lewis* de la molécula de  $SCl_2$  se observa que:

- presenta **dos enlaces** sencillos Cl-S que son enlaces  $\sigma$
- al no existir ningún enlace múltiple **no hay enlaces  $\pi$** .



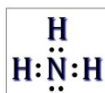
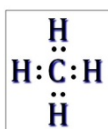
La respuesta correcta es la **b**.

13.19. Para las siguientes moléculas:  $NH_3$ ,  $H_2S$ ,  $CH_4$ :

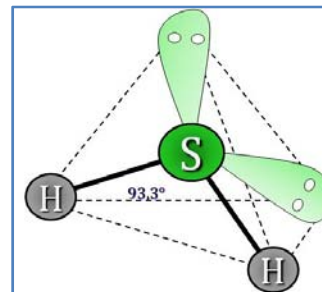
- La única lineal es  $H_2S$ .
- La única molécula no polar es  $NH_3$ .
- En los tres casos el átomo central presenta hibridación  $sp^3$ .
- El ángulo H-C-H es menor que el ángulo H-N-H.
- Las tres moléculas tienen momento dipolar.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Baleares 2010) (O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a) Falso. Las estructuras de *Lewis* de las tres sustancias propuestas son:

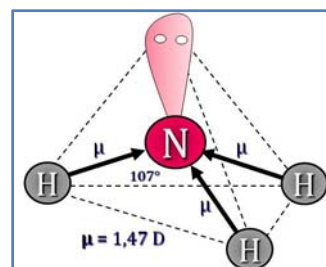


De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.



b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

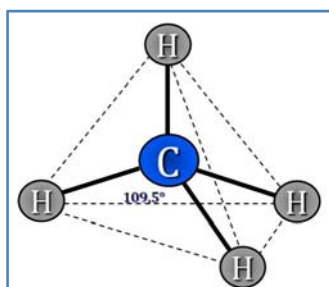


c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV se trata de sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas  $\text{AX}_3\text{E}$  para el  $\text{NH}_3$ ,  $\text{AX}_2\text{E}_2$  para el  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{AX}_4$  para el  $\text{CH}_4$  a las que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que el átomo central de todas ellas tiene **hibridación  $\text{sp}^3$** .

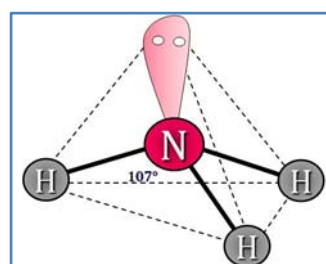
d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CH}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA. El ángulo de enlace es  $109,5^\circ$ .

Según se ha visto en el apartado b) el  $\text{NH}_3$  también tiene número estérico 4 pero la geometría es de pirámide trigonal y el ángulo de enlace es ligeramente menor debido a la repulsión que ejerce el par solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.

$\text{AX}_4$  tetraédrica ( $\alpha = 109,5^\circ$ )

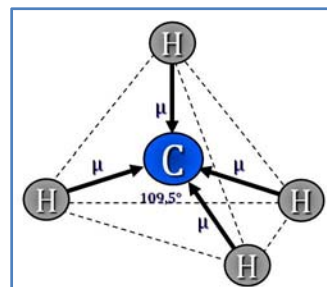


$\text{AX}_3\text{E}$  piramidal ( $\alpha = 107^\circ$ )



e) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior la molécula de  $\text{CH}_4$  presenta geometría TETRAÉDRICA.

Como el carbono ( $\chi = 2,55$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ), los enlaces son polares pero con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



La respuesta correcta es la c.

(Esta cuestión es similar a la propuesta en Burgos 1998).

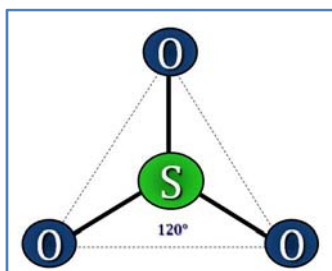
13.20. ¿Qué geometrías son posibles para las moléculas o iones cuyos enlaces se pueden describir mediante orbitales híbridos  $sp^2$ ?

- Tetraédrica y angular
- Piramidal trigonal y angular
- Trigonal plana y angular
- Trigonal plana y octaédrica
- Trigonal plana y piramidal trigonal

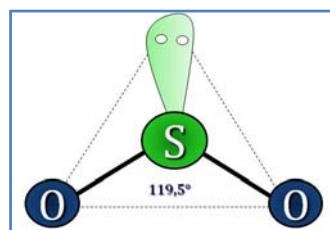
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002)

Una molécula que presente hibridación  $sp^2$  tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3. Este número está asociado a especies del tipo:

**$AX_3$  trigonal plana ( $\alpha = 120^\circ$ )**



**$AX_2E$  angular ( $\alpha < 120^\circ$ )**



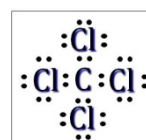
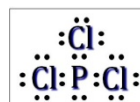
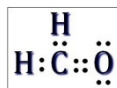
La respuesta correcta es la c.

13.21. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?

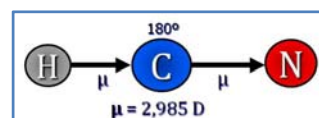
- HCN
- HCHO
- $\text{PCl}_3$
- $\text{CCl}_4$

(O.Q.L. Murcia 1999)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:

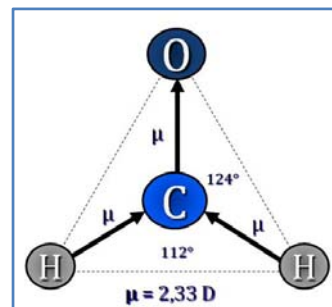


a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el HCN es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



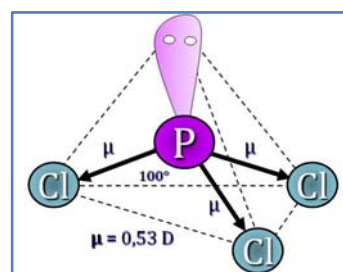
Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) y el carbono ( $\chi = 2,55$ ) son más electronegativos que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 2,985$  D) y la molécula es POLAR.

b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el HCHO es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.



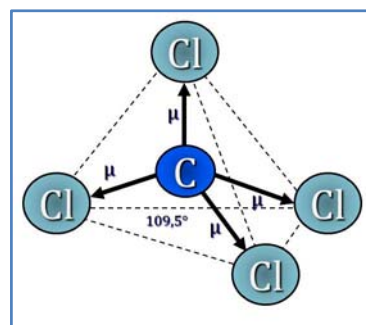
Como oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) y el carbono ( $\chi = 2,55$ ) son más electronegativos que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 2,335$  D) y la molécula es POLAR.

c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $PCl_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,53$  D) y la molécula es POLAR.

d) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $CCl_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

La respuesta correcta es la c.

13.22. ¿Con cuántos enlaces  $\sigma$  y  $\pi$  se describe la molécula de nitrógeno?

- a) Dos  $\sigma$  y un  $\pi$
- b) Un  $\sigma$  y dos  $\pi$
- c) Un  $\sigma$  y tres  $\pi$
- d) Un  $\sigma$  y un  $\pi$

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

De la estructura de Lewis de la molécula de  $N_2$  se deduce que:



→

presenta un enlace triple formado por  $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ enlace } \sigma \\ 2 \text{ enlaces } \pi \end{array} \right.$

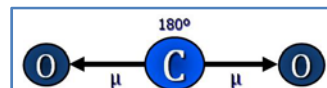
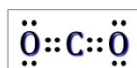
La respuesta correcta es la a.

13.23. Con respecto a la teoría de enlace, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- La molécula de  $\text{CO}_2$  es polar debido a que presenta estructuras resonantes.
- La geometría de la molécula de  $\text{PCl}_3$  es bipiramidal regular.
- El  $\text{NH}_3$  muestra carácter ácido por tener el nitrógeno de la molécula un par de electrones sin compartir.
- El momento dipolar del  $\text{BeF}_2$  es cero por ser una molécula simétrica.
- La polaridad del  $\text{CCl}_4$  es debida a la diferencia de electronegatividad del carbono y del cloro.

(O.Q.N. Murcia 2000)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{CO}_2$  es:

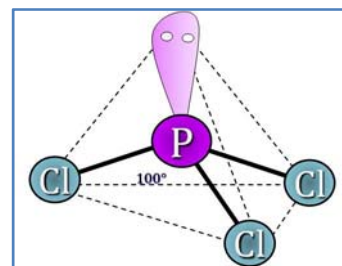
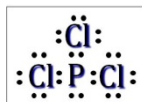


Esta estructura no puede presentar resonancia.

De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

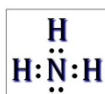
Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{PCl}_3$  es:



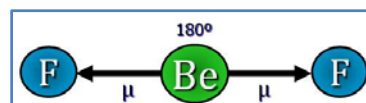
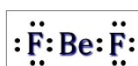
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.

c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{NH}_3$  es:



De acuerdo con la teoría ácido-base de Lewis, el átomo de nitrógeno tiene un par de electrones solitario que puede ceder para compartir por lo que se comporta como BASE.

d) **Verdadero.** La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{BeF}_2$  es:

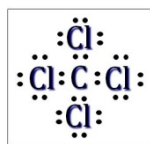


De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeF}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

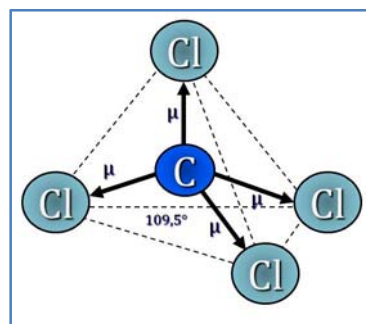


Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el berilio ( $\chi = 1,57$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{CCl}_4$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

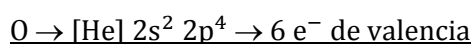
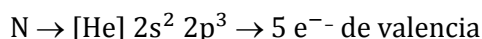
La respuesta correcta es la **c**.

13.24. Indique en cuál de las siguientes moléculas existe un número impar de electrones:

- a) NO
- b)  $\text{C}_2\text{H}_4$
- c)  $\text{CO}_2$
- d)  $\text{N}_2$
- e)  $\text{SO}_2$

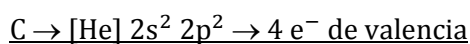
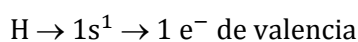
(O.Q.N. Murcia 2000)

a) Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el **NO** son:



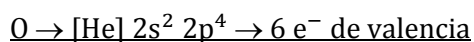
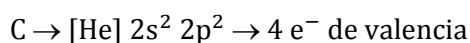
$$\# e^- \text{ de valencia} = 5 + 6 = 11$$

b) Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el  **$\text{C}_2\text{H}_4$**  son:



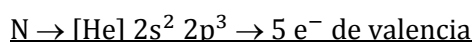
$$\# e^- \text{ de valencia} = (4 \times 1) + (2 \times 4) = 12$$

c) Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el  **$\text{CO}_2$**  son:



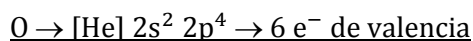
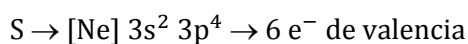
$$\# e^- \text{ de valencia} = 4 + (2 \times 6) = 16$$

d) La estructura electrónica del elemento que forma el  **$\text{N}_2$**  es:



$$\# e^- \text{ de valencia} = (2 \times 5) = 10$$

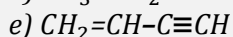
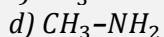
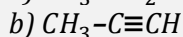
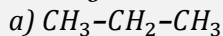
e) Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el  $\text{SO}_2$  son:



$$\# e^- \text{ de valencia} = 6 + (2 \times 6) = 18$$

La respuesta correcta es la **a**.

13.25. ¿En cuál de los siguientes compuestos hay orbitales híbridos  $sp^2$ ?



(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011)

Una molécula que presente hibridación  $sp^2$  tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3 y una disposición TRIGONAL de ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

a) Falso. En la molécula de propano,  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ , todos los carbonos tienen cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación  $sp^3$ .

b) Falso. En la molécula de propino,  $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH}$ , el primer carbono tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación  $sp^3$ , mientras que los dos restantes tienen un enlace simple y otro triple, característica de los carbonos con hibridación  $sp$ .

c) Falso. En la molécula de 2-propanol,  $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ , todos los carbonos tienen cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación  $sp^3$ .

d) Falso. En la molécula de metilamina,  $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ , el átomo de carbono tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación  $sp^3$  y el átomo de nitrógeno también la tiene sólo que uno de los cuatro orbitales híbridos está ocupado por un par solitario.

e) **Verdadero**. En la molécula de 1-buten-3-ino,  $\text{CH}_2\text{=CH-C}\equiv\text{CH}$ , los dos primeros carbonos tienen dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con **hibridación  $sp^2$** , mientras que los dos restantes tienen un enlace simple y otro triple, característica de los carbonos con hibridación  $sp$ .

La respuesta correcta es la **e**.

13.26. Se dice que la molécula de  $\text{SO}_2$  es resonante porque:

a) Sus enlaces no son iónicos ni covalentes.

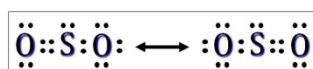
b) Puede asignársele varias estructuras.

c) Sus ángulos de enlace se abren y cierran en movimiento de vibración.

d) Los dos elementos que la forman están en la misma columna del sistema periódico.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{SO}_2$  es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces S–O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por



este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **b**.

13.27. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) La hibridación de los carbonos en el acetileno (etino) es  $sp^2$ .  
 b) La hibridación del átomo central de la molécula de agua es  $sp$ .  
 c) La hibridación del átomo de boro en la molécula de trifluoruro de boro es  $sp^2$ .  
 d) El etileno es una molécula plana y cada átomo de carbono presenta hibridación  $sp^3$ .  
 e) La hibridación del átomo de nitrógeno en la molécula de amoníaco es  $sp^2$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $C_2H_2$  es:



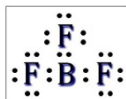
Una molécula que presente hibridación  $sp^2$  tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3, mientras que la molécula de  $C_2H_2$  tiene número estérico 2.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $H_2O$  es:



Una molécula que presente hibridación  $sp^2$  tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3, mientras que la molécula de  $H_2O$  tiene número estérico 4.

c) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de  $BF_3$  es:



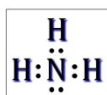
Una molécula que presente hibridación  $sp^2$  tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $C_2H_4$  es:



Una molécula que presente hibridación  $sp^3$  tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4, mientras que la molécula de  $C_2H_4$  tiene número estérico 3 aunque sí es una molécula plana.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $NH_3$  es:



Una molécula que presente hibridación  $sp^3$  tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4.

La respuesta correcta es la **c**.

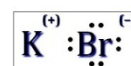
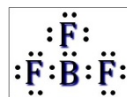
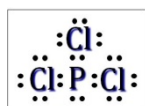
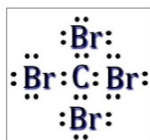
(En el examen de 2009 se cambia  $BF_3$  por  $NH_3$  y se propone hibridación  $sp^2$  para eteno).

13.28. Una de las siguientes moléculas no cumple la regla del octeto:

- a)  $CBr_4$
- b)  $PCl_3$
- c)  $BF_3$
- d)  $KBr$

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



La única sustancia que no cumple la regla del octeto es  $BF_3$ , aunque el  $KBr$  es una sustancia con enlace iónico y lo que se representa mediante la notación de Lewis son las estructuras de los iones que forman dicha sustancia.

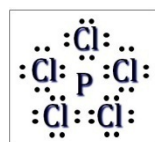
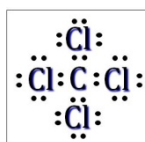
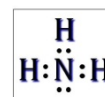
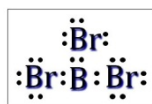
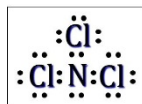
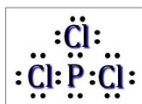
La respuesta correcta es la **c**.

13.29. De las siguientes especies químicas hay una que no es posible:

- a) Dicloruro de berilio
- b) Tricloruro de fósforo
- c) Tetracloruro de carbono
- d) Pentacloruro de nitrógeno
- e)  $BBr_3$
- f)  $PCl_5$
- g)  $NH_3$
- h)  $NCl_3$

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. C. Valenciana 2002)  
(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Canarias 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Las estructuras de Lewis de todas sustancias excepto el  $NCl_5$  son:



La **molécula de  $NCl_5$  no puede existir**, ya que el nitrógeno, un elemento del segundo periodo y del grupo 15 del sistema periódico, presenta configuración electrónica externa  $2s^2 2p^3$ , pero no se puede hibridar, o en otras palabras, “expandir” su capa de valencia y ampliar su octeto, alojando más de ocho electrones en la misma ya que no tiene orbitales d disponibles en su capa de valencia.

La respuesta correcta es la **d**.

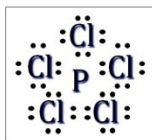
(Esta cuestión ha sido propuesta cinco veces con todas esas respuestas posibles).

13.30. La hibridación del fósforo en el  $PCl_5$  es:

- a)  $sp^3d$
- b)  $sp^3d^2$
- c)  $sp^2$
- d)  $sp^3$
- e)  $sp$

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de  $PCl_5$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PCl}_5$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_5$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición y geometría es de BIPIRÁMIDE TRIGONAL. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 5 orbitales híbridos  $\text{sp}^3\text{d}$ .

La respuesta correcta es la **a**.

13.31. La molécula de NO:

- Tiene un enlace iónico.
- Cumple la regla del octeto.
- Es paramagnética ya que tiene un número impar de electrones.
- Es un gas muy reactivo.
- Es un componente de la contaminación atmosférica.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

a) Falso. Un enlace puede considerarse iónico si la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace es  $\Delta\chi > 2$ . El oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es algo más electronegativo que el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) por lo que en este caso  $\Delta\chi = 0,40$ . Atendiendo a este valor, este examen se clasifica como covalente polar.

b) Falso. La estructura de Lewis de esta sustancia es:

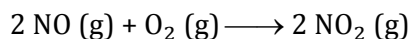
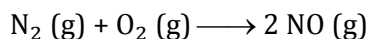


Como se observa, el átomo de de nitrógeno no cumple la regla del octeto.

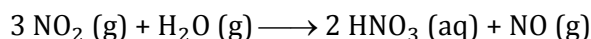
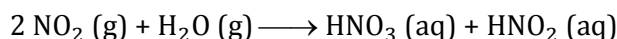
c) **Verdadero**. Una especie es paramagnética si presenta electrones desapareados. Estas sustancias interaccionan con un campo magnético.

d) Falso. La reactividad de una sustancia es algo relativo, depende de cuáles sean las sustancias que reaccionan.

e) **Verdadero**. La combustión del  $\text{N}_2$  atmosférico a elevadas temperaturas en los motores de los automóviles produce NO y  $\text{NO}_2$  de acuerdo con las siguientes reacciones:



El  $\text{NO}_2$  es capaz de reaccionar directamente con el agua formando ácidos según las reacciones:



El NO formado en esta última reacción favorece que se siga formando ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ .

Las respuestas correctas son la **c** y la **e**.

13.32. Señale la proposición correcta. Para las moléculas  $\text{BeCl}_2$  y  $\text{H}_2\text{S}$ :

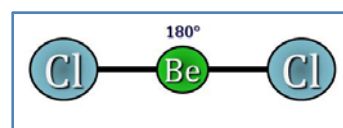
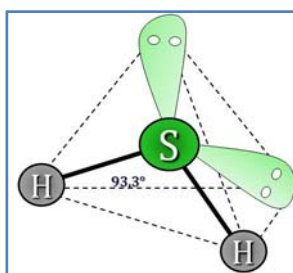
- Tienen el mismo ángulo de enlace.
- Al tener el átomo central el mismo número de pares de electrones de valencia, la geometría es la misma en los dos casos.
- La molécula de  $\text{BeCl}_2$  es lineal y la molécula de  $\text{H}_2\text{S}$  es angular.
- Los átomos de Be y S utilizan dos orbitales híbridos de tipo sp.
- El átomo de S tiene dos pares de electrones no enlazantes, por lo que tiene hibridación  $sp^3$ .
- Ambos átomos centrales tienen la misma hibridación.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2010)

a) Falso. Las estructuras de Lewis de las dos sustancias propuestas son:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeCl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL con un ángulo de enlace de  $180^\circ$ , mientras que el  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR con un ángulo de enlace menor de  $109,5^\circ$  debido a la repulsión ejercida por los pares de electrones solitarios.



b) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis, el átomo central de ambas sustancias tiene distinto número de electrones de valencia.

c) **Verdadero.** Como se ha demostrado en el apartado a) la molécula de  $\text{BeCl}_2$  es **lineal** y la de  $\text{H}_2\text{S}$  es **angular**.

d) Falso. En la molécula de  $\text{BeCl}_2$  el átomo central está rodeado de dos pares de electrones por lo que tiene dos orbitales híbridos sp, mientras que en la molécula de  $\text{H}_2\text{S}$  el átomo central está rodeado de cuatro pares de electrones, dos solitarios y dos enlazantes por lo que tiene cuatro orbitales híbridos  $sp^3$ .

e) **Verdadero.** Como se ha demostrado en el apartado anterior en la molécula de  $\text{H}_2\text{S}$  el átomo de azufre tiene hibridación  $sp^3$ .

f) Falso. Según ha comentado en los apartados d y e.

Las respuestas correctas son la **c** y la **e**.

(En las cuestiones propuestas en Barcelona 2001 y Madrid 2010 se cambian algunas preguntas).

13.33. La geometría del átomo de carbono en la molécula de eteno es:

- a) Cúbica
- b) Lineal
- c) Trigonal
- d) Tetraédrica

(O.Q.L. Murcia 2001)

La estructura de Lewis del eteno es:



Un átomo de carbono con un doble enlace presenta hibridación  $sp^2$  y tiene tres orbitales híbridos de este tipo. De acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3 por lo que la disposición de ligandos alrededor del átomo central es **TRIGONAL**.

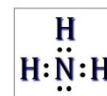
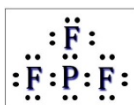
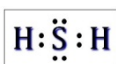
La respuesta correcta es la **c**.

13.34. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá momento dipolar cero según su geometría?

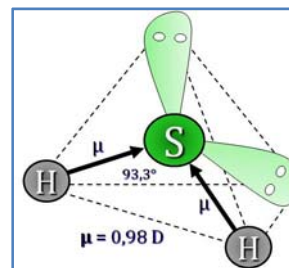
- a)  $H_2S$
- b)  $PF_3$
- c)  $BeF_2$
- d)  $NH_3$

(O.Q.L. Murcia 2001)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:

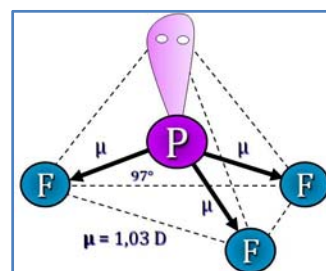


a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $H_2S$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.



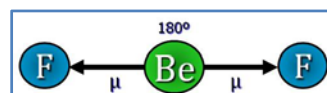
Como el azufre ( $\chi = 2,58$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,978$  D) y la molécula es POLAR.

b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $PF_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



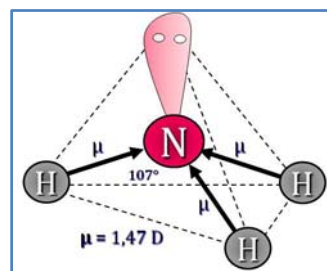
Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,03$  D) y la molécula es POLAR.

c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeF}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el berilio ( $\chi = 1,57$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

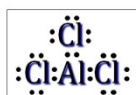
La respuesta correcta es la **c**.

13.35. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en el compuesto  $\text{AlCl}_3$ ?

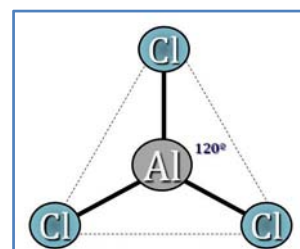
- a)  $sp^2$
- b)  $s^2p$
- c)  $sp^3$
- d)  $sp$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de Lewis del  $\text{AlCl}_3$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{AlCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA. Un átomo que se rodea de tres orbitales híbridos presenta hibridación  $sp^2$ .



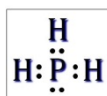
La respuesta correcta es la **a**.

13.36. Indica cuál de las propuestas siguientes de orbitales híbridos es aplicable al  $\text{PH}_3$ :

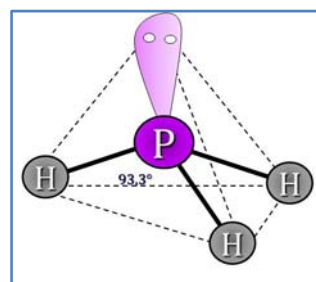
- a)  $sp^2$
- b)  $sp^3$
- c)  $p^3$
- d)  $dsp$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de *Lewis* del  $\text{PH}_3$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y geometría es PIRAMIDAL. Un átomo que se rodea de cuatro orbitales híbridos presenta hibridación  $\text{sp}^3$ .



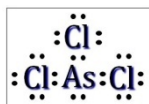
La respuesta correcta es la **b**.

13.37. De la molécula de cloruro de arsénico (III) se puede afirmar que:

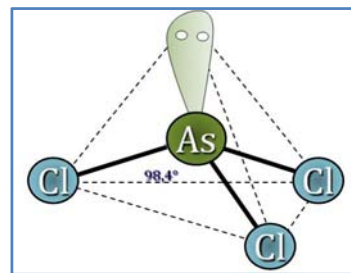
- Su geometría es trigonal plana.
- Su geometría es piramidal trigonal.
- Tiene cinco pares de electrones alrededor del átomo central.
- Es una molécula angular con hibridación  $\text{sp}^3$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de *Lewis* del  $\text{AsCl}_3$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{AsCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y geometría es **PIRAMIDAL TRIGONAL**. Un átomo que se rodea de cuatro orbitales híbridos presenta hibridación  $\text{sp}^3$ .



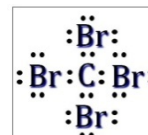
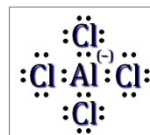
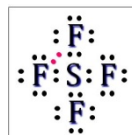
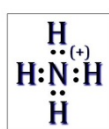
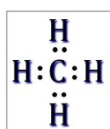
La respuesta correcta es la **b**.

13.38. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene estructura tetraédrica?

- $\text{CH}_4$
- $\text{NH}_4^+$
- $\text{SF}_4$
- $\text{AlCl}_4^-$
- $\text{CBr}_4$

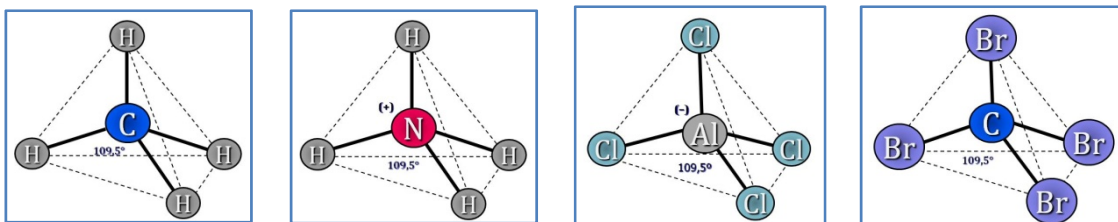
(O.Q.N. Oviedo 2002)

Las estructuras de *Lewis* de las cinco especies propuestas son:

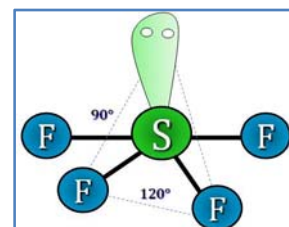


a-b-d-e) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{AlCl}_4^-$  y  $\text{CBr}_4$  son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que todas ellas tienen disposición y geometría TETRAÉDRICA.





c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SF}_4$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "BALANCÍN" debido a la presencia del par solitario sobre el átomo de azufre.



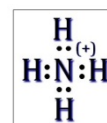
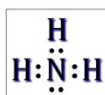
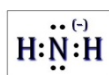
La respuesta correcta es la **c**.

13.39. El átomo de N en las especies químicas  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_2^-$  y  $\text{NH}_4^+$  está rodeado siempre de ocho electrones. Seleccione la relación que expresa correctamente el orden creciente del ángulo de enlace H-N-H.

- a)  $\text{NH}_3$   $\text{NH}_2^-$   $\text{NH}_4^+$   
 b)  $\text{NH}_3$   $\text{NH}_4^+$   $\text{NH}_2^-$   
 c)  $\text{NH}_4^+$   $\text{NH}_2^-$   $\text{NH}_3$   
 d)  $\text{NH}_2^-$   $\text{NH}_3$   $\text{NH}_4^+$   
 e) El ángulo H-N-H no varía

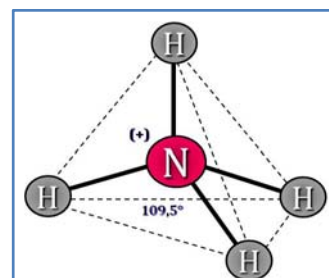
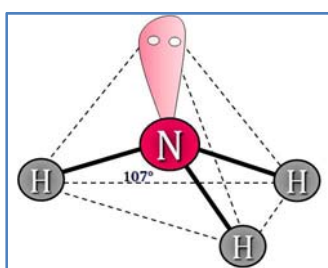
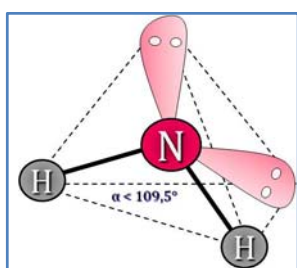
(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. C. Valenciana 2006)

Las estructuras de Lewis de las tres especies propuestas son:



De acuerdo con el modelo RPECV se trata de sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a las fórmulas  $\text{AX}_3\text{E}$  para el  $\text{NH}_3$ ,  $\text{AX}_2\text{E}_2$  para el  $\text{NH}_2^-$  y  $\text{AX}_4$  para el  $\text{NH}_4^+$  a las que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que el átomo central de todas ellas tiene disposición tetraédrica. No obstante, la geometría de todas ellas es diferente:

- el  $\text{NH}_2^-$  tiene dos pares de electrones solitarios por lo que la forma es ANGULAR y el ángulo de enlace es bastante menor de  $109,5^\circ$ .
- el  $\text{NH}_3$  tiene un par de electrones solitarios por lo que la forma es PIRAMIDAL TRIGONAL y el ángulo de enlace es algo menor de  $109,5^\circ$ .
- el  $\text{NH}_4^+$  no tiene pares de electrones solitarios por lo que la forma es TETRAÉDRICA y el ángulo de enlace es  $109,5^\circ$ .





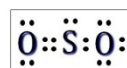
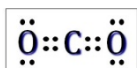
La respuesta correcta es la **d**.

13.40. Al comparar las moléculas de  $\text{CO}_2$  y  $\text{SO}_2$  se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cómo se puede justificar esta diferencia?

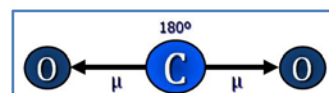
- a) Porque las electronegatividades del carbono y oxígeno son muy similares, mientras que las del azufre y oxígeno son muy distintas.  
 b) Porque la molécula de  $\text{CO}_2$  es lineal y la de  $\text{SO}_2$  no.  
 c) Porque el carbono no permite que sus electrones de valencia se alejen demasiado.  
 d) Porque el carbono pertenece al segundo período del sistema periódico mientras que el azufre pertenece al tercero.

(O.Q.L. Murcia 2002)

Las estructuras de Lewis de ambas sustancias son:

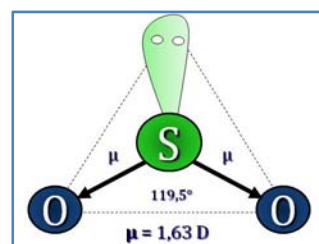


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es **LINEAL**.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es triangular y geometría es **ANGULAR**.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el azufre ( $\chi = 2,58$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,63 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.

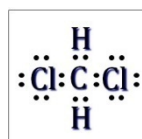
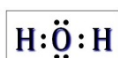
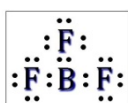
La respuesta correcta es la **b**.

13.41. Para los siguientes compuestos, señale cuál tiene mayor ángulo de enlace:

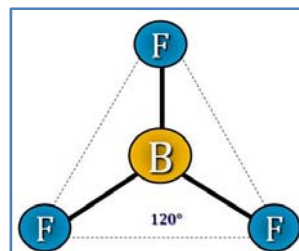
- a)  $\text{F}-\text{B}-\text{F}$  en el  $\text{BF}_3$  (g)  
 b)  $\text{Cl}-\text{C}-\text{Cl}$  en el  $\text{H}_2\text{CCl}_2$  (g)  
 c)  $\text{H}-\text{O}-\text{H}$  en el  $\text{H}_2\text{O}$  (g)  
 d)  $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$  en el  $\text{BeCl}_2$  (g)

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

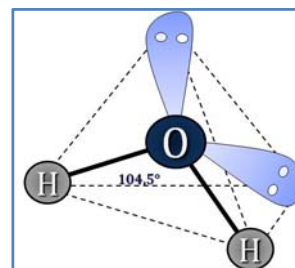
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



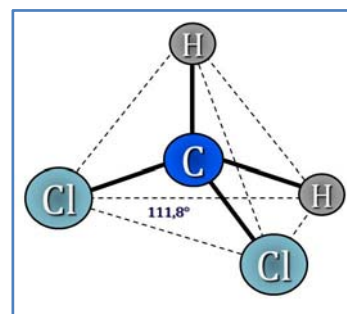
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIGONAL PLANA con ángulos de enlace de  $120^\circ$ .



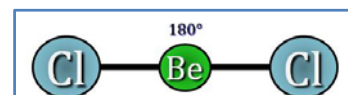
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR con ángulos de enlace inferiores a  $109,5^\circ$  debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{CCl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de TETRAEDRO IRREGULAR con ángulos de enlace cercanos a  $109,5^\circ$  debido a que no es una figura regular, algo mayores para Cl-C-Cl debido a que los átomos de cloro son más voluminosos.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeCl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL con ángulos de enlace de  $180^\circ$ .



El mayor ángulo de enlace corresponde al  $\text{BeCl}_2$  ( $\alpha = 180^\circ$ ).

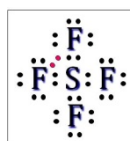
La respuesta correcta es la **d**

13.42. La hibridación que presenta el átomo de azufre en el tetrafluoruro de azufre es:

- $sp^2$
- $sp^3$
- $sp^3d$
- $sp^3d^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{SF}_4$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SF}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición es de

**BIPIRÁMIDE TRIGONAL.** Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 5 orbitales híbridos  $sp^3d$ .

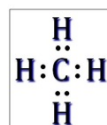
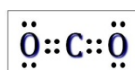
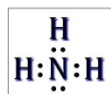
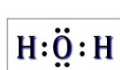
La respuesta correcta es la **c**.

13.43. Señala cuáles de las siguientes moléculas tienen momento dipolar nulo:  
agua, cloro, amoníaco, dióxido de carbono, metano, sulfuro de hidrógeno

- a) Cloro, dióxido de carbono, metano.  
b) Cloro, amoníaco, metano.  
c) Agua, sulfuro de hidrógeno.  
d) Dióxido de carbono, sulfuro de hidrógeno, amoníaco.

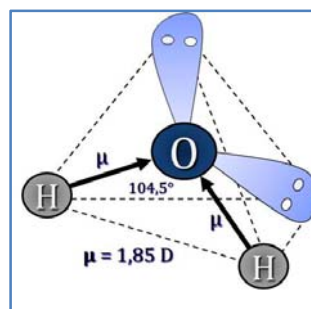
(O.Q.L. Baleares 2002)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



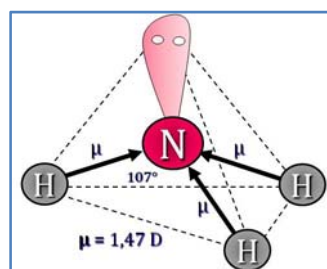
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



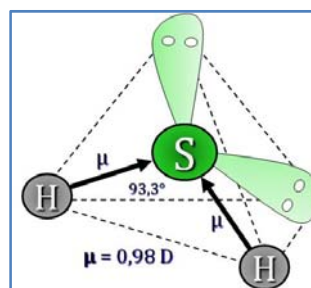
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

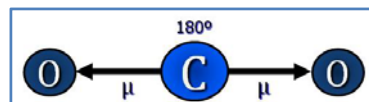
Como el azufre ( $\chi = 2,58$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,978 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{Cl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de LINEAL ya que sólo hay dos átomos.

Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es **NO POLAR**.

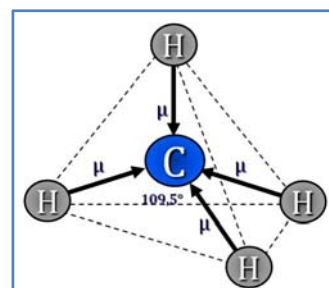
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CH}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el carbono ( $\chi = 2,55$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



La respuesta correcta es la **a**.

13.44. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

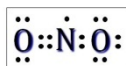
- El volumen atómico de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.
- Los cationes son siempre más pequeños que los aniones.
- Las moléculas con número impar de electrones obedecen la regla octeto.
- Todas las moléculas triatómicas del tipo  $\text{A}_2\text{B}$  no tienen momento dipolar.

(O.Q.L. Baleares 2002)

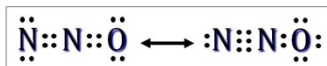
a) **Verdadero**. Un átomo al formar un ion positivo pierde electrones, con lo que disminuye el efecto pantalla y aumenta la carga nuclear efectiva. Este aumento provoca una mayor atracción nuclear sobre los electrones externos lo que lleva a una disminución del tamaño de la especie. Además al disminuir el número de electrones también disminuyen las fuerzas repulsivas entre ellos lo que también conduce a una disminución del tamaño de la especie. Por tanto, el tamaño de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.

b) Falso. Sólo sería aplicable a cationes y aniones del mismo átomo. Por ejemplo, en el caso del carbono, el catión  $\text{C}^{4+}$  tiene un tamaño de 15 pm, mientras que el anión  $\text{C}^{4-}$  tiene un tamaño bastante mayor de 260 pm. Sin embargo, si se comparan el catión  $\text{Cs}^+$  y el anión  $\text{F}^-$ , los tamaños respectivos son, 169 y 133 pm. El tamaño depende del número de capas electrónicas y de la carga nuclear del átomo en cuestión.

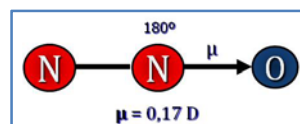
c) Falso. Es imposible que una molécula con número impar de electrones pueda cumplir la regla del octeto. Por ejemplo, en el caso del  $\text{NO}_2$ , una especie con 11 electrones de valencia la estructura de *Lewis* es:



d) Falso. Una molécula del tipo  $\text{A}_2\text{B}$  sería el  $\text{N}_2\text{O}$  cuya estructura de *Lewis* es:



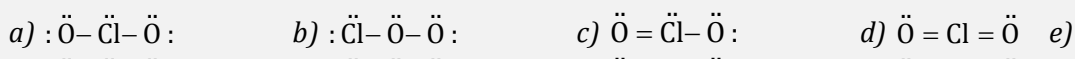
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{N}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,17 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

La respuesta correcta es la **a**.

13.45. Indica cuál de las estructuras de *Lewis* que se presentan es la más correcta para el  $\text{ClO}_2$ :



Ninguna de las anteriores

(O.Q.L. C. Valenciana 2002)

Las configuraciones electrónicas abreviadas del oxígeno y cloro son, respectivamente:

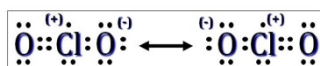


De ambas se deduce que estos elementos tienen, respectivamente, 6 y 7 electrones de valencia, por tanto, el número total de electrones de valencia es,  $7 + (2 \times 6) = 19$ .

**Ninguna de las estructuras propuestas es correcta** como estructura de *Lewis* del  $\text{ClO}_2$ , ya que:

- Las estructuras a) y b) tienen 20 electrones
- La estructura c) 18 tiene electrones
- La estructura d) tiene 16 electrones.

La estructura de *Lewis* del  $\text{ClO}_2$  es:



Se trata de una especie paramagnética (con electrones desapareados) que, además, presenta resonancia.

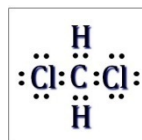
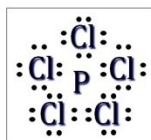
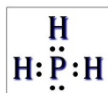
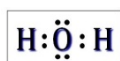
La respuesta correcta es la **e**.

13.46. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene únicamente un par de electrones no compartido sobre el átomo central?

- a)  $H_2O$
- b)  $PH_3$
- c)  $PCl_5$
- d)  $CH_2Cl_2$
- e)  $BeCl_2$

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Las estructuras de Lewis de las cinco moléculas propuestas son:



Como se observa en las estructuras de Lewis, la única molécula que tiene un par de electrones solitario sobre el átomo central es la de  $PH_3$ .

La respuesta correcta es la **b**.

13.47. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor momento dipolar?

- a)  $H_2$
- b)  $HF$
- c)  $HCl$
- d)  $HBr$
- e)  $HI$

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Todas las moléculas propuestas salvo la primera son polares. Presentará mayor momento dipolar aquella en que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

De acuerdo con la escala de electronegatividades de Pauling:

$$\chi_H = 2,20 ; \chi_F = 3,98, \chi_{Cl} = 3,16 ; \chi_{Br} = 2,96 ; \chi_I = 2,66$$

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada compuesto son:

$$\Delta\chi_{(H-H)} = 2,20 - 2,20 = 0,00 \qquad \Delta\chi_{(H-F)} = 3,98 - 2,20 = 1,78$$

$$\Delta\chi_{(H-Cl)} = 3,16 - 2,20 = 0,96 \qquad \Delta\chi_{(H-Br)} = 2,96 - 2,20 = 0,76$$

$$\Delta\chi_{(H-I)} = 2,66 - 2,20 = 0,46$$

Por tanto, la de mayor momento dipolar, será H-F.

La respuesta correcta es la **b**.

(En Castilla y León 2010 se pregunta el orden de polaridad de las moléculas).

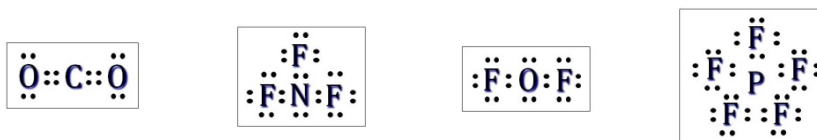
13.48. ¿En cuál de los siguientes compuestos no se cumple la regla del octeto para el átomo central?

- a)  $CO_2$
- b)  $NF_3$
- c)  $OF_2$
- d)  $PF_5$

(O.Q.L. Murcia 2003)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:





La única sustancia que no cumple la regla del octete es  $\text{PF}_5$ .

La respuesta correcta es la **d**.

13.49. Señale si alguna de especies siguientes cumple la regla del octeto:

- a)  $\text{NO}_2$
- b)  $\text{NO}$
- c)  $\text{SO}_4^{2-}$
- d)  $\text{BrO}_2$
- e) Ninguna de las anteriores

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



**Ninguna sustancia cumple la regla del octeto.**

La respuesta correcta es la **e**.

13.50. Señale si alguna de las siguientes especies presenta momento dipolar:

- a)  $\text{CBr}_4$
- b)  $\text{Cl}_2$
- c)  $\text{BCl}_3$
- d)  $\text{H}_2\text{S}$

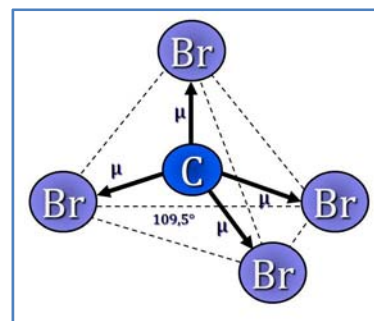
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CBr}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el bromo ( $\chi = 2,96$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

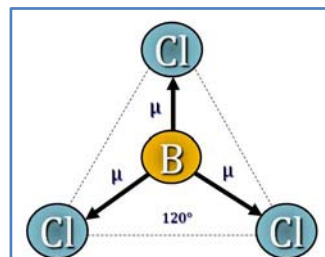


b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{Cl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.

Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es NO POLAR.

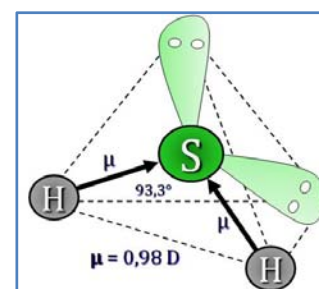
c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



d) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Como el azufre ( $\chi = 2,58$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,978 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



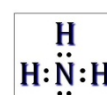
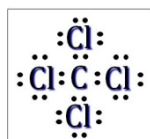
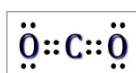
La respuesta correcta es la **d**.

13.51. ¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?

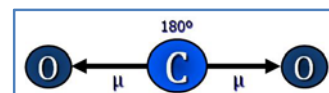
- a) La molécula de  $\text{CO}_2$  es polar.
- b) La molécula de  $\text{CCl}_4$  es apolar.
- c) La molécula de  $\text{BF}_3$  es polar.
- d) La molécula de  $\text{NH}_3$  es apolar.

(O.Q.L. Baleares 2003)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

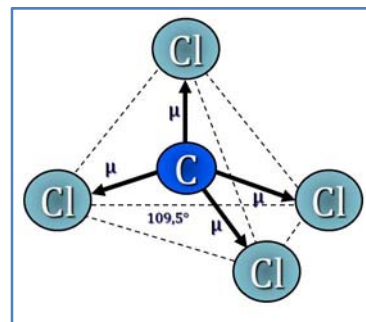


Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



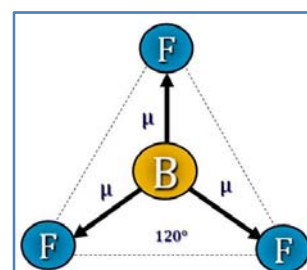
b) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



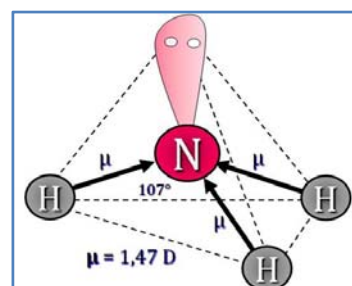
c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIGONAL PLANA.

Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de PIRÁMIDE TRIANGULAR.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



La respuesta correcta es la **b**.

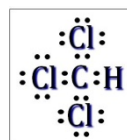
13.52. ¿La estructura de cuál de las siguientes sustancias se podría justificar mediante una hibridación  $\text{sp}^2$ ?

- a)  $\text{C}_2\text{H}_2$
- b)  $\text{BF}_3$
- c)  $\text{CHCl}_3$
- d)  $\text{BeF}_2$

(O.Q.L. Baleares 2003)

En una molécula con hibridación  $\text{sp}^2$  el átomo central está rodeado por tres pares de electrones situados en tres orbitales híbridos separados  $120^\circ$  por lo que la geometría de la molécula es **TRIGONAL**.

Las estructuras de *Lewis* de las cuatro sustancias propuestas son:



a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{C}_2\text{H}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

b) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.

c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CHCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeF}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

La respuesta correcta es la **b**.

13.53. Dadas las siguientes moléculas:

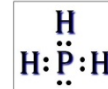
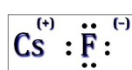


Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- No existe ninguna covalente apolar.
- Están ordenadas de menor a mayor polaridad.
- Sólo una posee enlace fundamentalmente iónico.
- Todas son moléculas planas.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Las estructuras de Lewis de las seis sustancias propuestas son:



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{F}_2$  es sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.

Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es NO POLAR.

▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{ClF}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.

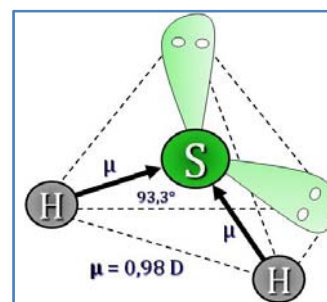
Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el cloro ( $\chi = 3,16$ ) la sustancia presenta un único dipolo ( $\mu = 0,89 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

▪ De acuerdo con el modelo RPECV el HCl es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AXE_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) la sustancia presenta un único dipolo ( $\mu = 1,11$  D) y la molécula es POLAR.

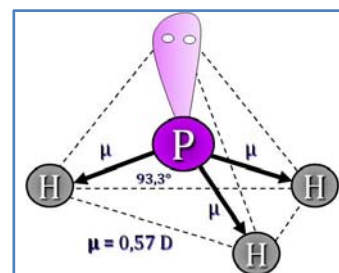
▪ El CsF es una sustancia con enlace predominantemente iónico debido a la elevada diferencia de electronegatividad que existe entre el cesio ( $\chi = 0,79$ ) el flúor ( $\chi = 3,96$ ) lo que motiva que esta sustancia presente un elevado momento dipolar ( $\mu = 7,88$  D).

▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $H_2S$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.



Como el azufre ( $\chi = 2,58$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,978$  D) y la molécula es POLAR.

▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $PH_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.



Como el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,574$  D) y la molécula es POLAR.

a) Falso. Todas son polares excepto el  $F_2$ .

b) Falso. La máxima polaridad le corresponde al CsF ya que es una sustancia con enlace predominantemente iónico y la mínima al  $F_2$  con enlace covalente apolar, por lo que el orden de las sustancias por polaridad creciente (*Debye*) es:

$$F_2 (0) < PH_3 (0,574) < ClF (0,89) < HCl (1,11) < H_2S (0,978) < CsF (7,88)$$

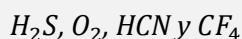
c) **Verdadero**. La única sustancia con enlace predominantemente iónico es CsF.

d) Falso. Las únicas moléculas planas al estar formadas por dos átomos son  $F_2$ , ClF y HCl. El CsF al ser una sustancia iónica forma una red cristalina.

La respuesta correcta es la **c**.

(Esta cuestión se repite en La Rioja 2008 con las moléculas  $Cl_2$ , IF, HF, NaBr,  $H_2S$  y  $NH_3$ ).

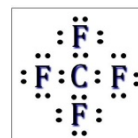
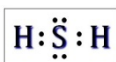
13.54. Indique que afirmación es correcta para las moléculas:



- $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{O}_2$  son moléculas polares.
- Sólo tienen geometría lineal  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{HCN}$ .
- Todas ellas, menos el oxígeno, tienen carácter ácido.
- $\text{O}_2$  y  $\text{HCN}$  presentan algún enlace múltiple

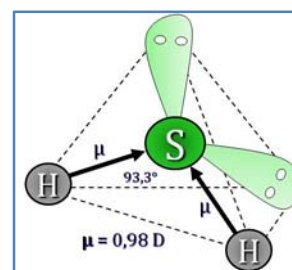
(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Como el azufre ( $\chi = 2,58$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,978 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

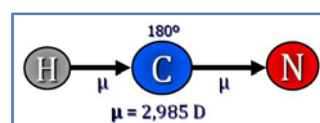


De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{O}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es trigonal y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.

Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es NO POLAR.

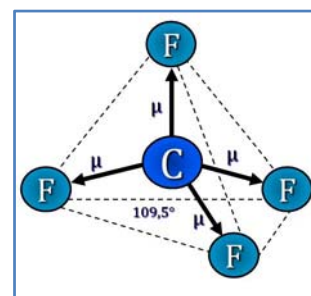
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{HCN}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) y el carbono ( $\chi = 2,55$ ) son más electronegativos que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 2,985 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR



d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CF}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



- a) Falso. El  $O_2$  no es polar.  
 b) Falso. El  $H_2S$  no es lineal.  
 c) Falso. El  $O_2$  y  $CF_4$  no tienen carácter ácido, ni de *Brønsted*, ni de *Lewis*.  
 d) **Verdadero**. El  $O_2$  presenta un **enlace doble** y el  $HCN$  un **enlace triple**.

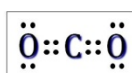
La respuesta correcta es la **d**.

13.55. Dadas las siguientes afirmaciones sobre la molécula de dióxido de carbono, indique cuál de ellas no es cierta.

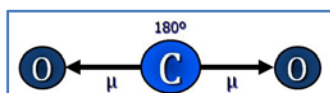
- a) Es una molécula lineal.  
 b) Es una molécula polar.  
 c) Tiene enlaces polares.  
 d) Tiene dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La estructura de *Lewis* del  $CO_2$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $CO_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es **LINEAL**. Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los **enlaces** son **polares** y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



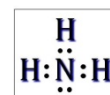
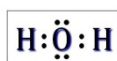
La respuesta correcta es la **b**.

13.56. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar aunque sus enlaces son polares?

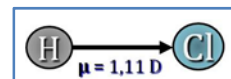
- a)  $HCl$   
 b)  $H_2O$   
 c)  $BF_3$   
 d)  $NH_3$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Las estructuras de *Lewis* de las cuatro sustancias propuestas son:



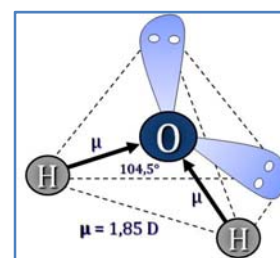
a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $HCl$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AXE_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) la molécula presenta un único dipolo ( $\mu = 1,11 D$ ) y es **POLAR**.

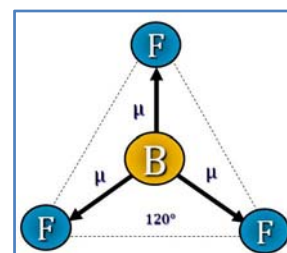
b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



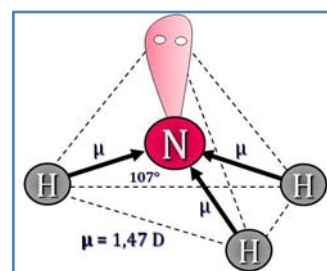
c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIGONAL PLANA.

Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los **enlaces** son **polares** y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la **molécula** es **NO POLAR**.



d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



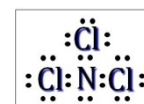
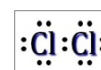
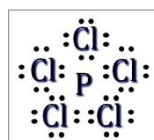
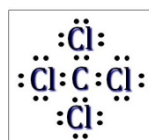
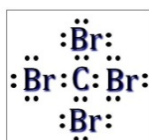
La respuesta correcta es la **c**.

13.57. Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:

- a)  $\text{CBr}_4$
- b)  $\text{CCl}_4$
- c)  $\text{PCl}_5$
- d)  $\text{Cl}_2$
- e)  $\text{NCl}_3$

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



La única sustancia que no cumple la regla del octete es  **$\text{PCl}_5$** .

La respuesta correcta es la **c**.



13.58. Sólo una de las siguientes proposiciones es falsa:

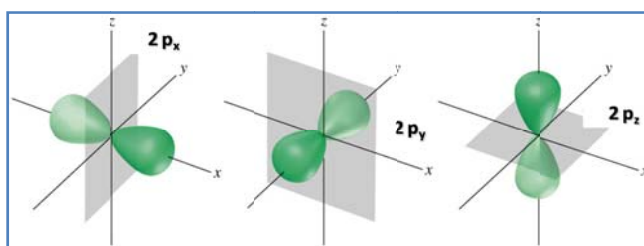
- a) Una molécula con hibridación  $sp$  es lineal.  
 b) Una molécula con hibridación  $sp^2$  es plana y triangular.  
 c) Si en el  $NH_3$  se utilizan orbitales puros del tipo  $p$  del N, el ángulo esperado será de  $90^\circ$ .  
 d) La hibridación  $sp^3d$  pertenece a una molécula con forma de bipirámide triangular y sin pares de electrones desapareados.  
 e) La molécula de  $CH_4$  es plana cuadrangular.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

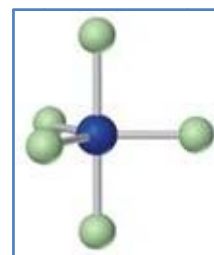
a) Verdadero. En una molécula con hibridación  $sp$  el átomo central está rodeado por dos pares de electrones por lo que tiene dos orbitales híbridos separados  $180^\circ$  por lo que la geometría de la molécula es LINEAL.

b) Verdadero. En una molécula con hibridación  $sp^2$  el átomo central está rodeado por tres pares de electrones por lo que tiene tres orbitales híbridos separados  $120^\circ$ . Si los tres orbitales están ocupados por pares de electrones enlazantes la geometría de la molécula es TRIANGULAR PLANA. Si sólo dos orbitales híbridos están ocupados por pares de electrones enlazantes y el tercero por un par de electrones solitario, la geometría de la molécula es ANGULAR.

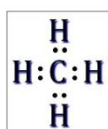
c) Verdadero. La estructura electrónica del nitrógeno es  $[He] 2s^2 2p^3$  por lo que tiene 5 electrones de valencia alojados en orbitales atómicos  $2s$  y  $2p$ . Si se considera que los responsables del enlace son los electrones alojados en el orbital  $2p$  los ángulos de enlace deberían ser de  $90^\circ$  ya que estos orbitales son perpendiculares entre sí.



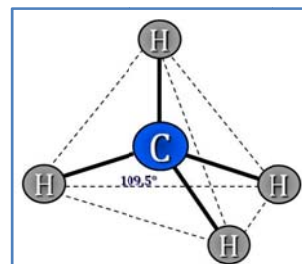
d) Verdadero. En una molécula con hibridación  $sp^3d$  el átomo central está rodeado por cinco pares de electrones por lo que tiene cinco orbitales híbridos. De acuerdo con el modelo RPECV estas sustancias cuya distribución de ligandos alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_5$  les corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición y geometría es de BIPIRÁMIDE TRIGONAL. Los tres orbitales que se encuentran en el mismo plano están separados  $120^\circ$ . Los dos orbitales restantes se encuentran en un plano perpendicular a los anteriores.



e) Falso. La estructura de Lewis del  $CH_4$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $CH_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que tiene disposición y geometría TETRAÉDRICA.



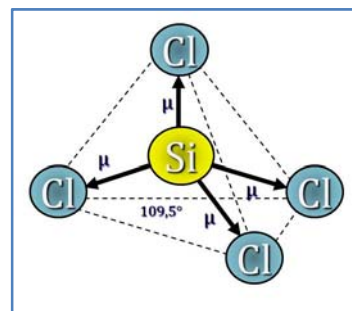
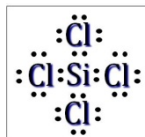
La respuesta correcta es la **e**.

13.59. ¿Cuál de las siguientes sentencias es verdadera para molécula de  $\text{SiCl}_4$ ?

- No tiene momento dipolar porque la suma vectorial de los momentos de sus enlaces es 0.
- Tiene momento dipolar porque el átomo central es poco electronegativo.
- Tiene momento dipolar porque sus enlaces son polares.
- No tiene momento dipolar porque todos los átomos tienen la misma electronegatividad.
- No tiene momento dipolar porque la molécula es plana.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La estructura de Lewis del  $\text{SiCl}_4$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SiCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA** con un ángulo de enlace de  $109,5^\circ$ .

Como el **cloro** ( $\chi = 3,16$ ) es **más electronegativo que el silicio** ( $\chi = 1,90$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

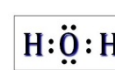
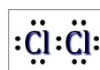
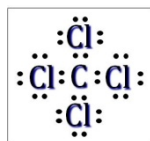
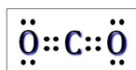
La respuesta correcta es la **a**.

13.60. De las siguientes moléculas, sólo una es polar. Indíquela.

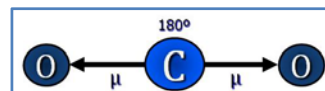
- $\text{CO}_2$
- $\text{CCl}_4$
- $\text{Cl}_2$
- $\text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. Murcia 2004)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

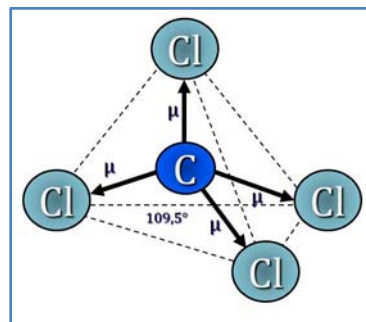


Como el **oxígeno** ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el **carbono** ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

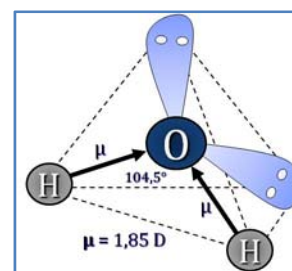


c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{Cl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.

Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es NO POLAR.

d) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



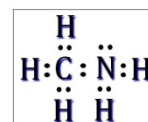
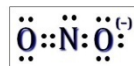
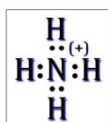
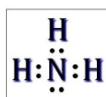
La respuesta correcta es la **d**.

13.61. De las siguientes moléculas o iones que contienen nitrógeno, sólo una de ellas no tiene pares de electrones solitarios sobre este elemento. Indíquela.

- $\text{NH}_3$
- $\text{NH}_4^+$
- $\text{NO}_2^-$
- $\text{CH}_3\text{-NH}_2$

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



La sustancia que no tiene pares de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno es  $\text{NH}_4^+$ .

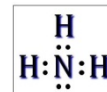
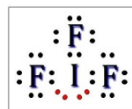
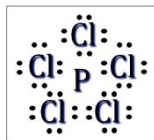
La respuesta correcta es la **b**.

13.62. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene geometría plana?

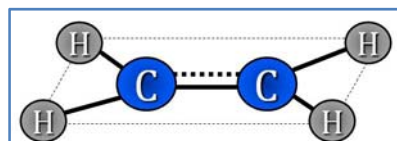
- a)  $C_2H_4$
- b)  $PCl_5$
- c)  $IF_3$
- d)  $NH_3$

(O.Q.L. Murcia 2004)

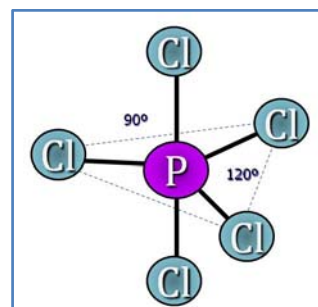
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



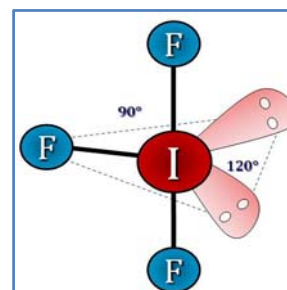
a) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $C_2H_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIGONAL PLANA.



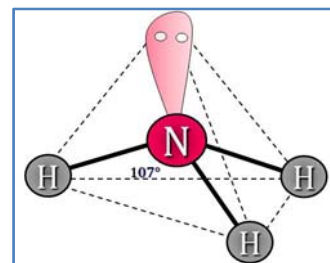
b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $PCl_5$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_5$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición y geometría es de BIPIRÁMIDE TRIGONAL.



c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $IF_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición es de BIPIRÁMIDE TRIGONAL y su geometría es "FORMA de T" (plana).



d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $NH_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



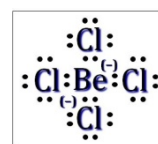
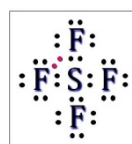
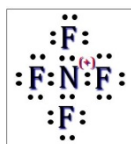
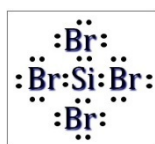
Las respuestas correctas son **a** y **c**.

13.63. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene forma tetraédrica?

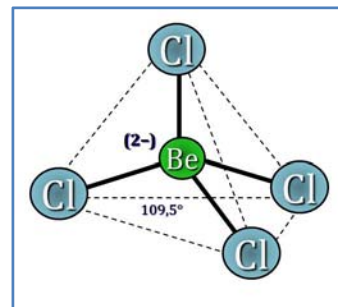
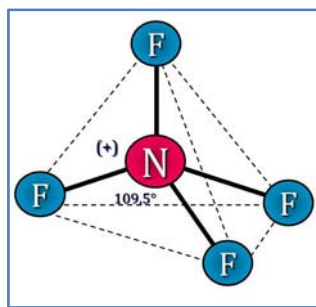
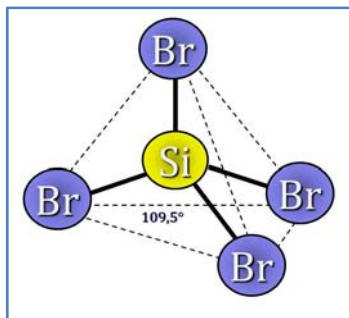
- a)  $SiBr_4$
- b)  $NF_4^+$
- c)  $SF_4$
- d)  $BeCl_4^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

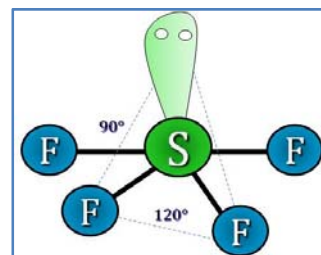
Las estructuras de *Lewis* de las cuatro especies propuestas son:



a-b-d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{SiBr}_4$ ,  $\text{NF}_4^+$  y  $\text{BeCl}_4^{2-}$ , son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.



c) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SF}_4$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "BALANCÍN" debido a la presencia del par solitario sobre el átomo de azufre.



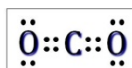
La respuesta correcta es la **c**.

13.64. De las siguientes afirmaciones sólo una es correcta:

- La molécula de dióxido de carbono es polar.
- El átomo de carbono de la molécula de dióxido de carbono tiene hibridación  $sp^3$ .
- La molécula de dióxido de carbono es lineal.
- El dióxido de carbono es sólido a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm.

(O.Q.L. Madrid 2004)

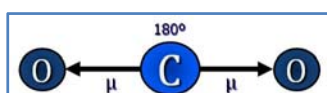
La estructura de *Lewis* del  $\text{CO}_2$  es:



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es **LINEAL**.

▪ El átomo de carbono presenta **dos orbitales híbridos  $sp$** .

▪ Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



▪ El  $\text{CO}_2$  es una sustancia que tiene enlace covalente no polar por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo de **fuerzas de dispersión de London**. Estas fuerzas son muy débiles, motivo por el que su estado de agregación a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm es **gaseoso**.

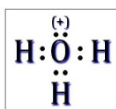
La respuesta correcta es la **c**.

13.65. Los ángulos de enlace en el ion hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) son aproximadamente de:

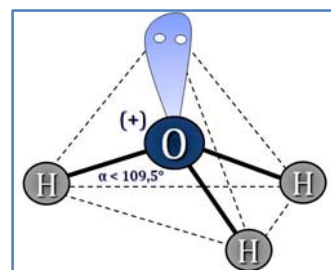
- a)  $90^\circ$
- b)  $90^\circ$  y  $120^\circ$
- c)  $109^\circ$
- d)  $120^\circ$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

La estructura de Lewis del  $\text{H}_3\text{O}^+$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_3\text{O}^+$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 4 por lo que su disposición tetraédrica y geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL con unos ángulos de enlace ligeramente inferiores a  $109,5^\circ$  debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de oxígeno.



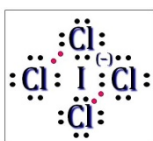
La respuesta correcta es la **c**.

13.66. El anión  $\text{ICl}_4^-$  presenta una geometría molecular:

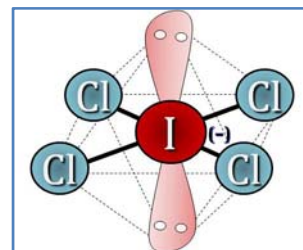
- a) Tetraédrica
- b) Pirámide trigonal
- c) Plano-cuadrada
- d) Octaédrica

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La estructura de Lewis del  $\text{ICl}_4^-$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{ICl}_4^-$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 6 por lo que su disposición octaédrica y geometría es PLANO-CUADRADA ya que sólo hay cuatro átomos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **c**.

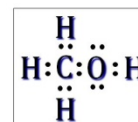
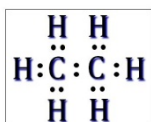
13.67. ¿Cuál es la hibridación que presenta los átomos de carbono en cada una de las siguientes moléculas?

i)  $C_2H_6$     ii)  $C_2H_2$     iii)  $HCN$     iv)  $CH_3OH$

- a) i)  $sp^2$ , ii)  $sp$ , iii)  $sp^3$ , iv)  $sp$   
 b) i)  $sp^3$ , ii)  $sp$ , iii)  $sp$ , iv)  $sp^3$   
 c) i)  $sp^2$ , ii)  $sp^3$ , iii)  $sp^3$ , iv)  $sp$   
 d) i)  $sp^3$ , ii)  $sp^2$ , iii)  $sp^3$ , iv)  $sp$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $C_2H_6$  y el  $CH_3OH$  son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 4 orbitales híbridos  $sp^3$ .

▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $C_2H_2$  y el  $HCN$  son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 2 orbitales híbridos  $sp$ .

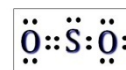
La respuesta correcta es la **b**.

13.68. ¿Cuál de las siguientes moléculas:  $ICl$ ,  $BF_3$ ,  $NO$ ,  $SO_2$ , es no polar?

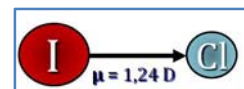
- a)  $ICl$   
 b)  $BF_3$   
 c)  $NO$   
 d)  $SO_2$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:

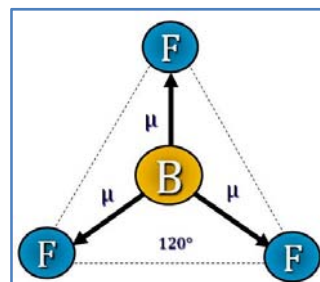


a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $ICl$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AXE_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL.



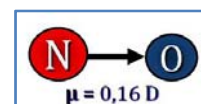
Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el yodo ( $\chi = 2,66$ ) el enlace es polar y la molécula es POLAR ( $\mu = 1,24$  D).

b) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.



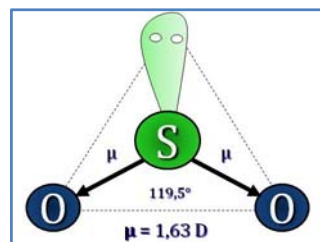
Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el NO es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) el enlace es polar y la molécula es **POLAR** ( $\mu = 0,16 \text{ D}$ ).

d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que sólo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el azufre ( $\chi = 2,58$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,63 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.

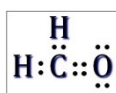
La respuesta correcta es la **b**.

13.69. En el formaldehído,  $\text{H}_2\text{CO}$  ¿qué hibridación utiliza el carbono?

- a)  $sp^3$
- b)  $sp$
- c)  $sp^2$
- d)  $sp^3d$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La estructura de *Lewis* de la molécula de  $\text{H}_2\text{CO}$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{CO}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es de TRIANGULAR. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 3 orbitales híbridos  $sp^2$ .

La respuesta correcta es la **c**.



13.70. Indicar para cuál o cuáles de las siguientes moléculas:  $\text{CH}_4$ ;  $\text{BCl}_3$ ;  $\text{PF}_5$  y  $\text{SF}_6$ , los ángulos de enlace son:

i)  $109,5^\circ$     ii)  $120^\circ$     iii)  $90^\circ$

a) i)  $\text{BCl}_3$ ; ii)  $\text{PF}_5$ ; iii)  $\text{SF}_6$

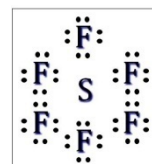
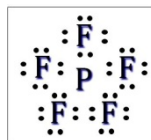
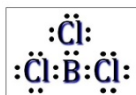
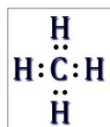
b) i)  $\text{CH}_4$ ; ii)  $\text{PF}_5$ ;  $\text{BCl}_3$ ; iii)  $\text{SF}_6$

c) i)  $\text{CH}_4$ ; ii)  $\text{PF}_5$ ; iii)  $\text{SF}_6$ ;  $\text{BCl}_3$

d) i)  $\text{SF}_6$ ; ii)  $\text{PF}_5$ ;  $\text{BCl}_3$ ; iii)  $\text{CH}_4$

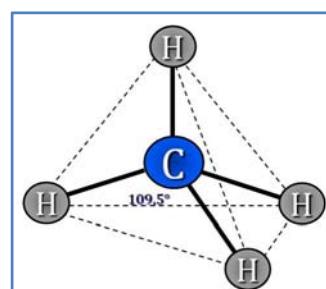
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



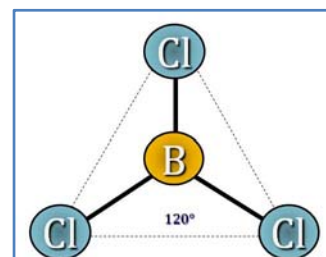
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CH}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Los ángulos de enlace son de  $109,5^\circ$ .



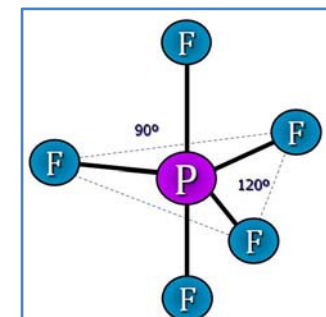
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.

Los ángulos de enlace son de  $120^\circ$ .



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PF}_5$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_5$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición y geometría es BIPIRÁMIDE TRIGONAL.

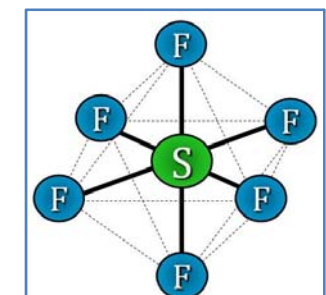
Los ángulos de enlace son de  $120^\circ$  entre los átomos del plano ecuatorial y de  $90^\circ$  entre éstos últimos y los de los vértices tanto superior como inferior.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SF}_6$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_6$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 6$  por lo que su disposición y geometría es OCTAÉDRICA.

Todos los ángulos de enlace entre los átomos son de  $90^\circ$ .

La respuesta correcta es la **b**.





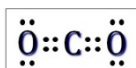


13.73. ¿Cuál de los siguientes pares molécula / geometría no es correcta?

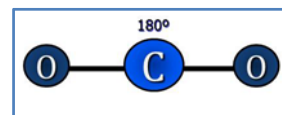
- a)  $\text{CO}_2$  / angular  
 b)  $\text{SiF}_4$  / tetraédrica  
 c)  $\text{PCl}_3$  / piramidal trigonal  
 d)  $\text{BCl}_3$  / triangular plana

(O.Q.L. Murcia 2005)

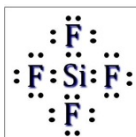
a) **Incorrecto.** La estructura de *Lewis* del  $\text{CO}_2$  es:



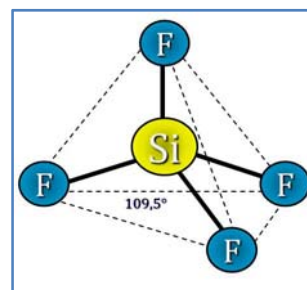
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es **LINEAL**.



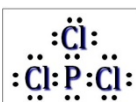
b) Correcto. La estructura de *Lewis* del  $\text{SiF}_4$  es:



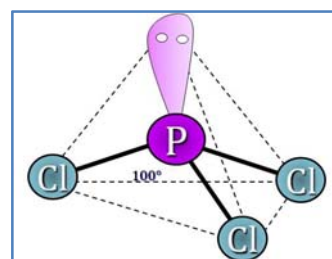
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SiF}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA**.



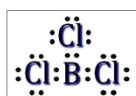
c) Correcto. La estructura de *Lewis* del  $\text{PCl}_3$  es:



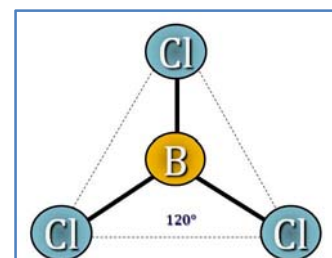
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL TRIGONAL**.



d) Correcto. La estructura de *Lewis* del  $\text{BCl}_3$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es **TRIANGULAR PLANA**.



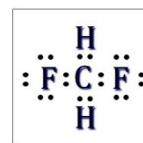
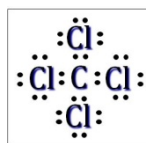
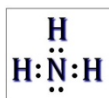
La respuesta correcta es la **a**.

13.74. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

- Amoníaco
- Cloruro de hidrógeno
- Tetracloruro de carbono
- Difluorometano

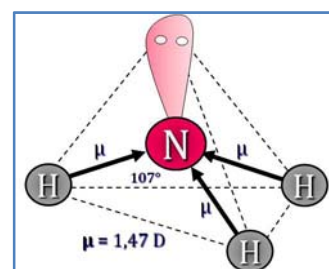
(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Baleares 2007)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:

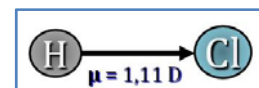


a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



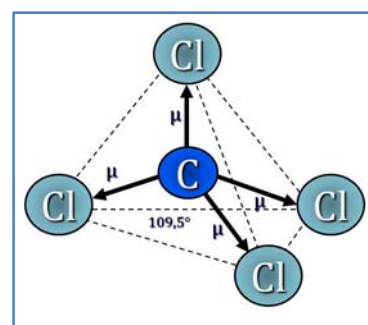
b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{HCl}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) la sustancia presenta un único dipolo ( $\mu = 1,11 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

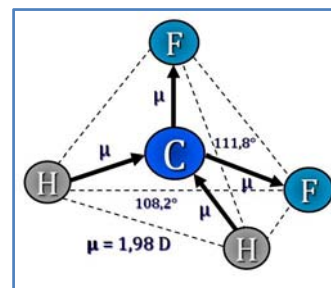
c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



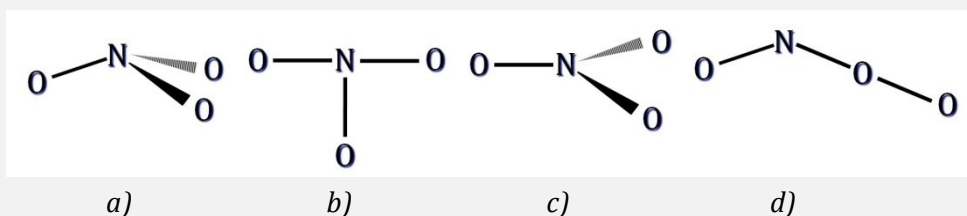
d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CH}_2\text{F}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) y el carbono ( $\chi = 2,55$ ) son más electronegativos que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,98 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



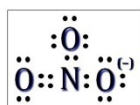
La respuesta correcta es la c.

13.75. De las siguientes estructuras, indica cuál representa mejor la geometría del ion nitrato:

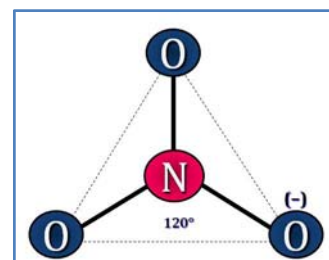


(O.Q.L. Murcia 2005)

La estructura de Lewis del ion nitrato es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NO}_3^-$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR con ángulos de enlace de  $120^\circ$ .



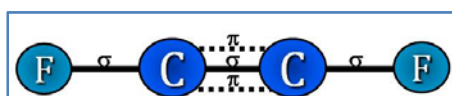
La respuesta correcta es la c.

13.76. La molécula  $\text{F}_2\text{C}_2$  tiene:

- Tres enlaces  $\sigma$  y ningún enlace  $\pi$ .
- Un enlace  $\sigma$  y dos enlaces  $\pi$ .
- Dos enlaces  $\sigma$  y dos enlaces  $\pi$ .
- Tres enlaces  $\sigma$  y dos enlaces  $\pi$ .

(O.Q.L. Baleares 2005)

La molécula de  $\text{F}_2\text{C}_2$  presenta dos enlaces sencillos C–F que son enlaces  $\sigma$  y un enlace triple  $\text{C}\equiv\text{C}$  formado por un enlace  $\sigma$  y dos enlaces  $\pi$ . En total, son 3 enlaces  $\sigma$  y 2 enlaces  $\pi$ .



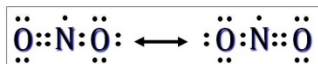
La respuesta correcta es la d.

13.77. ¿En cuál de las siguientes sustancias se ha de emplear el concepto de resonancia para explicar la longitud de sus enlaces?

- Dióxido de nitrógeno
- Nitrógeno
- Cloruro de calcio
- Metano

(O.Q.L. Baleares 2005)

La estructura de Lewis de la molécula de NO<sub>2</sub> es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces N–O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **a**.

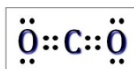
13.78. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- El dióxido de carbono es más polar que el metano.
- Todas las sustancias con hibridación  $sp^3$  son apolares.
- Las estructuras de Lewis permiten explicar la apolaridad del CF<sub>4</sub>.
- El modelo de hibridación de orbitales atómicos permite explicar la geometría angular de la molécula de agua.

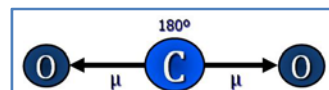
(O.Q.L. Baleares 2005)

a) Falso. Ambas sustancias son no polares.

▪ La estructura de Lewis del CO<sub>2</sub> es:

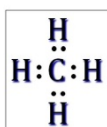


De acuerdo con el modelo RPECV el CO<sub>2</sub> es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX<sub>2</sub> a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

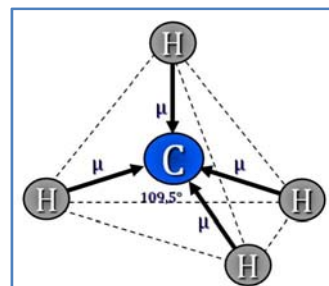


Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

▪ La estructura de Lewis del CH<sub>4</sub> es:



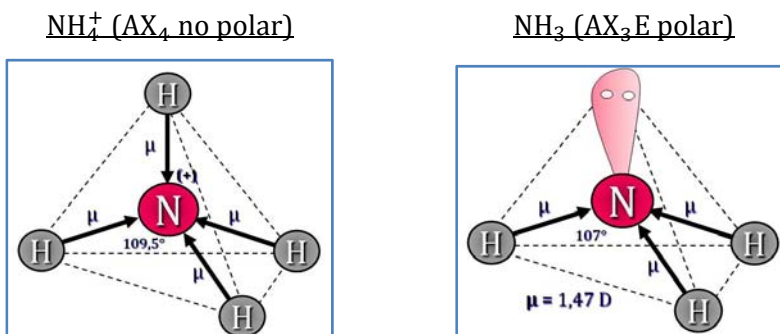
De acuerdo con el modelo RPECV el CH<sub>4</sub> es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX<sub>4</sub> a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.



Como el carbono ( $\chi = 2,55$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

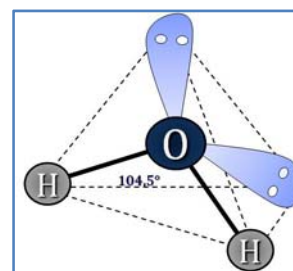
b) Falso. Las sustancias con hibridación  $sp^3$  tienen de número estérico 4, lo que quiere decir que la disposición de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central es tetraédrica.

Sin embargo, la geometría puede ser tetraédrica ( $AX_4$ ) o piramidal ( $AX_3E$ ). Esto determina que la especie tetraédrica sea no polar, mientras que la especie piramidal sea polar. Por ejemplo, en el caso de las especies  $NH_4^+$  y  $NH_3$ :



c) Falso. La estructura de *Lewis* permite sólo obtener el número estérico y con ello la disposición de los pares de electrones alrededor del átomo central. Para determinar la polaridad es necesario dibujar los vectores momento dipolar de la especie obtener su resultante.

d) **Verdadero**. En la molécula de  $H_2O$  el átomo de oxígeno presenta **hibridación  $sp^3$**  y tiene cuatro orbitales híbridos dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. Como dos de estos orbitales están ocupados por sendos pares de electrones solitarios del oxígeno la forma resultante de la molécula es **ANGULAR**.



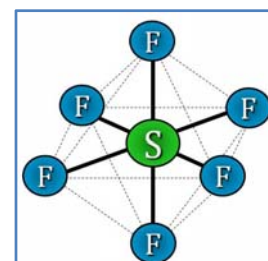
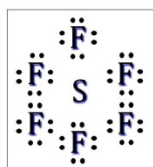
La respuesta correcta es la **d**.

13.79. En la molécula de  $SF_6$  los ángulos de enlace son aproximadamente de:

- $60^\circ$
- $90^\circ$
- $120^\circ$
- $109,5^\circ$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La estructura de *Lewis* del  $SF_6$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $SF_6$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_6$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 6$  por lo que su disposición y geometría es OCTAÉDRICA con ángulos de enlace de  $90^\circ$ .

La respuesta correcta es la **b**.

13.80. Predecir la forma geométrica de las siguientes moléculas:

i)  $\text{BeCl}_2$     ii)  $\text{SO}_3$     iii)  $\text{SiH}_4$     iv)  $\text{NCl}_3$

a) i) angular; ii) pirámide trigonal; iii) tetraédrica; iv) triangular plana

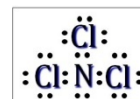
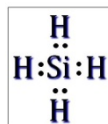
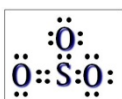
b) i) lineal; ii) triangular plana; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal

c) i) lineal; ii) pirámide trigonal; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal

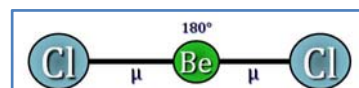
d) i) angular; ii) triangular plana; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

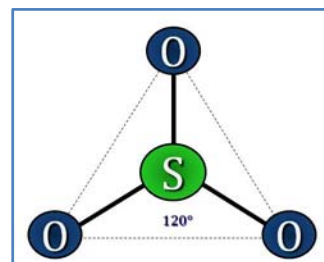
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



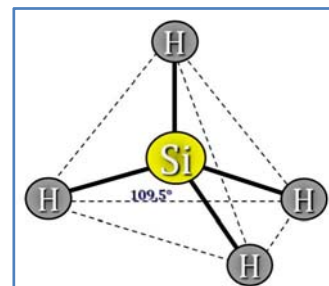
i) De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeCl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



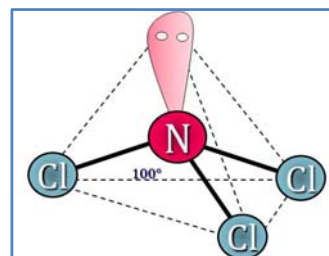
ii) De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SO}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.



iii) De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SiH}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es de TETRAÉDRICA.



iv). De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDE TRIGONAL.



La respuesta correcta es la **d**.

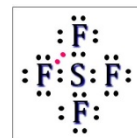
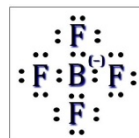
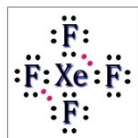
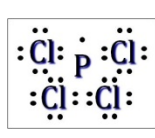
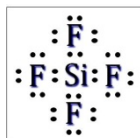


13.81. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene forma tetraédrica?

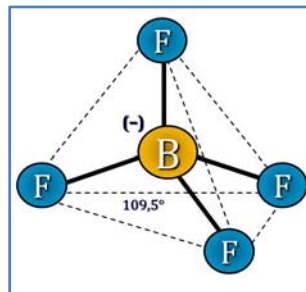
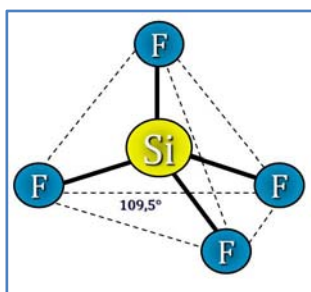
- a)  $\text{SiF}_4$
- b)  $\text{PCl}_4$
- c)  $\text{XeF}_4$
- d)  $\text{BF}_4^-$
- e)  $\text{SF}_4$

(O.Q.N. Vigo 2006)

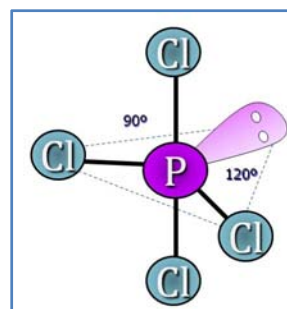
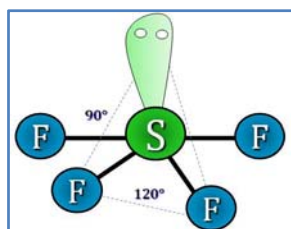
Las estructuras de Lewis de las cinco especies propuestas son:



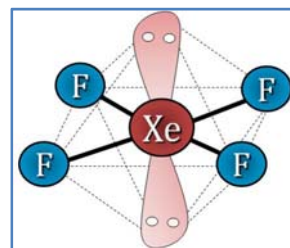
a-d) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{SiF}_4$  y  $\text{BF}_4^-$  son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que ambas tienen disposición y geometría **TETRAÉDRICA**.



b-e) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{SF}_4$  y  $\text{PCl}_4$  son especies que se ajustan a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}$  a las que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "BALANCÍN" debido a la presencia del par solitario sobre los átomos de azufre y fósforo, respectivamente.



c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{XeF}_4$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}_2$  a las que corresponde un número estérico  $(m+n) = 6$  con una disposición octaédrica y geometría CUADRADA PLANA debido a la presencia de los pares de electrones solitarios sobre el átomo de xenón.



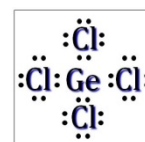
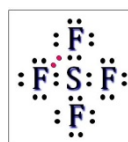
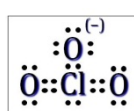
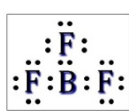
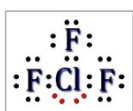
Las respuestas correctas son la **a** y la **d**.

13.82. ¿Cuál de las especies químicas:  $ClF_3$ ;  $BF_3$ ;  $ClO_3^-$ ;  $SF_4$ ;  $GeCl_4$ ; tiene todos sus ángulos de enlace de aproximadamente  $120^\circ$ ?

- a) Únicamente  $SF_4$   
 b) Únicamente  $GeCl_4$   
 c) Únicamente  $BF_3$   
 d)  $BF_3$  y  $SF_4$   
 e)  $ClF_3$  y  $BF_3$

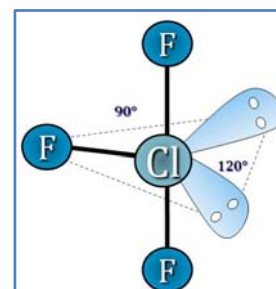
(O.Q.N. Vigo 2006)

Las estructuras de Lewis de las cinco especies propuestas son:



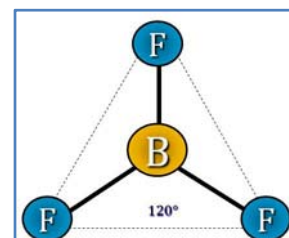
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $ClF_3$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $AX_3E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "FORMA de T".

Los ángulos de enlace  $F-Cl-F$  son aproximadamente de  $90^\circ$ , los del plano ecuatorial, son menores de  $120^\circ$  debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.



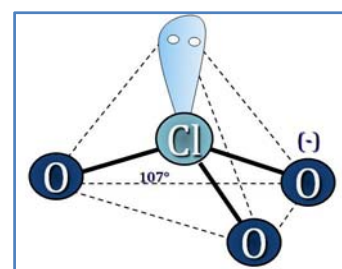
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $BF_3$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  con una disposición y geometría TRIANGULAR PLANA.

Los ángulos de enlace son de  $120^\circ$ .



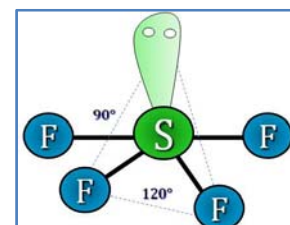
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $ClO_3^-$  es una especie que se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  con una disposición tetraédrica y geometría PIRAMIDAL TRIGONAL.

Los ángulos de enlace son menores de  $109,5^\circ$  debido a la repulsión ejercida por el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de cloro.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $SF_4$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $AX_4E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "BALANCÍN".

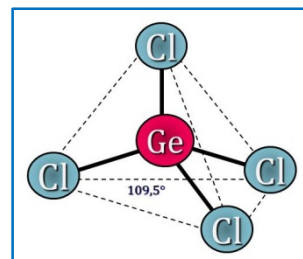
El ángulo de enlace  $F-S-F$  es menor de  $120^\circ$  debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de azufre.





▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{GeCl}_4$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  con una disposición y geometría TETRAÉDRICA.

Los ángulos de enlace son de  $109,5^\circ$ .



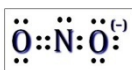
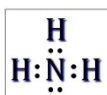
La respuesta correcta es la **c**.

13.83. ¿Cuál de las siguientes moléculas o iones presenta una geometría angular plana?

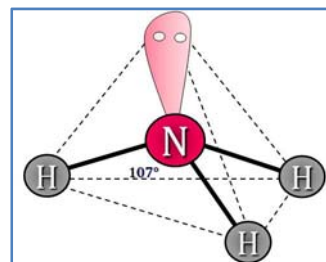
- $\text{NH}_3$
- $\text{NO}_2^-$
- $\text{BeCl}_2$
- $\text{CS}_2$

(O.Q.L. Murcia 2006)

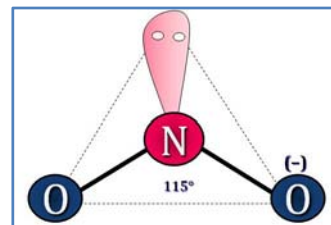
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



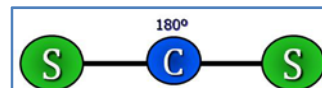
a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.



b) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NO}_2^-$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR.



c-d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{BeCl}_2$  y  $\text{CS}_2$  son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



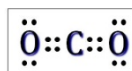
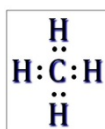
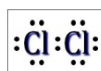
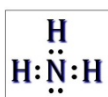
La respuesta correcta es la **d**.

13.84. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta mayor momento dipolar?

- $\text{NH}_3$
- $\text{Cl}_2$
- $\text{CH}_4$
- $\text{CO}_2$
- $\text{BeCl}_2$

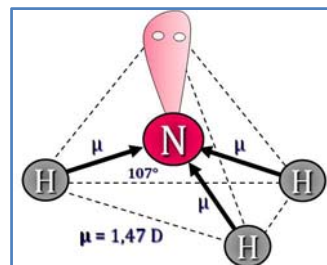
(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2008)

Las estructuras de *Lewis* de las cuatro sustancias propuestas son:



a) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

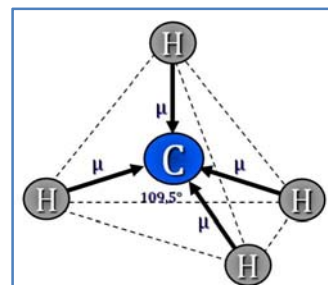


b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{Cl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AXE}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL ya que sólo hay dos átomos.

Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es NO POLAR.

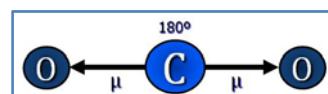
c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CH}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el carbono ( $\chi = 2,55$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



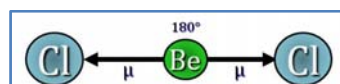
d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



e) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeCl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el berilio ( $\chi = 1,57$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en 2008 se reemplaza  $\text{Cl}_2$  por  $\text{BeCl}_2$ ).

13.85. De las siguientes moléculas:

$\text{F}_2$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$  (etileno),  $\text{C}_2\text{H}_2$  (acetileno),  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  (benceno) y  $\text{NH}_3$

indica las que tienen todos sus enlaces sencillos o simples.

a)  $\text{F}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

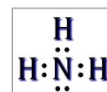
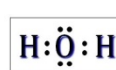
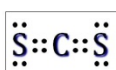
b)  $\text{F}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

c)  $\text{F}_2$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

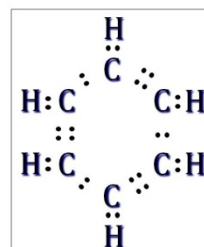
d)  $\text{F}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. Baleares 2006)

Las estructuras de Lewis de las sustancias inorgánicas propuestas son:



Las estructuras de Lewis de las sustancias orgánicas propuestas son:



Las únicas sustancias que tienen **todos sus enlaces simples** son  $\text{F}_2$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

La respuesta correcta es la **d**.

13.86. Indica cuáles de las siguientes moléculas son polares:

agua, tricloruro de boro, trifluoruro de fósforo, tetracloruro de carbono y benceno.

a) Agua y benceno

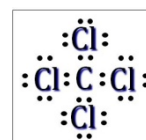
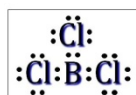
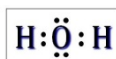
b) Agua y trifluoruro de fósforo

c) Agua y tetracloruro de carbono

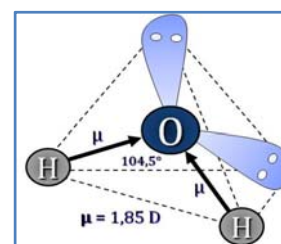
d) Agua, trifluoruro de fósforo y tricloruro de boro

(O.Q.L. Baleares 2006)

Las estructuras de Lewis de las sustancias inorgánicas propuestas son:



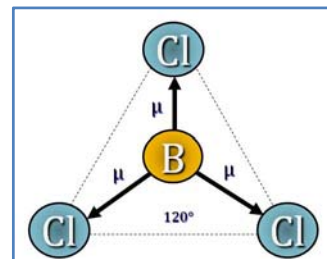
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85$  D) y la molécula es **POLAR**.

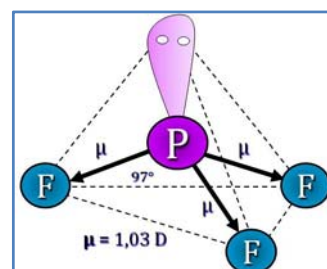
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 3 por lo que su disposición y geometría es TRIGONAL PLANA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



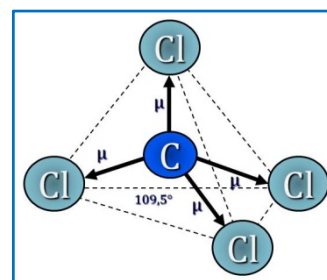
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.

Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,03$  D) y la molécula es **POLAR**.

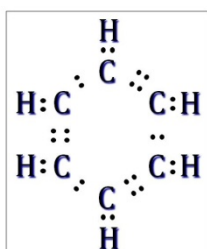


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 4 por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

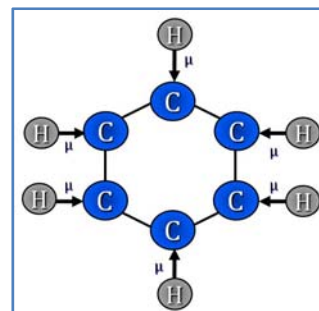


▪ La estructura de Lewis del  $\text{C}_6\text{H}_6$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{C}_6\text{H}_6$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central (cada uno de los átomos de carbono) se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 3 por lo que su disposición es triangular plana y la geometría resultante del anillo PLANA.

Como el carbono ( $\chi = 2,55$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



Las únicas sustancias polares son **H<sub>2</sub>O** y **PF<sub>3</sub>**.

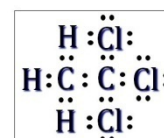
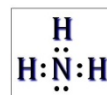
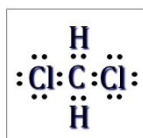
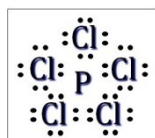
La respuesta correcta es la **b**.

13.87. ¿Cuáles de las siguientes moléculas es no polar?

- $PCl_5$
- $CH_2Cl_2$
- $NH_3$
- $Cl_3CCH_3$
- Ninguna

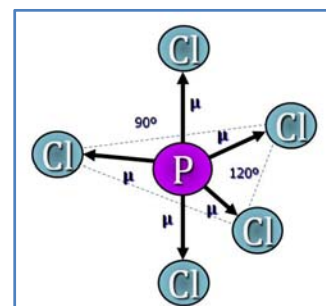
(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2011)

Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas son:



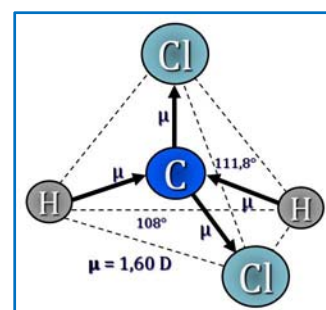
a) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo RPECV el  $PCl_5$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_5$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición y geometría es de BIPIRÁMIDE TRIGONAL.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

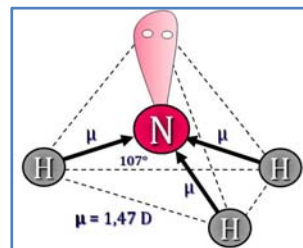


b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $CH_2Cl_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) y que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,60$  D) y la molécula es POLAR.

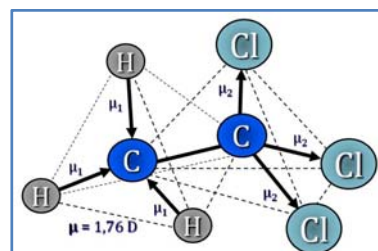


c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL ya que sólo hay tres átomos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{Cl}_3\text{CCH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y su geometría es TETRAÉDRICA.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) y que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,76 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

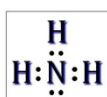
La respuesta correcta es la **a**.

13.88. Los ángulos de enlace de la molécula de amoníaco son aproximadamente de:

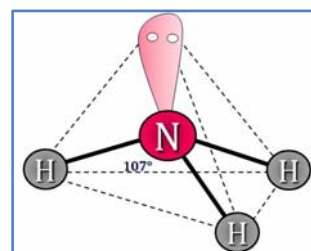
- a)  $90^\circ$
- b)  $109^\circ$
- c)  $120^\circ$

(O.Q.L. La Rioja 2006)

La estructura de Lewis del  $\text{NH}_3$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL con ángulos de enlace ligeramente inferiores a  $109,5^\circ$  debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios existente sobre el átomo de nitrógeno.



La respuesta correcta es la **b**.

13.89. Cuántos enlaces covalentes dativos que existen en



- a) ninguno
- b) uno
- c) dos

(O.Q.L. La Rioja 2006)



En la estructura de *Lewis* propuesta no hay ningún enlace covalente dativo, todos los enlaces de esta molécula son enlaces covalentes convencionales.

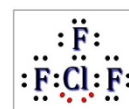
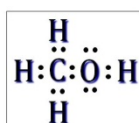
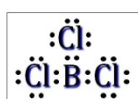
La respuesta correcta es la **a**.

13.90. De las siguientes moléculas:  $BCl_3$ ,  $CH_3OH$ ,  $SF_2$  y  $ClF_3$ , ¿cuántas son polares?

- a) 0  
b) 1  
c) 2  
d) 3  
e) 4

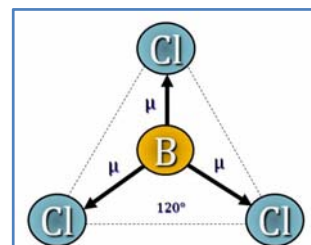
(O.Q.N. Córdoba 2007)

Las estructuras de *Lewis* de las cuatro moléculas propuestas son:



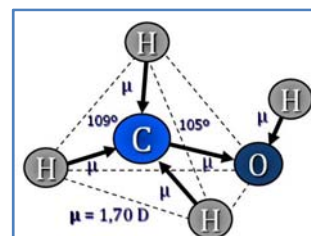
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $BCl_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



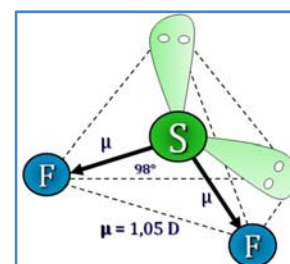
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $CH_3OH$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) y éste más que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) todos los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es no es nula ( $\mu = 1,70$  D) y la molécula es **POLAR**.

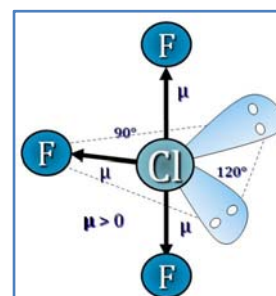


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $SF_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR debido a los pares de electrones solitarios que hay sobre el átomo de azufre.

Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el azufre ( $\chi = 2,58$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,05$  D) y la molécula es **POLAR**.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{ClF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es de "FORMA DE T" debido a los pares de electrones solitarios que hay sobre el átomo de cloro.



Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el cloro ( $\chi = 3,16$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu \neq 0$ ) y la molécula es **POLAR**.

La respuesta correcta es la **d**.

13.91. Entre las siguientes proposiciones hay una falsa, indícala:

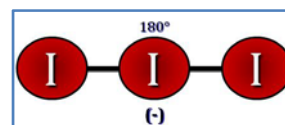
- a) La estructura del ion  $\text{I}_3^-$  es lineal.
- b) El  $\text{SO}_3$  es una molécula coplanaria y sus 3 ángulos O-S-O son iguales.
- c) El orden de enlace de la molécula  $\text{Li}_2$  es +1.
- d) CN y NO son dos moléculas paramagnéticas.
- e) El momento dipolar del  $\text{CS}_2$  es mayor que el del  $\text{SO}_2$ .

(O.Q.N. Córdoba 2007)

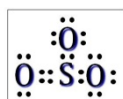
a) Verdadero. La estructura de Lewis del  $\text{I}_3^-$  es:



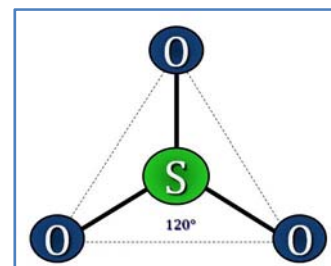
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{I}_3^-$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es LINEAL.



b) Verdadero. La estructura de Lewis del  $\text{SO}_3$  es:



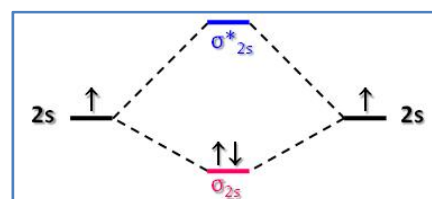
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SO}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.



c) Verdadero. El diagrama de orbitales moleculares de la molécula de  $\text{Li}_2$  es:

El orden de enlace en una molécula se calcula mediante la expresión:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{electrones enlazantes} - \text{electrones antienlazantes}) = \frac{1}{2} (2 - 0) = 1$$





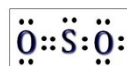
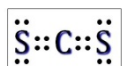
d) Verdadero. Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



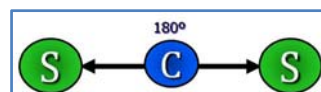
Se trata de especies con número impar de electrones por lo que deben tener al menos uno de ellos desapareado.

Una especie es paramagnética si presenta electrones desapareados lo que le hace interactuar débilmente con un campo magnético.

e) Falso. Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:

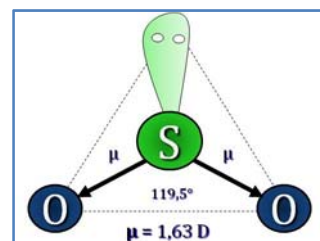


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CS}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



Como el azufre ( $\chi = 2,58$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es trigonal y su geometría es ANGULAR.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el azufre ( $\chi = 2,58$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,63 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

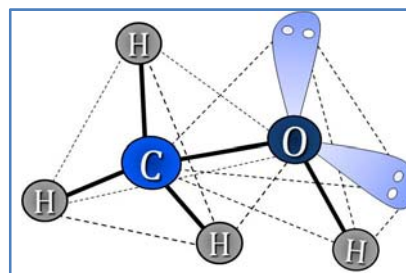
La respuesta correcta es la e.

13.92. El átomo de oxígeno en los alcoholes y en los éteres:

- Utiliza orbitales atómicos  $s$  y  $p_x$  para unirse a los átomos a los que se enlaza.
- Utiliza orbitales atómicos  $p_x$  y  $p_y$  para unirse a los átomos a los que se enlaza.
- Utiliza orbitales híbridos  $sp$  para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.
- Utiliza orbitales híbridos  $sp^3$  para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma angular.
- Utiliza orbitales atómicos  $s$ ,  $p_x$  y  $p_y$  para unirse a los átomos a los que se enlaza.

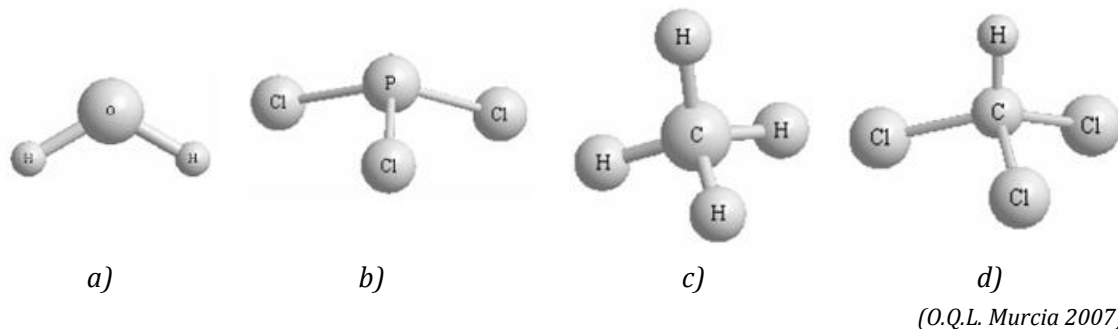
(O.Q.N. Córdoba 2007)

En los alcoholes y éteres, el átomo de oxígeno presenta hibridación  $sp^3$  y tiene cuatro orbitales híbridos dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. Como dos de estos orbitales están ocupados por sendos pares de electrones solitarios del oxígeno la forma resultante de la molécula es angular. Por ejemplo un alcohol como el metanol.



La respuesta correcta es la **d**.

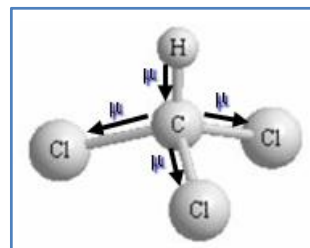
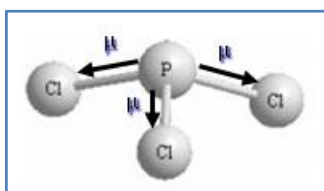
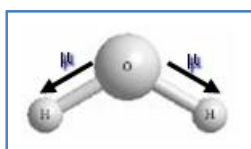
13.93. ¿Cuál de las siguientes formas moleculares no es polar?



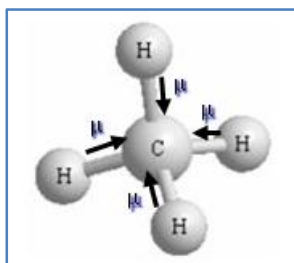
a) Falso. Según se observa en la figura el  $\text{H}_2\text{O}$  tiene geometría ANGULAR. Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

b) Falso. Según se observa en la figura el  $\text{PCl}_3$  tiene geometría PIRAMIDAL TRIGONAL. Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,56 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

d) Falso. Según se observa en la figura el  $\text{CHCl}_3$  tiene geometría de TETRAEDRO IRREGULAR. Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) y el carbono ( $\chi = 2,55$ ) son más electronegativos que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,04 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



c) **Verdadero**. Según se observa en la figura el  $\text{CH}_4$  tiene geometría TETRAÉDRICA. Como el carbono ( $\chi = 2,55$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



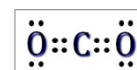
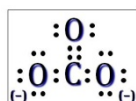
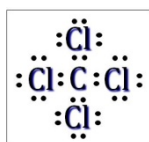
La respuesta correcta es la **c**.

13.94. Selecciona la relación que exprese correctamente el orden creciente de los ángulos de enlace sobre el carbono para las especies químicas  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  y  $\text{CCl}_4$ :

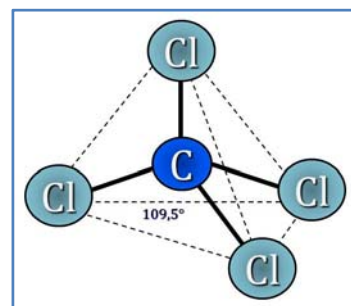
- a)  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CO}_2$   
 b)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$   
 c)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CCl}_4$   
 d)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CO}_2$

(O.Q.L. Murcia 2007)

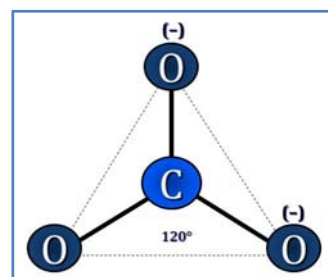
Considerando el ion  $\text{CO}_3^{2-}$  en lugar del  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



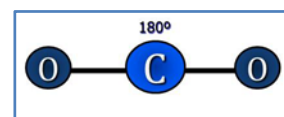
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA con ángulos de enlace de  $109,5^\circ$ .



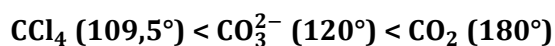
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_3^{2-}$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIGONAL con ángulos de enlace de  $120^\circ$ .



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL con ángulos de enlace de  $180^\circ$ .



El orden creciente de ángulos de enlace sobre el carbono es:



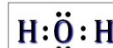
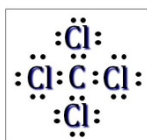
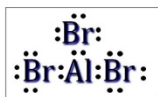
La respuesta correcta es la **a**.

13.95. De los siguientes compuestos cuál presenta momento dipolar permanente:

- a)  $\text{AlBr}_3$   
 b)  $\text{CCl}_4$   
 c)  $\text{MgH}_2$   
 d)  $\text{H}_2\text{O}$

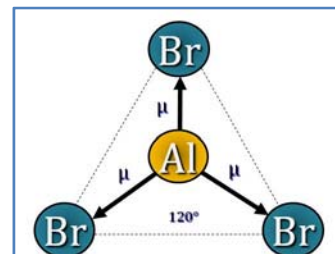
(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



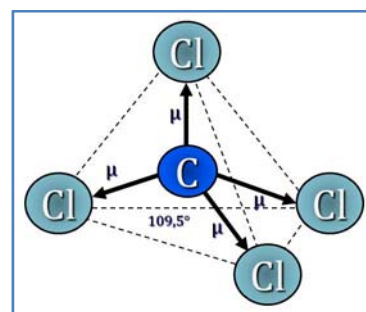
a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{AlBr}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.

Como el bromo ( $\chi = 2,96$ ) es más electronegativo que el aluminio ( $\chi = 1,61$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



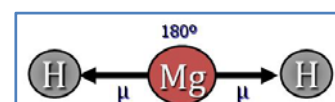
b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



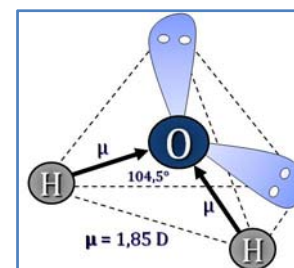
c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{MgH}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición es y geometría es LINEAL.

Como el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) es más electronegativo que el magnesio ( $\chi = 1,31$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



d) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



La respuesta correcta es la **d**.

13.96. La hibridación del carbono en el eteno ( $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ) es:

- a)  $sp^2$
- b)  $sp^3$
- c)  $sp$
- d)  $s^2p^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura de Lewis del eteno es:



Un átomo de carbono con un doble enlace presenta hibridación  $sp^2$  y tiene tres orbitales híbridos de este tipo.

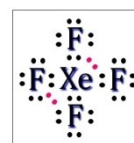
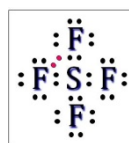
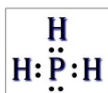
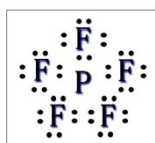
La respuesta correcta es la **a**.

13.97. ¿Cuál de las siguientes moléculas es plana?

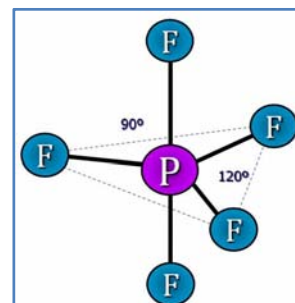
- a)  $\text{PF}_5$
- b)  $\text{PH}_3$
- c)  $\text{SF}_4$
- d)  $\text{XeF}_4$

(O.Q.L. Madrid 2007)

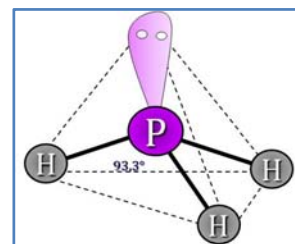
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



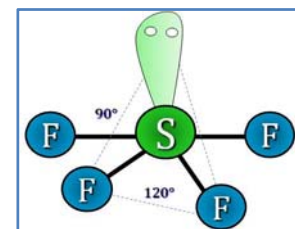
a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PF}_5$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_5$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 5 por lo que su disposición y geometría es BIPIRAMIDE TRIGONAL.



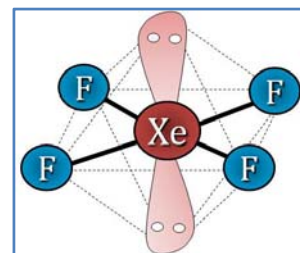
b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



c) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SF}_4$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}$  a la que corresponde un número estérico ( $m+n$ ) = 5 con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "BALANCÍN" con ángulos de enlace aproximados de 90° y 120°.



d) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{XeF}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 6$  por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es **CUADRADA PLANA**.



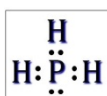
La respuesta correcta es la **d**.

13.98. ¿Cuál de las siguientes especies tiene la misma forma geométrica que la fosfamina,  $\text{PH}_3$ ?

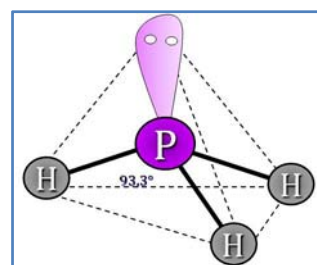
- a)  $\text{SO}_3$
- b)  $\text{NO}_3^-$
- c)  $\text{NH}_3$
- d)  $\text{BF}_3$

(O.Q.L. Madrid 2007)

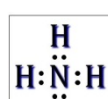
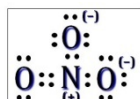
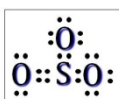
La estructura de *Lewis* del  $\text{PH}_3$  es:



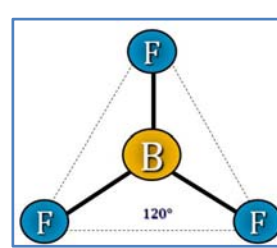
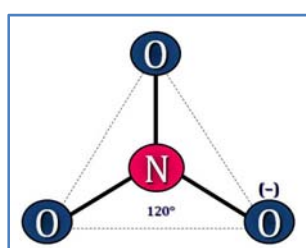
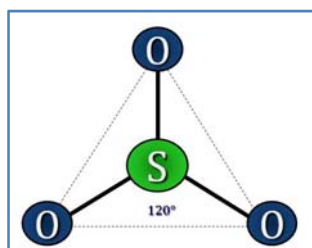
De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



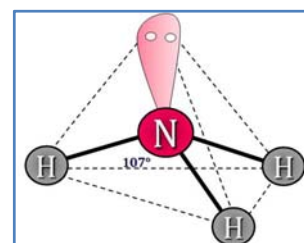
Las estructuras de *Lewis* de las sustancias propuestas son:



a-b-d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}_3^-$  y  $\text{BF}_3$  son especies que se ajustan a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  con una disposición y geometría TRIGONAL PLANA.



c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



La respuesta correcta es la **c**.



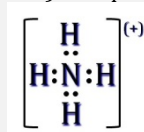
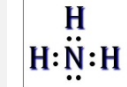
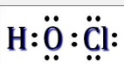
13.99. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?

a) HClO

b) H<sub>2</sub>Se

c) NH<sub>3</sub>

d) NH<sub>4</sub><sup>+</sup>



(O.Q.L. La Rioja 2007)

En la estructura de Lewis del H<sub>2</sub>Se, falta un par de electrones solitarios sobre el átomo central, por tanto, es **incorrecta**.

Las estructuras de Lewis del HClO, NH<sub>3</sub> y NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, son correctas ya que tienen todos los electrones y los átomos están bien colocados.

La respuesta correcta es la **b**.

13.100. ¿Cuántos enlaces covalentes dativos hay en una molécula de NH<sub>3</sub>?

a) tres

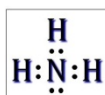
b) dos

c) ninguno

d) uno

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La estructura de Lewis del NH<sub>3</sub> es:



Todos los enlaces de esta molécula son enlaces covalentes convencionales. No obstante, la sustancia tiene un par de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno por lo que se comporta como base de Lewis y sí que podrá formar un enlace covalente dativo convirtiéndose en el ion amonio, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.

La respuesta correcta es la **c**.

13.101. La geometría de las especies SnCl<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, ICl<sub>4</sub><sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup> es:

a) angular, piramidal, piramidal, tetraédrica, triangular

b) lineal, piramidal, tetraédrica, cuadrado plana, piramidal

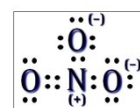
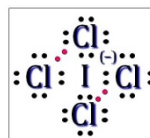
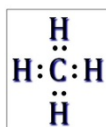
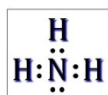
c) angular, piramidal, tetraédrica, cuadrado plana, triangular

d) angular, triangular, tetraédrica, tetraédrica, triangular

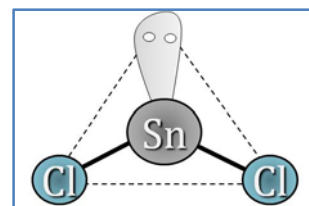
e) angular, piramidal, tetraédrica, tetraédrica, piramidal

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

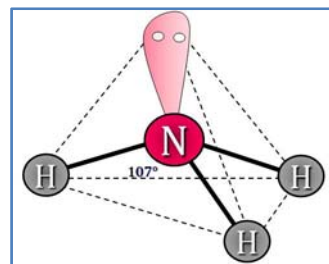
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



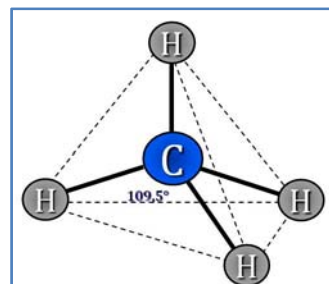
▪ De acuerdo con el modelo RPECV SnCl<sub>2</sub> es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX<sub>2</sub>E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y geometría ANGULAR ya que sólo hay dos átomos unidos al átomo central.



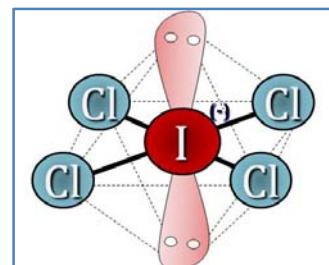
▪ De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.



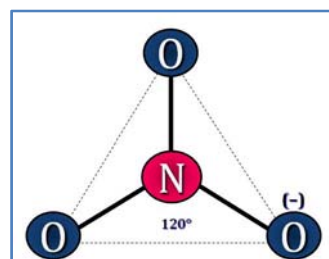
▪ De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{CH}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{ICl}_4^-$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 6$  por lo que su disposición es octaédrica y geometría CUADRADO PLANA ya que sólo hay cuatro átomos unidos al átomo central.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV  $\text{NO}_3^-$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y forma geométrica es TRIANGULAR.



La respuesta correcta es la c.

13.102. En el ion  $[\text{BH}_4]^-$  todas las distancias de enlace B-H son iguales, así como también lo son todos los ángulos H-B-H. Por tanto, se puede esperar que:

- La molécula sea cuadrada con el átomo de boro situado en el centro.
- La molécula sea tetraédrica con el átomo de boro situado en el centro.
- La molécula adopte la forma de una pirámide de base cuadrada.
- El boro tenga una hibridación  $sp^2$ .
- Esta molécula cargada negativamente tenga un momento dipolar diferente de cero.

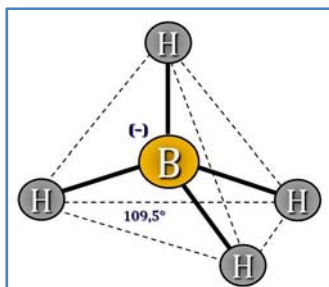
(O.Q.N. Castellón 2008)

Si todas las distancias de enlace son iguales y los ángulos de enlace también lo son, de acuerdo con el modelo RPECV el ion  $[\text{BH}_4]^-$  se ajusta al tipo  $\text{AX}_4$  con una geometría **TETRAÉDRICA** en la que el átomo de boro ocupa el centro del tetraedro y los átomos de hidrógeno los vértices del mismo.

Al tener los dos elementos diferente electronegatividad, los cuatro enlaces son polares por lo que existen cuatro dipolos dirigidos hacia el elemento más electronegativo, el hidrógeno. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y los ángulos de enlace también lo son la resultante de los mismos es nula y el ion es NO POLAR.

La hibridación que presenta el átomo de boro es  $sp^3$  y el ángulo de enlace  $109,5^\circ$ .





La respuesta correcta es la **b**.

13.103. ¿Cuáles de las siguientes moléculas tienen carácter polar?

1.  $\text{CH}_4$     2.  $\text{CH}_3\text{Cl}$     3.  $\text{NH}_3$     4.  $\text{HCN}$     5.  $\text{CO}_2$

a) 2, 3, 4 y 5

b) 1, 2 y 3

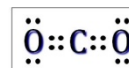
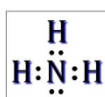
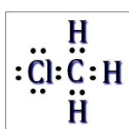
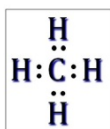
c) 2, 3 y 4

d) 1, 2, 4 y 5

e) 2, 3 y 5

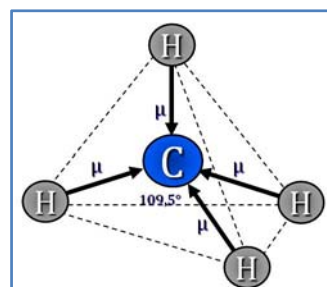
(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



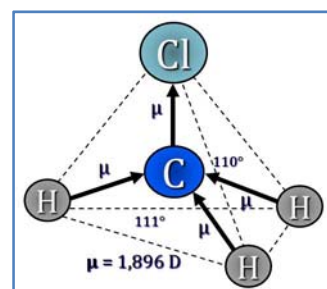
1. De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{CH}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el carbono ( $\chi = 2,55$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



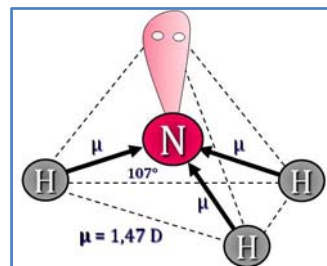
2. De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{CH}_3\text{Cl}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es de TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) y el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,896 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



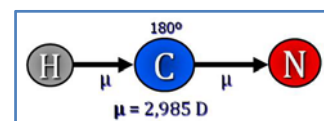
3. De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL ya que sólo hay tres átomos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.



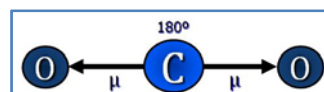
4. De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{HCN}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y su geometría es LINEAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que carbono ( $\chi = 2,55$ ) y que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 2,98 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



La respuesta correcta es la **c**.

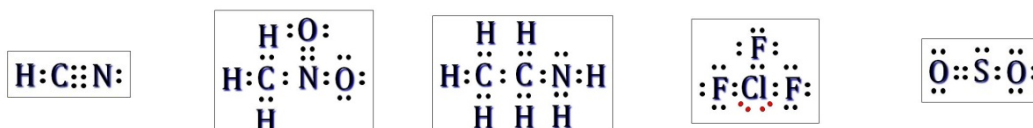
13.104. ¿Cuál o cuáles de las siguientes especies contienen algún enlace triple?

1.  $\text{HCN}$       2.  $\text{CH}_3\text{NO}_2$       3.  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$       4.  $\text{ClF}_3$       5.  $\text{SO}_2$

- a) 1  
b) 5  
c) 2 y 4  
d) 1 y 2  
e) 3 y 5

(O.Q.N. Castellón 2008)

Las estructuras de Lewis de las siguientes especies son:



La única especie que posee un enlace triple es **HCN**.

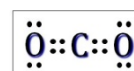
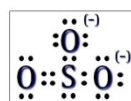
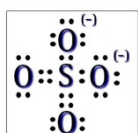
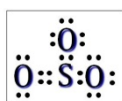
La respuesta correcta es la **a**.

13.105. El ángulo de enlace O–X–O en las especies  $SO_3$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$  y  $CO_2$  varía según:

- a)  $CO_2 = SO_3 > SO_4^{2-} > SO_3^{2-}$   
 b)  $CO_2 > SO_3 > SO_4^{2-} > SO_3^{2-}$   
 c)  $CO_2 > SO_3 = SO_4^{2-} > SO_3^{2-}$   
 d)  $CO_2 > SO_4^{2-} > SO_3 > SO_3^{2-}$   
 e)  $CO_2 > SO_3 > SO_4^{2-} = SO_3^{2-}$

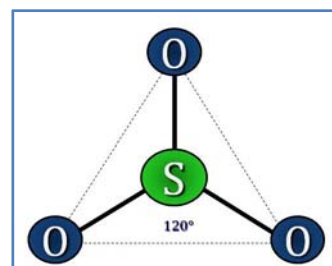
(O.Q.N. Castellón 2008)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



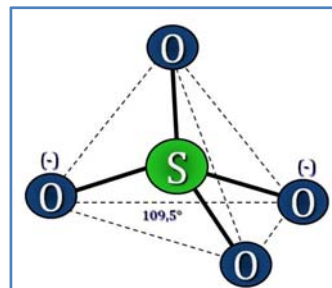
▪ De acuerdo con el modelo RPECV,  $SO_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y forma geométrica es TRIANGULAR PLANA.

Los ángulos de enlace de son de **120°**.



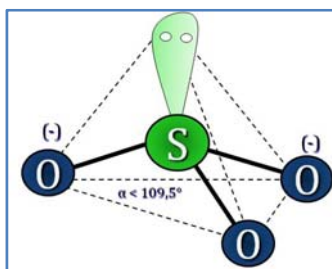
▪ De acuerdo con el modelo RPECV,  $SO_4^{2-}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Los ángulos de enlace de son de **109,5°**.



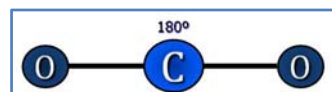
▪ De acuerdo con el modelo RPECV,  $SO_3^{2-}$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de PIRÁMIDE TRIGONAL.

Los ángulos de enlace son algo **menores de 109,5°** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.

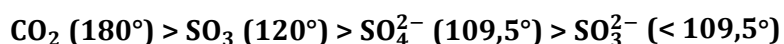


▪ De acuerdo con el modelo RPECV,  $CO_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.

El ángulo de enlace es de **180°**.



El orden decreciente de ángulos de enlace es:



La respuesta correcta es la **b**.



carga formal = carga del "core" (# e<sup>-</sup> de valencia) - # e<sup>-</sup> solitarios -  $\frac{1}{2}$  # e<sup>-</sup> compartidos

Las cargas formales en las restantes estructuras son:

átomo	estructura b	estructura d
S	carga = $6 - 4 - \frac{4}{2} = 0$	carga = $6 - 4 - \frac{4}{2} = 0$
C	carga = $4 - 0 - \frac{8}{2} = 0$	carga = $4 - 2 - \frac{6}{2} = +1$
N	carga = $5 - 4 - \frac{4}{2} = -1$	carga = $5 - 6 - \frac{2}{2} = -2$

La estructura de Lewis con menos cargas formales es la **b**.

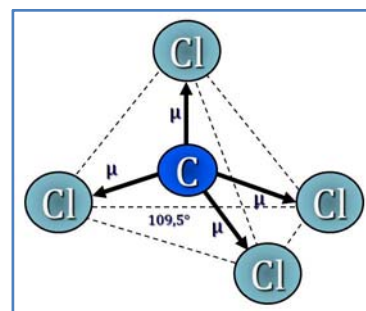
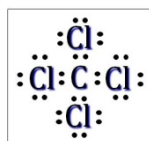
La respuesta correcta es la **b**.

13.108. En la molécula de tetracloruro de carbono:

- El enlace entre el carbono y el cloro es no polar.
- El momento dipolar es nulo.
- El enlace entre carbono y cloro es doble.
- La geometría de la misma es plana.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La estructura de Lewis del CCl<sub>4</sub> es:



De acuerdo con el modelo RPECV el CCl<sub>4</sub> es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX<sub>4</sub> a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

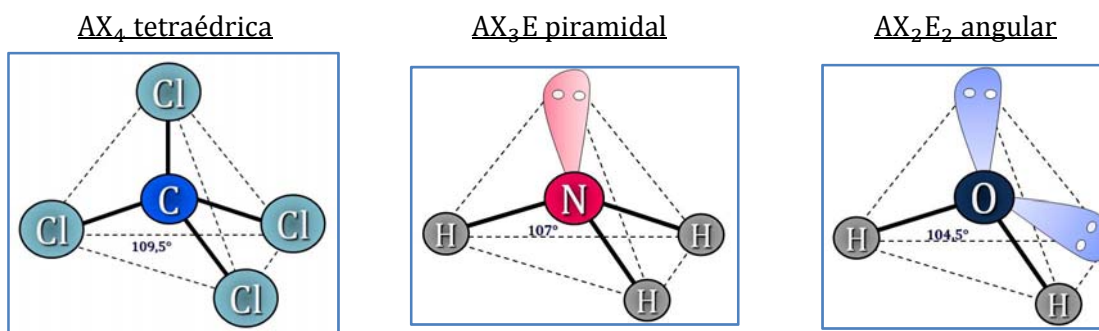
La respuesta correcta es la **b**.

13.109. Indica para los compuestos siguientes si alguno no posee algún átomo con hibridación sp<sup>3</sup>:

- NH<sub>3</sub>
- C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>
- H<sub>2</sub>O
- CF<sub>4</sub>

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Una molécula que presente hibridación sp<sup>3</sup> tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4. Este número está asociado a especies del tipo:



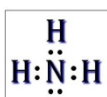
La respuesta correcta es la **b**.

13.110. Habida cuenta de las características del enlace en el amoníaco, puede deducirse que este compuesto presenta las siguientes propiedades:

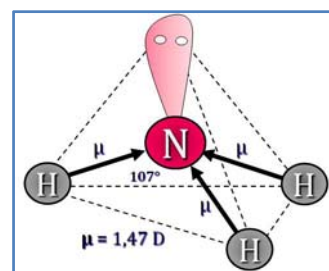
- La molécula es polar, es base de Lewis y tiene alta constante dieléctrica.
- La molécula es apolar, es base de Lewis y forma enlaces de hidrógeno.
- La molécula es plana, forma enlaces de hidrógeno y es ácido de Lewis.
- Es un compuesto iónico, se disocia en medio acuoso y es base fuerte.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

- La estructura de Lewis del amoníaco es:

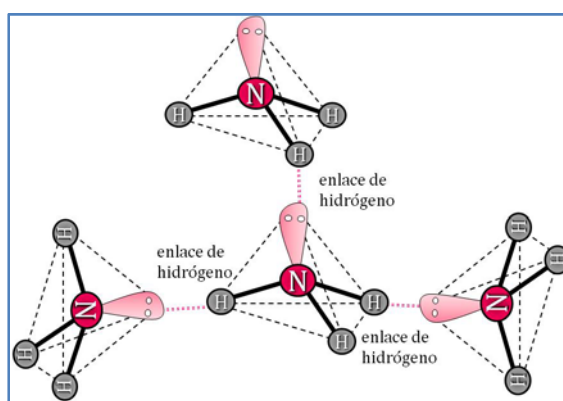


De acuerdo con el modelo RPECV, NH<sub>3</sub> es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX<sub>3</sub>E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **PIRAMIDAL** ya que sólo hay tres átomos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.

- Es una **base de Lewis**, ya que el nitrógeno tiene un par de electrones solitario que puede ceder para compartir con un ácido.
- Tiene **enlace intermolecular de hidrógeno** o por puentes de hidrógeno, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.





▪ La existencia de este tipo de enlace es responsable de que sea un disolvente polar y tenga una **constante dieléctrica elevada** ( $\epsilon = 22$ ) aunque no tan grande como la del agua ( $\epsilon = 80$ ).

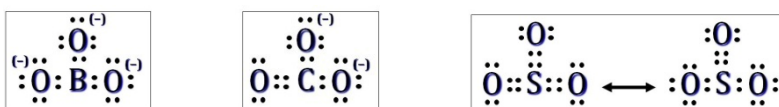
La respuesta correcta es la **a**.

13.111. Los aniones borato, carbonato y la molécula de trióxido de azufre tienen:

- Mismo número de átomos, igual carga y tres enlaces sencillos elemento-oxígeno.
- Estructura plana, mismo número de electrones, diferente orden de enlace elemento-oxígeno.
- Estructura plana, mismo número de átomos, diferente número de electrones.
- Diferente estructura, igual número de átomos, igual número de electrones.

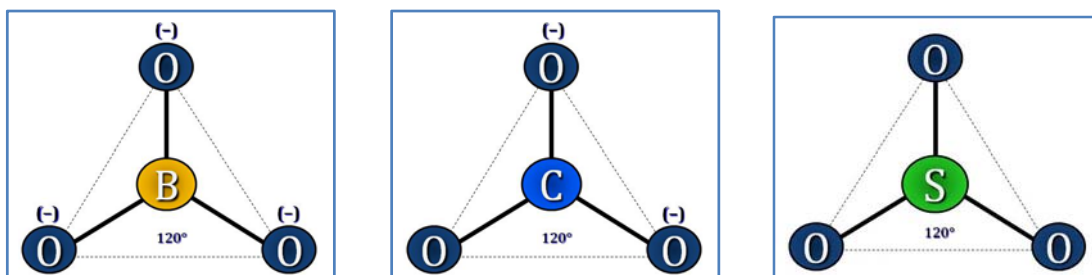
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Las tres especies poseen 4 átomos y 24 electrones en su capa de valencia.

▪ De acuerdo con el modelo RPECV,  $\text{BO}_3^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  y  $\text{SO}_3$  son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y forma geométrica es TRIANGULAR PLANA con un ángulo de enlace de  $120^\circ$ .



Las tres especies tienen diferente orden de enlace X-O:

- orden 1 (todos los enlaces sencillos) en el  $\text{BO}_3^{3-}$
- orden  $1\frac{1}{2}$  (dos enlaces sencillos y uno doble) en el  $\text{CO}_3^{2-}$
- orden 2 (una de las estructuras resonantes con todos los enlaces dobles) en el  $\text{SO}_3$

La respuesta correcta es la **b**.

13.112. Considerando moléculas triatómicas del tipo  $\text{AB}_2$  se puede asegurar:

- Que siempre serán polares
- Si la molécula es angular no tendrá momento dipolar
- Que si la molécula es lineal no tendrá momento dipolar
- Que no tienen en ningún caso momento dipolar

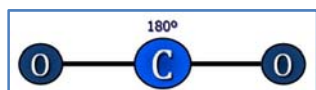
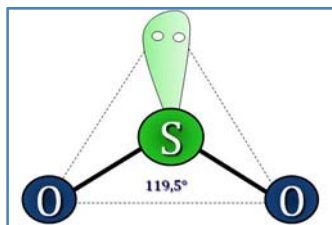
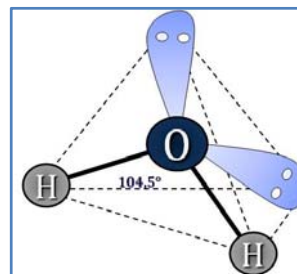
(O.Q.L. Baleares 2008)

a) Falso.  $\text{AB}_2$  indica únicamente la relación estequiométrica existente entre los elementos A y B. Según el modelo RPECV una molécula con esa estequiometría puede tener o no pares solitarios sobre el átomo central y ser del tipo:

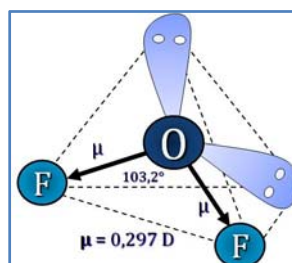
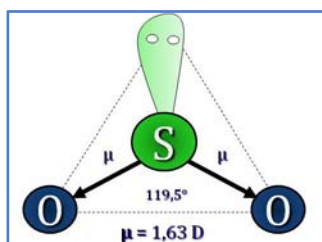
- $\text{AB}_2$  a la que corresponde una geometría lineal (por ejemplo,  $\text{CO}_2$ )

- $AB_2E$  a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo,  $SO_2$ )
- $AB_2E_2$  a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo,  $OF_2$ )

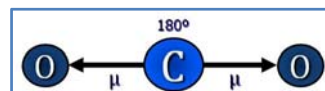
donde E indica el número de pares de electrones solitarios sobre el átomo A.

 $AB_2$  lineal $AB_2E$  angular $AB_2E_2$  angular

b) Falso. Una molécula  $AB_2$  con uno o dos pares de electrones solitarios sobre A tiene geometría ANGULAR debido a la repulsión que ejercen los pares solitarios sobre los otros dos pares de electrones de enlace A-B. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es POLAR.



c) **Verdadero.** Una molécula  $AB_2$  sin pares de electrones solitarios sobre A tiene geometría **LINEAL**. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



d) Falso. Tal como se ha explicado en los apartados c). y d).

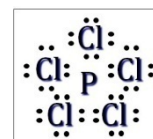
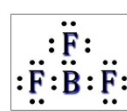
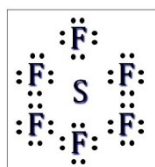
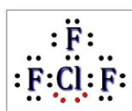
La respuesta correcta es la c.

13.113. ¿En qué especie el átomo central tiene uno o más pares de electrones solitarios?

- $ClF_3$
- $SF_6$
- $BF_3$
- $PCl_5$

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las estructuras de *Lewis* de las cuatro sustancias propuestas son:



La única especie en la que el átomo central tiene pares de electrones solitarios es  $ClF_3$ .

La respuesta correcta es la a.



13.114. De las siguientes moléculas covalentes, ¿cuáles son polares?

1.  $\text{BeCl}_2$     2.  $\text{PH}_3$     3.  $\text{CO}_2$     4.  $\text{CHCl}_3$     5.  $\text{AlCl}_3$     6.  $\text{BF}_3$

a) 1, 2 y 3

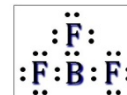
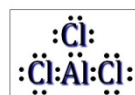
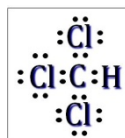
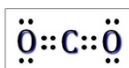
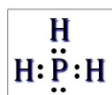
b) 1, 4, 5 y 6

c) 2 y 4

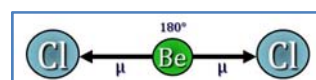
d) 2, 3 y 4

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:

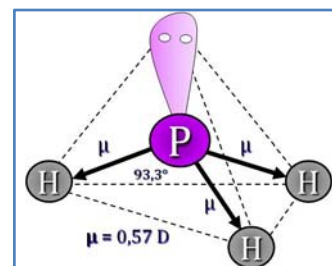


1. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeCl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



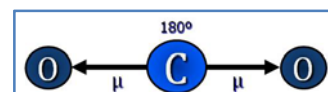
Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el berilio ( $\chi = 1,57$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

2. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



Como el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,574 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

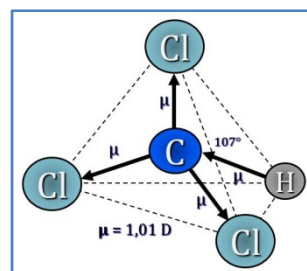
3. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

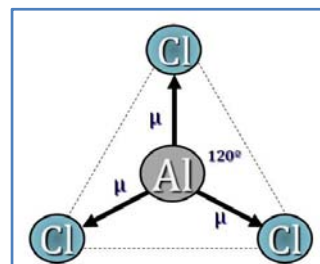
4. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CHCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es TETRAEDRO IREGULAR.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) y que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,978$  D) y la molécula es **POLAR**.

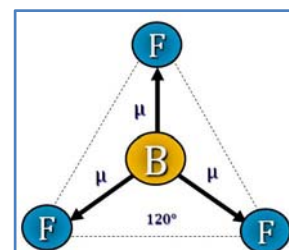


5. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{AlCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es y geometría es TRIANGULAR.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el aluminio ( $\chi = 1,61$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



6. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.



Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

La respuesta correcta es la c.

13.115. Al comparar dos moléculas muy semejantes  $\text{CO}_2$  y  $\text{SO}_2$ , se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cuál de las siguientes respuestas justifica esta diferencia?

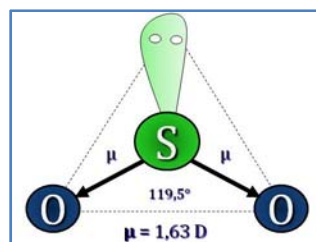
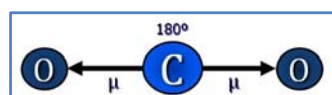
- Porque el carbono y el oxígeno tienen electronegatividades muy similares, mientras que en el caso del azufre y el oxígeno son muy diferentes.
- Porque el carbono pertenece al 2º periodo del sistema periódico y el azufre, al 3º periodo.
- Porque el átomo de carbono presenta hibridación  $sp$ , mientras que el azufre  $sp^2$ .
- Porque el átomo de carbono presenta hibridación  $sp^2$ , mientras que el azufre  $sp$ .

(O.Q.L. Canarias 2008)

a) Falso. Las electronegatividades del C ( $\chi = 2,55$ ) y del S ( $\chi = 2,58$ ) son similares y muy diferentes de la del O ( $\chi = 3,44$ ).

b) Falso. La polaridad de la molécula no depende del periodo al cual pertenecen los elementos.

c) **Verdadero**. El átomo de carbono presenta una hibridación  $sp$  que al ser lineal determina que aunque los enlaces C–O son polares, los dipolos  $\text{O} \leftarrow \text{C} \rightarrow \text{O}$  se anulen y den un momento dipolar nulo ( $\mu = 0$ ). Sin embargo, el átomo de azufre presenta hibridación  $sp^2$  que al ser triangular plana determina que los enlaces  $\text{S} \rightarrow \text{O}$  que son polares formen un ángulo de unos  $120^\circ$  y el momento dipolar resultante no es nulo ( $\mu = 1,63$  D).



d) Falso. Por lo indicado en el apartado c).

La respuesta correcta es la **b**.

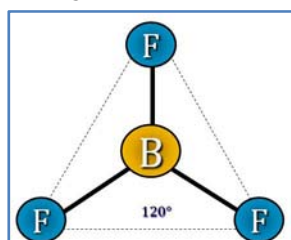
13.116. ¿Qué geometrías son posibles para las moléculas o iones cuyos enlaces se pueden describir mediante orbitales híbridos  $sp^2$ ?

- Tetraédrica y angular.
- Piramidal trigonal y angular.
- Trigonal plana y angular.
- Trigonal plana y piramidal trigonal.
- Trigonal plana y octaédrica.

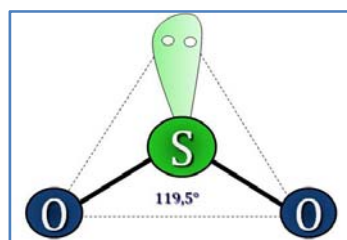
(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009)

Una molécula que presente hibridación  $sp^2$  tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3. Este número está asociado a especies del tipo:

$AX_3$  trigonal plana



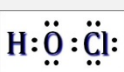
$AX_2E$  angular



La respuesta correcta es la **c**.

13.117. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?

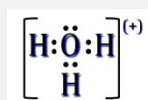
a) HClO



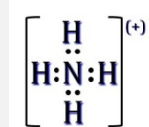
b) H<sub>2</sub>S



c) H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>



d) NH<sub>4</sub><sup>+</sup>



(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-c-d) Correcto. Las estructuras de Lewis del HClO, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y NH<sub>4</sub><sup>+</sup> son correctas ya que tienen todos los electrones y los átomos están bien colocados.

b) **Incorrecta**. En la estructura de Lewis del H<sub>2</sub>S, faltan dos electrones sobre el átomo de azufre.

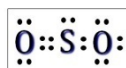
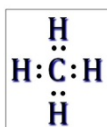
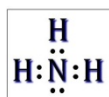
La respuesta incorrecta es la **b**.

13.118. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

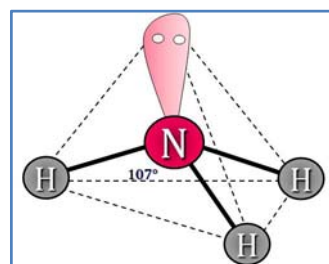
- La molécula de amoníaco es piramidal.
- La molécula de metano es tetraédrica.
- La molécula de dióxido de azufre es lineal.
- La molécula de dióxido de carbono es lineal.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

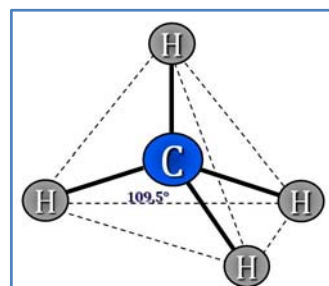
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



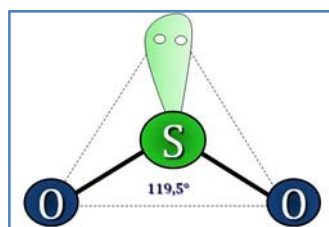
a) Verdadero. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.



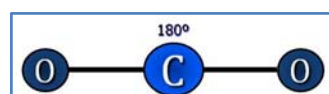
b) Verdadero. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CH}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.



c) **Falso**. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR.



d) Verdadero. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



La respuesta correcta es la c.

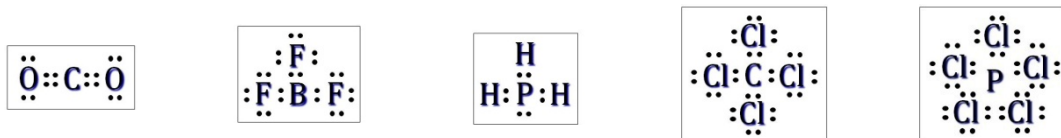
13.119. ¿Cuáles de las siguientes moléculas son polares?

- $\text{CO}_2$
- $\text{BF}_3$
- $\text{PH}_3$
- $\text{CCl}_4$
- $\text{PCl}_5$

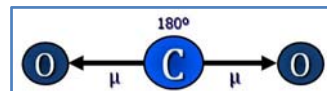
- Sólo 3
- 1 y 2
- 3 y 4
- 3, 4 y 5
- 3 y 5

(O.Q.L. Ávila 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:

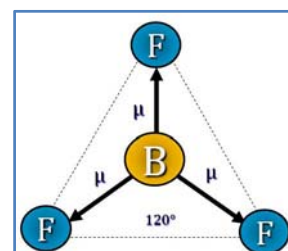


1. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



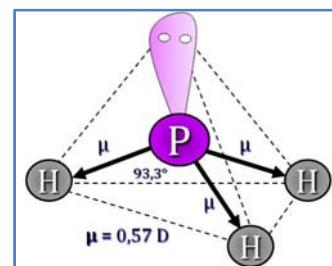
Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

2. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.



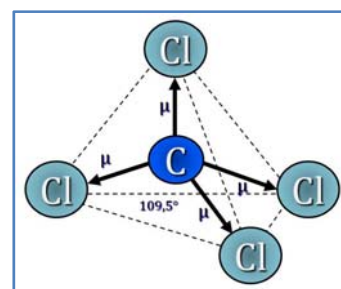
Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

3. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



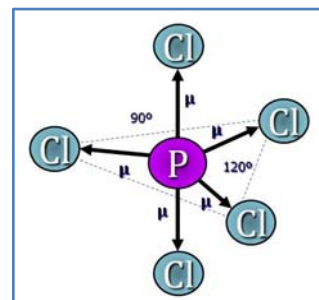
Como el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,574 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.

4. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es TETRAÉDRICA.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

5. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PCl}_5$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_5$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición es y geometría es BIPIRÁMIDE TRIANGULAR.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

La respuesta correcta es la **a**.

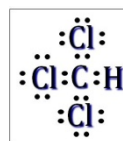
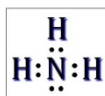
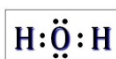
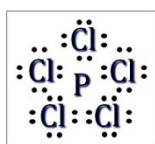
(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2008 y Castellón 2008).

13.120. ¿En cuál de las siguientes especies químicas el átomo central tiene solamente un par de electrones no enlazantes?

- $\text{PCl}_5$
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3$
- $\text{CHCl}_3$
- $\text{BeCl}_2$

(O.Q.L. Ávila 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a-d-e) Falso.  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{CHCl}_3$  y  $\text{BeCl}_2$  son especies que no poseen pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

b) Falso. El  $\text{H}_2\text{O}$  es una especie que posee dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

c) **Verdadero**. El  $\text{NH}_3$  es una especie que posee un único par de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

13.121. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de átomos pueden formar una molécula polar?

- H y H
- H y Br
- H y B
- Na y Br

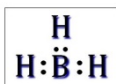
(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Falso. La combinación H y H se descarta, ya que al ser dos los átomos iguales es imposible que se cree un dipolo.

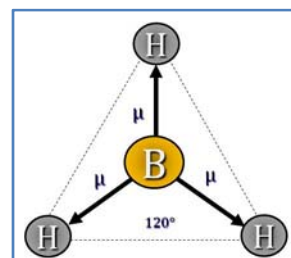
b) **Verdadero**. La combinación de H y Br forma la molécula de HBr en la que el átomo de Br es más electronegativo que el de H. Por este motivo, se crea un único dipolo que hace que la molécula sea POLAR.



c) Falso. La combinación H y B forma la molécula de  $\text{BH}_3$  cuya estructura de *Lewis* es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR PLANA.



Como el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.

d) Falso. La combinación de Na y Br forma el compuesto NaBr. Como Br (no metal con tendencia a ganar un electrón) es bastante más electronegativo que Na (metal con tendencia a ceder un electrón) se forman iones que dan lugar a una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

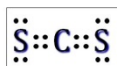
La respuesta correcta es la **b**.

13.122. ¿En cuál de las siguientes moléculas no existen enlaces múltiples?

- $\text{CS}_2$
- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{HCN}$
- $\text{C}_2\text{H}_4$

(O.Q.L. Murcia 2009)

Las estructuras de *Lewis* de las sustancias inorgánicas propuestas son:



La única sustancia que tiene todos sus enlaces simples es  $\text{H}_2\text{S}$ .

La respuesta correcta es la **b**.

13.123. Un compuesto de tipo  $\text{AX}_3$  no tiene momento dipolar, mientras que otro de tipo  $\text{EX}_3$  sí que lo tiene, en ambos casos X es un halógeno. Con estos datos indica cuál de las siguientes respuestas es correcta:

- El compuesto  $\text{AX}_3$  tiene un doble enlace.
- La molécula  $\text{AX}_3$  no debe tener una forma plana con ángulos de enlace de  $120^\circ$ .
- El átomo E del compuesto  $\text{EX}_3$  debe tener electrones sin compartir.
- El átomo A es más electronegativo que el átomo E.

(O.Q.N. Madrid 2009)

a-b) Falso. Si el compuesto  $\text{AX}_3$  no tiene momento dipolar es que se trata de una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por tanto:

- su disposición y geometría es **TRIANGULAR PLANA**
- con **enlaces sencillos** y con ángulos de enlace de  $120^\circ$
- sin pares de electrones solitarios sobre el átomo A.

De acuerdo con esto, A tiene tres electrones de valencia por lo que este elemento debe pertenecer al **grupo 13** del sistema periódico.

c) **Verdadero**. Si el compuesto  $EX_3$  sí tiene momento dipolar es que se trata de una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula:

- $AX_3E \rightarrow$  número estérico  $(m+n) = 4 \rightarrow$  geometría PIRAMIDAL ( $\alpha = 109,5^\circ$ )
- $AX_3E_2 \rightarrow$  número estérico  $(m+n) = 5 \rightarrow$  geometría FORMA de T ( $\alpha = 90^\circ$  y  $120^\circ$ )

A estas estructuras les que corresponden **uno o dos pares de electrones solitarios sobre el átomo E**, respectivamente. De acuerdo con esto, E tiene siete electrones de valencia por lo que también es un halógeno como el cloro.

d) Falso. Los elementos del grupo 17 (halógenos) son más electronegativos que los del grupo 13.

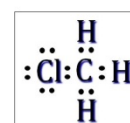
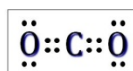
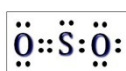
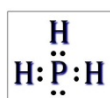
La respuesta correcta es la c.

13.124. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

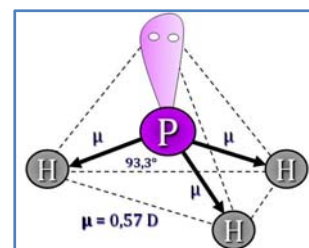
- a) Fosfina
- b) Dióxido de azufre
- c) Dióxido de carbono
- d) Clorometano

(O.Q.N. Madrid 2009)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:

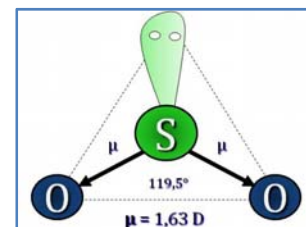


a) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.



Como el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,57 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

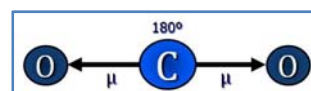
b) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{SO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el azufre ( $\chi = 2,58$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,63 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

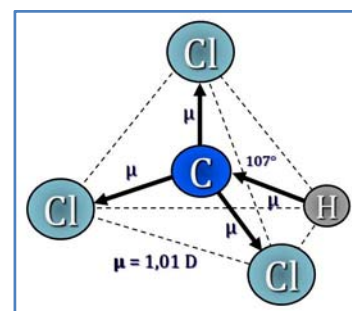


c) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CHCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

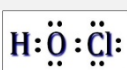


Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) y el carbono ( $\chi = 2,55$ ) son más electronegativos que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,896 \text{ D}$ ) y la molécula es POLAR.

La respuesta correcta es la **c**.

13.125. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?

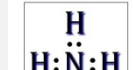
i)  $\text{HClO}$



ii)  $\text{CS}_2$



iii)  $\text{NH}_3$



iv)  $(\text{OH})_2\text{CO}$



v)  $\text{H}_2\text{Se}$



- a) Solamente ii y v  
 b) Solamente i, ii y v  
 c) Solamente ii y iv  
 d) Solamente ii, iv y v

(O.Q.L. La Rioja 2009)

En la estructura de Lewis del  $\text{CS}_2$ , falta un par de electrones solitarios sobre cada átomo de S, por tanto, es **incorrecta**.

En la estructura de Lewis del  $\text{H}_2\text{Se}$ , falta un par de electrones solitarios sobre el átomo central, por tanto, es **incorrecta**.

Las estructuras de Lewis del  $\text{HClO}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $(\text{OH})_2\text{CO}$ , son correctas ya que tienen todos los electrones y los átomos están bien colocados.

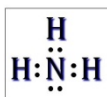
La respuesta correcta es la **a**.

13.126. ¿Cuál es el orden de enlace N-H en la molécula de  $\text{NH}_3$  y  $\text{N}_2$ ?

- a) Uno y dos respectivamente.  
 b) Dos y uno respectivamente.  
 c) Uno y tres respectivamente.  
 d) Uno en las dos moléculas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de las estructuras de Lewis de las dos sustancias propuestas:



Se deduce que los órdenes de enlace son respectivamente **uno** y **tres**.

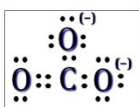
La respuesta correcta es la **c**.

13.127. Los ángulos de enlace O–C–O en el ion carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) son aproximadamente:

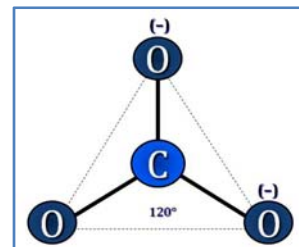
- Todos de  $120^\circ$
- Todos de  $180^\circ$
- Todos de  $109,5^\circ$
- Todos de  $90^\circ$
- Dos de  $90^\circ$  y uno de  $180^\circ$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

La estructura de Lewis del  $\text{CO}_3^{2-}$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CO}_3^{2-}$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y forma geométrica es TRIANGULAR PLANA con un ángulo de enlace de  $120^\circ$ .



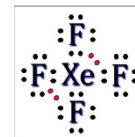
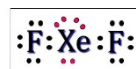
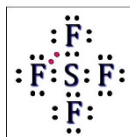
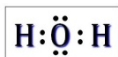
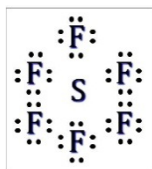
La respuesta correcta es la **a**.

13.128. ¿En cuál de las siguientes especies químicas el átomo central tiene solamente un par de electrones no enlazantes?

- $\text{SF}_6$
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{SF}_4$
- $\text{XeF}_2$
- $\text{XeF}_4$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) Falso.  $\text{SF}_6$  es una especie que no posee pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

b-e) Falso.  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{XeF}_4$  son especies que poseen dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

c) **Verdadero**.  $\text{SF}_4$  es una especie que posee un único par de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

d) Falso.  $\text{XeF}_2$  es una especie que posee tres pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

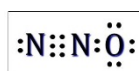
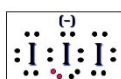
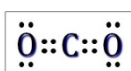
13.129. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es lineal?

1.  $\text{CO}_2$     2.  $\text{I}_3^-$     3.  $\text{N}_2\text{O}$     4.  $\text{C}_2\text{H}_2$     5.  $\text{SiO}_2$

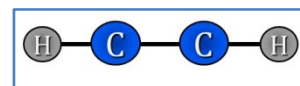
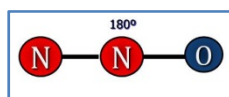
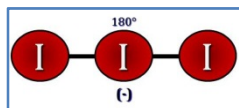
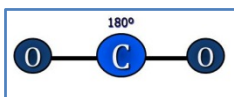
- a) Sólo 2  
b) 1 y 2  
c) 2 y 3  
d) Sólo 3  
e) Sólo 5

(O.Q.N. Sevilla 2010)

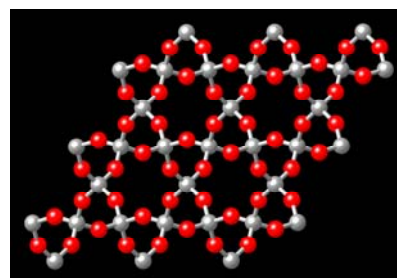
Las estructuras de *Lewis* de las moléculas propuestas son:



De acuerdo con el modelo RPECV estas cuatro moléculas corresponden a sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a las que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



El caso del  $\text{SiO}_2$  es completamente distinto, ya que aunque se trata de una sustancia en la que existen enlaces covalentes entre los átomos de silicio y oxígeno, no forma moléculas sino redes covalentes en las que cada átomo de silicio (de color gris) se encuentra unido a cuatro átomos de oxígeno (de color rojo).



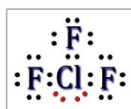
La respuesta correcta es la **e**.

13.130. ¿Cuál es la forma de una molécula de  $\text{ClF}_3$ ?

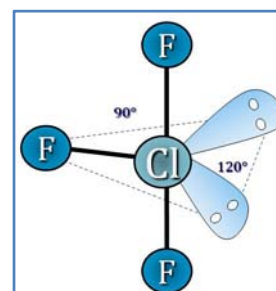
- a) Trigonal plana  
b) Piramidal trigonal  
c) En forma de T  
d) Tetraédrica

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura de *Lewis* de la molécula propuesta es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{ClF}_3$  es una molécula que se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "FORMA de T" con ángulos de enlace aproximados de  $90^\circ$  y  $120^\circ$ .



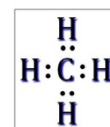
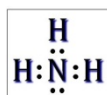
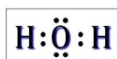
La respuesta correcta es la **c**.

13.131. ¿En qué serie están las moléculas ordenadas según un ángulo de enlace creciente?

- a)  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$   
 b)  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$   
 c)  $H_2O$ ,  $CH_4$ ,  $NH_3$   
 d)  $NH_3$ ,  $CH_4$ ,  $H_2O$

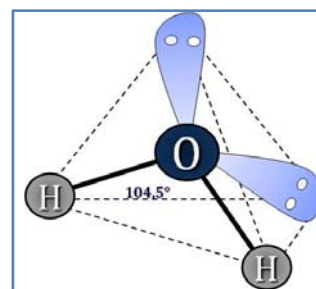
(O.Q.L. La Rioja 2010)

Las estructuras de Lewis de las tres sustancias propuestas son:



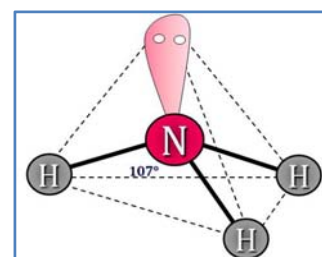
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $H_2O$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Los ángulos de enlace son **menores de  $109,5^\circ$**  debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios existentes sobre el átomo de oxígeno.



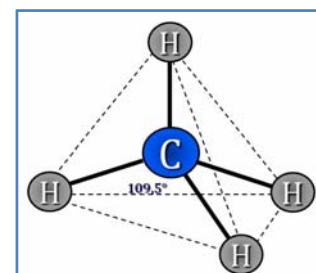
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $NH_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.

Los ángulos de enlace son **algo menores de  $109,5^\circ$**  debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios existente sobre el átomo de nitrógeno.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $CH_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Los ángulos de enlace son de  **$109,5^\circ$** .



El orden creciente de ángulos de enlace es:



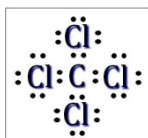
La respuesta correcta es la **a**.

13.132. Ordena las siguientes moléculas en función de su momento dipolar nulo.

- a)  $CO < HBr < HF < CCl_4$   
 b)  $CCl_4 < CO < HBr < HF$   
 c)  $HF < HBr < CCl_4 < CO$   
 d)  $HBr < CO < HF < CCl_4$

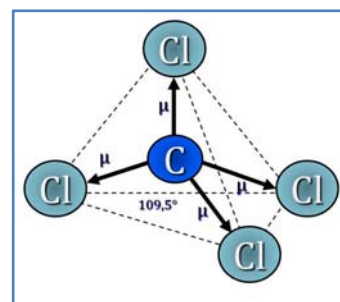
(O.Q.L. Baleares 2010)

Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.



▪ Las moléculas de CO, HF y HBr son moléculas **lineales** ya que están formadas sólo por dos átomos. También se trata de moléculas **polares** ya que como los elementos que las forman tienen diferente valor de la electronegatividad, en cada una de ellas existe un dipolo dirigido hacia el elemento más electronegativo.

- $\text{CO} \rightarrow \Delta\chi = 0,89$  ( $\chi_{\text{O}} = 3,44$  y  $\chi_{\text{C}} = 2,55$ ) y un enlace triple (muy corto)
- $\text{HBr} \rightarrow \Delta\chi = 0,76$  ( $\chi_{\text{Br}} = 2,96$  y  $\chi_{\text{H}} = 2,20$ ) y un enlace sencillo
- $\text{HF} \rightarrow \Delta\chi = 1,78$  ( $\chi_{\text{F}} = 3,98$  y  $\chi_{\text{H}} = 2,20$ ) y un enlace sencillo

El orden creciente de momentos dipolares es:



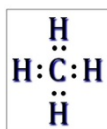
La respuesta correcta es la **b**.

13.133. Dadas las moléculas  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$  y  $\text{C}_2\text{H}_2$ , señale cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:

- a) El átomo de carbono en la molécula de  $\text{CH}_4$  posee hibridación  $\text{sp}^3$ .
- b) La molécula de  $\text{C}_2\text{H}_2$  es angular.
- c) Los dos átomos de carbono de la molécula  $\text{C}_2\text{H}_4$  poseen hibridación  $\text{sp}$ .
- d) La molécula de  $\text{CH}_4$  tiene estructura cuadrada plana.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{CH}_4$  es:



Se trata de una molécula que presenta **hibridación  $\text{sp}^3$**  con cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4 y una geometría tetraédrica.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $\text{C}_2\text{H}_2$  es:



Se trata de una molécula que presenta hibridación  $\text{sp}$  con dos orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 2 y una geometría lineal.

c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de  $C_2H_4$  es:



Se trata de una molécula que presenta hibridación  $sp^2$  que tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3 y una geometría triangular.

d) Falso. Según se ha visto en a).

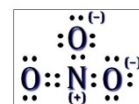
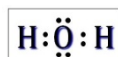
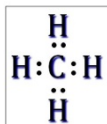
La respuesta correcta es la **a**.

13.134. La geometría de las especies  $BeCl_2$ ,  $CH_4$ ,  $H_2O$  y  $NO_3^-$  es, respectivamente:

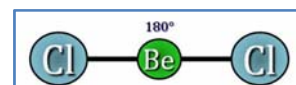
- a) angular, tetraédrica, angular, triangular  
 b) lineal, tetraédrica, angular, cuadrado plana  
 c) lineal, tetraédrica, angular, triangular  
 d) angular, tetraédrica, triangular, triangular plana

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

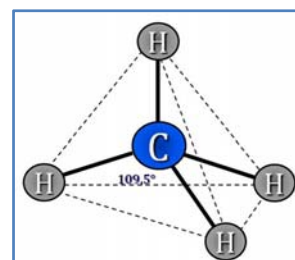
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



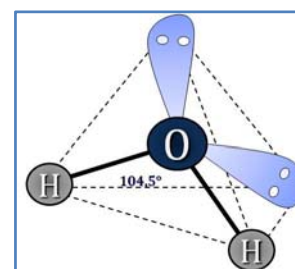
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $BeCl_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL con ángulos de enlace de  $180^\circ$ .



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $CH_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

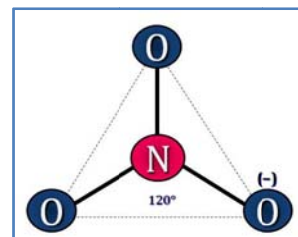


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $H_2O$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.



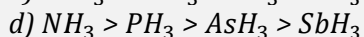
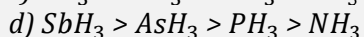
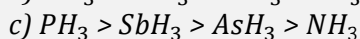
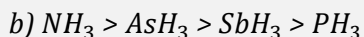


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NO}_3^-$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y su geometría es TRIANGULAR.



La respuesta correcta es la **c**.

13.135. La polaridad de los enlaces covalentes de los siguientes compuestos disminuye en el orden:



(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Será más polar aquel en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada enlace son:

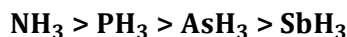
$$\Delta\chi_{(\text{N-H})} = 3,04 - 2,20 = 0,84$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-P})} = 2,20 - 2,19 = 0,01$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-As})} = 2,20 - 2,18 = 0,02$$

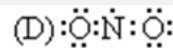
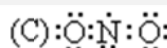
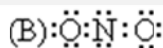
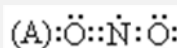
$$\Delta\chi_{(\text{H-Sb})} = 2,20 - 2,05 = 0,15$$

Por tanto, el orden decreciente de polaridad del enlace es:



La respuesta correcta es la **d**.

13.136. La fórmula de Lewis del  $\text{NO}_2$  es:



(O.Q.L. C. Valenciana 2010)

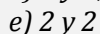
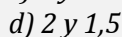
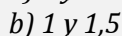
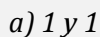
La estructura de Lewis del  $\text{NO}_2$  es:



Se trata de una sustancia que presenta **resonancia**.

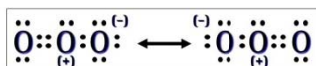
La respuesta correcta es la **a**.

13.137. ¿Cuántas estructuras resonantes presenta la mejor estructura de Lewis de la molécula de  $\text{O}_3$ ? ¿Cuál es su orden de enlace?



(O.Q.N. Valencia 2011)

La molécula de  $\text{O}_3$  se representa mediante **dos estructuras resonantes**:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que constituyen un enlace. En este caso, en el que existe resonancia, uno de los pares de electrones del doble enlace se reparte entre los dos átomos de oxígeno exteriores, por tanto, **el orden de enlace es  $1\frac{1}{2}$** . En todas las estructuras que presenten resonancia el orden de enlace nunca será un número entero.

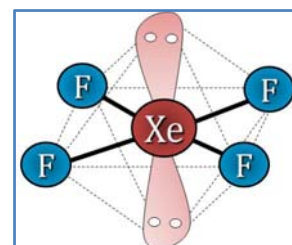
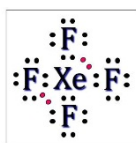
La respuesta correcta es la **d**.

13.138. ¿Cuántos pares de electrones rodean al xenón y cuál es la geometría molecular de la molécula de  $XeF_4$ ?

- a) 4, plana  
b) 4, piramidal  
c) 6, plana  
d) 6, piramidal  
e) 6, octaédrica

(O.Q.N. Valencia 2011)

La estructura de *Lewis* de la molécula es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $XeF_4$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4E_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 6$  por lo que su disposición es octaédrica, pero al átomo central sólo se unen cuatro átomos la geometría es **PLANA**.

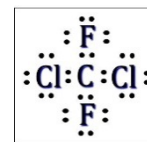
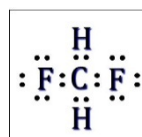
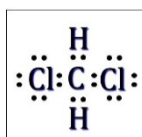
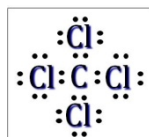
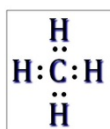
La respuesta correcta es la **c**.

13.139. ¿Cuál de las siguientes series de moléculas está ordenada de la más a la menos polar?

- a)  $CH_4 > CF_2Cl_2 > CF_2H_2 > CCl_4 > CCl_2H_2$   
b)  $CH_4 > CF_2H_2 > CF_2Cl_2 > CCl_4 > CCl_2H_2$   
c)  $CF_2Cl_2 > CF_2H_2 > CCl_2H_2 > CH_4 = CCl_4$   
d)  $CF_2H_2 > CCl_2H_2 > CF_2Cl_2 > CH_4 = CCl_4$   
e)  $CF_2Cl_2 > CF_2H_2 > CCl_4 > CCl_2H_2 > CH_4$

(O.Q.N. Valencia 2011)

Las estructuras de *Lewis* de las moléculas propuestas son:



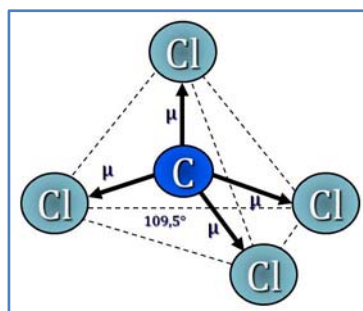
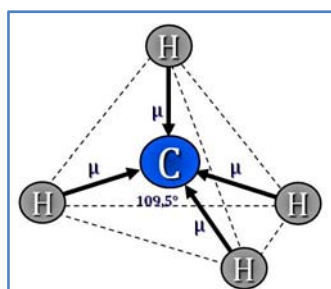
De acuerdo con el modelo RPECV las cinco sustancias tienen una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es **TETRAÉDRICA**.

Las electronegatividades de los elementos que integran estas moléculas son  $\chi_F = 3,98$ ;  $\chi_{Cl} = 3,16$ ;  $\chi_C = 2,55$   $\chi_H = 2,20$ ; por tanto, todos los enlaces son polares, tanto más cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad  $\Delta\chi$ :



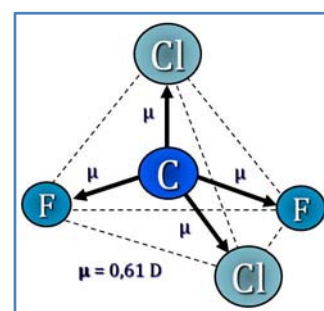
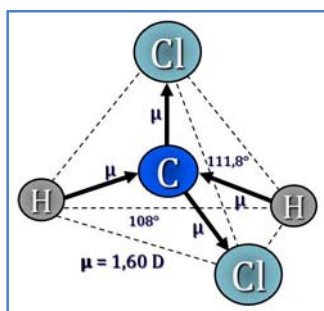
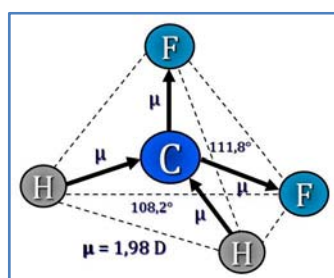
$$\text{C-H} (0,35) < \text{C-Cl} (0,61) < \text{C-F} (1,78)$$

- En el caso de las moléculas de  $\text{CH}_4$  y  $\text{CCl}_4$ , con esa geometría y con los cuatro vectores momento dipolar iguales, la resultante de los mismos en cada una de las moléculas es nula y por ello ambas son **NO POLARES**.



- En el caso de las moléculas de  $\text{CF}_2\text{H}_2$ ,  $\text{CCl}_2\text{H}_2$  y  $\text{CF}_2\text{Cl}_2$ , con esa geometría y con los cuatro vectores momento dipolar iguales dos a dos, la resultante de los mismos en cada una de las moléculas no es nula y por ello las tres son **POLARES**.

Teniendo en cuenta la geometría y el módulo y sentido de los vectores momento dipolar, es de esperar que la molécula de  $\text{CF}_2\text{H}_2$  sea la más polar y la de  $\text{CF}_2\text{Cl}_2$  sea la menos polar de todas.

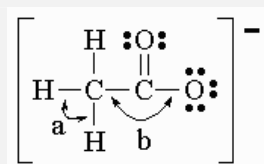


El orden correcto de polaridad decreciente es:



La respuesta correcta es la **d**.

13.140. ¿Cuáles son los valores aproximados de los ángulos de enlace *a* y *b*, en el ion acetato que se muestra a continuación?



- | <i>a</i>            | <i>b</i>         |
|---------------------|------------------|
| a) $\sim 90^\circ$  | $\sim 90^\circ$  |
| b) $\sim 109^\circ$ | $\sim 109^\circ$ |
| c) $\sim 109^\circ$ | $\sim 120^\circ$ |
| d) $\sim 120^\circ$ | $\sim 109^\circ$ |
| e) $\sim 90^\circ$  | $\sim 180^\circ$ |

(O.Q.N. Valencia 2011)

- El átomo de **carbono** que tiene todos los **enlaces sencillos** presenta hibridación  **$\text{sp}^3$**  por lo que todos los ángulos de enlace son de  **$109^\circ$**  aproximadamente.
- El átomo de **carbono** que tiene el **enlace doble** presenta hibridación  **$\text{sp}^2$**  por lo que todos los ángulos de enlace son de  **$120^\circ$**  aproximadamente.

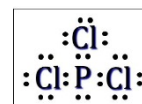
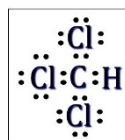
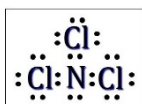
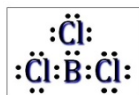
La respuesta correcta es la **c**.

13.141. ¿Qué molécula no tiene momento de dipolo permanente?

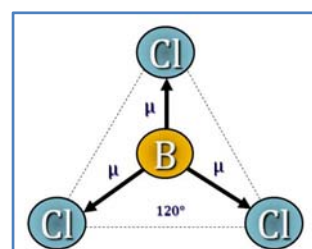
- a)  $\text{BCl}_3$   
 b)  $\text{NCl}_3$   
 c)  $\text{CHCl}_3$   
 d)  $\text{PCl}_3$

(O.Q.L. La Rioja 2011)

Las estructuras de Lewis de las sustancias inorgánicas propuestas son:

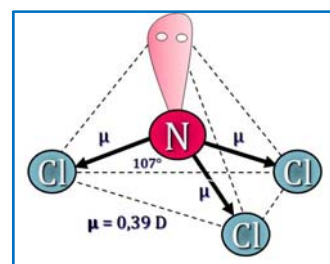


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIGONAL PLANA. Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR.



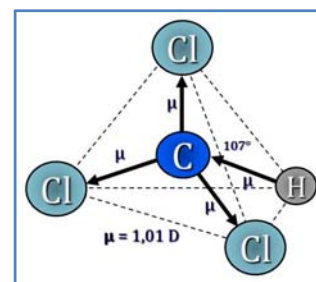
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,39 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



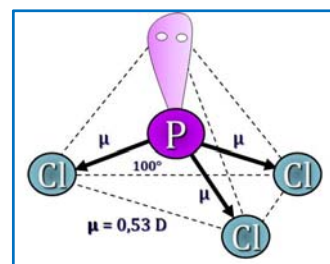
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{CHCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_4$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición y geometría es TETRAÉDRICA.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el carbono ( $\chi = 2,55$ ) y que el de hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,39 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{PCl}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL.

Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el fósforo ( $\chi = 2,19$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 0,53 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



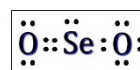
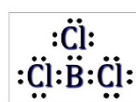
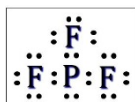
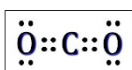
La respuesta correcta es la **a**.

13.142. ¿Cuál de las siguientes moléculas presentará una geometría trigonal plana?:

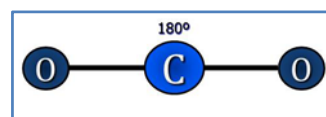
- a)  $CO_2$
- b)  $PF_3$
- c)  $SeO_2$
- d)  $BCl_3$

(O.Q.L. La Rioja 2011)

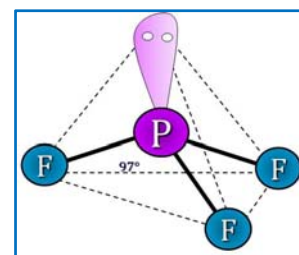
Las estructuras de Lewis de las cuatro sustancias propuestas son:



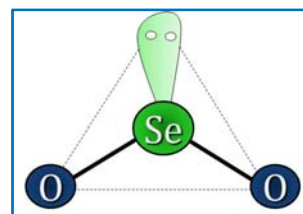
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $CO_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL con ángulos de enlace de  $180^\circ$ .



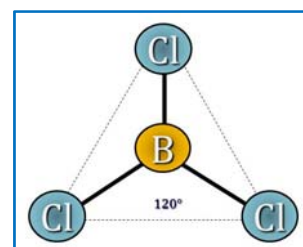
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $PF_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y como tiene un par de electrones solitarios sobre el átomo de fósforo su geometría es PIRAMIDAL.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $SeO_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_2E$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición es triangular y su geometría es ANGULAR ya que posee un par de electrones solitarios sobre el átomo de selenio.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $BCl_3$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $AX_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y su geometría es TRIANGULAR.



La respuesta correcta es la **d**.

13.143. Teniendo en cuenta que los valores de la electronegatividad según la escala de Pauling de H, O, Na, S y Cl son 2,1; 3,5; 0,9; 2,5 y 3,0; respectivamente, ¿cuál de los siguientes enlaces es más polar?

- a) H-O  
b) H-Na  
c) H-S  
d) H-Cl

(O.Q.L. Murcia 2011)

Será más polar aquel en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada enlace son:

$$\Delta\chi_{(O-H)} = 3,5 - 2,1 = 1,4$$

$$\Delta\chi_{(H-Na)} = 2,1 - 0,9 = 1,2$$

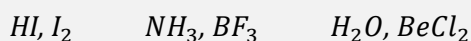
$$\Delta\chi_{(S-H)} = 2,5 - 2,1 = 0,4$$

$$\Delta\chi_{(Cl-H)} = 3,0 - 2,1 = 0,9$$

Por tanto, el enlace más polar, será H-O.

La respuesta correcta es la a.

13.144. En las siguientes parejas de moléculas, una de ellas es polar y la otra apolar:

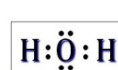
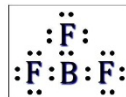
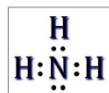


Indicar cuáles son las moléculas polares de cada grupo.

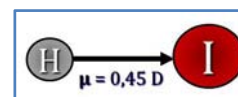
- a) HI, BF<sub>3</sub> y BeCl<sub>2</sub>  
b) I<sub>2</sub>, BF<sub>3</sub> y BeCl<sub>2</sub>  
c) HI, NH<sub>3</sub> y BeCl<sub>2</sub>  
d) HI, NH<sub>3</sub> y H<sub>2</sub>O

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:

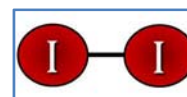


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el HI es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE<sub>3</sub> a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL.



Como el yodo ( $\chi = 2,66$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85$  D) y la molécula es **POLAR**.

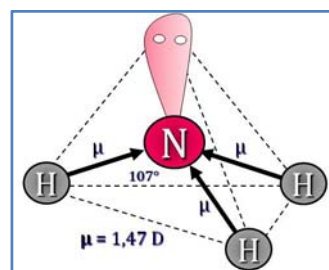
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el I<sub>2</sub> es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE<sub>3</sub> a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es LINEAL.



Como ambos átomos son idénticos no existe ningún dipolo y la molécula es NO POLAR.

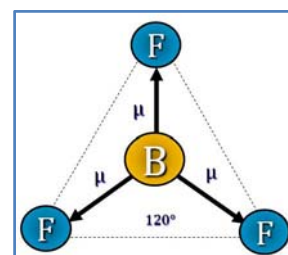
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es PIRAMIDAL TRIGONAL.

Como el nitrógeno ( $\chi = 3,04$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



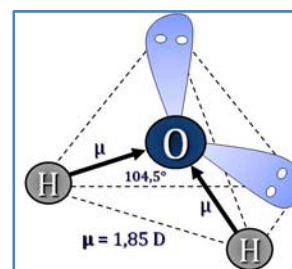
▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.

Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **NO POLAR**.

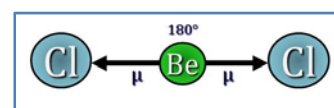


▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 4$  por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es ANGULAR.

Como el oxígeno ( $\chi = 3,44$ ) es más electronegativo que el hidrógeno ( $\chi = 2,20$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ ) y la molécula es **POLAR**.



▪ De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BeCl}_2$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 2$  por lo que su disposición y geometría es LINEAL.



Como el cloro ( $\chi = 3,16$ ) es más electronegativo que el berilio ( $\chi = 1,57$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ( $\mu = 0 \text{ D}$ ) y la molécula es **NO POLAR**.

La respuesta correcta es la **d**.

13.145. El trifluoruro de boro,  $\text{BF}_3$ , es una molécula no polar, a pesar de que la diferencia de electronegatividades entre el B y F es considerable. Esto se debe a que:

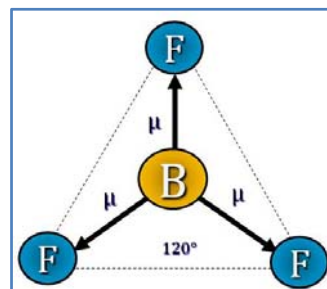
- La suma de los momentos dipolares es menor que cero.
- El átomo de boro tiene una hibridación  $sp^3$ .
- Los momentos dipolares de enlace se equilibran entre sí.
- La electronegatividad y el momento dipolar no están relacionados.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La estructura de *Lewis* del  $\text{BF}_3$  es:



De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{BF}_3$  es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y geometría es TRIANGULAR.



Como el flúor ( $\chi = 3,98$ ) es más electronegativo que el boro ( $\chi = 2,04$ ) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es NO POLAR. a) Falso. Como se observa en la figura, la suma de los vectores momento dipolar es nula.

b) Falso. En las estructuras con forma o disposición triangular el átomo central tiene hibridación  $\text{sp}^2$ .

c) **Verdadero**. Como se observa en la figura, la suma de los vectores momento dipolar es nula.

d) Falso. El momento dipolar de un enlace aparece como consecuencia de la diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman el enlace.

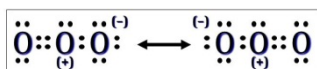
La respuesta correcta es la **c**.

13.146. El concepto de resonancia es utilizado para describir estructuras moleculares que:

- Oscilan entre dos compuestos.
- Tienen imágenes especulares.
- Pueden ser aisladas en diferentes isómeros.
- Tienen más de una posible estructura de Lewis.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Por ejemplo, la estructura de *Lewis* de la molécula de  $\text{O}_3$  es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces O-O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **d**.

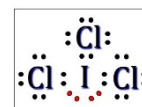
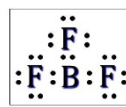
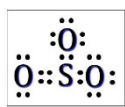
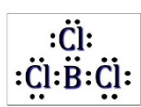
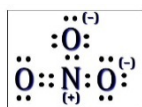
13.147. ¿Cuál de las siguientes especies no presentará una geometría trigonal plana?

- $\text{NO}_3^-$
- $\text{BCl}_3$
- $\text{SO}_3$
- $\text{BF}_3$
- $\text{ICl}_3$

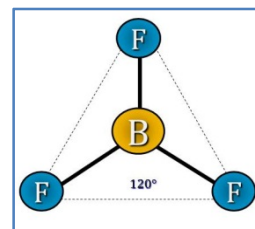
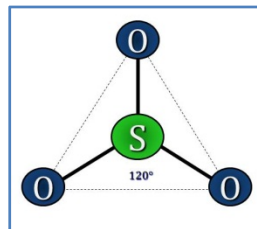
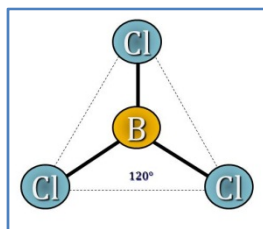
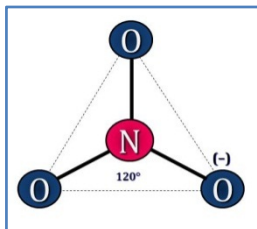
(O.Q.L.C. Valenciana 2011)

Las estructuras de *Lewis* de las cinco especies propuestas son:

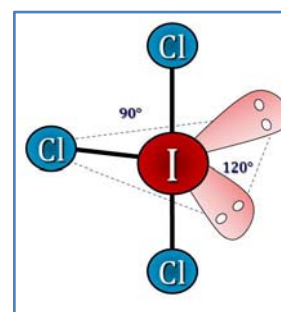




- De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{SO}_3$  y  $\text{BF}_3$  son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 3$  por lo que su disposición y su geometría es **TRIGONAL PLANA**.



- De acuerdo con el modelo RPECV el  $\text{ICl}_3$  es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula  $\text{AX}_3\text{E}_2$  a la que corresponde un número estérico  $(m+n) = 5$  por lo que su disposición es de bipirámide trigonal. Como presenta dos pares de electrones sobre el átomo de yodo su geometría es de “**FORMA de T**”.



La respuesta correcta es la **e**.