



## 2018-Junio

### Pregunta A1.-

- a) Falso. La configuración electrónica tiene 26 electrones, siendo neutro es  $Z=26$  y es Fe (hierro) que es un metal de transición, en el grupo 8.
- b) Falso. Aunque los últimos electrones colocados según la regla de Madelung / diagrama de Möeller estén en orbitales 3d de capa 3, tiene electrones en orbitales 4s, y el elemento se encuentra situado en el cuarto periodo.
- d) Falso. Esos números cuánticos no corresponden a ningún elemento, ya que estarían asociados a  $n=3$  (capa 3),  $l=1$  (orbital tipo p),  $m=-2$ , cuando los valores de  $m$  posibles son desde  $-l$  a  $+l$ , por lo que podrían ser solamente tres valores  $-1, 0, +1$ .

### Pregunta B1.-

- a) El magnesio tiene  $Z=12$ , por lo que el ion  $Mg^{2+}$  tiene 10 electrones, y su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6$ .  
El cloro tiene  $Z=17$ , por lo que el ion  $Cl^-$  tiene 18 electrones, y su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .
- b) El electrón más externo del magnesio está en un orbital 3s, por lo que sus números cuánticos son  $n=3$ ;  $l=0$ ;  $m=0$ ;  $s=\pm 1/2$ .
- c) El tamaño está asociado a radio atómico, que crece con  $n$ , pero ambos están en el mismo periodo. Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta  $Z$ , ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo  $n$ ), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que tendrá mayor radio atómico Mg que Cl, ambos en periodo 3 pero Cl con  $Z$  mayor.
- d) Estando ambos elementos en periodo 3, la primera energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos, por lo tanto  $1^a EI(Cl) > 1^a EI(Mg)$ .

## 2018-Modelo

### Pregunta B1.-

- a) A Configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^4$ .  $Z=8$  (O, oxígeno), grupo 16 (anfígenos), periodo 3.  
B Configuración electrónica  $1s^2 2s^2$ .  $Z=4$  (Be, berilio), grupo 2 (alcalinotérreos), periodo 2.  
C Configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .  $Z=14$  (Si, silicio), grupo 14 (nitrogenoideos), periodo 3.  
D Configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .  $Z=17$  (Cl, cloro), grupo 17 (halógenos), periodo 3.
- b)  $A^{2-}$  es  $O^{2-}$  de configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Cationes  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ , aniones  $F^-$ ,  $N^{3-}$ .
- c) La primera energía de ionización es la asociada a extraer un electrón de O y formar el catión  $O^+$ , y la segunda energía la asociada a extraer un segundo electrón y formar el catión  $O^{2+}$ . Ambos electrones se extraen desde capas 2p, pero en el segundo caso en el catión el radio es menor/el electrón a extraer está más atraído; se debe considerar el efecto pantalla, asociado a repulsión entre electrones que reducen la atracción del núcleo, efecto que es menor en  $O^+$  que en O y que hace el tamaño del catión  $O^+$  sea menor, y hace falta más energía para extraer un electrón.
- d) Se pide  $\Delta E$ , asociada a una transición electrónica, y la longitud de onda nos indica la energía

$$\text{asociada a esa transición } E = hf = \frac{h \cdot c}{\lambda} = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot \frac{3 \cdot 10^8}{434 \cdot 10^{-9}} = 4,58 \cdot 10^{-19} J$$

$$\text{Como se pide en kJ/mol } \Delta E = 4,58 \cdot 10^{-19} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 276 kJ/mol$$

## 2017-Septiembre-coincidentes

### Pregunta A1.-

- a)  $Z=6$  (C, carbono) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^2$ .  
 $Z=11$  (Na, sodio) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .  
 $Z=14$  (Si, silicio) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .
- b) C: grupo 14 (carbonoideos), periodo 2.  
Na: grupo 1 (alcalinos), periodo 3.  
Si: grupo 14 (carbonoideos), periodo 3.





c) Asumiendo que último electrón hace referencia al último colocado según la regla de construcción Para  $3p^2 \rightarrow n=3; l=1; m=\pm 1, 0; s=\pm 1/2$  (se podría indicar  $m=0$  si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de  $m$  creciente)

d) El radio atómico crece con  $n$ , por lo que C con  $n=2$  en segundo periodo tendrá el radio menor. Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta  $Z$ , ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo  $n$ ), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que tendrá mayor radio atómico Na que Si, ambos en periodo 3 pero Si con  $Z$  mayor.

En orden decreciente de radio atómico serán:  $C < Si < Na$ .

### **2017-Septiembre**

#### **Pregunta B1.-**

a)  $Z=11$  tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , es Na, sodio en grupo 1 y periodo 3. El nombre y símbolo del elemento situado en el mismo grupo y periodo anterior, 2, es litio, Li.  
 $Z=17$  tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , es Cl, cloro en grupo 17 y periodo 3. El nombre y símbolo del elemento situado en el mismo grupo y periodo anterior, 2, es flúor, F.  
 $Z=20$  tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ , es Ca, calcio en grupo 2 y periodo 4. El nombre y símbolo del elemento situado en el mismo grupo y periodo anterior, 3, es magnesio, Mg.

b) El ion  $B^-$  es  $Cl^-$  y el ion  $C^{2+}$  es  $Mg^{2+}$ . Ambos iones son isoelectrónicos con configuración electrónica de gas noble Ar, pero en el caso de  $Mg^{2+}$  la carga del núcleo es mayor, por lo que los electrones estarán más atraídos. El radio de  $Mg^{2+}$  será menor que el radio de  $Cl^-$ .

c) Todos los electrones en orbitales  $s$  tienen  $m=0$ . De los electrones en orbitales  $p$ , solamente 2 de los 6 tienen  $m=0$ . Por lo tanto para Na tendrá  $2+2+2+1=7$  electrones con  $m=0$ .

d) Para formar un ion monopositivo hay que extraer un electrón. Cualitativamente Na y Mg son metales y perderán fácilmente el electrón, mientras que Cl tiende a captarlo y no a perderlo.

### **2017-Junio-coincidentes**

#### **Pregunta A1.-**

a)  $Z=12$  (Mg, magnesio) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .

$Z=13$  (Al, aluminio) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ .

$Z=16$  (S, azufre) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .

b) El ion más estable está asociado a la configuración electrónica de gas noble más cercana Para  $Z=12$  y  $Z=13$  la configuración más cercana es la de neón con 10 electrones  $1s^2 2s^2 2p^6$ , por lo que los iones más estables son  $Mg^{2+}$  y  $Al^{3+}$ , y ambos iones son isoelectrónicos entre ellos. Para  $Z=16$  la configuración más cercana es la de argón con 18 electrones  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , por lo que el ion más estable es  $S^{2-}$ .

c) El radio aumenta con  $n$ , por lo que el ion  $S^{2-}$  con electrones en capa 3 será el mayor. Entre el ion  $Mg^{2+}$  y el ion  $Al^{3+}$ , ambos tienen 10 electrones, pero el aluminio tiene mayor carga nuclear por lo que atraerá más los electrones y su radio será menor.

### **2017-Junio**

#### **Pregunta A1.-**

a)  $Z=7$  (N, nitrógeno) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^3$

El número cuántico  $m$  varía entre  $-1$  y  $+1$  pasando por  $0$ , y el número cuántico  $l$  varía entre  $0$  y  $n-1$ .

Para  $n=1$  los dos electrones en orbital  $1s$  tienen  $l=0$  y  $m=0$

Para  $n=2$  los dos electrones en orbital  $2s$  tienen  $l=0$  y  $m=0$

Para  $n=2$  los tres electrones en orbitales  $2p$  tienen cada uno  $l$  con valores  $-1, 0$  y  $1$ , ya que los 3 electrones en orbitales  $p$  están desapareados por el principio de máxima multiplicidad de Hund. Por ello solamente un electrón en orbital  $2p$  tiene  $m=0$ .

Para  $Z=7$  el número total de electrones con  $m=0$  es 5.

b)  $Z=17$  (Cl, cloro) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . La configuración electrónica de gas noble más cercana es  $Z=18$  (Ar, argón) y el ion más estable es  $X^-$  ( $Cl^-$ ).

$Z=19$  (K, potasio) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . La configuración electrónica de gas noble más cercana es  $Z=18$  (Ar, argón) y el ion más estable es  $Y^+$  ( $K^+$ ).

$Z=35$  (Br, bromo) tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ . La configuración





electrónica de gas noble más cercana es  $Z=36$  (Kr, kriptón) y el ion más estable es  $Z^-$  (Br<sup>-</sup>).

El radio aumenta con  $n$ , por lo que el ion  $Z^-$  (Br<sup>-</sup>) será el mayor. Entre el ion  $X^-$  (Cl<sup>-</sup>) y el ion  $Y^+$  (K<sup>+</sup>), ambos tienen 18 electrones, pero el asociado a  $Z=19$ ,  $Y^+$  (K<sup>+</sup>), tiene mayor carga nuclear por lo que atraerá más los electrones y su radio será menor.

### **2016-Septiembre**

#### **Pregunta A1.-**

a) Si B es el gas noble que se encuentra en el tercer periodo, B es Argón, Ar,  $Z=18$ ; por lo que A es Cloro, Cl,  $Z=17$  y C es Potasio, K,  $Z=19$

b) A (Cl)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ; B (Ar)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ; C (K)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$

A: grupo 17 (halógenos), periodo 3; C: grupo 1 (alcalinos), periodo 4

d) El elemento más electronegativo es el Cloro.

El ion más estable está asociado a configuración electrónica de gas noble: el Argón es un gas noble y no forma iones estables, el ion más estable de Potasio es K<sup>+</sup>, y el ion más estable de Cloro es Cl<sup>-</sup>.

### **2016-Junio**

#### **Pregunta A1.-**

a) Según el modelo de Bohr la energía en cada nivel está cuantizada y es proporcional a la inversa del número cuántico principal, y la diferencia de energía entre niveles cumple la expresión

$$E = R'' \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right); R'' = 2,1 \cdot 10^{-18} J \quad \text{Donde si } n_i < n_j \text{ es positivo, es energía aportada para pasar de un nivel inferior a un nivel superior, y si es negativo, es energía del fotón emitido en la transición.}$$

Valores: 2 y 3  $\left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 0,139$ , 5 y 6  $\left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 0,012$ , 9 a 2  $\left( \frac{1}{9^2} - \frac{1}{2^2} \right) = -0,238$

El salto 9 a 2 lo descartamos según enunciado: es un salto que no requiere absorción de energía, la libera. Entre saltos 2 a 3 y 5 a 6 el que tiene mayor diferencia de energía es el salto 2 a 3.

b) Si el elemento  $X^{2-}$  tiene 8 electrones externos, eliminando los dos electrones que ha tomado para formar el ion tiene 6 electrones externos, su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^4$  y su grupo es el 16 (anfígenos)

c) La configuración electrónica para el átomo  $Z=25$  neutro es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ . Los números cuánticos indicados son  $n=3$ ,  $l=1$  (orbital p),  $m=0$  (valor posible porque está entre -1 y +1 que es -1 y +1) y  $s=-1/2$  (valor posible). Como los orbitales 3p están completos, sí es posible. Si el átomo estuviera ionizado o excitado podría no haber ningún electrón con esos números cuánticos.

d) Los elementos  $Z=25$  (Mn, Manganeso) y  $Z=30$  (Zn, zinc) están ambos en el mismo periodo 4, ya que ambos son metales de transición con sus últimos electrones en orbitales 3d y con los orbitales 4s completos.

Un proceso de ionización más endotérmico implica mayor aporte de energía, mayor energía de ionización. La energía de ionización dentro del mismo periodo crece de izquierda a derecha en la tabla periódica, ya que la carga nuclear aumenta y el radio atómico disminuye, los electrones están más atraídos por el núcleo. Por lo tanto  $Z=30$  tendrá un proceso de ionización más endotérmico. (valores reales de primera energía de ionización: Mn 717 kJ/mol y Zn 906 kJ/mol)

#### **Pregunta B1.-**

a) A,  $Z=6$  es carbono C, configuración  $1s^2 2s^2 2p^2$ , tiene 1 electrón en cada orbital 2p por el principio de máxima multiplicidad de Hund: tiene 2 electrones desapareados

B,  $Z=10$  es neón Ne, configuración  $1s^2 2s^2 2p^6$ , tiene sus orbitales 2p completos, no tiene electrones desapareados.

C,  $Z=16$  es azufre S, configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , tiene 1 orbital 3p con dos electrones y 1 electrón en los otros dos orbitales 3p por el principio de máxima multiplicidad de Hund: tiene 2 electrones desapareados

D,  $Z=20$  es calcio Ca, configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ , tiene 1 orbital 4s completo, no tiene electrones desapareados

E,  $Z=26$  es hierro Fe, configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ , tiene 1 orbital 3d con dos electrones





y 1 electrón en los otros 4 orbitales 3d por el principio de máxima multiplicidad de Hund: tiene 4 electrones desapareados

- b) El radio atómico crece con el número cuántico principal, pero hay que mirar cada caso ya que son iones. A,  $Z=6$  puede formar  $C^{4+}$ , de radio pequeño al estar en periodo 2; hay carburos metálicos luego será un ion estable. B,  $Z=10$  es gas noble no formará iones. C,  $Z=16$  formará  $S^{2-}$  que es estable y está en periodo 3, luego su radio será mayor. Lo mismo ocurre para D,  $Z=20$  que formará  $Ca^{2+}$  y E,  $Z=26$  (Fe, que forma varios iones estables, pero no con configuración de gas noble). En enunciado se pregunta entre B, C y D, por lo que descartado A, y descartado D (mayor número de electrones en el ion estable), el elemento con el ion estable de menor radio está entre C y D. Tanto C ( $S^{2-}$ ) como D ( $Ca^{2+}$ ) tienen la misma configuración electrónica de Argón, pero en el caso de D el ion tiene dos protones más en el núcleo, la atracción a los electrones será mayor a una distancia similar, y por lo tanto el radio de D será el menor.
- c) C está en periodo 3 y D en periodo 4: la energía de ionización aumenta hacia la derecha dentro del periodo y hacia arriba en los grupos, asociada al radio atómico. C tendrá una energía de ionización mayor que D.

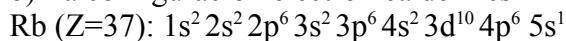
(valores reales de primera energía de ionización: S 999,6 kJ/mol y Ca 589,8 kJ/mol)

### 2016-Modelo

#### Pregunta A1.-

- a) A: alcalinotérreo (**grupo 2**) del quinto periodo: Estroncio (Sr),  $Z=38$   
B: halógeno (**grupo 17**) del cuarto periodo: Bromo (Br),  $Z=35$   
C:  $Z=33$ , Arsénico (As), Nitrogeneideo (**grupo 15**) del cuarto periodo.  
D: Kriptón (Kr), gas noble (**grupo 18**) del cuarto periodo,  $Z=36$   
E: alcalino (**grupo 1**) del quinto periodo: Rubidio (Rb),  $Z=37$

b) La configuración electrónica de E es



El número cuántico  $m=-1$  está asociado a orbitales p ( $l=1$ ) que admite valores para  $m=-1,0,+1$ , y a orbitales d ( $l=2$ ) que admite valores para  $m=-2,-1,0,+1,+2$ . Cada valor de  $m$  está asociado a un orbital en el que puede haber 2 electrones.

Revisando su configuración electrónica tiene 1 par de electrones con  $m=-1$  en orbitales 2p, otro par de electrones con  $m=-1$  en orbitales 3p, otro par de electrones con  $m=-1$  en orbitales 3d, y otro par de electrones con  $m=-1$  en orbitales 4p, por lo que en total son 8 electrones con  $m=-1$ .

c) El elemento B=Br tiene como ion más estable el anión  $Br^-$ , ya que captando un electrón consigue completar sus orbitales p y configuración de gas noble (Kriptón)

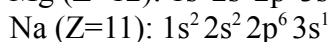
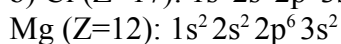
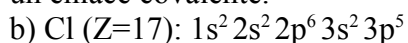
El elemento E=Rb tiene como ion más estable el catión  $Rb^+$ , ya que cediendo un electrón consigue configuración de gas noble (Kriptón)

d) Tanto  $A^{2+} = Sr^{2+}$  como  $B^-=Br^-$  tienen configuración del mismo gas noble, Kriptón.

Como ambos iones tienen el mismo número de electrones en su configuración, pero el  $A^{2+}$  tiene mayor carga nuclear, los electrones estarán más atraídos por el núcleo y el radio de  $A^{2+}$  será menor que el del ion  $B^-$ .

#### Pregunta B1.-

a) La energía de ionización (primer potencial de ionización) es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental  $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$ . La electronegatividad mide capacidad de un átomo para atraer hacia él los electrones cuando forma un enlace covalente.



c) Los tres elementos están en el periodo tres, y la energía de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos, por lo tanto  $1^{er} EI(Cl) > 1^{er} EI(Mg) > 1^{er} EI(Na)$ , tal y como se ven en los datos de la tabla, por lo que elemento X=Na, Y=Mg y Z=Cl.





Utilizando el dato de la 2ª EI, podemos ver que el Na la tiene muy elevada, porque tras ceder el primer electrón ya tiene configuración de gas noble, y le cuesta ceder el segundo electrón.

d) Los tres elementos están en el periodo tres, y la electronegatividad aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo, el radio es menor, y tiene mayor facilidad para atraer un electrón. Por lo tanto  $EN(\text{Cl}) > EN(\text{Mg}) > EN(\text{Na})$ , tal y como se ve en los datos de la tabla.

### **2015-Septiembre**

#### **Pregunta A1.-**

a y b) Fe,  $Z=26$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$  grupo 8, cuarto periodo

$$c) n = \frac{n^\circ \text{ átomos}}{N_A} = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n^\circ \text{ átomos}} \cdot N_A = \frac{7,00 \text{ g}}{7,55 \cdot 10^{22}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 55,8u$$

d) Se trata de un metal de transición, como sustancia pura presenta un enlace metálico.

### **2015-Junio-Coincidentes**

#### **Pregunta A1.-**

a) Na,  $Z=11$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo

Se,  $Z=34$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ , grupo anfígenos (grupo 16), cuarto periodo

c) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo; en este caso se formaría un ion  $\text{Na}^+$  con configuración electrónica de gas noble (Ne).

Calculamos la energía asociada a cada átomo y cada fotón

$$E = 419 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 6,96 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{6,96 \cdot 10^{-19}} = 2,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 286 \text{ nm}$$

### **2015-Junio**

#### **Pregunta A1.-**

a) Ti ( $Z=22$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

Mn ( $Z=25$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Ni ( $Z=28$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

Zn ( $Z=30$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

b) Los cuatro elementos son metales de transición y los cuatro están en el periodo 4

Los grupos son 4 para Ti, 7 para Mn, 10 para Ni y 12 para Zn.

c) Todos ellos tienen los últimos electrones en en orbital 3d

Ti: 2 electrones desapareados al colocarse en dos orbitales d distintos

Mn: 5 electrones desapareados al colocarse en cinco orbitales d distintos

Ni: tiene 8 electrones en 5 orbitales d, 6 de ellos apareados en 3 orbitales d y otros dos electrones desapareados.

Zn: no tiene 10 electrones en 5 orbitales d, están los 5 orbitales completos y no tiene electrones desapareados.

d) Todos son metales y son conductores en estado sólido, ya que presentan enlace metálico en el que hay electrones móviles entre los átomos.

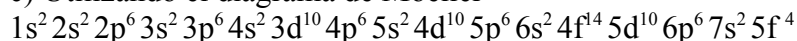
### **2015-Modelo**

#### **Pregunta B1.-**

a) No existen diferencias: el  $^{238}\text{U}$  y el  $^{235}\text{U}$  son isótopos y varía su configuración nuclear, pero no su configuración electrónica.

b) Como  $Z=92$  y  $A=235$ , y  $A=Z+n$ , el número de neutrones es  $n=235-92=143$ .

c) Utilizando el diagrama de Möeller



(si se reconociera que es una excepción y se pusiera terminada en  $7s^2 5f^3 6d^1$  también sería correcto)

d) Utilizamos la configuración electrónica asociada al diagrama de Möeller, y asumiendo que

electrón más externo hace referencia al último colocado según la regla de construcción, no al de la







capa con n mayor.

Para  $5f^4 \rightarrow n=5; l=3; m=\pm 3, \pm 2, \pm 1, 0; s=\pm 1/2$  (se podría indicar  $m=0$  si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de m creciente)

(también sería válido si hubiera tomado la otra configuración electrónica, terminada en  $6d^1$ , dar los números asociados:  $n=6; l=2; m=\pm 2, \pm 1, 0; s=\pm 1/2$  (se podría indicar  $m=-2$  si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de m creciente))

### 2014-Septiembre

#### Pregunta A1.-

a) Las configuraciones A y B no cumplen el principio de exclusión de Pauli.

A: hay 7 electrones en orbitales 2p ( $n=2, l=1$ ), donde solamente hay 6 valores distintos de los restantes números cuánticos ( $m=-1, 0, +1; s=+1/2$  y  $-1/2$ ), por lo que solamente puede haber 6 electrones. Un séptimo electrón tendría los mismos números cuánticos que alguno de los 6 anteriores e incumpliría el principio de exclusión de Pauli.

B: hay 3 electrones en orbital 2s ( $n=2, l=0$ ), donde solamente hay 2 valores distintos de los restantes números cuánticos ( $m=0; s=+1/2$  y  $-1/2$ ), por lo que solamente puede haber 2 electrones. Un tercer electrón en esa capa y orbital tendría los mismos números cuánticos que alguno de los 2 anteriores del misma capa y orbital e incumpliría el principio de exclusión de Pauli.

b) C:  $Z=25$ , Manganeso, Mn, Grupo 7 (en metales de transición), Periodo 4. Carácter metálico.

D:  $Z=12$ , Magnesio, Mg, Grupo 2 (alcalino térreos), Periodo 3. Carácter metálico.

c) Un orbital 3d está definido por números cuánticos  $n=3$  y  $l=2$ . Las combinaciones posibles de números cuánticos son las asociadas a los valores posibles de m, que va desde -l hasta +l (-2, -1, 0, 1, 2) y los valores posibles de  $s=-1/2$  y  $+1/2$ . Esto hace que haya un total de 10 posibles combinaciones, que son las siguientes (no se indican en el orden de llenado)

m	-2	-2	-1	-1	0	0	1	1	2	2
s	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2

d) El ion más estable del elemento D = Mg será  $Mg^{2+}$ , ya que así consigue configuración electrónica del gas noble más próximo que es Neón.

### 2014-Junio-Coincidentes

#### Pregunta A1.-

a) La configuración B, ya que en la capa con  $n=2$  hay orbitales s ( $l=0$ ) y p ( $l=1$ ), pero no orbitales d ( $l=2$ ) ya que el número cuántico l varía entre 0 y n-1.

b) La estructura de gas noble implica tener los orbitales p completos, por lo que es la configuración D, que tiene configuración terminada en  $p^5$ , y el anión al ganar un electrón tiene configuración  $p^6$  de gas noble (en este caso terminada en  $2p^6$  que es Neón)

c) La configuración C, ya que tiene electrones que no están colocados según el diagrama de Möeller /según la regla de construcción, ya que con 19 electrones (como el K sin carga) la configuración debería terminar en  $3p^6 4s^1$ .

d) La configuración D, asociada a Flúor que es un no metal y forma enlaces covalentes con otros no metales. La configuración A y C están asociadas a metales y formarían enlaces iónicos o metálicos.

### 2014-Junio

#### Pregunta A1.-

a)  $Z=3, 1s^2 2s^1$ , Litio, Símbolo Li, grupo alcalinos (grupo 1), segundo periodo.

$Z=18, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , Argón, Símbolo Ar, grupo gases nobles (grupo 18), tercer periodo.

b) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo; el Litio ( $Z=3$ ) está más a la izquierda en periodo y tendrá un radio atómico mayor que el Neón (el gas noble del mismo periodo que el litio) y el Neón está más arriba en grupo que el Argón ( $Z=18$ ), así que el Argón tendrá un radio atómico mayor que el Neón, podemos estimar que el radio atómico del Lito será mayor que el del Argón y su energía de ionización será menor ya que será más fácil extraer el electrón más externo. Además del radio atómico está el factor asociado a la configuración electrónica; para  $Z=18$  ya tiene configuración de gas noble por lo que tendrá un potencial de





ionización mayor que  $Z=3$ , que es un metal y tendrá tendencia a ceder su electrón más externo consiguiendo así configuración electrónica de gas noble, Helio.

### Pregunta B1.-

a) Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta  $Z$ , ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo  $n$ ), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, por lo que tendrá mayor radio atómico  $X$  que  $Y$  ya que dentro del mismo periodo  $X$  tiene menor  $Z$  que  $Y$ .

b) Como  $X$  e  $Y$  están dentro del mismo periodo e  $Y$  tiene mayor  $Z$  tendrá menor radio atómico, por lo que tendrá  $Y$  menor afinidad electrónica, ya que ésta es la tendencia a captar un electrón medida como la energía liberada al captarlo, siendo esa energía liberada por convenio negativa, por lo que cuanto más energía se libere (el elemento que tiene mayor tendencia a captar electrones es el Flúor y tiene un valor muy negativo). Por lo tanto  $X$  tendrá mayor afinidad electrónica (posiblemente en un metal sea positiva, hay que aportar energía para que capte el electrón) que  $Y$  (que la tendrá negativa, ya que libera energía al captar un electrón)

c) Llamamos  $N+1$  al periodo de  $X$  y  $N$  al periodo de  $Y$ .

Como  $Y$  es un halógeno, su configuración electrónica terminará en  $\dots Np^5$ , y el ion  $Y^-$  tendrá configuración electrónica  $\dots Np^6$ .

Como  $X$  es un alcalinotérreo, su configuración electrónica terminará en  $\dots Np^6(N+1)s^2$ , y el ion  $X^{2+}$  tendrá configuración electrónica  $\dots Np^6$ .

d) Ambos iones  $Y^-$  e  $X^{2+}$  serán isoelectrónicos, pero  $X$  tendrá mayor  $Z$ , por lo que los electrones estarán más atraídos y el radio atómico de  $X^{2+}$  será menor.

### 2014-Modelo

#### Pregunta A1.-

a)  $K$ ,  $Z=19$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1), cuarto periodo.

b) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo; en este caso se formaría un ion  $K^+$  con configuración electrónica de gas noble ( $Ar$ ). Extraer un segundo electrón supondría extraerlo de una capa más interna (3 en lugar de 4) y además se perdería la configuración de gas noble, por lo que el segundo potencial de ionización será mayor que el primero.

c) Para cada fotón  $E_{\text{radiación incidente}} = h \cdot f = h \cdot c / \lambda = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 / 200 \cdot 10^{-9} = 9,94 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Para cada electrón  $E_{\text{primer potencial ionización}} = 418,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 418,8 \cdot 10^3 / 6,022 \cdot 10^{23} = 6,95 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Como se conserva la energía, la energía incidente se emplea en la ionización y en  $E_c$  del electrón.

$E_c \text{ electrón} = E_{\text{radiación incidente}} - E_{\text{primer potencial ionización}} = 9,94 \cdot 10^{-19} - 6,95 \cdot 10^{-19} = 2,99 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$E_c \text{ electrón} = \frac{1}{2} m_e v^2 \rightarrow v = \sqrt{\frac{2,99 \cdot 10^{-19} \cdot 2}{9,11 \cdot 10^{-31}}} = 8,10 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

### 2013-Septiembre

#### Pregunta A1.-

a)  $Mg$ ,  $Z=12$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , grupo alcalinotérreos (grupo 2), tercer periodo

$Cl$ ,  $Z=17$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo

$Ar$ ,  $Z=18$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , grupo gases nobles (grupo 18), tercer periodo

b) Los números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $s$ ) del último electrón colocado según la regla de aufbau serían  $Z=12$ ; orbital  $3s$ :  $(3, 0, 0, \pm 1/2)$

$Z=17$  y  $18$ ; orbital  $3p$ :  $(3, 1, -1, \pm 1/2)$  ó  $(3, 1, 0, \pm 1/2)$  ó  $(3, 1, 1, \pm 1/2)$ : es válido cualquiera de los 3

c) El ion más estable será el que tenga la configuración de gas noble más próximo:

$Mg^{2+}$  que tras ceder dos electrones tiene configuración electrónica de  $Ne$

$Cl^-$  que tras captar un electrón tiene configuración electrónica de  $Ar$

$Ar$  no forma iones estables porque ya tiene configuración electrónica de gas noble.

d) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo. Esa energía será mayor cuanto menor sea el radio atómico, que es menor para elementos más a la derecha dentro del mismo periodo, y es menor para elementos más abajo dentro del mismo grupo.





El mayor potencial lo tendrá Ar, el siguiente Cl, y el menor Mg.

### **2013-Junio-Coincidentes**

#### **Pregunta A1.-**

La configuración electrónica para  $Z=30$  (Zn) es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

- a)  $Z=30$  es un elemento del cuarto periodo y del grupo 12 dentro de los metales de transición.  
b) Utilizamos la configuración electrónica asociada al diagrama de Möeller, y asumiendo que electrón más externo hace referencia al último colocado según la regla de construcción, no al de la capa con  $n$  mayor.

Para  $3d^{10} \rightarrow n=3; l=2; m=\pm 2, \pm 1, 0; s=\pm 1/2$  (se podría indicar  $m=+2$  si se indica que se asume que los orbitales se llenan con valor de  $m$  creciente)

- c) La configuración electrónica para el ion  $X^{2+}$ , que es el estado de oxidación más habitual del Zn, está asociado a haber perdido los dos electrones  $4s^2$ . Con ese criterio, no tendría electrones desapareados, ya que los 5 orbitales  $3d$  estarían completos.

*Indicar que los dos electrones se han perdido de orbitales  $3d$  y que hay 2 electrones desapareados en orbitales  $3d$  no sería correcto ni consistente con el estado de oxidación habitual del Zn.*

- d) El periodo anterior al elemento  $X=Zn$  es el periodo 3, y elemento alcalino supone grupo 1, por lo que sería el elemento del periodo 3 y grupo 1, que es Sodio, símbolo Na.

### **2013-Junio**

#### **Pregunta A1.-**

- a) F,  $Z=9$ ,  $1s^2 2s^2 2p^5$ , grupo halógenos (grupo 17), segundo periodo

Na,  $Z=11$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo

- b) El enunciado indica segundo potencial de ionización: si preguntase por el primero, claramente sería mayor el del F que el del Na (valores reales primer potencial ionización: F 1681 kJ/mol y Na 495,8 kJ/mol)

Sin embargo, tras la primera ionización, Na pasa a  $Na^+$  y tiene configuración de gas noble (Ne), mientras que F pasaría a  $F^+$  y tendría configuración electrónica como el oxígeno. Será más costoso energéticamente ionizar  $Na^+$  que ya tiene configuración de gas noble con el octeto completo que el  $F^+$ , por lo que el Na tiene mayor el segundo potencial de ionización (valores reales segundo potencial ionización: F 3374,2 kJ/mol y Na 4562 kJ/mol)

- c) El más electronegativo será el F ya que el Na tiene carácter metálico y más tendencia a ceder electrones que F que es un no metal y tiene tendencia a captarlos (F más a la derecha y más arriba en la tabla periódica)

### **2013-Modelo**

#### **Pregunta B1.-**

- a) X:  $n=4$  implica cuarto periodo,  $l=0$  implica orbital s, grupo alcalinos ó alcalinotérreos (grupo 1 ó 2); Potasio (K) ó Calcio (Ca)

Y:  $n=3$  implica tercer periodo,  $l=1$  implica orbital p, grupo 13, 14, 15 16, 17 ó 18.

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.*

- b) El más electronegativo será Y ya que X tendrá más carácter metálico y más tendencia a ceder electrones que Y, e Y en general más tendencia a captarlos (Y más a la derecha y más arriba en la tabla periódica). Realmente dentro de Y estaría un gas noble (Argón al ser el tercer periodo) del que de manera general se podría decir que no tiene electronegatividad al no formar compuestos.

*(Notas para ampliar:*

*-Según la convención de IUPAC, se podrían considerar los gases nobles menos electronegativos que los alcalinos, por lo que la respuesta genérica de que Y es más electronegativo no sería válida NOMENCLATURE OF INORGANIC CHEMISTRY. IUPAC Recommendations 2005*

*IR-4.4.2.1 Electronegativity*

*...For this purpose, Table VI\* is used as a guide. By convention, the later an element occurs when the table is traversed following the arrows, the more electropositive is the element.*







Table VI Element sequence

-En el año 2000 se consiguió el primer compuesto estable con Argón,  $HArF$ , se han conseguido compuestos con Kriptón y Xenón y y hay análisis sobre electronegatividades de gases nobles [The Electronegativity of Noble Gases, Bing-Man Fung, 1965](#). Se podría plantear que la tabla VI de IUPAC tuviera la columna de los gases nobles al inicio del recorrido, pero no tiene mayor importancia porque los compuestos de gases nobles son rarezas)

c) Tendrá menor radio atómico Y ya que es del tercer periodo mientras que X es del cuarto periodo, además de Y está más a la derecha en la tabla periódica.

### 2012-Septiembre

#### Pregunta A1.-

- a)  $A=Na$ ,  $Z=11$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo  
 $B=Cl$ ,  $Z=17$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo  
 $C=Mg$ ,  $Z=12$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , grupo alcalinotérreos (grupo 2), tercer periodo  
 $D=Ne$ ,  $Z=10$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6$ , grupo gases nobles (grupo 18), segundo periodo

### 2012-Junio

#### Pregunta A1.-

- a)  $N$ ,  $Z=7$ ,  $1s^2 2s^2 2p^3$ , grupo nitrogenoideos (grupo 15), segundo periodo  
 $F$ ,  $Z=9$ ,  $1s^2 2s^2 2p^5$ , grupo halógenos (grupo 17), segundo periodo  
 $Na$ ,  $Z=11$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo  
 $S$ ,  $Z=16$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , grupo anfígenos (grupo 16), tercer periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

b) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo. Esa energía será mayor cuanto menor sea el radio atómico, que es menor para el  $F$ ,  $Z=9$ : es el elemento del segundo periodo con mayor número de electrones en su capa 2, por lo que están más atraídos por el núcleo. El  $S$ ,  $Z=16$  tiene su último electrón en la capa 3 y estará menos atraído por lo que tendrá menor potencial de ionización.

d) El anión más estable será  $S^{2-}$ ,  ${}_{16}Z^{-2}$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , ya que tiene configuración electrónica de gas noble: el átomo isoelectrónico es  $Z=18=Ar$

### 2012-Modelo

#### Pregunta 1A.-

- a)  $H$ ,  $Z=1$ ,  $1s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1), primer periodo  
 $O$ ,  $Z=8$ ,  $1s^2 2s^2 2p^4$ , grupo anfígenos (grupo 16), segundo periodo  
 $F$ ,  $Z=9$ ,  $1s^2 2s^2 2p^5$ , grupo halógenos (grupo 17), segundo periodo

Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

#### Pregunta 1B.-

- a) Falso. Como  $\lambda=c/f$ , a mayor frecuencia menor longitud de onda  
b) Verdadero. Según el modelo de Bohr,  $E=R_H(1/n^2)$ , luego para  $n=2$  es cuatro veces menor que para  $n=1$





- c) Verdadero. La energía se conserva, y al pasar el electrón a un nivel de energía inferior, la diferencia de energía es emitida como radiación.  
d) Falso. Para el carbono, C,  $Z=6$ , la configuración electrónica fundamental es  $1s^2 2s^2 2p^2$ , por lo que su número cuántico principal es  $n=2$ , no  $n=3$

### **2011-Septiembre**

#### **Pregunta 1A. -**

- a) A,  $Z=3$ ,  $1s^2 2s^1$   
B,  $Z=10$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6$   
C,  $Z=20$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   
D  $Z=35$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$   
b) A, Li,  $Z=3$ , grupo alcalinos (grupo 1), segundo periodo  
B, Ne,  $Z=10$ , grupo gases nobles (grupo 18), segundo periodo  
C, Ca,  $Z=20$ , grupo alcalino térreos (grupo 2), cuarto periodo  
D, Br,  $Z=35$ , grupo halógenos (grupo 17), cuarto periodo

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.*

- c)  $(2,1,0,+1/2)$  puede corresponder a  $Z=10$   
 $(3,0,1,+1/2)$  es una combinación imposible: si  $l=0$ ,  $m$  no puede ser 1  
 $(3,2,1,+1/2)$  no hay ningún elemento que tenga sus electrones más externos en  $n=3$ . Esa configuración corresponde a un electrón en un orbital 3d.  
 $(4,1,1,+1/2)$  puede corresponder a  $Z=35$   
d) B, ya que tiene configuración de gas noble (Neón)

### **2011-Junio**

#### **Pregunta 1A.-**

- a) Verdadero. Los electrones están en niveles energéticos que corresponden al llenado según la regla de la construcción.  
b) Verdadero. Es imposible ya que en un nivel hay sólo tres orbitales p en los que como máximo puede haber 6 electrones, no 7.  
c) Falso. En la capa 2 no existen orbitales d.  
d) Falso. No corresponde a un elemento alcalinotérreo porque tendría sus dos últimos electrones en capa s, pero lo tiene en capa d, por lo que es un metal de transición.

### **2011-Modelo**

#### **Pregunta 1A.-**

- a) Segundo elemento alcalinotérreo : Mg,  $Z=12$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$   
Tercer elemento grupo de los halógenos: Br,  $Z=35$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$   
b) Números cuánticos:  $(n, l, m_l, s)$   
 $3s^2$ :  $(3, 0, 0, \pm 1/2)$   
 $4p^5$ :  $(4, 1, -1, \pm 1/2)$  ó  $(4, 1, 0, \pm 1/2)$  ó  $(4, 1, 1, \pm 1/2)$ : es válido cualquiera de los 3  
c) El halógeno, Br, tiene mayor afinidad electrónica ya que tiene mayor tendencia a captar un electrón porque al captarlo forma un anión muy estable con configuración electrónica de gas noble (Kr)  
d) Ser más oxidante quiere decir que se reduce más fácilmente, y reducirse implica captar electrones, por lo que por lo indicado en apartado c será el halógeno, Br.

### **2010-Septiembre-Fase General**

#### **Cuestión 1A.-**

- a) Elemento alcalinotérreo del tercer periodo: Mg,  $Z=12$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$   
Segundo elemento del grupo de los halógenos: Cl,  $Z=17$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   
b) Números cuánticos:  $(n, l, m_l, s)$   
 $3s^2$ :  $(3, 0, 0, \pm 1/2)$   
 $3p^5$ :  $(3, 1, -1, \pm 1/2)$  ó  $(3, 1, 0, \pm 1/2)$  ó  $(3, 1, 1, \pm 1/2)$ : es válido cualquiera de los 3

### **2010-Septiembre-Fase Específica**





### Cuestión 1B.-

a) Na,  $Z=11, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Números cuánticos:  $(n, l, m, s) : 3s^1 : (3, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$

b) El radio atómico crece bajando en el mismo grupo, ya que los últimos electrones se colocan en capas más externas, y decrece hacia la derecha en el mismo periodo, ya que los últimos electrones se colocan en la misma capa pero son más atraídos por la carga del núcleo que se incrementa.

Los cuatro elementos están en el tercer periodo, por lo tanto en orden de radio  $Cl < Si < Mg < Na$

c) El primer potencial de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental  $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$

El potencial de ionización es menor cuanto mayor es el radio atómico, ya que los electrones están menos atraídos por el núcleo, por lo tanto  $Na < Mg < Si < Cl$

d)  $Na^+, Z=11, 1s^2 2s^2 2p^6$

$Mg^{2+}, Z=12, 1s^2 2s^2 2p^6$

$Si, Z=14, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^2$

$Cl, Z=17, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6$

### 2010-Junio-Coincidentes

#### Cuestión 1B.-

a)  $Z=8$ , Oxígeno (O),  $1s^2 2s^2 2p^4$ , grupo anfígenos (grupo 16), segundo periodo.

b)  $Z=12$ , Magnesio (Mg),  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , grupo alcalinotérreos (grupo 2), tercer periodo

c)  $Z=13$ , Aluminio (Al),  $3s^2 3p^1$ , grupo térreos o boroideos (grupo 13), tercer periodo

d)  $Z=17$ , Cloro (Cl),  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo.

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.*

### 2010-Junio-Fase General

#### Cuestión 1A.-

a)  $Z=12, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$Z=17, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b)  $Z=12$ , grupo alcalinotérreos, tercer periodo

$Z=17$ , grupo halógenos, tercer periodo

c)  $Z=12$  Magnesio (Mg),  $Z=17$  Cloro (Cl). Compuesto  $MgCl_2$  Cloruro de magnesio

### 2010-Modelo

#### Cuestión 1A.-

a) Se corresponde a un electrón en un orbital 5d

b) No es posible ya que  $m_l$  puede tener valores entre  $-l$  y  $+l$ , y en este caso por los valores de  $n$  y  $l$  es un orbital 1s y  $m_l$  debe valer 0. En los datos dados  $m_l$  no es un número entero.

c) No es posible ya que  $l$  puede tener valores entre 0 y  $n-1$ , y en este caso  $l$  podría tener valores 0 ó 1. En los datos dados  $l$  es un número negativo.

d) Se corresponde a un electrón en un orbital 3p

### 2009-Septiembre

#### Cuestión 1.-

a)  $Z=12, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

$Z=17, 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b)  $Z=12$ , grupo alcalinotérreos, tercer periodo, Magnesio, Mg

$Z=17$ , grupo halógenos, tercer periodo, Cloro, Cl

c) La energía de ionización (primer potencial de ionización) es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental  $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$

El potencial de ionización es mayor al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que hay mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos, por lo tanto  $E_i(Cl) > E_i(Mg)$ .

### 2009-Junio

#### Cuestión 1. –





a) Litio, Li, grupo alcalinos, segundo periodo.

b) La energía de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental  $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$

La primera energía de ionización es la necesaria para extraer el electrón más externo  $2s^1$ , mientras que la segunda energía es la asociada a extraer un electrón más interno  $1s^2$ , que estará mucho más atraído por el núcleo. Además la 2ª energía de ionización debe superar la estabilidad que tiene el ion  $Li^+$  que ya ha conseguido configuración electrónica de gas noble, como el Helio.

c) A medida que se extraigan electrones la carga del núcleo atraerá más los electrones restantes: , A tiene 3 electrones,  $A^+$  dos y  $A^{2+}$  sólo 1, por lo que en orden de tamaño será  $A^{2+} < A^+ < A$ .

d) El Helio, He,  $Z=2$ ,  $1s^2$

### 2008-Septiembre

#### Cuestión 1.-

a)  $Z=17$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$Z=18$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$Z=19$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) Las tres especies tienen el mismo número de electrones pero distinto número de protones, por lo que las que tengan más protones atraerán más los electrones y tendrán radio más pequeño, por lo tanto en orden de tamaño creciente  $Z^+ < Y < X^-$

La energía de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental  $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$ . Las tres especies tienen configuración de gas noble y tendrán energía de ionización muy alta, estando esta relacionada de manera inversa con el tamaño: cuanto más pequeño sea el electrón más externo estará más atraído, por lo tanto en orden de energía de ionización creciente  $X^- < Y < Z^+$

c)  $X^-$  es  $Cl^-$  (ión cloruro), Y es Ar (Argón)

### 2008-Junio

#### Cuestión 1.-

a) Na,  $Z=11$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

C,  $Z=6$ ,  $1s^2 2s^2 2p^2$

Si,  $Z=14$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Ne,  $Z=10$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6$

b) Na: 1 electrón desapareado en el último orbital 3s

C y Si: 2 electrones desapareados en dos orbitales 2p

Ne: ningún electrón desapareado.

c) La energía de ionización (primer potencial de ionización) es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental  $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$ . Disminuye al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. Los gases nobles la tienen especialmente alta porque tienen una configuración electrónica estable.  $Na < Si$  (mismo periodo) y  $Si < C$  (mismo grupo) y  $C < Ne$  y además Ne es gas noble, por lo tanto  $Na < Si < C < Ne$

d) El tamaño atómico aumenta al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y disminuye al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo.

Por lo tanto:  $Ne < C < Si < Na$

### 2008-Modelo

#### Cuestión 1.-

a)  $A=2s^2 2p^4$  :  $Z=8$ , Oxígeno, símbolo O, grupo anfígenos (grupo 16), segundo periodo

$B=2s^2$  :  $Z=4$ , Berilio, símbolo Be, grupo alcalinotérreos (grupo 2), segundo periodo

$C=3s^2 3p^2$  :  $Z=14$ , Silicio, símbolo Si, grupo carbonoides (grupo 14), tercer periodo

$D=3s^2 3p^5$  :  $Z=17$ , Cloro, símbolo Cl, grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración*





en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.

b) O: -2, -1, 0 (y +2 excepcionalmente en OF<sub>2</sub>)

Be: +2 y 0

Si: +4, +2 y 0

Cl: -1, 0, +1,+3,+5 y +7

c) Ambos están en el mismo periodo (el segundo), y el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo, por lo tanto Radio(B=Berilio)>Radio(A=Oxígeno)

d) La electronegatividad mide capacidad de un átomo para atraer hacia él los electrones cuando forma un enlace covalente. Ambos están en el mismo periodo (el tercero), y la electronegatividad aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo, el radio es menor, y tiene mayor facilidad para atraer un electrón. Por lo tanto Electronegatividad((D=Cloro)>Electronegatividad(C=Silicio)

### Problema 1A.-

a) La frecuencia de la emisión nos indica la energía asociada, que para un fotón sería:

$$\Delta E_{\text{fotón}} = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{434,05 \cdot 10^{-9}} = 4,576 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} = 4,576 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}$$

Para un mol, multiplicamos por el número de Avogadro y tenemos

$$\Delta E_{\text{mol}} = \Delta E_{\text{fotón}} \cdot N_A = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{434,05 \cdot 10^{-9} \cdot 10^3} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 275,58 \text{ kJ/mol H}$$

$$\text{b) } \Delta E = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right); \frac{4,576 \cdot 10^{-19}}{2,180 \cdot 10^{-18}} - 0,25 = \frac{-1}{n^2}; 0,04 = \frac{1}{n^2}; n \approx 5$$

### 2007-Junio

#### Cuestión 1.-

a) F: grupo halógenos (grupo 17), segundo periodo

P: grupo nitrogeneidos (grupo 15), tercer periodo

Cl: grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo

Na: grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.*

b) F: Z=9, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>

P: Z=15, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>

Cl: Z=17, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>

Na: Z=11, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup>

c) El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y disminuye al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. Por lo tanto F<Cl<P<Na

d) La energía de ionización disminuye con Z en un grupo al estar menos retenidos los electrones más externos. En un periodo, la energía de ionización aumenta con Z al estar más retenidos los electrones. Por lo tanto Na < P < Cl < F

### 2007-Modelo

#### Cuestión 1.-

a) ns<sup>2</sup> np<sup>4</sup>: grupo anfígenos (grupo 16). Oxígeno, símbolo O, Z=8, segundo periodo.

b) ns<sup>2</sup>: grupo alcalinotérreos (grupo 2). Berilio, símbolo Be, Z=4, segundo periodo

c) ns<sup>2</sup> np<sup>1</sup>: grupo térreos (grupo 13). Boro, símbolo B, Z=5, segundo periodo

d) ns<sup>2</sup> np<sup>5</sup>: grupo halógenos (grupo 17). Flúor, símbolo F, Z=9, segundo periodo

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.*

### 2006-Septiembre







### Cuestión 1.-

a) Es un elemento del grupo de los nitrogeneroides (grupo 15) ya que tiene sus tres últimos electrones en orbitales d, y es un elemento del cuarto periodo, ya que tiene sus últimos electrones en orbitales del nivel 4. Por lo tanto es el Arsénico (As)

b) Números cuánticos: (n, l, m<sub>l</sub>, s)

4p<sup>3</sup>: (4, 1, -1, ±½) ó (4, 1, 0, ±½) ó (4, 1, 1, ±½)

c) Como el elemento es neutro, el número de protones es el mismo que el de electrones, que podemos calcular con su configuración electrónica:

As: 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>10</sup> 4p<sup>3</sup> => Z=33, que es el número de protones.

d) Los números de oxidación más probables serán 0, -3 (si capta tres electrones y consigue configuración electrónica de gas noble), +5 (si cede cinco electrones y consigue configuración electrónica de gas noble) y +3 (si cede 3 electrones y deja completa la capa s)

### Problema 1B.-

a)  $E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{13,625 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz} = 3,29 \text{ PHz}$

b) La constante de Rydberg no se da explícitamente, hay que calcularla, sabiendo que los 13,625 eV es precisamente la diferencia de energía entre el nivel fundamental y el nivel de energía en el infinito, por que es la constante de Rydberg.

$$E = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right); n_i = 1; n_j = \infty$$

$$E = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right) = R_H 13,625 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,180 \cdot 10^{-18} (0,25 - 0,0625) = 4,0875 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{4,0875 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 617 \text{ THz}$$

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8}{6,17 \cdot 10^{14}} = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486 \text{ nm}$$

### 2006-Junio

#### Cuestión 1.-

a) Falso. Es energía absorbida, no que se desprendida. La energía de ionización (primer potencial de ionización) es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental  $X(g) + E_i \rightarrow X(g)^+ + e^-$ .

b) Verdadero. La energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. Litio y Boro están en el mismo periodo, segundo periodo.

d) Falso. Tiene cuatro electrones de valencia, electrones en la capa externa que pueden formar enlaces, y tiene todos sus electrones de valencia compartidos.

### 2006-Modelo

#### Cuestión 1.-

a) Na, Z=11, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup>

Cl, Z=17, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>

b) Números cuánticos: (n, l, m<sub>l</sub>, s)

3s<sup>2</sup>: (3, 0, 0, ±½)

3p<sup>5</sup>: (3, 1, -1, ±½) ó (3, 1, 0, ±½) ó (3, 1, 1, ±½)

c) El sodio, ya que ambos son del tercer periodo y la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico dentro del mismo periodo, ya que los electrones están en la misma capa pero va aumentando la cantidad de protones en el núcleo.

d) El sodio ya que tiene un único electrón de valencia y es relativamente sencillo quitárselo para

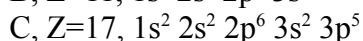
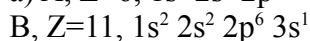
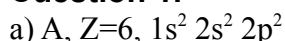




formar un ion positivo y que tenga configuración electrónica de gas noble.

### 2005-Modelo

#### Cuestión 1.-



b) A, Carbono, grupo carbonoides (grupo 14), segundo periodo

B, Sodio, grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo

C, Cloro, grupo halógenos (grupo 17), tercer periodo

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.*

c) La electronegatividad mide capacidad de un átomo para atraer hacia él los electrones cuando forma un enlace covalente. El sodio es el menos electronegativo, ya que tiene tendencia a ceder el electrón, y entre carbono y cloro, el cloro atraerá más los electrones ya que tiene tendencia a captar un electrón para conseguir configuración de gas noble. Por lo tanto  $C > A > B$

#### Problema 2B.-

a) Si necesitamos 418000 J por cada mol, necesitaremos  $418000/N_A$  J por cada átomo, es decir  $418000/6,023 \cdot 10^{23} = 6,94 \cdot 10^{-19}$  J

$$E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{6,94 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 1,047 \cdot 10^{15} \text{ Hz} = 1,047 \text{ PHz}$$

b)

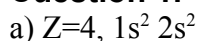
$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8}{1,047 \cdot 10^{15}} = 2,865 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 286,5 \text{ nm}$$

La longitud de onda está dentro de la región espectral de rayos X, próxima al ultravioleta.

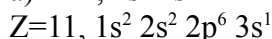
c) Sí podría ionizarse con luz más energética, lo que implica mayor frecuencia, que implica menor longitud de onda: como se pide en qué otra región espectral, sería solamente con rayos  $\gamma$

### 2004-Junio

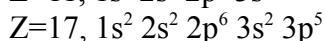
#### Cuestión 1.-



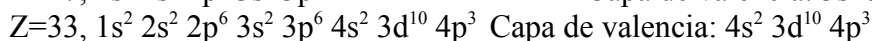
Capa de valencia:  $2s^2$



Capa de valencia:  $3s^1$



Capa de valencia:  $3s^2 3p^5$



Capa de valencia:  $4s^2 3d^{10} 4p^3$

b)  $Z=4$ , Berilio (Be), grupo alcalinotérreos (grupo 2), segundo periodo, metal

$Z=11$ , Sodio (Na), grupo alcalinos (grupo 1), segundo periodo, metal

$Z=17$ , Cloro (Cl), grupo halógenos (grupo 17) tercer periodo, no metal

$Z=33$ , Arsénico (As), grupo nitrogenoides (grupo 15), cuarto periodo, no metal

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.*

c) El más electronegativo será el Cl ( $Z=17$ ), ya que como halógeno tendrá tendencia a captar un electrón para conseguir configuración de gas noble, y atraerá los electrones en los enlaces covalentes. El menos electronegativo será el Na ( $Z=11$ ) ya que como alcalino tendrá tendencia a ceder un electrón para conseguir configuración de gas noble.

d)  $Z=4$ : +2, 0

$Z=11$ : +1, 0

$Z=17$ : -1, 0, +1, +3, +5 y +7

$Z=33$ : -3, 0, +3, +5

### 2004-Modelo

#### Problema 1B.-





$$E_{\text{fotón}} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 2,180 \cdot 10^{-18} (1 - 0,111) = 1,938 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

a) Se podría escribir  $E_{\text{fotón}} = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$  con lo que  $E$  sería negativa (por ser emisión)

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{1,938 \cdot 10^{-18}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 2,923 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

$$E_{\text{mol}} = E_{\text{fotón}} \cdot N_A = 1,938 \cdot 10^{-18} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,167 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} = 1167 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b)  $E_{\text{fotón}} = E_{\text{cinética}} + E_{\text{ionización rubidio}}$

$$E_{\text{cinética}} = 1/2 \cdot m \cdot v^2 = 0,5 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot (1670 \cdot 10^3)^2 = 1,27 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_{\text{ionización rubidio}} = E_{\text{fotón}} - E_{\text{cinética}} = 1,938 \cdot 10^{-18} - 1,27 \cdot 10^{-18} = 6,68 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo}$$

$$E_{\text{ionización rubidio}} = 6,68 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomo/mol} = 402336 \text{ J/mol} = 402,3 \text{ kJ/mol}$$

## 2003-Junio

### Cuestión 1.-

A,  $Z=17$ , tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , grupo halógenos (grupo 17) y tercer periodo

B,  $Z=19$ , tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1) y cuarto periodo

C,  $Z=35$ , tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ , grupo halógenos (grupo 17) y cuarto periodo

D,  $Z=11$ , tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1) y tercer periodo

*Nota: usar números árabes 1 a 18 para grupos nomenclatura actual IUPAC, no usar numeración en romanos más letra A ó B, nomenclatura antigua y confusa entre antigua IUPAC y CAS.*

a) En mismo periodo se encuentran A y D (tercer periodo, último nivel 3 en configuración electrónica) y B y C (cuarto periodo, último nivel 4 en configuración electrónica)

b) En mismo grupo se encuentran A y C (halógenos, últimos electrones  $p^5$  en configuración electrónica) y B y D (alcalinos, últimos electrones  $s^1$  en configuración electrónica)

c) Son más electronegativos los del grupo de los halógenos, A y C, ya que tienen mayor tendencia a captar un electrón para conseguir configuración electrónica de gas noble. Es más electronegativo A que C ya que tiene menor número atómico y su radio atómico es menor, con lo que tiene mayor fuerza de atracción sobre electrones externo.

d) Tienen menor energía de ionización los del grupo de los alcalinos, B y D, ya que tienen mayor tendencia a ceder un electrón para conseguir configuración electrónica de gas noble. Tiene menor energía de ionización B que D ya que tiene mayor número atómico y su radio atómico es mayor, con lo que tiene menor fuerza de atracción sobre su electrón más externo.

## 2002-Septiembre

### Cuestión 1.-

a)  $Z=25$ , tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ , metal transición, tercer periodo

$Z=19$ , tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ , grupo alcalinos (grupo 1) y cuarto periodo

El elemento  $Z=19$  (K) tiene sólo un electrón de valencia y el elemento  $Z=25$  (Mn) tiene 7.

El elemento  $Z=19$  tiene un único estado de oxidación +1, ya que para conseguir una configuración electrónica estable tan sólo puede ceder un electrón.

El elemento  $Z=25$  (Mn) tiene múltiples estados de oxidación, ya que para conseguir una configuración electrónica estable puede ceder electrones de varias maneras (los más habituales +2,+3, +4, +6, +7, algunos de los cuales se pueden razonar cualitativamente:

+7: cede los 2 electrones  $4s^2$  y los 5  $3d^5$

+6: cede los 1 electrón  $4s$  y los 5  $3d^5$ , se queda con capa  $4s$  semillena y capa  $3d$  vacía.

+2: cede los 2 electrones  $4s^2$ , se queda con capa  $3d$  semillena y capa  $4s$  vacía

Los estados +3 y +4 no son sencillos de razonar, asociados a Teoría de Campo Cristalino / Teoría de





Campo de Ligandos)

b)  $Z = 10(\text{Ne}): 1s^2 2s^2 2p^6$

$Z = 18(\text{Ar}): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$Z = 36(\text{Kr}): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Son gases nobles y tienen configuración electrónica estable sin necesidad de asociarse para ceder o captar electrones.

c)  $Z = 37(\text{Rb}): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

Es un elemento del grupo de los alcalinos, y consigue una configuración electrónica de gas noble cediendo un electrón.

d)  $Z = 11(\text{Na}): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Es un elemento del grupo de los alcalinos, y consigue una configuración electrónica de gas noble cediendo un electrón, por lo que el estado de oxidación +1 será el más estable, de hecho el estado +2 no será nada estable.

### **2002-Junio**

#### **Cuestión 1.-**

a) Cierto. El comportamiento químico de una especie queda determinado por su configuración electrónica en la capa de valencia, no por la estructura de su núcleo, por lo que no es relevante si es un isótopo. Ambos iones de  $\text{Na}^+$  tienen misma configuración electrónica y tendrán el mismo comportamiento químico.

b) Falso. El comportamiento químico de una especie queda determinado por su configuración electrónica en la capa de valencia, no por la estructura de su núcleo, por lo que no es relevante si es un isótopo. Al tener distinta configuración electrónica y tendrán distinta reactividad: el ion  $\text{O}^{2-}$  tiene configuración de gas noble mientras que el ion  $\text{O}^-$  no la tiene y necesita captar otro electrón para conseguirla.

c) Cierto. La masa atómica de los elementos es una media ponderada del número másico de los isótopos que lo forman en función de su abundancia.

$$M = 35 \cdot \frac{75}{100} + 37 \cdot \frac{25}{100} = 35,5$$

d) Falso. Dos isótopos se diferencian en el número de neutrones en el núcleo, no en el número de electrones.

#### **Cuestión 3.-**

a) La primera energía de ionización es la energía mínima a aportar para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental  $\text{X}(\text{g}) + E_i \rightarrow \text{X}(\text{g})^+ + e^-$

b) El berilio tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2$  por lo que tiene dos electrones de valencia. Con la primera y segunda energía de ionización se extraen los dos electrones más externos de la segunda capa, formándose el ion  $\text{Be}^{2+}$  que tiene configuración de gas noble. Sin embargo para extraer un tercer electrón hay que extraer un electrón de la primera capa, que está mucho más ligado al núcleo, además de por ser una capa más pequeña y más cercana al núcleo, porque al haber extraído dos electrones los dos restantes están más atraídos por el núcleo, por lo que hay que aportar mucha más energía. Además ya tiene configuración electrónica estable de gas noble.

#### **Problema 1A.-**

a) Por la relación entre frecuencia y longitud de onda, para tener la mayor frecuencia utilizamos la menor longitud de onda

$$c = \lambda \cdot f \Rightarrow f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{450 \cdot 10^{-9}} = 6,67 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E = h \cdot f = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 6,67 \cdot 10^{14} = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

b) Expresamos la energía de la radiación anterior en eV, vemos que es menor que la energía de

ionización del Litio, luego no será posible.  $E = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \frac{4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 2,7625 \text{ eV}$

### **2002-Modelo**





### Problema 2B.-

$$a) E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{4,2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,6 \cdot 10^{-34}} = 1,02 \cdot 10^{15} \text{ Hz} = 1,02 \text{ PHz}$$

$$b) c = \lambda \cdot f \Rightarrow f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{600 \cdot 10^{-9}} = 5 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E = h \cdot f = 6,6 \cdot 10^{-34} \cdot 5 \cdot 10^{14} = 3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \frac{3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 2,0625 \text{ eV}$$

Como es menor que la energía de ionización, no se podría conseguir la ionización del rubidio con esa luz.

### 2001-Septiembre

#### Cuestión 1.-

Realizamos sus configuraciones electrónicas e identificamos los elementos

$Z=7$ ,  $1s^2 2s^2 2p^3$ , Nitrógeno. Segundo periodo, grupo 15

$Z=13$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ , Aluminio. Tercer periodo, grupo 13

$Z=15$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ , Fósforo. Tercer periodo, grupo 15.

a)  $Z=13$  y  $Z=15$  en tercer periodo.

b)  $Z=7$  y  $Z=15$  en grupo 15.

c) El radio atómico decrece hacia la derecha en el periodo y hacia arriba en el grupo, luego en orden decreciente de radio atómico estarán  $\text{Al} (Z=13) > \text{P} (Z=15) > \text{N} (Z=7)$

d) El potencial de ionización aumenta hacia la derecha en el periodo, ya que el radio atómico es menor y el último electrón está más fuertemente ligado al núcleo, por lo que el potencial de ionización del P ( $Z=15$ ) será mayor que el del Al ( $Z=13$ ).

### 2001-Junio

#### Cuestión 1.-

a) El principio de exclusión de Pauli indica que no puede haber dos electrones en el mismo átomo con los números cuánticos iguales. Dado que un orbital queda definido por los tres números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$ , y el número de spin puede tener dos valores, en cada orbital puede haber 2 electrones.

1ª)  $1s^2 2s^2 2p^7$ ; No cumple, ya que hay tres orbitales  $2p$  y admiten 6 electrones. El "séptimo electrón" tendría los números cuánticos iguales a alguno de los 6 electrones anteriores.

2ª)  $1s^2 2s^3$ ; 3ª)  $1s^2 2s^3$ ; No cumple, ya que hay 1 orbital  $2s$  y admite 2 electrones. El "tercer electrón" tendría los números cuánticos iguales a alguno de los 2 electrones anteriores.

3ª)  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; Sí lo cumple (se trata de  $Z=9$ , F)

4ª)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; Sí lo cumple (se trata de  $Z=11$ , Na)

b) En los dos elementos en la que la configuración electrónica es correcta (3º F, 4º Na), los estados de oxidación más probable son los que consiguen configuración electrónica de gas noble, Ne  $Z=10$ . F tiene como estado de oxidación más probable -1, ya que captará un electrón.

Na tiene como estado de oxidación más probable +1, ya que cederá un electrón.

### 2000-Septiembre

#### Cuestión 1.-

a)  $Z = 19(\text{K}): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$Z = 23(\text{V}): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

$Z = 48(\text{Cd}): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$

b)  $Z=30(\text{Zn}) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$  es un elemento del cuarto periodo y del grupo 12 dentro de los metales de transición. Es del mismo periodo que  $Z=19$ ,  $Z=23$ , pero no del mismo periodo que  $Z=48$ . Es del mismo grupo que  $Z=48$ , pero no del mismo grupo que  $Z=19$  y  $Z=23$ .

c) Los elementos de un mismo grupo tienen la misma configuración electrónica en el orbital más externo.

### 2000-Junio

#### Cuestión 1.-







a) Fe es un metal de transición en el cuarto periodo,  $Z=26$

Kr es un gas noble en el cuarto periodo  $Z=36$

El radio atómico disminuye hacia la derecha en el mismo periodo, luego el volumen atómico del Fe será mayor.

b) K es un alcalino en el cuarto periodo,  $Z=19$

El radio atómico disminuye hacia la derecha en el mismo periodo, luego el volumen atómico del K será mayor.

c) C está en el grupo 14 del segundo periodo,  $Z=6$ . El radio atómico disminuye hacia arriba en el grupo y hacia la derecha en el mismo periodo, luego el volumen atómico del Fe será mayor.

d)  $Fe^{3+}$  tiene la misma carga nuclear pero 3 electrones menos en sus orbitales, por lo que los electrones estarán más atraídos por el núcleo y su radio atómico será menor. El volumen atómico de Fe será mayor que el volumen iónico de  $Fe^{3+}$ .

### **2000-Modelo**

#### **Cuestión 1.-**

a) Realizamos sus configuraciones electrónicas

Be ( $Z=4$ ):  $1s^2 2s^2$

O ( $Z=8$ ):  $1s^2 2s^2 2p^4$

Zn ( $Z=30$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Ar ( $Z=18$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Be, Zn y Ar no presentan ningún electrón desapareado

En el caso del oxígeno, tiene 2 electrones desapareados: 1 orbital p con 2 electrones y otros dos orbitales p con 1 electrón cada uno de ellos.

b) Ar es un gas noble, tiene una configuración electrónica estable y no formará iones.

El O tendrá un potencial de ionización alto y alta afinidad electrónica, tendiendo a captar dos electrones para formar el ion  $O^{2-}$  con configuración electrónica de gas noble.

$O^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$

El Be tendrá un potencial de ionización bajo y baja afinidad electrónica, tendiendo a ceder dos electrones para formar el ion  $Be^{2+}$  con configuración electrónica de gas noble.

$Be^{2+}$ :  $1s^2$

El Zn tendrá un potencial de ionización bajo y baja afinidad electrónica, tendiendo a ceder dos electrones para formar el ion  $Zn^{2+}$  con configuración electrónica en la que tiene el nivel d completo y con el resto de electrones configuración de gas noble.

$Zn^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

