

QUÍMICA

TEMA 2: LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

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

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

	1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^a
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 positiva. 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.

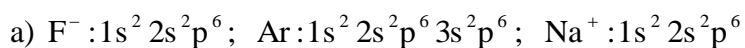
b) Cierta. Para promocionar electrones de un nivel energético a otro de energía superior hay que aportarles una energía igual a la diferencia que hay entre ambos niveles.

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: $n = 3$; $l = 2$; $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$; $m_s = \pm \frac{1}{2}$.