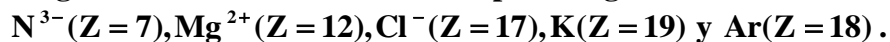


a) Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes:



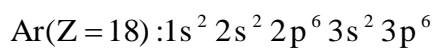
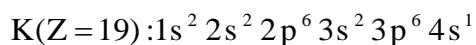
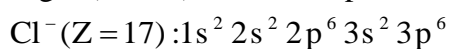
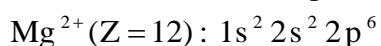
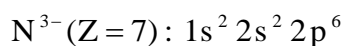
b) Indique los que son isoelectrónicos.

b) Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.

QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a)



b) Dos especies son isoelectrónicas cuando presentan la misma configuración electrónica externa.

Son isoelectrónicos:  $\text{N}^{3-}$  (Z = 7) y  $\text{Mg}^{2+}$  (Z = 12);  $\text{Cl}^-$  (Z = 17) y  $\text{Ar}$  (Z = 18)

c)  $\text{K}$  (Z = 19):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Tiene 1 electrón desapareado.

**Para el ión  $\text{Cl}^-$  ( $Z = 17$ ) del isótopo cuyo número másico es 36:**

**a) Indique el número de protones, electrones y neutrones.**

**b) Escriba su configuración electrónica.**

**c) Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.**

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 2 OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) El número de protones es el número atómico del elemento, es decir, 17 protones. El número de neutrones es la diferencia entre el número másico y el número atómico, es decir, 19 neutrones. El número de electrones es el mismo que el de protones si estuviese en estado neutro, pero como se trata de un anión mononegativo, tendrá 18 electrones.

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

c) Los posibles números se obtendrán de combinar los valores:

$$n = 3 ; l = 1 ; m = (-1, 0, 1) ; m_s = \left( \pm \frac{1}{2} \right)$$

**Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:**

- a) El neón y el  $O^{2-}$  tienen la misma configuración electrónica.**
- b) El neón tiene una energía de ionización menor que la del oxígeno.**
- c) El neón y el  $O^{2-}$  tienen el mismo número de protones.**

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

- a) Verdadero. Ambos tienen la configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 p^6$ . Son isoelectrónicos.
- b) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en su estado fundamental y gaseoso. El neón tiene mayor energía de ionización ya que su tamaño es menor y además tiene una configuración muy estable.
- c) Falso. El neón tiene 10 protones y el  $O^{2-}$  tiene 8 electrones.

Para un elemento de número atómico  $Z = 20$ , a partir de su configuración electrónica:

a) Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo.

b) Justifique la valencia más probable de ese elemento.

c) Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Se trata del calcio (cuarto periodo y grupo 2). En su grupo están: berilio, magnesio, estroncio, bario y radio.

b) Su configuración es:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2$ , por lo que tendrá bajo potencial de ionización y tendencia a perder 2 electrones para formar el ión  $\text{Ca}^{2+}$

c) Su electrón más externo se encuentra en un orbital s del cuarto nivel energético, luego:

$$\left(4, 0, 0, +\frac{1}{2}\right) \text{ o } \left(4, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$$

**Para un átomo en su estado fundamental, razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**

**a) El número máximo de electrones con número cuántico  $n = 3$  es 6.**

**b) En un orbital  $2p$  sólo puede haber 2 electrones.**

**c) Si en los orbitales  $3d$  se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.**

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Falso. El máximo número de electrones de cualquier nivel  $n$ , es  $2n^2$ , o sea, para  $n=3$ , el número de electrones es 18 (2 en el subnivel  $s$ , 6 en el subnivel  $p$  y 10 en el subnivel  $d$ ).

b) Verdadero. En cualquier orbital caben como máximo dos electrones. Si hubiese más habría de repetirse cualquier número cuántico, lo cual niega el Principio de exclusión de Pauli.

c) Falso. Los orbitales  $d$  tienen número cuántico magnético posible:  $-2, -1, 0, 1, 2$ . Existen pues cinco posibles orbitales  $d$  en los que podrían entrar 5 electrones desapareados. El sexto electrón que entra ha de aparearse en cualquiera de los cinco orbitales.

**El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente:**

**A = 9 ; B = 16 ; C = 17 ; D = 19 ; E = 20**

**Razone:**

**a) ¿Cuál es el más electronegativo?.**

**b) ¿Cuál posee menor energía de ionización?.**

**c) ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?.**

**QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Los elementos dados son: flúor, azufre, cloro, potasio y calcio, respectivamente. La electronegatividad es la tendencia de un elemento para atraer hacia sí los electrones que le rodean formando un enlace covalente. El más electronegativo será el de menor tamaño ya que el núcleo se encuentra más cerca de los electrones y los atraerá con más fuerza y, al que además le falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble, es decir, el flúor.

b) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en su estado fundamental y gaseoso, y esto será más fácil cuanto más alejado esté el electrón del núcleo ya que está menos atraído por el mismo, es decir, tendrá menor energía de ionización el de mayor tamaño, el potasio.

c) Aquel que ganando dos electrones consigue la estructura de gas noble, es decir, el azufre.

La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización (eV) de tres elementos.

	1 <sup>a</sup>	2 <sup>a</sup>	3 <sup>a</sup>	4 <sup>a</sup>
Li	5'4	75'6	122'5	-----
Na	5'1	47'3	71'9	99'1
K	4'3	31'8	46'1	61'1

- a) ¿Por qué la primera energía de ionización disminuye del litio al potasio?  
b) ¿Por qué la segunda energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?  
c) ¿Por qué no se da el valor de la cuarta energía de ionización del litio?  
QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) La primera energía de ionización es la energía que se necesita suministrar al electrón más externo (de menor energía) de un átomo neutro de un elemento para conseguir que ese electrón deje de formar parte del átomo (se encuentre suficientemente alejado de él como para no interactuar con él). De esta forma el átomo neutro se convierte en un ión con una carga negativa. Esta energía disminuye conforme pasamos del litio al sodio y al potasio porque estos tres elementos tienen la misma configuración electrónica en la última capa (con un electrón en un nivel s) con la diferencia de que este electrón se hace cada vez más externo y alejado del núcleo y, por tanto, con una energía menor; por esto es más fácil quitarle este electrón a un átomo de potasio que a un átomo de litio.

b) La segunda energía de ionización es la energía que se necesita suministrar al segundo electrón más externo (de menor energía) de un átomo de un elemento al que se le ha quitado previamente el primer electrón (y por tanto ya es un ión positivo). En los elementos alcalinos, este segundo electrón del que hablamos se encuentra formando parte de una capa de electrones completa lo que corresponde a una configuración electrónica similar a la de un gas noble y por tanto de una gran estabilidad. Esta energía que hay que suministrar para quitar este electrón es mucho mayor que la que ha habido que suministrar para quitar el primer electrón, de ahí la gran diferencia entre la primera y la segunda energía de ionización para todos los elementos de este grupo

c) El átomo neutro de Litio tiene solamente tres electrones; es posible determinar la energía necesaria para arrancar el primer electrón, posteriormente arrancar el segundo y, por último, arrancar el tercero y último; por tanto, no tiene sentido hablar de la cuarta energía de ionización para este elemento y, por eso, no aparece en la tabla de datos.

Considere el elemento cuya configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$ .

a) ¿De qué elemento se trata?

b) Justifique el periodo y el grupo del sistema periódico a los que pertenece.

c) ¿Cuál será la configuración de su ión más estable?

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Se trata del azufre.

b) Está en el periodo 3 y grupo 16.

c)  $S^{2-}$  :  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$ .



Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con  $Z = 7$  y  $A = 14$  :

a) Indique el número de protones, neutrones y electrones.

b) Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.

c) ¿Cuál es el número máximo de electrones para los que  $n = 2$ ,  $l = 0$  y  $m = 0$ ?

QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Protones = 7 ; Neutrones = 7 ; Electrones = 7.

b)  $1s^2 2s^2 p^3$ . Tiene 3 electrones desapareados.

c) 2 electrones: el  $\left(2, 0, 0, +\frac{1}{2}\right)$  y el  $\left(2, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$

Considerando las configuraciones electrónicas de los átomos: A ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ) y

B ( $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$ )

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) A y B representan elementos distintos.

b) Se necesita energía para pasar de A a B.

c) Se requiere una menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

**QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Representan el mismo elemento (se trata del sodio), la primera en su estado fundamental y la segunda a un estado excitado.

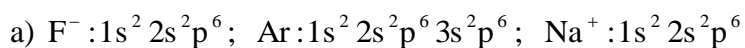
b) Cierta. Para promocionar electrones de un nivel energético a otro de energía superior hay que aportarles una energía igual a la diferencia que hay entre ambos niveles.

c) Cierta. El electrón más externo de la configuración excitada está muy alejado del núcleo y, por tanto, mucho menos atraído. Ello hace que se requiera menos energía para arrancarlo en este estado que en la configuración fundamental.

- a) Justifique, de las siguientes especies:  $F^-$ , Ar y  $Na^+$ , cuáles son isoelectrónicas.  
b) Enuncie el principio de Pauli y ponga un ejemplo.  
c) Enuncie la regla de Hund y ponga un ejemplo para su aplicación.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N



Luego, son isoelectrónicas el  $F^-$  y  $Na^+$ , ya que tienen el mismo número de electrones..

b) En un átomo no puede haber dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos.

c) Mientras que sea posible los electrones se colocan en cada subnivel energético con los espines desapareados.

El ión positivo de un elemento M tiene de configuración electrónica:  $M^{2+} : 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^4$ .

a) ¿Cuál es el número atómico de M?

b) ¿Cuál es la configuración de su ión  $M^{3+}$  expresada en función del gas noble que le antecede?

c) ¿Qué números cuánticos corresponderían a un electrón 3d de ese elemento?.

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) La configuración electrónica del elemento neutro del elemento M es la del ión más los dos electrones que ha perdido, luego  $Z = 24$ .

b)  $M^{3+} : [\text{Ne}] 3s^2 p^6 d^3$

c) Los números cuánticos de un electrón 3d son:  $n = 3$  ;  $l = 2$  ;  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$  ;  $m_s = \pm \frac{1}{2}$ .

- 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:  $Fe^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  , ya que pertenece a la excepción de los orbitales d semilleros.

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:  $\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  y  $\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ .

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

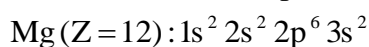
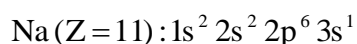
a) El primero de los átomos es el gas noble neón y el segundo el metal alcalino sodio, y por ser la configuración electrónica del gas noble la más estable, es por lo que su primera energía de ionización es la de mayor valor, 2080 kJ/mol, siendo la de menor valor la del metal alcalino, ya que su electrón 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.

- a) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de Na y Mg.  
b) Justifique por qué el valor de la primera energía de ionización es mayor para el magnesio que para el sodio.  
c) Justifique por qué el valor de la segunda energía de ionización es mayor para el átomo de sodio que para el de magnesio.
- QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Las configuraciones electrónicas de estos elementos son:



b) La energía o potencial de ionización es la energía que se debe suministrar a un átomo neutro, gas y en estado fundamental para arrancarle el electrón más externo, convirtiéndolo en un ión positivo. En los periodos aumenta hacia la derecha, porque los no metales tienden a ganar electrones y no a perderlos, y en los grupos disminuye al bajar, ya que como aumenta el radio atómico es más fácil arrancar el electrón.

La primera energía de ionización en el magnesio es mayor ya que tiene configuración más estable ( $3s^2$ ) que el sodio ( $3s^1$ ) en su última capa.

c) La segunda energía de ionización es mayor en el sodio porque tiene una configuración más estable ( $2p^6$ ) que el magnesio ( $3s^1$ )

El número de protones de los núcleos de cinco elementos es:

A: 2 B: 11 C: 9 D: 12 E: 13

Justifique mediante la configuración electrónica, el elemento que:

- a) Es un gas noble.
- b) Es el más electronegativo.
- c) Pertenece al grupo 1 del Sistema Periódico.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

Escribimos las configuraciones electrónicas de los elementos:

A(Z = 2):  $1s^2$  Helio

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

C(Z = 9):  $1s^2 2s^2 2p^5$  Flúor .

D(Z = 12):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  Magnesio .

E(Z = 13):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$  Aluminio .

- a) El A es un gas noble (Helio)
- b) El más electronegativo es el C (Flúor)
- c) El B pertenece al grupo 1 (Sodio)

Un átomo X en estado excitado presenta la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$ .

a) ¿De qué elemento se trata?

b) Indique los números cuánticos de cada uno de los electrones desapareados de X en su estado fundamental.

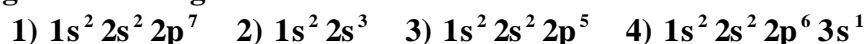
**QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Si el átomo X no estuviese excitado, su configuración electrónica sería:  $1s^2 2s^2 2p^3$  que corresponde al Nitrógeno.

b) Los números cuánticos serían:  $\left(2, 1, -1, \frac{1}{2}\right)$ ;  $\left(2, 1, 0, \frac{1}{2}\right)$ ;  $\left(2, 1, 1, \frac{1}{2}\right)$

Considere las siguientes configuraciones electrónicas:



a) Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.

b) Justifique el estado de oxidación del ión más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) El principio de exclusión de Pauli dice que en un átomo no puede haber 2 electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Luego, sólo cumplen este principio las configuraciones 3 y 4.

b) La configuración electrónica 3 corresponde al flúor ( $1s^2 2s^2 2p^5$ ). Su ión más estable es el  $F^-$ , es decir, tiende a ganar un electrón para adquirir configuración de gas noble. La configuración electrónica 4 corresponde al sodio ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ). Su ión más estable es el  $Na^+$ , es decir, tiende a perder un electrón para adquirir configuración de gas noble.

Los números atómicos de los elementos A, B, C y D son 12, 14, 17 y 37, respectivamente.

a) Escriba las configuraciones electrónicas de  $A^{2+}$  y D.

b) Comparando los elementos A, B y C, razone cuál tiene mayor radio.

c) Razone cuál de los cuatro elementos tiene mayor energía de ionización.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a)  $A^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6$ ;  $D : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$

b) Los tres elementos: A: Mg; B: Si; C: Cl, pertenecen al mismo período. En un periodo el número de capas permanece constante, ya que en un periodo se completa la capa de valencia, no aumenta el número de capas electrónicas y sí aumenta la carga nuclear, con lo que los electrones se encontrarán más atraídos por el núcleo y se acercarán más a él, disminuyendo el radio atómico.

$$r_{Mg} > r_{Si} > r_{Cl}$$

c) El potencial de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más débil retenido. En los elementos de una misma familia o grupo el potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico pues el último electrón se sitúa en orbitales cada vez más alejados del núcleo y, a su vez, los electrones de las capas interiores ejercen un efecto de apantallamiento de la atracción nuclear sobre los electrones periféricos. En los elementos de un mismo período, el potencial de ionización crece a medida que aumenta el número atómico ya que el electrón diferenciador o último de los elementos de un período está situado en el mismo nivel energético, mientras que la carga del núcleo aumenta, por lo que será mayor la fuerza de atracción.

$$EI_{Cl} > EI_{Si} > EI_{Mg} > EI_{Rb}$$

Considere los elementos Be, O, Zn y Ar.

a) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos anteriores.

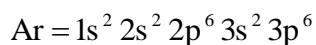
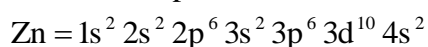
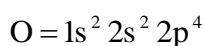
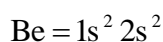
b) ¿Cuántos electrones desapareados presentan cada uno de esos átomos?.

c) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones más estables que puedan formar.

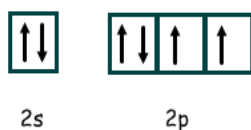
QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Las configuraciones electrónicas de estos elementos son:



b) El Berilio, cinc y argón no tienen ningún electrón desapareado. El oxígeno tiene dos electrones desapareados.



c)

El ión más estable del Berilio es:  $\text{Be}^{++} = 1s^2$

El ión más estable del oxígeno es:  $\text{O}^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6$

El ión más estable del cinc es:  $\text{Zn}^{++} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

El argón es un gas noble y no forma iones.



**Indique razonadamente la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**

a) Un electrón situado en un orbital 2p podría representarse por los siguientes números cuánticos  $\left(2,1,0,\frac{1}{2}\right)$ .

b) Un elemento químico que presenta propiedades químicas semejantes al carbono tiene de configuración electrónica de su capa de valencia  $ns^2 np^2$ .

c) Si un elemento químico que pertenece al grupo 2 pierde dos electrones adquiere una configuración electrónica en su capa de valencia correspondiente al grupo 18.

**QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Los orbitales 2p se caracterizan por los números cuánticos:

$$n = 2 ; l = 1 ; m = -1, 0, 1 ; s = \pm \frac{1}{2}$$

b) Verdadera. Los elementos que están en un mismo grupo en la Tabla Periódica tienen propiedades físicas y químicas parecidas debido a que presentan la misma configuración electrónica en su capa de valencia. Los elementos del grupo del carbono tienen de configuración  $ns^2 np^2$  en su capa de valencia.

c) Verdadera. Los elementos del grupo 2 tienen 2 electrones en su capa de valencia, si los pierden, se quedan con la capa anterior llena y tienen configuración de gas noble (grupo 18).

**Escriba la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de:**

**a) El gas noble del tercer periodo.**

**b) El elemento del cuarto periodo con mayor radio atómico.**

**c) El elemento del grupo 15 con mayor electronegatividad.**

**QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a)  $\text{Ar} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) Es el potasio

b) Es el nitrógeno.

**Indique razonadamente:**

- a) **Cómo evoluciona la primera energía de ionización de los elementos de un mismo periodo al aumentar el número atómico.**
- b) **Si el radio del ión cloruro será mayor o menor que el radio atómico del cloro.**
- c) **Qué tienen en común el  $\text{Na}^+$  y el  $\text{O}^{2-}$ .**

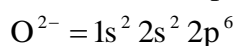
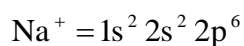
**QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) La energía o potencial de ionización es la energía que se debe suministrar a un átomo neutro, gas y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más externo, convirtiéndolo en un ión positivo. La energía de ionización aumenta en cada periodo al aumentar el número atómico.

b) El radio del  $\text{Cl}^-$  es mayor que el radio atómico del cloro, ya que las fuerzas de repulsión entre los electrones aumentan.

c) Que son isoelectrónicos, es decir, tienen la misma configuración electrónica.



**Para el ión fluoruro ( $Z = 9$ ) del isótopo cuyo número másico es 19:**

- a) Indique el número de protones, electrones y neutrones.**
- b) Escriba su configuración electrónica.**
- c) Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.**

**QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a) El ión  $F^-$  tiene: 9 protones, 10 electrones y 10 neutrones.

b)  $F^- = 1s^2 2s^2 2p^6$

c)  $\left(2, 1, 1, \frac{1}{2}\right)$

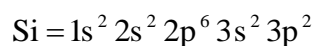
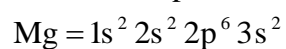
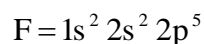
Dados los elementos A, B y C de números atómicos 9, 12 y 14, respectivamente, indique razonadamente:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Grupo y periodo que ocupan en la tabla periódica.
- El orden creciente de electronegatividad.

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a)



b)

El flúor está en el grupo 17 y 2º periodo.

El magnesio está en el grupo 2 y 3º periodo.

El silicio está en el grupo 14 y 3º periodo.

c) El orden creciente de electronegatividad es:  $Mg < Si < F$

**Indique razonadamente:**

a) La posición en el sistema periódico y el estado de oxidación más probable de un elemento cuyos electrones de mayor energía poseen la configuración  $3s^2$ .

b) Si un elemento de configuración electrónica de su capa de valencia  $4s^2 p^5$  es un metal o no metal.

c) Por qué en los halógenos la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico del elemento.

**QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Es un elemento del grupo 2 y del 3<sup>er</sup> periodo. El estado de oxidación más probable es +2.

b) Es un no metal, ya que es un elemento del grupo de los halógenos.

c) Porque aumenta el radio atómico y aumenta el apantallamiento.

Para los siguientes elementos Na, P, S y Cl, diga razonadamente cuál es:

a) El de menor energía de ionización.

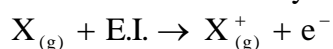
b) El de mayor afinidad electrónica.

c) El de mayor radio atómico.

QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

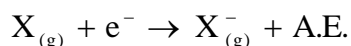
## R E S O L U C I Ó N

a) La energía de ionización es la mínima energía que hay que comunicar a un átomo neutro, en estado gaseoso y fundamental, para arrancarle un electrón y formar un catión en estado gaseoso.



En un periodo aumenta de izquierda a derecha, luego, como todos los elementos que nos dan son del tercer periodo, el de menor energía de ionización es el Na.

b) La afinidad electrónica es la mínima energía que cede o desprende un átomo neutro, en estado gaseoso y fundamental, cuando capta un electrón.



En un periodo aumenta de izquierda a derecha, luego, como todos los elementos que nos dan son del tercer periodo, el de mayor afinidad electrónica es el Cl.

c) El radio atómico es la distancia que separa el núcleo del átomo del electrón más periférico.

En un periodo disminuye de izquierda a derecha, luego, como todos los elementos que nos dan son del tercer periodo, el de mayor radio atómico es el Na.

Dados los elementos Ca, S y Br:

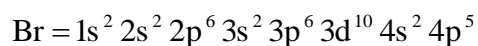
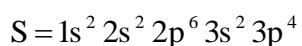
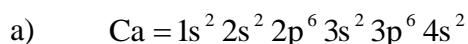
a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

b) Justifique a partir de la configuración electrónica de su última capa cuáles de estos iones se formarán y cuáles no:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^{2-}$ .

c) Explique qué especie tendrá mayor radio S o  $\text{S}^{2-}$ . ¿Y en el caso de Ca y  $\text{Ca}^{2+}$ ?

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N



b) Los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{S}^{2-}$  si se forman ya que tienen configuración de gas noble. El ión  $\text{Br}^{2-}$  no se forma ya que sería muy inestable al no tener configuración de gas noble.

c) El radio del  $\text{S}^{2-}$  es mayor que el radio del S, ya que las fuerzas de repulsión entre protones y electrones aumentan.

El radio del  $\text{Ca}^{2+}$  es menor que el radio del Ca, ya que las fuerzas de repulsión entre protones y electrones disminuyen.



Un átomo A tiene 35 electrones, 35 protones y 45 neutrones y otro átomo B posee 20 electrones, 20 protones y 20 neutrones.

a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos.

b) Justifique cuál de los dos átomos es más electronegativo.

c) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba la configuración electrónica de ambos iones.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) El número atómico ( $Z$ ) es el número de protones que tiene un átomo y el número másico ( $A$ ) es el número de protones más neutrones que tiene un átomo, por lo tanto:

Átomo A: número atómico = 35 y número másico = 80

Átomo B: número atómico = 20 y número másico = 40

b) La electronegatividad es la medida de la fuerza con que un átomo atrae el par de electrones que comparte con otro en un enlace covalente. En los periodos crece de izquierda a derecha, mientras que en los grupos lo hace al subir, por lo tanto, para los átomos dados, el más electronegativo es el A(Bromo).

c) El ión más estable del bromo es el  $\text{Br}^- = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ , ya que tiene configuración de gas noble. El ión más estable del calcio es el  $\text{Ca}^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  ya que tiene configuración de gas noble.

**Dado los elementos Cl, K y Ar, ordene razonadamente:**

**a) Los elementos de menor a mayor radio.**

**b) Los elementos de menor a mayor potencial ionización.**

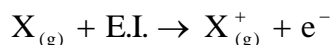
**c) Los iones que se obtienen del Cl y K por orden creciente de su radio iónico.**

**QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) El radio atómico es la distancia que separa el núcleo del átomo del electrón más periférico. En un periodo disminuye de izquierda a derecha y en un grupo aumenta hacia abajo. Por lo tanto, en nuestro caso:  $\text{Ar} < \text{Cl} < \text{K}$

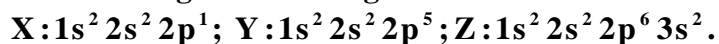
b) El potencial de ionización es la mínima energía que hay que comunicar a un átomo neutro, en estado gaseoso y fundamental, para arrancarle un electrón y formar un catión en estado gaseoso.



En un periodo aumenta de izquierda a derecha y en un grupo hacia arriba. Por lo tanto, en nuestro caso:  $\text{K} < \text{Cl} < \text{Ar}$ .

c) El cloro es un átomo pequeño y al entrar un nuevo electrón, se produce una fuerte repulsión con los electrones del cloro que produce un aumento de tamaño. En el átomo de potasio ocurrirá todo lo contrario, al perder el único electrón de su cuarto nivel, sufrirá una gran disminución de radio. Luego:  $\text{K}^{+} < \text{Cl}^{-}$ .

Los elementos X, Y, Z tienen las siguientes configuraciones:



Indique razonadamente:

- El grupo y periodo en el que se encuentran.
  - El que tiene mayor energía de ionización.
  - Los números cuánticos de los electrones desapareados.
- QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

- a) X(B):  $1s^2 2s^2 2p^1$  Grupo 13 y Periodo 2  
Y(F):  $1s^2 2s^2 2p^5$  Grupo 17 y Periodo 2  
Z(Mg):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  Grupo 2 y Periodo 3

b) El que tiene mayor energía de ionización es el flúor, ya que de los tres elementos es el que está situado más arriba y a la derecha en el Sistema Periódico.

c)

$$\text{X(B): } 1s^2 2s^2 2p^1 \Rightarrow \left( 2, 1, -1, \frac{1}{2} \right)$$

$$\text{Y(F): } 1s^2 2s^2 2p^5 \Rightarrow \left( 2, 1, 1, \frac{1}{2} \right)$$

La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  corresponde a un ión  $A^{2+}$ . Justifique:

a) El número atómico y el periodo al que pertenece el átomo A.

b) El número de electrones de valencia que posee A.

c) ¿Qué tipo de enlace formará el elemento A con un elemento X cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^5$ ? Razone cuál será la fórmula del compuesto formado por X y A.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) El catión  $A^{2+}$  tiene una configuración electrónica con 2 electrones menos que el átomo neutro, por lo tanto, el número atómico es:  $Z=20$  y se encuentra en el 4º periodo, ya que la configuración de la capa de valencia es  $4s^2$ .

b) Tiene 2 electrones de valencia, ya que la configuración de la capa de valencia es  $4s^2$ .

c) El elemento A es un metal alcalinotérreo y el elemento X es un halógeno. Por lo tanto, formaran un compuesto iónico. Su fórmula es  $AX_2$  ( $CaF_2$ ).

Responda a las siguientes cuestiones justificando la respuesta.

a) ¿En qué grupo y en qué periodo se encuentra el elemento cuya configuración electrónica termina en  $4f^{14} 5d^5 6s^2$ ?

b) ¿Es posible el siguiente conjunto de números cuánticos  $\left(1, 1, 0, \frac{1}{2}\right)$

c) ¿La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$  pertenece a un átomo en su estado fundamental?

**QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) El periodo viene determinado por el número cuántico principal  $n$  de la capa de valencia del átomo neutro. En nuestro caso es 6, luego el periodo es VI. El grupo viene determinado por el número de electrones de la capa de valencia, exceptuando los electrones  $f$  si los hubiera, en nuestro caso es 7, luego, pertenece al grupo 7.

b) No es posible, ya que el número cuántico  $l$  sólo toma valores desde 0 hasta  $n - 1$ . Por lo tanto, si  $n$  vale 1, sólo puede tomar el valor 0.

c) Falso, ya que en el estado fundamental los electrones ocupan los orbitales de menor energía. En nuestro caso los orbitales  $2p$  no están llenos, por lo tanto, corresponde a un estado excitado. La configuración en el estado fundamental sería:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

Dados dos elementos del tercer periodo, A y B, con 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente, razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) A tiene menor energía de ionización.

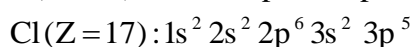
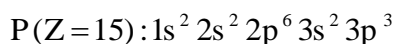
b) B tiene mayor radio atómico.

c) El par de electrones del enlace A – B se encuentra desplazado hacia A.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

Las configuraciones electrónicas de estos elementos son:



a) Verdadera. Ya que la energía o potencial de ionización es la energía que se debe suministrar a un átomo neutro, gas y en estado fundamental para arrancarle el electrón más externo, convirtiéndolo en un ión positivo. En los periodos aumenta hacia la derecha, porque los no metales tienden a ganar electrones y no a perderlos, y en los grupos disminuye al bajar, ya que como aumenta el radio atómico es más fácil arrancar el electrón. Por lo tanto, el cloro tiene mayor energía de ionización.

b) Falsa. El radio atómico decrece en un periodo de izquierda a derecha, debido a que aumenta la carga nuclear y hay mayor atracción sobre los electrones. Por lo tanto, el fósforo tiene mayor radio atómico.

a) Falsa. El cloro es más electronegativo y, por lo tanto, atrae con más fuerza el par de electrones.

**Escriba la configuración electrónica de:**

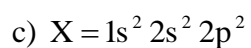
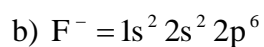
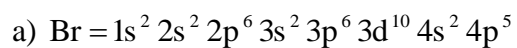
**a) Un átomo neutro de número atómico 35.**

**b) El ion  $F^-$ .**

**c) Un átomo neutro con 4 electrones de valencia, siendo los números cuánticos principal (n) y secundario (l) de su electrón diferenciador  $n = 2$  y  $l = 1$ .**

**QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N



El número atómico de dos elementos A y B es 17 y 21, respectivamente.

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

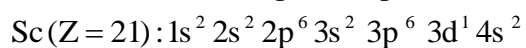
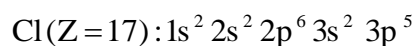
b) Escriba el ion más estable de cada uno.

c) ¿Cuál de esos dos iones posee mayor radio? Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Las configuraciones electrónicas de estos elementos son:



b)  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Sc}^{3+}$

c) Posee mayor radio el  $\text{Cl}^-$  ya que la atracción entre protones y electrones es menor que en el  $\text{Sc}^{3+}$ .



**Razone si las siguientes afirmaciones sobre el átomo de neón y el ion óxido, son verdaderas o falsas:**

**a) Ambos poseen el mismo número de electrones.**

**b) Contienen el mismo número de protones.**

**c) El radio del ion óxido es mayor que el del átomo de neón.**

**QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Los dos son isoelectronicos.  $\text{Ne} = 1s^2 2s^2 2p^6$  ;  $\text{O}^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6$

b) Falsa. El neón tiene 10 protones y el oxígeno tiene 8 protones.

c) Verdadera. El radio del neón es menor ya que al tener más protones que el ión óxido, las fuerzas de atracción entre protones y electrones son mayor en el neón que en el ión óxido.

Conteste de forma razonada a las cuestiones acerca de los elementos que poseen las siguientes configuraciones electrónicas:  $A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  ;  $B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

a) ¿A qué grupo y a qué periodo pertenecen?.

b) ¿Qué elemento se espera que posea una mayor energía de ionización?.

c) ¿Qué elemento tiene un radio atómico menor?.

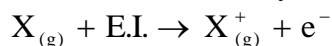
QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) A(Calcio): 4º período, grupo 2. Ya que, el periodo coincide con el número cuántico principal de la capa de valencia y la terminación  $s^2$  (2 electrones en la capa de valencia) indica que pertenece al grupo 2

B(Bromo): 4º período, grupo 17. Ya que, el periodo coincide con el número cuántico principal de la capa de valencia y la terminación  $s^2 p^5$  (7 electrones en la capa de valencia) indica que pertenece al grupo 17

b) El potencial de ionización es la mínima energía que hay que comunicar a un átomo neutro, en estado gaseoso y fundamental, para arrancarle un electrón y formar un catión en estado gaseoso.

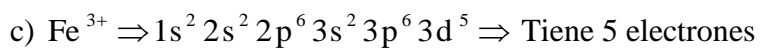
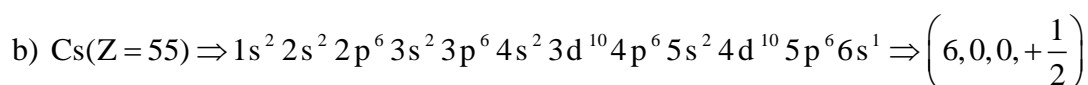
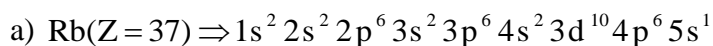


En un periodo aumenta de izquierda a derecha y en un grupo hacia arriba. Por lo tanto, en nuestro caso el que tiene mayor energía de ionización es el B(Br).

c) Los dos pertenecen al mismo período (4º período) y el de mayor radio será el calcio ( $Z = 20$ ). A medida que nos desplazamos a la derecha en el período, se produce una contracción en el tamaño atómico debido a la atracción electrostática entre los electrones de 4º nivel y el núcleo.

- a) Escriba la configuración electrónica del rubidio.  
b) Indique el conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental.  
c) Justifique cuántos electrones desapareados hay en el ión  $\text{Fe}^{3+}$ .
- QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N



Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de capa de valencia: 1)  $ns^1$  ; 2)  $ns^2 np^1$

a) Indique, razonadamente, el grupo al que corresponde cada una de ellas.

b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.

c) Razone cuáles serían los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

1)  $ns^1$ . Es la configuración electrónica general del grupo 1, hidrógeno y alcalinos: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio. Su estado de oxidación más probable será +1 ya que tenderán a perder un electrón con facilidad por su gran tamaño atómico (son los elementos más voluminosos en cada período) y porque con ello adquieren configuración de gas noble.

2)  $ns^2 np^1$ . Es la configuración electrónica general del grupo 13: boro, aluminio, galio, indio y talio. Su estado de oxidación más probable será +3 ya que tenderán a perder tres electrones porque con ello adquieren configuración de gas noble.

**Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

**a) La primera energía de ionización del Al es mayor que la del Cl.**

**b) El radio atómico del Fe es mayor que el del K.**

**c) Es más difícil arrancar un electrón del ión sodio ( $\text{Na}^+$ ) que del átomo de neón.**

**QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. La energía o potencial de ionización es la energía que se debe suministrar a un átomo neutro, gas y en estado fundamental para arrancarle el electrón más externo, convirtiéndolo en un ión positivo. En los periodos aumenta hacia la derecha, porque los no metales tienden a ganar electrones y no a perderlos, y en los grupos disminuye al bajar porque como aumenta el radio atómico es más fácil arrancar el electrón. Por ello, la primera energía de ionización del cloro es mayor que la del aluminio.

b) Falsa. El radio atómico en un el periodo disminuye ya que va aumentando la carga nuclear y los protones atraen con más fuerza a los electrones. En el grupo aumenta el radio atómico ya que va aumentando el número de capas. Por lo tanto, el radio atómico del potasio es mayor que del hierro.

c) Cierta. Los dos tienen el mismo número de electrones, pero el  $\text{Na}^+$  tiene mayor carga nuclear, por lo que es más difícil arrancarle un electrón.

- a) Escriba la configuración electrónica de los iones  $\text{Cl}^-$  ( $Z = 17$ ) y  $\text{K}^+$  ( $Z = 19$ ).
- b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- c) Razone entre los átomos de Cl y K cuál tendrá mayor energía de ionización.
- QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a)  $\text{Cl}^-$  ( $Z = 17$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  y  $\text{K}^+$  ( $Z = 19$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) Al perder el potasio su único electrón del cuarto nivel, reducirá de forma ostensible su tamaño y, contrariamente, el cloro aumentará el suyo cuando entre un nuevo electrón en el átomo debido a la repulsión electrónica con el resto de electrones. Por tanto, el  $\text{Cl}^-$  tendrá mayor radio que el  $\text{K}^+$ .

c) El cloro tiene mayor energía de ionización que el potasio, ya que el átomo de cloro es más pequeño que el de potasio y, por lo tanto, sus electrones estarán más fuertemente atraídos por el núcleo.

Dados los elementos A, B y C de números atómicos 8, 20 y 35, respectivamente:

a) Escriba la estructura electrónica de esos elementos.

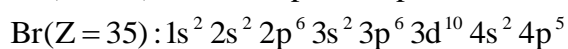
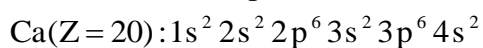
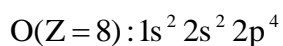
b) Justifique el grupo y periodo a los que pertenecen en base a la configuración electrónica.

c) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a)



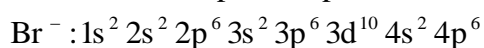
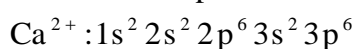
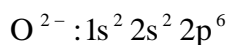
b)

O: Grupo 16 y Periodo 2

Ca: Grupo 2 y Periodo 4

Br: Grupo 17 y Periodo 4

c)



a) Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos:

$(0, 0, 0, +1/2)$ ;  $(1, 1, 0, +1/2)$ ;  $(2, 1, -1, +1/2)$ ;  $(3, 2, 1, +1/2)$ .

b) Indica en qué orbital se encuentra el electrón en cada una de las combinaciones posibles.

c) Razona en cuál de ellas la energía sería mayor.

QUIMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2 OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a)

$(0, 0, 0, +1/2)$  No es posible, ya que  $n$  no puede valer 0.

$(1, 1, 0, +1/2)$  No es posible, ya que si  $n = 1$ , entonces  $l$  no puede valer 1.

$(2, 1, -1, +1/2)$  Si es posible.

$(3, 2, 1, +1/2)$  Si es posible.

b) Orbital 2p  $(2, 1, -1, +1/2)$

Orbital 3d  $(3, 2, 1, +1/2)$

c) Orbital 3d  $(3, 2, 1, +1/2)$ . Ya que según la regla:  $n + l$ , en un orbital 2p ( $n + l = 2 + 1 = 3$ ), mientras que en un orbital 3d ( $n + l = 3 + 2 = 5$ )



- a) Explique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son imposibles para un electrón en un átomo:  $\left(4, 2, 0, +\frac{1}{2}\right)$ ;  $\left(3, 3, 2, -\frac{1}{2}\right)$ ;  $\left(2, 0, 1, +\frac{1}{2}\right)$ ;  $\left(4, 1, 1, -\frac{1}{2}\right)$
- b) Indique los orbitales donde se sitúan electrones que corresponden con los grupos de números cuánticos anteriores que están permitidos.
- c) Justifique cuál de dichos orbitales tiene mayor energía.
- QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a y b)

$\left(4, 2, 0, +\frac{1}{2}\right)$  está permitido y representa un electrón en un orbital 4d.

$\left(3, 3, 2, -\frac{1}{2}\right)$  no es posible por el número cuántico secundario, l, ha de ser menor que el principal, n.

$\left(2, 0, 1, +\frac{1}{2}\right)$  no es posible por el número cuántico magnético, m, no puede ser mayor que el secundario, l.

$\left(4, 1, 1, -\frac{1}{2}\right)$  está permitido y representa un electrón en un orbital 4p.

c) El orden creciente de las energías de los dos orbitales anteriores, teniendo en cuenta que el valor de ésta viene dado por la suma de  $n + l$ , será: 4p (4+1) < 4d (4+2).

Sean los iones  $\text{Mn}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$ . Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Ambos tienen la misma configuración electrónica.

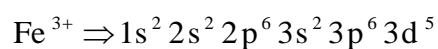
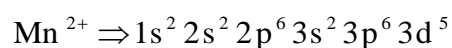
b) Ambos tienen el mismo número de electrones.

c) Son isótopos entre sí.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Es cierto, los dos tienen la misma configuración electrónica.



b) Es cierto, los dos tienen 23 electrones.

c) Falso. Los isótopos tienen el mismo número de protones. En nuestro caso el Mn tiene 25 protones y el Fe tiene 26 protones.

a) Indique, justificadamente, los valores posibles para cada uno de los números cuánticos que faltan en las siguientes combinaciones:  $(3,?,2)$  ;  $(?,1,1)$  ;  $(4,1,?)$ .

b) Escriba una combinación posible de números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$  para un orbital del subnivel 5d.

c) Indique, justificando la respuesta, el número de electrones desapareados que presentan en estado fundamental los átomos de Mn y As.

**QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Los valores que pueden tomar los números cuánticos son:

El número cuántico principal  $n$ , puede tomar los valores enteros: 1,2,3, 4....

El número cuántico azimutal  $l$ , puede tomar los valores: 0,1,2.....  $n-1$

El número cuántico magnético  $m$ , puede tomar los valores enteros desde  $-l$  a  $+l$

De acuerdo con esto:

En el primer caso  $l$  toma el valor 2, es decir,  $(3,2,2)$

En el segundo caso  $n$  toma el valor 2, es decir,  $(2,1,1)$

En el tercer caso  $m$  puede tomar los valores  $-1,0,1$ , es decir,  $(4,1,-1)$  ;  $(4,1,0)$  ;  $(4,1,1)$ .

b) Los números cuánticos para un orbital del subnivel 5d pueden ser:

$(5,2,-2)$  ;  $(5,2,-1)$  ;  $(5,2,0)$  ;  $(5,2,1)$  ;  $(5,2,2)$

c)

Mn( $Z = 25$ ) =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ . Tiene 5 electrones desapareados.

As( $Z = 33$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$  Tiene 3 electrones desapareados.

**Razone para la siguiente pareja de átomos Mg y S:**

**a) El elemento de mayor radio.**

**b) El elemento de mayor energía de ionización.**

**c) El elemento de mayor electronegatividad.**

**QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) En el periodo disminuye el radio atómico ya que va aumentando la carga nuclear y los protones atraen con más fuerza a los electrones. Por lo tanto, el elemento de mayor radio es el magnesio.

b) La energía o potencial de ionización es la energía que se debe suministrar a un átomo neutro, gas y en estado fundamental para arrancarle el electrón más externo, convirtiéndolo en un ión positivo.

En los periodos aumenta hacia la derecha, porque los no metales tienden a ganar electrones y no a perderlos, y en los grupos disminuye al bajar porque como aumenta el radio atómico es más fácil arrancar el electrón. Por ello, el elemento con mayor energía de ionización será el azufre.

c) La electronegatividad es la medida de la fuerza con que un átomo atrae el par de electrones que comparte con otro en un enlace covalente. Y en los periodos crece de izquierda a derecha, mientras que en los grupos lo hace al subir, por lo tanto, el elemento de mayor electronegatividad es el azufre.

Sean los elementos X e Y de número atómico 38 y 35, respectivamente

a) Escriba sus configuraciones electrónicas

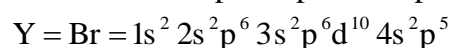
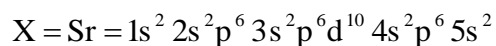
b) Razone cuáles serán sus iones más estables

c) Justifique cuál de estos iones tiene mayor radio.

QUIMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2 OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

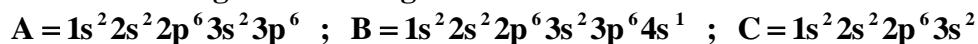
a)



b) Los iones más estables son el  $\text{Sr}^{2+}$ , ya que al perder dos electrones adquiere configuración de gas noble en su última capa. Y el  $\text{Br}^-$ , ya que al ganar un electrón también adquiere configuración de gas noble en su última capa.

c) El radio del  $\text{Br}^-$  es mayor que el radio del  $\text{Sr}^{2+}$ . Ya que el estroncio al haber perdido dos electrones disminuye su tamaño pues pierde su última capa. Además en el caso del estroncio la atracción entre protones y electrones es mayor pues tiene más protones que el bromo.

Tres elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



La primera energía de ionización de estos elementos (no en ese orden) es:  $419 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $735 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $1527 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , y los radios atómicos son 97, 160 y 235 pm ( $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$ )

a) Indique de que elementos se tratan A y C.

b) Relacione, de forma justificada, cada valor de energía con cada elemento

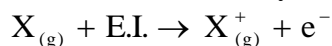
c) Asigne, de forma justificada, a cada elemento el valor del radio correspondiente.

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) La configuración electrónica del A corresponde al gas noble Ar. La configuración electrónica del C corresponde al alcalinotérreo Mg.

b) La energía de ionización es la mínima energía que hay que comunicar a un átomo neutro, en estado gaseoso y fundamental, para arrancarle un electrón y formar un catión en estado gaseoso.



En un periodo aumenta de izquierda a derecha y en un grupo hacia arriba. Por lo tanto, en nuestro caso:  $A(\text{Ar}) = 1527 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $C(\text{Mg}) = 735 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $B(\text{K}) = 419 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

c) El radio atómico aumenta hacia abajo en cada grupo y en un período a medida que nos desplazamos a la derecha, se produce una contracción en el tamaño atómico debido a la atracción electrostática entre los electrones y el núcleo. Por lo tanto, en nuestro caso:  $A(\text{Ar}) = 97 \text{ pm}$ ;  $C(\text{Mg}) = 160 \text{ pm}$ ;  $B(\text{K}) = 235 \text{ pm}$

Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones.

a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos.

b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos.

c) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) El número atómico ( $Z$ ) es el número de protones de un átomo y el número másico ( $A$ ) es la suma de protones y neutrones de un átomo, luego:

Átomo 1:  $Z = 34$  ;  $A = 78$

Átomo 2:  $Z = 19$  ;  $A = 39$

b) Suponemos que los átomos están en estado neutro, con lo cual el número de electrones coincide con el número atómico

Átomo 1:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ . El electrón diferenciador está en un orbital 4p, luego, una de las posibles combinaciones de los números cuánticos puede ser

$$\left( 4, 1, -1, -\frac{1}{2} \right)$$

Átomo 2:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . El electrón diferenciador está en un orbital 4s, luego, una de las posibles combinaciones de los números cuánticos puede ser  $\left( 4, 0, 0, +\frac{1}{2} \right)$

c) El ión más estable será el que coincide con la configuración de gas noble, ganando o perdiendo electrones.

Átomo 1(Se): El ión más estable es el  $\text{Se}^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

Átomo 2(K): El ión más estable es el  $\text{K}^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

**Justifique por qué:**

**a) El radio atómico disminuye al aumentar el número atómico en un periodo de la Tabla Periódica.**

**b) El radio atómico aumente al incrementarse el número atómico en un grupo de la Tabla Periódica.**

**c) El volumen del ión  $\text{Na}^+$  es menor que el del átomo de Na.**

**QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) En un mismo periodo el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico (hacia la derecha), ya que al aumentar el número de protones la atracción del núcleo sobre los electrones periféricos es mayor y, por lo tanto, el radio disminuye.

b) Dentro de un mismo grupo, el radio atómico aumenta al aumentar el número atómico (hacia abajo), ya que aumenta el número de capas electrónicas.

c) El ión  $\text{Na}^+$  tiene un electrón menos que el Na, por lo tanto, la fuerza de atracción de los protones será mayor y como consecuencia disminuye el volumen.

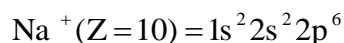
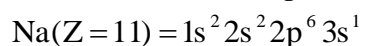
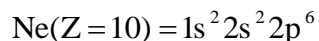


Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la Tabla Periódica, justifique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) El número atómico del ión  $\text{Na}^+$  es igual al del átomo de Ne.
- b) El número de electrones del ión  $\text{Na}^+$  es igual al del átomo de Ne.
- c) El radio del ión  $\text{Na}^+$  es menor que el del átomo de Ne.

**QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N



- a) Falsa. El número atómico no varía, varía el número de electrones. Ha perdido 1 electrón con respecto al átomo neutro.
- b) Verdadera. El ión  $\text{Na}^+$  tiene el mismo número de electrones que el Ne. Son isoelectrónicos.
- c) Verdadera. El ión  $\text{Na}^+$  tiene el mismo número de electrones que el Ne, pero tiene un protón más, por lo tanto, atraerá con más fuerza los electrones periféricos y su radio será menor.