

**QUÍMICA****TEMA 2: LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO**

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

**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.

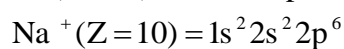
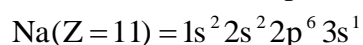
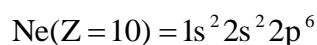
c) El ión  $\text{Na}^+$  tiene un electrón menos que el Na, por lo tanto, la fuerza de atracción de los protones será mayor y como consecuencia disminuye el volumen.

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.

Sean los siguientes orbitales: 3p, 2s, 4p, 3d.

a) Ordénelos justificadamente de forma creciente según su energía.

b) Escriba una posible combinación de números cuánticos para cada orbital.

c) Razone si el 3p y el 4p son exactamente iguales.

**QUÍMICA. 2018. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) El orden creciente de energía de los orbitales viene dado por la suma de  $n + l$ , si en algunos coinciden la suma de  $n + l$ , entonces el de menor energía es el que tenga menor valor de  $n$ .

Por lo tanto, el orden creciente de energía es:  $2s(2+0) < 3p(3+1) < 3d(3+2) < 4p(4+1)$

b) Orbital 2s: (2, 0, 0)

Orbital 3p: (3, 1, -1)

Orbital 3d: (3, 2, -2)

Orbital 4p: (4, 1, -1)

c) Los orbitales tendrán la misma simetría, pero diferente energía, por lo que no son exactamente iguales.

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) El ion  $F^-$  tiene mayor radio que el ion  $Na^+$ .
  - b) La primera energía de ionización del Cs es mayor que la del K.
  - c) Los elementos con  $Z = 11$  y  $Z = 17$  pertenecen al mismo periodo.
- QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera.  $Na^+ (Z = 11): 1s^2 2s^2 2p^6$  y  $F^- (Z = 9): 1s^2 2s^2 2p^6$

El radio del átomo de sodio es mucho más grande que el del átomo de flúor, pero la reducción que sufre el sodio al perder el único electrón de su tercer nivel energético y el aumento de tamaño que sufre el átomo de flúor cuando capta un electrón y, por tanto, aumentar las repulsiones entre ellos, hace que este orden se invierta en los respectivos iones:

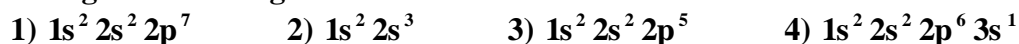
radio iónico sodio < radio iónico flúor.

b) Falsa. La energía de ionización es la energía necesaria para separar un electrón de un átomo en estado gaseoso y en estado fundamental.

Dentro de cada grupo, la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el tamaño de los átomos, es decir, al descender en el grupo, ya que al aumentar el tamaño del átomo, los electrones externos se encuentran más alejados del núcleo y; por tanto; menos atraídos.

c) Verdadera. El Na ( $Z = 11$ ) y el Cl ( $Z = 17$ ) están en el periodo 3.

Considere las siguientes configuraciones electrónicas:



a) Razone cuáles no son posibles.

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

c) Identifique y sitúe en la Tabla Periódica los elementos cuya configuración sea correcta.

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

## R E S O L U C I Ó N

a) La configuración 1 no es posible, ya que en los tres orbitales p caben como máximo 6 electrones, por lo tanto, no puede ser  $2p^7$ . La configuración 2 tampoco es posible, ya que en el orbital s caben como máximo 2 electrones, por lo tanto, no puede ser  $2s^3$ . Las configuraciones 3 y 4 sí son posibles.

b) El estado de oxidación más probable para la configuración 3 es  $-1$ , ya que tenderá a ganar un electrón para adquirir la configuración de gas noble. El estado de oxidación más probable para la configuración 4 es  $+1$ , ya que tenderá a perder un electrón para adquirir la configuración de gas noble.

c) Configuración 3: Flúor (Periodo 2, grupo 17)  
Configuración 4: Sodio (Periodo 3, grupo 1)

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

- a) El número cuántico  $m$  para un electrón en el orbital  $3p$  puede tomar cualquier valor entre  $+3$  y  $-3$ .
- b) El número de electrones con números cuánticos distintos que pueden existir en un subnivel con  $n = 2$  y  $l = 1$  es de 6.
- c) Los valores de los números cuánticos  $n, l$  y  $m$ , que pueden ser correctos para describir el orbital donde se encuentra el electrón diferenciador del elemento de número atómico 31, son  $(4, 1, -2)$ .

**QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Los valores de  $m$  para un orbital  $p$  son:  $-1, 0, +1$
- b) Verdadera. Ya que en los 3 orbitales  $p$  caben como máximo 6 electrones
- c) Falsa. Ya que si  $l = 1$ , entonces, los valores posibles de  $m$  son:  $-1, 0, +1$ . No puede ser  $-2$ .

Conteste de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía  $n = 2$  ?  
 b) ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede encontrarse en el nivel de energía  $n = 3$  ?  
 c) ¿En qué se diferencian y en qué se parecen los orbitales  $3p_x$ ,  $3p_y$  y  $3p_z$  ?

**QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

- a) Para  $n = 2$  sólo son posibles orbitales s y orbitales p.

n	l	m	orbital
2	0	0	2s
	1	-1,0,1	2p

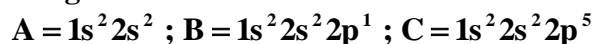
Por lo tanto, hay 4 orbitales. Número de orbitales:  $n^2 = 2^2 = 4$

- b) El número máximo de electrones es  $2n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$  electrones.

- c) Los tres tienen la misma simetría y energía, pero tienen diferente orientación.



Sean los elementos cuyas configuraciones electrónicas son



Justifique cuál de ellos tiene:

- a) Menor radio.
- b) Mayor energía de ionización.
- c) Menor electronegatividad.

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

## R E S O L U C I Ó N

Los elementos que nos dan son:  $Be = 1s^2 2s^2$  ;  $B = 1s^2 2s^2 2p^1$  ;  $F = 1s^2 2s^2 2p^5$  que están en el mismo período de la tabla periódica.

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 menor radio es el flúor.

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, debido a que al situarse los electrones en el mismo nivel energético y aumentar los protones, estos son atraídos más fuertemente por el núcleo y, por lo tanto, es más difícil arrancarlos. Por ello, el elemento con mayor energía de ionización será el flúor.

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, por lo tanto, el elemento de menor electronegatividad es el berilio.

La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es  $4s^2 4p^3$ . De acuerdo con este dato:

- a) Deduzca, justificadamente, la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica.
- b) Escriba una de las posibles combinaciones de números cuánticos para su electrón diferenciador.
- c) Indique, justificadamente, dos posibles estados de oxidación de este elemento.

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

## R E S O L U C I Ó N

a) El número cuántico principal,  $n$ , es cuatro, por lo tanto, es un elemento del 4º periodo. Como tiene 3 electrones en el orbital  $4p$ , es un elemento del grupo 15. Con lo cual el elemento es el arsénico.

b) Una de las posibles combinaciones de números cuánticos es:  $\left(4, 1, 1, +\frac{1}{2}\right)$

c) Puede tener estado de oxidación  $+3$  si cede los 3 electrones del orbital  $4p$ , o bien, estado de oxidación  $-3$ , si gana 3 electrones.