

## ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y SISTEMA PERIÓDICO

A continuación tienes una colección de ejercicios resueltos que han ido saliendo durante los últimos años en las diferentes pruebas de Selectividad y que se corresponde con lo que hemos estudiado en los temas 1 y 2.

### COLECCIÓN DE EJERCICIOS RESUELTOS DE SELECTIVIDAD

- Considere los elementos cuyas configuraciones electrónicas son: A:  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; B:  $1s^2 2s^2$ ; C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ; D:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .
    - a) Identifique el nombre y símbolo de cada elemento, e indique el grupo y periodo a los que pertenece.
    - b) Para los elementos A y B, justifique cuál de ellos tiene mayor radio atómico.
    - c) Indique el estado o estados de oxidación más probable(s) de cada elemento.
    - d) Justifique qué elemento, C ó D, tiene mayor energía de ionización.
- (EvAU. Comunidad de Madrid. Modelo 2021)

a) El elemento A cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^4$  pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica. Su número atómico es 8. Se trata del Oxígeno y su símbolo es O.

El elemento B cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2$  pertenece al grupo 2 y periodo 2 de la tabla periódica. Su número atómico es 4. Se trata del Berilio y su símbolo es Be.

El elemento C cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$  pertenece al grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica. Su número atómico es 14. Se trata del Silicio y su símbolo es Si.

El elemento D cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica. Su número atómico es 17. Se trata del Cloro y su símbolo es Cl.

b) Los elementos A y B (O y Be) están en el periodo 2. Dentro del mismo periodo, el radio atómico decrece según aumenta el número atómico, 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 el Be (número atómico menor) que el O (nº atómico mayor).

c) Los estados de oxidación más probables están asociados a los iones más estables, que tendrán configuración de gas noble.

Para el oxígeno (elemento A), el estado de oxidación más estable es  $-2$ , ya que al ganar dos electrones consigue la configuración electrónica del neón.

Para el berilio (elemento B), el estado de oxidación más estable es  $+2$ , ya que al perder dos electrones consigue la configuración electrónica del helio.

Para el silicio (elemento C), los estados de oxidación más estables serán  $+4$  y  $-4$ , ya que perdiendo cuatro electrones consigue la configuración electrónica del neón y ganando cuatro electrones consigue la configuración electrónica del argón.

Para el cloro (elemento D), el estado de oxidación más estable es  $-1$ , ya que al ganar un electrón consigue la configuración electrónica del argón.

d) Definimos primera energía de ionización como la energía necesaria para extraer al electrón más externo de un átomo de ese elemento en estado gaseoso. La E.I. aumenta de izquierda a derecha

en el mismo periodo. Los dos elementos están en el periodo 3, situándose el cloro más a la derecha que el silicio. Dentro del S. P. a medida que avanzamos en un mismo periodo resulta cada vez más difícil arrancarle ese electrón, lo que significa que la energía de ionización es cada vez mayor. Esto es debido a que se ha comprobado que los átomos son más estables si la configuración electrónica del último nivel en el que existen electrones es  $s^2p^6$ ; si nos encontramos a la izquierda del sistema periódico, al perder estos electrones, un átomo se va acercando a esa configuración, sin embargo si nos encontramos a la derecha el perder un electrón significaría alejarnos de la configuración electrónica estable. Por ello la Energía de Ionización en el S. P. aumenta de izquierda a derecha en un mismo periodo.

Por lo tanto el cloro (elemento D) tiene la primera energía de ionización mayor que el silicio (elemento C).

- Considere los siguientes elementos: A (nitrogenoide del periodo 3), B ( $Z = 11$ ), C (subnivel 3 p con solo dos electrones) y D (periodo 2, grupo 15).

a) Identifique cada elemento con su nombre y símbolo.

b) Determine la configuración electrónica de cada elemento.

c) Justifique si la segunda energía de ionización del elemento A es menor que la del B.

d) Formule el compuesto formado por los elementos A y B y razone si presenta conductividad eléctrica en estado fundido.

(EvAU. Comunidad de Madrid. Septiembre 2020)

a) A (nitrogenoide del periodo 3): Fósforo, P.

B ( $Z=11$ ): Sodio, Na.

C (subnivel 3p con solo dos electrones): Silicio, Si.

D (periodo 2, grupo 15): Nitrógeno, N.

b) A ( $Z=15$ ) P: configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ .

B ( $Z=11$ ) Na: configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

C ( $Z=14$ ) Si: configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .

D ( $Z=7$ ) N: configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^3$ .

c) La segunda energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un segundo electrón del ion con una carga positiva.

En el caso del sodio al formar el ion  $Na^+$  alcanza la estabilidad en su configuración electrónica ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ), por lo que resulta difícil arrancarle un segundo electrón que sería un electrón 2p.

En el caso del fósforo los electrones a extraer en la primera y segunda ionización están en niveles 3p que son más externos y están menos atraídos por el núcleo que los 2p.

Por tanto el fósforo posee una menor segunda energía de ionización que el sodio.

d) (Este apartado se corresponde con la materia estudiada en el tema 3)

La fórmula del compuesto formado por A (fósforo) y B (sodio) es  $Na_3P$ .

Es un compuesto formado mediante enlace iónico puesto que el sodio es un metal y el fósforo un no metal, por lo que en estado fundido se separa en sus iones y sí presenta conductividad eléctrica.

- **Considere los elementos aluminio y magnesio.**
  - a) **Escriba la configuración electrónica de cada elemento.**
  - b) **Justifique qué elemento presenta mayor radio atómico.**
  - c) **Explique si la segunda energía de ionización del aluminio es mayor, igual o menor que la primera.**
  - d) **Sabiendo que la primera energía de ionización del magnesio es  $738,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , razone si es posible ionizar un mol de átomos de magnesio gaseosos con una energía de 500 kJ**

**(EvAU. Comunidad de Madrid. Julio 2020)**

- a) Al ( $Z=13$ ): configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ .  
Mg ( $Z=12$ ): configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .
- b) Los dos elementos se encuentran en el periodo 3, el aluminio a la derecha del magnesio. En un mismo periodo el valor del radio atómico disminuye según avanzamos, ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo  $n$ ), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos. Luego por la posición de ambos elementos en la tabla podemos decir que el magnesio es el de mayor radio atómico.
- c) La segunda energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un segundo electrón del ion con una carga positiva.  
En el caso del aluminio en la primera energía de ionización se extrae un electrón  $3p$  de un átomo neutro y en la segunda energía de ionización se extrae un electrón  $3s$  de un ion  $\text{Al}^+$ , que ahora está más atraído por el núcleo porque la carga del mismo sigue siendo la misma. Luego la segunda energía de ionización del aluminio es mayor que la primera
- d) La información que nos proporciona el valor de la primera energía de ionización con las unidades establecidas es que para ionizar 1 mol de átomos de magnesio gaseosos es de  $731,8 \text{ kJ}$ . Por tanto con una energía menor ( $500 \text{ kJ}$ ) no es posible ionizar un mol de átomos de magnesio gaseosos.

- **Considere los elementos X ( $Z = 9$ ), Y ( $Z = 12$ ) y Z ( $Z = 16$ ).**
  - a) **Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones de la capa de valencia.**
  - b) **Identifíquelos con su nombre y símbolo. Determine grupo y periodo de cada elemento e indique si se trata de un metal o no metal.**
  - c) **Para cada uno de los elementos, justifique cuál es su ion más estable.**
  - d) **Formule el compuesto binario formado por los elementos X e Y, nómbrelo e indique el tipo de enlace que presenta.**

**(EvAU. Comunidad de Madrid. Modelo 2020)**

a y b) Contestamos juntas ambos apartados:

X ( $Z = 9$ ):  $1s^2 2s^2 2p^5$ . 7 electrones en su capa de valencia. Pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica. Se trata del flúor y su símbolo es F. Es un no metal.

Y ( $Z = 12$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . 2 electrones en su capa de valencia. Pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del magnesio y su símbolo es Mg. Es un metal.

Z ( $Z = 16$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . 6 electrones en su capa de valencia. Pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del azufre y su símbolo es S. Es un no metal.

- c) F:  $1s^2 2s^2 2p^5$  con ganancia de un electrón alcanza la configuración electrónica estable  $1s^2 2s^2 2p^6$ , luego sería el ion queda:  $\text{F}^-$ .

Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . Perdiendo dos electrones alcanza la configuración electrónica estable que es  $1s^2 2s^2 2p^6$ , luego sería el ion  $Mg^{2+}$ .

S:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  con ganancia de dos electrones alcanza la configuración electrónica estable  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  por lo que sería el ion  $S^{2-}$ .

d) (Este apartado se corresponde con la materia estudiada en el tema 3)

El compuesto entre Z = 9 (flúor) y Z = 12 (magnesio) es  $MgF_2$ , difluoruro de magnesio, y tiene enlace iónico ya que es la unión entre un metal (Mg) y un no metal (F) y se forman iones.

▪ **Considere los átomos: A (Z = 11), B (Z = 14) y C (Z = 17) y responda las siguientes preguntas:**

**a) Para cada uno de ellos, escriba la configuración electrónica, especifique el grupo y periodo del sistema periódico al que pertenece e identifique con nombre y símbolo cada elemento.**

**b) Ordene los elementos en orden creciente de su afinidad electrónica. Razone la respuesta.**

**c) Formule los compuestos formados al unirse: n átomos de A, C con C y A con C. Indique el tipo de enlace en cada caso.**

**d) ¿Por qué los átomos presentan espectros de líneas y no continuos?**

**(EvAU. Comunidad de Madrid. Junio 2019)**

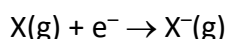
a) A (Z = 11), B (Z = 14) y C (Z = 17)

A (Z = 11):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Pertenece al grupo 1 (alcalinos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del sodio y su símbolo es Na.

B (Z = 14):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^4$ . Pertenece al grupo 14 (carbonoideos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del silicio y su símbolo es Si.

C (Z = 17):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Pertenece al grupo 17 (halógenos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del cloro y su símbolo es Cl.

b) Llamamos afinidad electrónica a la energía que acompaña al proceso de captación de un electrón desde el exterior por parte de un átomo que se encuentre aislado (estado gaseoso) para incorporarlo a su último nivel energético.



Los tres elementos se encuentran en el periodo 3. A medida que avanzamos en un mismo periodo los elementos químicos tienen más tendencia a captar un electrón porque así se acercan más a la configuración  $s^2p^6$  en su último nivel, y por tanto liberan más energía al captar dicho electrón. La Energía liberada aumenta pues de izquierda a derecha en un mismo periodo. Dentro de un mismo periodo los halógenos son los que desprenden más energía al captar un electrón.

Por tanto:  $AE(Na) < AE(Si) < AE(Cl)$ .

c) Aunque este apartado pertenece al tema 3 lo solucionamos aquí:

Como A es el sodio que es un metal, al unirse n átomos de Na: la fórmula es simplemente Na (sodio metálico), siendo un enlace metálico y posee una estructura cristalina de red metálica.

Como C es el cloro al unirse C con C: se produce el  $Cl_2$ , cloro molecular, con enlace covalente entre los dos átomos ya que el Cl es un no metal

Al ser A el Na y C el cloro, al unirse A con C: se forma un compuesto de fórmula NaCl, cloruro de sodio, por ser el Na metal y el Cl no metal, es un enlace iónico y el compuesto posee una estructura cristalina de red iónica.

d) Es consecuencia de la cuantización de la energía del átomo. 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.

- Considere las configuraciones electrónicas de tres elementos A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  y C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

a) Indique para cada elemento el grupo, el periodo, el nombre y el símbolo.

b) Defina primera energía de ionización y justifique en cuál de los tres elementos es menor.

c) En el espectro de emisión del átomo de hidrógeno hay una línea situada en la zona visible cuya energía asociada es  $291,87 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Calcule a qué transición corresponde.

Datos.  $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $R_H = 2,180 \times 10^{-18} \text{ J}$ ;

$R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ ;  $c = 3 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ .

(EvAU. Comunidad de Madrid. Modelo 2019)

a) A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Tiene 16 electrones, luego al encontrarse en estado neutro tiene en el núcleo 16 protones.  $Z = 16$ . Pertenece al grupo 16 (anfígenos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del azufre y su símbolo es S.

B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Tiene 17 electrones, luego al encontrarse en estado neutro tiene en el núcleo 17 protones.  $Z = 17$ . Pertenece al grupo 17 (halógenos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del cloro y su símbolo es Cl.

C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Tiene 11 electrones, luego al encontrarse en estado neutro tiene en el núcleo 11 protones.  $Z = 11$ . Pertenece al grupo 1 (alcalinos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del sodio y su símbolo es Na.

b) Definimos la E.I. como la energía necesaria para extraer al electrón más externo de un átomo de ese elemento en estado gaseoso.

Los tres elementos se encuentran en el mismo periodo. Dentro del S. P. a medida que avanzamos en un mismo periodo resulta cada vez más difícil arrancarle ese electrón, lo que significa que la energía de ionización es cada vez mayor. Esto es debido a que se ha comprobado que los átomos son más estables si la configuración electrónica del último nivel en el que existen electrones es  $s^2p^6$ ; si nos encontramos a la izquierda del sistema periódico, al perder estos electrones, un átomo se va acercando a esa configuración, sin embargo si nos encontramos a la derecha el perder un electrón significaría alejarnos de la configuración electrónica estable. Además al haber mayor número de protones en el núcleo, los electrones siguen estando en la misma capa y están más atraídos y cuesta más extraerlos. Por ello la Energía de Ionización en el S. P. aumenta de izquierda a derecha en un mismo periodo. Por tanto el de menor E.I. de los tres es el sodio.

Al igual que la electronegatividad, la E.I. aumenta de izquierda a derecha en el mismo periodo y de abajo a arriba en el mismo grupo. Luego los elementos B, C y D son menos electronegativos que A.

c) La frecuencia de la radiación asociada a un salto electrónico se calcula por medio de la ecuación de Rydberg:

$$\nu = \frac{R_H}{h} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Donde  $n_f$  y  $n_i$  representan los niveles final e inicial del salto electrónico.

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

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

Tenemos que:

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

El valor que nos dan de  $R_H$  es  $2,180 \times 10^{-18} \text{ J}$  (Usamos la constante asociada a la energía, en J, y no la asociada a la  $\lambda$ )

Nos indican que la línea está en la zona visible, esta zona corresponde a la serie de Balmer que se produce por los saltos electrónicos desde órbitas superiores hasta la órbita 2. Luego  $n_f = 2$ .

Por tanto:

$$291,87 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$291,87 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \left( \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \right) \left( \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\frac{291,87 \cdot 10^3 \text{ J}}{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}} \cdot \frac{1}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{1}{4} - \frac{1}{n_i^2}$$

$$\frac{1}{n_i^2} = \frac{1}{4} - \frac{291,87 \cdot 10^3 \text{ J}}{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}} \cdot \frac{1}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 0,25 - 0,2223 = 0,0277$$

$$n_i^2 = \frac{1}{0,0277} = 36,10$$

$$n_i = \sqrt{36,10} \approx 6$$

Luego es la transición de  $n_i = 6$  a  $n_f = 2$

▪ **Responda justificadamente a las siguientes preguntas:**

a) Para los átomos A ( $Z = 7$ ) y B ( $Z = 26$ ) escriba la configuración electrónica, indique el número de electrones desapareados y los orbitales en los que se encuentran.

b) Los iones  $K^+$  y  $Cl^-$  tienen aproximadamente el mismo valor de sus radios iónicos, alrededor de 0,134 nm. Justifique si sus radios atómicos serán mayores, menores o iguales a 0,134 nm.

c) Calcule la menor longitud de onda en nm de la radiación absorbida del espectro de hidrógeno.

Datos.  $R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

(EvAU. Comunidad de Madrid. Julio 2018)

a) La configuración electrónica del elemento de número atómico 7 es:  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Se trata del nitrógeno (N).

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran desapareados, la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

| 2s | 2p |   |   |
|----|----|---|---|
| ↑↓ | ↑  | ↑ | ↑ |

Luego tiene 3 electrones desapareados en orbitales 2p (los 3 orbitales 2p tienen 1 electrón cada uno).

La configuración electrónica del elemento de número atómico 26 es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^6$ . Se trata del hierro (Fe).

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran desapareados, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

| 4s | 3d |   |   |   |   |
|----|----|---|---|---|---|
| ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ |

Luego tiene 4 electrones desapareados en orbitales 3d.

b)  $r(K) > r(K^+) \Rightarrow r(K) > 0,134 \text{ nm}$

El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion  $K^+$  es  $[Ne] 3s^2 3p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 4s. Al disminuir el número de electrones la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo es mayor. Por tanto, el radio del átomo de potasio es mayor que el del ion potasio.

$r(Cl) < r(Cl^-) \Rightarrow r(Cl) < 0,134 \text{ nm}$

El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion  $Cl^-$  es  $[Ne] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 3p. Al aumentar el número de electrones hace que disminuya la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo. Por tanto, el radio del ion cloruro es mucho mayor que el del átomo de cloro.

c) La longitud de onda de la radiación asociada a un salto electrónico se calcula por medio de la ecuación de Rydberg:

$$\nu = \frac{R_H}{h} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{R_H}{c \cdot h} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = R'_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Donde  $n_f$  y  $n_i$  representan los niveles final e inicial del salto electrónico y  $R'_H$  la constante asociada a la  $\lambda$  que nos proporcionan en el enunciado.

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

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

Implica que una menor longitud de onda implica una mayor energía. Como la transición más energética corresponde a la que se produce entre los niveles  $n = 1$  y  $n = \infty$ , esta misma transición es la que se corresponde con la de la radiación de menor longitud de onda:

Por tanto:

$$\frac{1}{\lambda} = R'_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}} = 9,116 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 91,16 \text{ nm}$$

- Para los siguientes iones:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{Cl}^-$ .

a) Escriba la configuración electrónica de cada uno y diga cuáles de ellos son isoelectrónicos.

b) Asigne los siguientes valores de radio iónico a cada uno de ellos: 0,65 Å; 0,95 Å; 1,45 Å y 1,81 Å.

c) Escriba cuatro sustancias iónicas a partir de combinaciones binarias.

d) Justifique cuál de las cuatro sustancias iónicas del apartado c) presenta mayor punto de fusión.

(EvAU. Comunidad de Madrid. Junio 2018 - Coincidentes)

a) El sodio (Na) tiene como número atómico 11, por lo que en estado neutro tiene 11 electrones ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ), y al perder un electrón ( $\text{Na}^+$ ) adquiere la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

El oxígeno (O), tiene como número atómico 8, por lo que en estado neutro tiene 8 electrones ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ), y al ganar dos electrones ( $\text{O}^{2-}$ ) adquiere la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

El magnesio (Mg) tiene como número atómico 12, por lo que en estado neutro tiene 12 electrones ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ), y al perder dos electrones ( $\text{Mg}^{2+}$ ) adquiere la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

El cloro (Cl) tiene como número atómico 17, por lo que en estado neutro tiene 17 electrones ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ), y al captar un electrón ( $\text{Cl}^-$ ) adquiere la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

En el caso de las tres primeras se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas,

b) El mayor radio iónico es para  $\text{Cl}^-$  que tiene electrones en la capa 3: 1,81 Å

En el caso de las tres especies isoelectrónicas, la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo es 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 (menor radio atómico: 0,65 Å) le corresponde a la especie con mayor Z, el  $\text{Mg}^{2+}$ .

El intermedio (0,95 Å) al  $\text{Na}^+$ .

Y el valor 1,45 Å al ion  $\text{O}^{2-}$ .

c) (Este apartado se corresponde con la materia estudiada en el tema 3)

Las combinaciones iónicas se producen entre un metal y un no metal. Son metales el Na y el Mg y no metales el O y el Cl:

$\text{NaCl}$  Cloruro de sodio

$\text{Na}_2\text{O}$  Óxido de disodio

$\text{MgCl}_2$  Dicloruro de magnesio

$\text{MgO}$  Óxido de magnesio

d) (Este apartado se corresponde con la materia estudiada en el tema 3)

La temperatura de fusión de una sustancia está asociada a vencer las fuerzas de cohesión de las unidades estructurales. Las sustancias iónicas presentan estructura de cristal iónico. La fuerza electrostática depende de la carga y la distancia: en  $\text{NaCl}$  el producto de cargas es 1·1, en  $\text{Na}_2\text{O}$  y  $\text{MgCl}_2$  es 2·1 y en  $\text{MgO}$  es 2·2, luego la fuerza será más intensa en  $\text{MgO}$  y tendrá mayor punto de fusión. En cuanto a distancias, depende de los radios iónicos y el sistema de cristalización, pero podemos considerar que la variación asociada a distancias es menor que la asociada a las cargas.

- **Un elemento químico posee una configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^6$ . Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:**
  - a) **Pertenece al grupo 17 del Sistema Periódico.**
  - b) **Se encuentra situado en el tercer periodo.**
  - c) **Conduce la electricidad en estado sólido.**
  - d) **Los números cuánticos  $(3,1,-2,+\frac{1}{2})$  corresponden a un electrón de este elemento.**

**(EvAU. Comunidad de Madrid. Junio 2018)**

- a) Falso. Según la configuración electrónica tiene 26 electrones, siendo neutro el número de protones es 26, luego  $Z=26$ . Se trata del Fe (hierro) que es un metal de transición, en el grupo 8. (Los elementos que pertenecen al grupo 17 tienen como configuración electrónica externa  $p^5$ )
- b) Falso. Aunque los últimos electrones colocados estén en orbitales 3d de capa 3, tiene electrones en los orbitales 4s de capa 4, luego el elemento se encuentra situado en el cuarto periodo.
- c) (Apartado que pertenece a la materia estudiada en el tema 3)  
El Fe es metal y tiene enlace metálico por lo que es un material que conduce la electricidad en cualquier estado al tener los electrones como cargas que se pueden mover.
- d) Falso. Esos números cuánticos representan una combinación prohibida y por tanto no pertenecen a ningún electrón, ya que estarían asociados a  $n=3$  (capa 3),  $l=1$  (orbital tipo p),  $m=-2$ , cuando los valores de m posibles son desde  $-1$  a  $+1$ , por lo que podrían ser solamente tres valores  $-1, 0, +1$ .

- **Considere los elementos Mg y Cl:**
  - a) **Escriba la configuración electrónica de  $Mg^{2+}$  y  $Cl^-$ .**
  - b) **Indique los números cuánticos del electrón más externo del Mg.**
  - c) **Ordene los elementos por orden creciente de tamaño y justifique la respuesta.**
  - d) **Ordene los elementos por orden creciente de primera energía de ionización y justifique la respuesta.**

**(EvAU. Comunidad de Madrid. Junio 2018)**

- a) El magnesio (Mg) con número atómico 12:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  y si cede los dos electrones de su capa más externa se transforma en el ion  $Mg^{2+}$  adquiere la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6$   
El cloro (Cl) con número atómico 17:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  y si capta un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion  $Cl^-$  y adquiere la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- b) Al ser el último electrón un 3s, los valores de los números cuánticos podrían ser:  
 $n = 3; l = 0; m_l = 0; m_s = -1/2$   
(En el  $m_s$  valdría tanto  $+1/2$  como  $-1/2$ )
- c) En un mismo periodo el valor del radio atómico disminuye según avanzamos, ya que estando los electrones externos en el mismo nivel (mismo n), la carga del núcleo aumenta y son más atraídos, luego por la posición de ambos elementos en la tabla (ambos en el periodo 3) podemos decir que el magnesio tiene mayor radio atómico que el cloro.  $r_A(Cl) < r_A(Mg)$
- d) 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 por la posición de ambos elementos en la tabla (ambos en el periodo 3), la energía de ionización del magnesio es menor que la del cloro, ya que el magnesio se encuentra a la izquierda del cloro en el mismo periodo.  $E.I.(Mg) < E.I.(Cl)$

- Considere los cuatro elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos: A:  $2s^2 2p^4$ ; B:  $2s^2$ ; C:  $3s^2 3p^2$ ; D:  $3s^2 3p^5$ .
  - a) Identifique los cuatro elementos con nombre y símbolo. Indique grupo y periodo al que pertenecen.
  - b) Indique un catión y un anión que sean isoelectrónicos con  $A^{2-}$ .
  - c) Justifique si la segunda energía de ionización para el elemento A es superior o inferior a la primera.
  - d) En el espectro del átomo hidrógeno hay una línea situada a 434 nm. Calcule  $\Delta E$ , en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , para la transición asociada a esa línea.

Datos.  $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $N_A = 6,023 \times 10^{23}$ ;  $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ .

(EvAU. Comunidad de Madrid. Modelo 2018)

a) A:  $2s^2 2p^4$ . Tiene 8 electrones (los 6 de la capa 2 más 2 de la capa 1), luego al encontrarse en estado neutro tiene en el núcleo 8 protones.  $Z = 8$ . Perteneció al grupo 16 (anfígenos) y periodo 2 de la tabla periódica. Se trata del oxígeno y su símbolo es O.

B:  $2s^2$ . Tiene 4 electrones (los 2 de la capa 2 más 2 de la capa 1), luego al encontrarse en estado neutro tiene en el núcleo 4 protones.  $Z = 4$ . Perteneció al grupo 2 (alcalinotérreos) y periodo 2 de la tabla periódica. Se trata del berilio y su símbolo es Be.

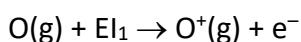
C:  $3s^2 3p^2$  Tiene 14 electrones (los 4 de la capa 3 más 8 de la capa 2 más 2 de la capa 1), luego al encontrarse en estado neutro tiene en el núcleo 14 protones.  $Z = 14$ . Perteneció al grupo 14 (carbonoideos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del silicio y su símbolo es Si.

D:  $3s^2 3p^5$  Tiene 17 electrones (los 3 de la capa 3 más 8 de la capa 2 más 2 de la capa 1), luego al encontrarse en estado neutro tiene en el núcleo 17 protones.  $Z = 17$ . Perteneció al grupo 17 (halógenos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del cloro y su símbolo es Cl.

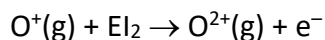
b) El anión  $A^{2-}$  es el  $O^{2-}$  que al haber ganado dos electrones tiene como configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$

Serían isoelectrónicos con él (misma configuración electrónica) por ejemplo los cationes  $Na^+$  y  $Mg^{2+}$  y los aniones  $F^-$ , y  $N^{3-}$

c) Definimos la primera E.I. como la energía necesaria para extraer al electrón más externo de un átomo de ese elemento en estado gaseoso. En el caso del O es la asociada a extraer un electrón de O y formar el catión  $O^+$ .



La segunda energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un segundo electrón del ion con una carga positiva. El proceso para el oxígeno se escribe de la siguiente manera



La segunda energía de ionización de un átomo es superior a la primera debido a que la fuerza nuclear se reparte entre menos electrones y disminuye el apantallamiento, aumentando la fuerza de atracción del núcleo sobre sus electrones.

d) Para calcular la energía correspondiente a una radiación utilizamos la ecuación:  $\Delta E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$

$$\text{Por tanto: } \Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{(6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) \cdot (3,00 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{434 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Esta es la energía por átomo de hidrógeno. Convertimos el resultado en  $\text{kJ/mol}$ .

$$\begin{aligned} \Delta E &= 4,58 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo de H}} = 4,58 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo de H}} \cdot \left( \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol}} \right) \cdot \left( \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \right) = \\ &= 276 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

- Para los tres elementos con números atómicos  $Z = 6$ ,  $Z = 11$  y  $Z = 14$ :
    - a) Escriba sus configuraciones electrónicas e identifíquelos con su nombre y su símbolo.
    - b) Determine el grupo y el periodo de cada elemento.
    - c) Para el elemento con  $Z = 14$  detalle los posibles números cuánticos de su último electrón.
    - d) Justifique cómo varía en la tabla periódica el radio atómico y ordene los elementos del enunciado en orden decreciente de radio atómico
- (EvAU. Comunidad de Madrid. Septiembre 2017 - Coincidentes)

a y b) Contestamos juntas ambos apartados:

$Z = 6$ :  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Pertenece al grupo 14 (carbonoideos) y periodo 2 de la tabla periódica. Se trata del carbono y su símbolo es C.

$Z = 11$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Pertenece al grupo 1 (alcalinos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del sodio y su símbolo es Na.

$Z = 14$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^4$ . Pertenece al grupo 14 (carbonoideos) y periodo 3 de la tabla periódica. Se trata del silicio y su símbolo es Si.

- c) Al ser su configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ; los electrones más externos están desapareados en 3p (principio de máxima multiplicidad de Hund):

|                 |                 |
|-----------------|-----------------|
| 3p <sub>x</sub> | 3p <sub>y</sub> |
| ↑               | ↑               |

para el 3p<sub>x</sub>:  $n = 3$ ;  $l = 1$ ;  $m = -1$ ;  $s = -1/2$

para el 3p<sub>y</sub>:  $n = 3$ ;  $l = 1$ ;  $m = 0$ ;  $s = -1/2$

- d) El radio atómico aumenta al descender en una columna del Sistema Periódico al haber mayor número de capas o niveles. Dentro de un determinado periodo se produce una contracción del radio al pasar de una familia a otra con el aumento del número atómico. En un periodo, el volumen atómico disminuye al aumentar el nº atómico; ya que, para el mismo nº de capas aumenta la carga eléctrica del núcleo y de la corteza y por tanto la fuerza de atracción.

Por tanto tendrá mayor radio atómico Na que Si, ambos en periodo 3 pero el Si con  $Z$  mayor. En orden decreciente de radio atómico serán:  $C < Si < Na$ .

- Responda justificadamente las siguientes preguntas:
    - a) Para el elemento con  $Z = 7$  indique cuántos electrones tiene con número cuántico  $m = 0$  y detalle en qué orbitales.
    - b) Para cada uno de los elementos X ( $Z = 17$ ), Y ( $Z = 19$ ) y Z ( $Z = 35$ ) indique cuál es su ion más estable y explique cuál de esos iones tiene menor radio.
    - c) Identifique el compuesto binario formado por el hidrógeno y el elemento  $Z = 7$ . Razone si es polar y nombre todas las posibles interacciones intermoleculares que puede presentar.
- (EvAU. Comunidad de Madrid. Junio 2017)

- a) La configuración electrónica del elemento  $Z = 7$  (el nitrógeno N) es:  $1s^2 2s^2 2p^3$

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

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

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

Para  $n = 2$  por otra parte 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) El cloro (Cl) tiene como número atómico 17, por lo que en estado neutro tiene 17 electrones ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ), y al captar un electrón ( $Cl^-$ ) adquiere la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

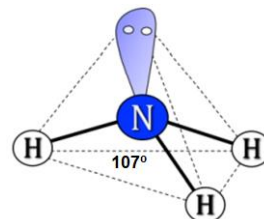
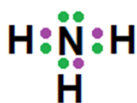
El potasio (K) tiene como número atómico 19, por lo que en estado neutro tiene 19 electrones ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ), y al perder un electrón ( $K^+$ ) adquiere la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

El bromo (Br) tiene como número atómico 35, por lo que en estado neutro tiene 35 electrones ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ ), y al captar un electrón ( $Br^-$ ) adquiere la configuración:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

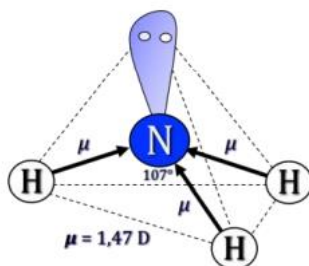
Podemos descartar  $Br^-$  ya que al tener una capa electrónica más, será el ion con mayor radio. Entre  $Cl^-$  y  $K^+$ , ambos tienen el mismo número de electrones (son isoelectrónicos), por lo que tendrá menor radio el que tenga mayor  $Z$  (ya que el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones periféricos y el radio disminuirá). Por lo tanto, el ion con menor radio es  $K^+$ .

- c) Este apartado pertenece a la materia estudiada en el tema 3.

El átomo de nitrógeno tiene tres electrones desapareados y cada átomo de hidrógeno uno. Un átomo de nitrógeno formará un total de tres enlaces covalentes con tres átomos de hidrógeno. El elemento central es el átomo de N y el compuesto binario que se forma es el amoníaco  $NH_3$ . La molécula tiene una geometría de pirámide trigonal:



En esta molécula de amoníaco ( $NH_3$ ), al ser piramidal, estando el nitrógeno en el vértice superior, y al ser más electronegativo el N que el H todos los momentos dipolares se dirigen hacia dicho vértice superior, por lo que tienen un efecto aditivo, no se anulan, y la molécula será polar.



Presenta varios tipos de fuerzas intermoleculares: enlace de hidrógeno y fuerzas de Van Der Waals. Entre estas últimas: dipolo permanente-dipolo permanente (por ser polar) y dipolo instantáneo-dipolo instantáneo (“de dispersión o de London”).

- Conteste a cada una de las siguientes preguntas, justificando su respuesta.

a) Determine para el átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr qué transición electrónica requiere una mayor absorción de energía, la de  $n = 2$  a  $n = 3$ , la de  $n = 5$  a  $n = 6$  o la de  $n = 9$  a  $n = 2$ .

b) Indique el grupo al que pertenece el elemento X si la especie  $X^{2-}$  tiene 8 electrones externos.

c) En el átomo  $Z = 25$  ¿es posible que exista un electrón definido como  $(3, 1, 0, -1/2)$ ?

d) En el sistema periódico los elementos  $Z = 25$  y  $Z = 30$  se encuentran en el mismo periodo. Explique cuál de ellos tiene un proceso de ionización más endotérmico.

(PAU. Comunidad de Madrid. Junio 2016)

- 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 variación de energía de absorción asociada a un salto entre niveles viene expresado por:

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Siendo  $R_H$  una constante de valor positivo.

De  $n = 2$  a  $n = 3$ :

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 0,139R_H$$

De  $n = 5$  a  $n = 6$ :

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 0,012R_H$$

De  $n = 9$  a  $n = 2$ :

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{9^2} - \frac{1}{2^2} \right) = -0,238R_H$$

Como vemos, el valor de la tercera es negativo ya que en ella se produce emisión.

De las dos primeras, se requiere mayor absorción de energía cuando se pasa del nivel 2 al 3 se que cuando se pasa del 5 al 6.

- 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  $ns^2np^4$  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  $-l$  y  $+l$  por tanto al ser  $l = 1$  entre  $-1$  y  $+1$ ) y  $s = -1/2$  (valor posible). Como los orbitales 3p están completos, sí es posible.
- 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.

- Para los elementos A ( $Z = 6$ ), B ( $Z = 10$ ), C ( $Z = 16$ ), D ( $Z = 20$ ) y E ( $Z = 26$ ), conteste razonadamente:
  - ¿Cuál de ellos presenta electrones desapareados?
  - De los elementos B, C y D, ¿cuál da lugar a un ion estable con menor radio?
  - ¿Es la energía de ionización de C mayor que la de D?
  - El elemento A, al unirse con hidrógeno ¿forma un compuesto binario que presenta enlaces de hidrógeno?
 (PAU. Comunidad de Madrid. Junio 2016)

a) A:  $Z = 6$

C:  $1s^2 2s^2 2p^2$ . Si aplicamos el principio de máxima multiplicidad de Hund a la distribución de los dos electrones 2p, tendríamos:

$2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ : es decir dos electrones desapareados (que como nos dice el principio de máxima multiplicidad de Hund tienen spines paralelos).

| 1s | 2s | 2p              |                 |                 |
|----|----|-----------------|-----------------|-----------------|
|    |    | 2p <sub>x</sub> | 2p <sub>y</sub> | 2p <sub>z</sub> |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑               | ↑               |                 |

B:  $Z = 10$

Ne:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

Sin electrones desapareados.

| 1s | 2s | 2p              |                 |                 |
|----|----|-----------------|-----------------|-----------------|
|    |    | 2p <sub>x</sub> | 2p <sub>y</sub> | 2p <sub>z</sub> |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓              | ↑↓              | ↑↓              |

C:  $Z = 16$

S:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ :

| 1s | 2s | 2p              |                 |                 | 3s | 3p              |                 |                 |
|----|----|-----------------|-----------------|-----------------|----|-----------------|-----------------|-----------------|
|    |    | 2p <sub>x</sub> | 2p <sub>y</sub> | 2p <sub>z</sub> |    | 3p <sub>x</sub> | 3p <sub>y</sub> | 3p <sub>z</sub> |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓              | ↑↓              | ↑↓              | ↑↓ | ↑↓              | ↑               | ↑               |

Dos electrones desapareados.

D:  $Z = 20$

Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Al tener el orbital 4s completo no tiene electrones desapareados

E:  $Z = 26$

Fe:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

| 4s | 3d |   |   |   |   |
|----|----|---|---|---|---|
| ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ |

Tiene cuatro electrones desapareados.

b) Teniendo en cuenta que el elemento B (Ne) es un gas noble y no formará ningún ion, veamos qué ocurre entre los elementos C (S) y D (Ca).

El elemento C (el S) ganará dos electrones transformándose en un ion de carga negativa  $-2$  (generando un anión) cuya configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

El elemento D (el Ca) perderá dos electrones transformándose en un ion de carga positiva  $+2$  (generando un catión) cuya configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Ambos iones son isoelectrónicos, es decir, tienen el mismo número de electrones y la misma configuración electrónica.

De los iones de los elementos C y D, será menor el elemento D ya que aunque ambos tienen la misma configuración electrónica pero distinto número de protones en el núcleo, por lo que el ion que tenga mayor número de protones en el núcleo será de menor tamaño ya que esos protones ejercerán una fuerza atractiva mayor (aparte de que el apantallamiento será menor) y los electrones externos se localizarán más próximos al núcleo que en el caso del elemento C que tendrá menor número de electrones que de protones y el apantallamiento de los electrones internos será mayor.

c) C (el S) está en el periodo 3 y D (el Ca) en el periodo 4.

La energía de ionización aumenta hacia la derecha dentro del periodo ya que al desplazarnos en un periodo, al átomo le cuesta mucho más ganar electrones que perderlos. Esto es así dado que aumenta la carga nuclear y es más difícil arrancar electrones, asociada al radio atómico. C tendrá una energía de ionización mayor que D.

La energía de ionización disminuye hacia abajo en los grupos, pues al bajar en un periodo los electrones de las capas más externas se encuentran menos atraídos por el núcleo y son más fáciles de arrancar.

En este caso, por tanto, tendrá menor energía de ionización el calcio (el D) que el azufre (el C).

d) Este apartado se corresponde con la materia estudiada en el tema 3.

El elemento A hemos visto que es el Carbono.

El compuesto que se puede formar es el metano  $CH_4$ . La principal característica para que un compuesto pueda formar enlaces de hidrógeno es que haya átomos de hidrógeno y de flúor, oxígeno o nitrógeno en la misma molécula. En este caso, no va a poder formar puentes de hidrógeno dado que no hay átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno en la molécula.

- En la tabla adjunta se recogen las dos primeras energías de ionización (E.I., en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) y las electronegatividades (EN) de tres elementos pertenecientes al tercer periodo: cloro, magnesio y sodio.

| Elemento | 1ª E.I. | 2ª E.I. | EN   |
|----------|---------|---------|------|
| X        | 495,8   | 4562    | 0,93 |
| Y        | 737,7   | 1451    | 1,31 |
| Z        | 1251    | 2298    | 3,16 |

a) Defina los conceptos de energía de ionización y de electronegatividad.

b) Escriba las configuraciones electrónicas de los tres elementos mencionados en el enunciado.

c) Utilizando las energías de ionización, justifique cuáles son cada uno de los elementos X, Y y Z.

d) Justifique los valores de las electronegatividades de la tabla.

(PAU. Comunidad de Madrid. Modelo 2016)

- a) Definimos la E.I. como la energía necesaria para extraer al electrón más externo de un átomo de ese elemento en estado gaseoso.

La electronegatividad es la capacidad relativa de un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otro átomo.

- b) Configuraciones electrónicas

Cl ( $Z = 17$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Mg ( $Z = 12$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Na ( $Z = 11$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- c) Si nos fijamos en el número de electrones que deberían ganar o perder cada uno de ellos para alcanzar la configuración de gas noble, podremos diferenciar para cada átomo su energía de ionización.

El Na ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ) tiene un solo electrón en el nivel 3. Si arrancamos un electrón se formaría el catión  $\text{Na}^+$ , que tiene configuración de gas noble por lo que su 1ª E.I. será baja, pero su 2ª E.I. será muy elevada, debido a dos razones, perdería su configuración estable de gas noble y el siguiente electrón que se arrancaría sería de un nivel inferior y por tanto más fuertemente unido al núcleo, por lo tanto se identifica con el elemento X.

El Mg ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ) tiene dos electrones en el último nivel que no le costaría mucho perder para alcanzar la configuración electrónica de gas noble y por tanto tendrá las dos primeras energías de ionización bajas, en la tercera será donde aparezca un salto brusco por razones análogas al sodio, se identifica con el elemento Y.

El Cl ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ) su tendencia es a ganar, por lo que todas sus energías de ionización serán altas ya que nos vamos alejando de esa forma de su configuración electrónica estable de gas noble, lo identificamos con el elemento Z.

- d) Los tres elementos se encuentran en el mismo periodo. Los no metales, tienen mayor electronegatividad que los metales. Dos de los elementos son metales, Na y Mg, y el Cl no metal. Por sus configuraciones electrónicas, el cloro (Z) tiene tendencia a ganar electrones mientras que el sodio y el magnesio tienen tendencia a perderlos, por lo tanto, la electronegatividad del cloro es mayor que la del sodio y magnesio. Entre sodio y el magnesio, el sodio tiene menor electronegatividad ya que su núcleo es menor (tiene menos carga positiva) que el del magnesio y por tanto tendrá menos fuerza de atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace, en cualquier caso, sus valores de electronegatividad serán bastante bajos.

- Considere los siguientes elementos: A es el alcalinotérreo del quinto periodo, B es el halógeno del cuarto periodo, C es el elemento de número atómico 33, D es el kriptón y E es el elemento cuya configuración electrónica de la capa de valencia es  $5s^1$ .

- Indique el grupo al que pertenece cada uno de los átomos.
  - Justifique cuántos electrones con  $m = -1$  posee el elemento E.
  - Razone cuáles son los iones más estables que forman los elementos B y E.
  - Indique razonadamente si el radio del ion  $A^{2+}$  es mayor que el del ion  $B^-$ .
- (PAU. Comunidad de Madrid. Modelo 2016)

a) Los elementos son:

A: Sr

B: Br. Grupo 17 (Halógenos)

C: As. Grupo 15 (Nitrogenoideos)

D: Kr. Grupo 18 (gases Nobles)

E: Rb. Grupo 1 (Alcalinos)

b) Para que  $m = -1$ , el valor de  $l \geq 1$ .

La configuración electrónica del rubidio es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

por tanto los electrones con  $m = -1$  estarán en los subniveles 2p, 3p, 3d, y 4p, y en cada uno de ellos habrá dos electrones, por lo tanto en total habrá 8 electrones con que cumplan esta condición

2p:  $(2, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$ .

3p:  $(3, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$ .

3d:  $(3, 2, -1, \pm\frac{1}{2})$ .

4p:  $(4, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$ .

c) Los iones más estables de un átomo son los que alcanzan estructura electrónica de gas noble.

Br:  $[\text{Ar}]; 4s^2; 3d^{10}; 4p^5$ : Ganando un electrón  $\text{Br}^-$ :  $[\text{Ar}]; 4s^2; 3d^{10}; 4p^6$  (Octeto completo)

Rb:  $[\text{Kr}]; 5s^1$  perdiendo un electrón:  $\text{Rb}^+$ :  $[\text{Kr}]$  (Octeto completo)

d) Los iones  $\text{Sr}^{+2}$  y  $\text{Br}^-$  son especies isoelectrónicas (igual número de electrones), por lo que el valor de su radio se deberá a la carga nuclear, el ion de mayor carga, tendrá menor radio debido a que sus electrones estarán más fuertemente atraídos. El ion con mayor número atómico será el que tenga mayor número de protones, mayor carga nuclear y menor tamaño.

Por tanto, como  $Z(\text{Sr}) = 38$  y  $Z(\text{Br}) = 35 \Rightarrow r(\text{Br}^-) > r(\text{Sr}^{+2})$

- Un elemento tiene como número atómico  $Z = 26$ .

- Escriba su configuración electrónica.
  - Indique el grupo y el periodo al que pertenece.
  - Se sabe que una muestra de 7,00 g de este elemento puro contiene  $7,55 \times 10^{22}$  átomos de dicho elemento. Calcule su masa atómica.
  - Justifique el enlace que presenta este elemento como sustancia pura.
- Dato:  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

(PAU. Comunidad de Madrid. Septiembre 2015)

a) El hierro (Fe) con número atómico 26,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

b) Grupo 8 o VIIIB. Período 4.

c)

$$\left. \begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ de moles de átomos de Fe} &= \frac{\text{n}^\circ \text{ átomos de Fe}}{N_A} \\ \text{n}^\circ \text{ de moles de átomos de Fe} &= \frac{m(\text{Fe})}{A(\text{Fe})} \end{aligned} \right\} \frac{\text{n}^\circ \text{ átomos de Fe}}{N_A} = \frac{m(\text{Fe})}{A(\text{Fe})}$$

$$A(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe}) \cdot N_A}{\text{n}^\circ \text{ átomos de Fe}} = \frac{7,00\text{g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23}}{7,55 \cdot 10^{22}} = 55,8\text{u}$$

d) Por tratarse de un elemento metálico (Fe = hierro), la sustancia pura presentará enlace metálico.

- Considere los átomos X e Y, cuyas configuraciones electrónicas fundamentales terminan en 3s<sup>1</sup> y 4p<sup>4</sup>, respectivamente:

a) Escriba sus configuraciones electrónicas y razone cuáles son sus iones más estables.

b) Si estos dos elementos se combinaran entre sí, determine la fórmula del compuesto formado y justifique el tipo de enlace que presentaría.

c) Determine la longitud de onda máxima (en nm) de la radiación necesaria para ionizar un átomo del elemento X, sabiendo que su primer potencial de ionización es 419 kJ·mol<sup>-1</sup>.

Datos.  $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $c = 3 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ ;  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ;  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

(PAU. Comunidad de Madrid. Junio Coincidentes 2015)

a) En 3s<sup>1</sup> (tercer periodo grupo 1, alcalinos) es el sodio (Na) con número atómico 11 y que tiene como configuración electrónica: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup>: si cede los dos electrones de su capa más externa se transforma en el ion Na<sup>+</sup> y adquiere la configuración 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> que es la configuración electrónica estable de gas noble.

En 4p<sup>4</sup> (cuarto periodo grupo 16, anfígenos) es el selenio (Se) con número atómico 34 y que tiene como configuración electrónica: 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>4</sup> si gana dos electrones se transforma en el ion Se<sup>2-</sup> y adquiere la configuración 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> que es la configuración electrónica estable de gas noble.

b) Este apartado se corresponde con la materia estudiada en el tema 3.

Si se combinarían entre sí porque se trata de un metal (Na) y un no metal (Se): el metal cedería un electrón para conseguir configuración de gas noble formando un catión (Na<sup>+</sup>) y el no metal captaría dos electrones para conseguir configuración de gas noble formando un anión (Se<sup>2-</sup>) y ambos cationes se combinarían mediante enlace metálico, con estructura cristal iónico,

c) El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo; en este caso se formaría un ion Na<sup>+</sup> con configuración electrónica de gas noble (Ne). Calculamos la energía asociada a cada átomo y cada fotón

Para calcular la energía correspondiente a una radiación utilizamos la ecuación:  $E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$

Como la energía en kJ·mol<sup>-1</sup>, la convertimos a J·átomo<sup>-1</sup>:

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

Por tanto para cada átomo:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{6,96 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 286 \text{ nm}$$

- Considere los elementos siguientes: Ti (Z = 22), Mn (Z = 25), Ni (Z = 28) y Zn (Z = 30).

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

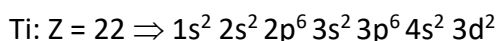
b) Indique el grupo y el periodo a los que pertenece cada uno de los elementos.

c) Justifique si alguno de ellos presenta electrones desapareados.

d) Justifique si alguno de ellos conduce la electricidad en estado sólido.

(PAU. Comunidad de Madrid. Junio 2015)

a, b y c) Respondemos a los tres apartados en conjunto.

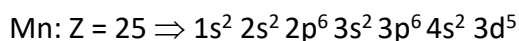


Si aplicamos el principio de máxima multiplicidad de Hund a la distribución de los electrones:

| 4s | 3d |   |  |  |  |
|----|----|---|--|--|--|
| ↑↓ | ↑  | ↑ |  |  |  |

Tiene dos electrones desapareados.

Periodo 4, grupo 4

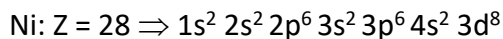


Si aplicamos el principio de máxima multiplicidad de Hund a la distribución de los electrones:

| 4s | 3d |   |   |   |   |
|----|----|---|---|---|---|
| ↑↓ | ↑  | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ |

Tiene cinco electrones desapareados.

Periodo 4, grupo 7

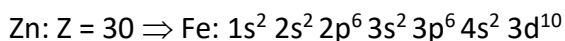


Si aplicamos el principio de máxima multiplicidad de Hund a la distribución de los electrones:

| 4s | 3d |    |    |   |   |
|----|----|----|----|---|---|
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ |

Tiene dos electrones desapareados.

Periodo 4, grupo 10

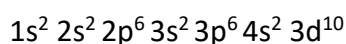


Si aplicamos el principio de máxima multiplicidad de Hund a la distribución de los electrones:

| 4s | 3d |    |    |    |    |
|----|----|----|----|----|----|
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ |

Sin electrones desapareados.

Periodo 4, grupo 12



d) Todos los elementos conducen la electricidad en estado sólido puesto que son elementos metálicos.

- El uranio es un elemento con  $Z = 92$ . En la naturaleza se encuentra mayoritariamente como  $^{238}\text{U}$ , con una pequeña cantidad de  $^{235}\text{U}$ , que es el que se emplea en reactores nucleares.

a) Explique la diferencia entre las configuraciones electrónicas del  $^{238}\text{U}$  y el  $^{235}\text{U}$ .

b) Calcule el número de neutrones en un núcleo de  $^{235}\text{U}$ .

c) Escriba la configuración electrónica del  $^{235}\text{U}$ .

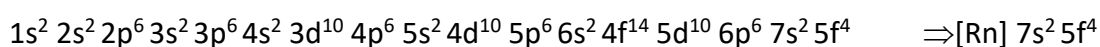
d) Escriba los números cuánticos posibles para los electrones más externos del  $^{235}\text{U}$ .

(PAU. Comunidad de Madrid. Modelo 2015)

a) Se trata de isótopos de un mismo elemento, por lo tanto tienen el mismo número atómico y el mismo número de electrones por lo que no habrá ninguna diferencia en su estructura electrónica

b) El número de neutrones de un elemento es la diferencia entre su número másico (A) y su número atómico (Z)  $\Rightarrow n^{\circ} (n) = 235 - 92 = 143$

c) Utilizando el diagrama de Moeller:



d) Los posibles números cuánticos para  $5f^4$  son:

$$n = 5;$$

$$l = 3;$$

$$m = \pm 3, \pm 2, \pm 1, 0;$$

$$s = \pm 1/2$$