

QUÍMICA

TEMA 2: LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

- Junio, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 2, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 2, Opción A
- Reserva 4 Ejercicio 2, Opción A
- Septiembre Ejercicio 2, Opción A

emestrada

- a) Escriba la configuración electrónica de los iones  $S^{2-}$  y  $Fe^{2+}$  .  
b) Indique un catión y un anión que sean isoelectrónicos con  $S^{2-}$  .  
c) Justifique por qué la segunda energía de ionización del magnesio es mayor que la primera.  
**QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) La configuración electrónica del azufre es:  $S = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  . El ión  $S^{2-}$  , tiene 2 electrones más, luego, su configuración es:  $S^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

La configuración electrónica del hierro es:  $Fe = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$  . El ión  $Fe^{2+}$  , tiene 2 electrones menos, su configuración es:  $Fe^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$  , ya que pertenece a la excepción de los orbitales d semillenos.

b) El ión  $S^{2-}$  tiene 18 electrones, luego, un catión isoelectrónico es el  $K^+$  , y un anión isoelectrónico es el  $Cl^-$  .

c) Lo podemos justificar de la siguiente manera:

- Al quitar un electrón de un átomo neutro para formar un ión monopositivo disminuyen la repulsiones interelectrónicas y, por lo tanto, se requiere mayor energía para arrancar el siguiente electrón.

- La carga nuclear efectiva es mayor en la segunda extracción, ya que aunque el valor de Z sigue siendo igual, ahora al haber un electrón menos, el apantallamiento es menor y, por lo tanto, la fuerza de atracción sobre los electrones externos será mayor.

**Dos elementos A y B tienen de número atómico 17 y 20, respectivamente.**

**a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.**

**b) Indique el ión más estable de cada uno y escriba su configuración electrónica.**

**c) Justifique cuál tiene mayor radio iónico.**

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Se trata de cloro ( $Z=17$ ) y calcio ( $Z=20$ ). Sus configuraciones electrónicas en estado fundamental son: Cl:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  y Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ .

b) Para adquirir configuración electrónica de gas noble, el cloro ganará un electrón ( $\text{Cl}^-$ ) y el calcio perderá dos electrones ( $\text{Ca}^{2+}$ ). Son dos iones que tienen la misma configuración electrónica ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ), luego, son especies isoelectrónicas.

c) Si se trata de los radios atómicos de los elementos, el radio del calcio será mayor que el del cloro. El número cuántico principal es que el informa sobre el tamaño del orbital, que en el caso del calcio es 4 y el cloro 3. Será mayor el radio del calcio. Además, éste se encuentra principio del período y todavía no ha sufrido la contracción que ha sufrido el cloro, dada la mayor atracción del núcleo.

Si se refiere a los iones de ambos, el calcio sufre una disminución muy grande en su radio atómico al pasar a  $\text{Ca}^{2+}$  ya que pierde un nivel completo (4s) mientras que al cloro le sucede justamente lo contrario, al ganar un electrón aumentan las repulsiones entre ellos produciéndose un gran aumento de tamaño. Por tanto, el radio del  $\text{Cl}^-$  es mayor que el del  $\text{Ca}^{2+}$ .

- a) Justifique cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión.  
b) Explique qué son especies isoelectrónicas y clasifique las siguientes según esta categoría:  
 $\text{Cl}^-$  ;  $\text{N}^{3-}$  ;  $\text{Al}^{3+}$  ;  $\text{K}^+$  ;  $\text{Mg}^{2+}$ .

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Si un átomo pierde uno o varios electrones, la carga nuclear será mayor que la electrónica, con lo que el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones entre los cuales han disminuido las repulsiones y el radio iónico será menor que el radio atómico. En el caso de los aniones ocurre justamente al contrario: sin aumentar la carga nuclear, aumentan las repulsiones electrónicas al entrar el electrón o los electrones que gane, produciéndose un aumento considerable en el radio atómico.

b) Son aquellas que poseen la misma configuración electrónica. Entre las que especies citadas son isoelectrónicas el  $\text{Cl}^-$  y el  $\text{K}^+$  entre sí (ambas poseen la configuración del argón:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  y el  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  entre sí, las tres con configuración electrónica de neón:  $1s^2 2s^2 2p^6$

Indique el máximo número de electrones de un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos, asigne los restantes y especifique los orbitales en los que pueden encontrarse los electrones.

a)  $n = 2 ; s = +\frac{1}{2}$

b)  $n = 3 ; l = 2$

c)  $n = 4 ; l = 3 ; m = -2$

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a) Para  $n = 2$ , son posibles 8 electrones de los cuales, sólo la mitad podrán tener spin  $+\frac{1}{2}$ . Por lo tanto, 4 electrones como máximo.

| n | l | m      | s                | orbital |
|---|---|--------|------------------|---------|
| 2 | 0 | 0      | $\pm\frac{1}{2}$ | 2s      |
|   | 1 | -1,0,1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2p      |

b) Si  $n = 3 ; l = 2$ , se trata de los orbitales d del tercer nivel. Como hay cinco orbitales d, serán posibles 10 electrones como máximo.

| n | l | m           | s                | orbital |
|---|---|-------------|------------------|---------|
| 3 | 0 | 0           | $\pm\frac{1}{2}$ | 3s      |
|   | 1 | -1,0,1      | $\pm\frac{1}{2}$ | 3p      |
|   | 2 | -2,-1,0,1,2 | $\pm\frac{1}{2}$ | 3d      |

c) Si  $n = 4 ; l = 3 ; m = -2$ , se trata de un orbital 4f, por lo que sólo podrá haber 2 electrones como máximo.

| n | l | m                | s                | orbital |
|---|---|------------------|------------------|---------|
| 4 | 0 | 0                | $\pm\frac{1}{2}$ | 4s      |
|   | 1 | -1,0,1           | $\pm\frac{1}{2}$ | 4p      |
|   | 2 | -2,-1,0,1,2      | $\pm\frac{1}{2}$ | 4d      |
|   | 3 | -3,-2,-1,0,1,2,3 | $\pm\frac{1}{2}$ | 4f      |

- a) ¿Qué caracteriza, desde el punto de vista de la configuración electrónica, a un metal de transición?
- b) Indique la configuración electrónica del ión hierro (II) y justifique la existencia de ese estado de oxidación.
- c) ¿Por qué existen siete clases de orbitales f ?
- QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Que en ellos se llenan los orbitales d. Si llamamos x al electrón diferenciador:  $4s^2 3d^x$  para el 4º período,  $5s^2 4d^x$  para el 5º período y  $6s^2 4f^{14} 5d^x$  para el 6º período.
- b) La configuración electrónica del hierro es  $[Ar]4s^2 3d^6$ . Con cierta facilidad perderá los dos electrones del cuarto nivel energético, que son los que más alejados se encuentran del núcleo, dando lugar al catión  $Fe^{2+}$  que tendrá una configuración electrónica:  $[Ar]3d^6$ .
- c) Porque los orbitales f corresponden a un valor del número cuántico secundario  $l = 3$  y, cuando  $l = 3$ , el número cuántico magnético puede valer:  $-3, -2, -1, 0, 1, 2$  y  $3$ . Asignados a estos siete posibles valores aparecen los orbitales f:  $f_{xyz}$ ,  $f_{x^3}$ ,  $f_{y^3}$ ,  $f_{z^3}$ ,  $f_{x(z^2-y^2)}$ ,  $f_{y(z^2-x^2)}$ ,  $f_{z(x^2-y^2)}$ .

- a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 2p^6$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . La primera energía de ionización de uno es 2080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigne cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifique la elección.
- b) La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿Será mayor, menor o igual que la energía de ionización del átomo de hidrógeno?.
- QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

- a) El primero de los átomos es el gas noble neón y el segundo el metal alcalino sodio, y por ser la configuración electrónica del gas noble la más estable, es por lo que su primera energía de ionización es la de mayor valor, 2080 kJ/mol, siendo la de menor valor la del metal alcalino, ya que su electrón de la capa de valencia está menos fuertemente retenido por el núcleo.
- b) Es mayor, ya que en el átomo de hidrógeno el único electrón de su corteza se encuentra fuertemente retenido por el núcleo, pero en el átomo de helio ionizado, por ser la carga del núcleo mucho mayor que la del átomo de hidrógeno y encontrarse sometido el último electrón de la capa de valencia a un menor apantallamiento, el núcleo lo atrae con una fuerza mayor que en el hidrógeno y, por tanto, su segunda energía de ionización es mayor.