

## 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 A
- Reserva 4 Ejercicio 2, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 2, Opción B

**a) Defina afinidad electrónica.**

**b) ¿Qué criterio se sigue para ordenar los elementos en la tabla periódica?**

**c) ¿Justifique cómo varía la energía de ionización a lo largo de un periodo?**

**QUÍMICA. 2002. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

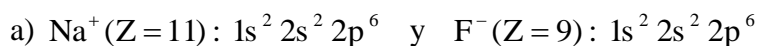
a) Es la energía que se desprende cuando 1 mol de átomos de un elemento neutro, gaseoso y en estado fundamental, capta 1 electrón.

b) El orden creciente del número atómico (número de protones que el elemento tiene en el núcleo atómico).

b) Puesto que a medida que se avanza en un período, el radio atómico va disminuyendo, el potencial de ionización irá aumentando ya que se precisará más energía para arrancar un electrón al estar éste más cerca del núcleo y, por tanto, más atraído por él. En los períodos largos, cuando se ha sobrepasado aproximadamente la mitad del período, puede haber un pequeño aumento del radio atómico debido a la repulsión electrónica y al efecto pantalla que hace disminuir la carga nuclear efectiva, en estos casos habrá una ligera disminución del potencial de ionización como ocurre en el caso del Ga, In Tl... Pero, en general, aumentará a medida que se avanza en el período.

- a) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes:  $\text{Na}^+$  ( $Z = 11$ ) y  $\text{F}^-$  ( $Z = 9$ ).
- b) Justifique que el ión  $\text{Na}^+$  tiene menor radio que el ión  $\text{F}^-$ .
- c) Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.
- QUÍMICA. 2002. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N



b) 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.

c) Es razonable, porque el átomo de flúor es mucho más pequeño que el de sodio y, por tanto, sus electrones estarán mucho más atraídos por el núcleo.

$$\text{EI Flúor} = 1681 \text{ kJ/mol} > \text{EI Sodio} = 495 \text{ kJ/mol}$$

Dados los elementos A ( $Z = 13$ ), B ( $Z = 9$ ) y C ( $Z = 19$ )

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

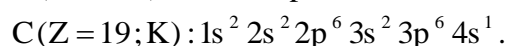
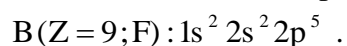
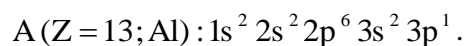
b) Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.

c) Razone cuál tiene mayor volumen.

**QUÍMICA. 2002. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a)



b) La electronegatividad es la tendencia de los elementos a atraer hacia sí los electrones que forman parte de un enlace dentro de una molécula y aumentará a medida que el átomo del elemento en cuestión sea más pequeño ya que más cerca del núcleo estarán los electrones que están formando dicho enlace. Luego se ordenarán:  $C < A < B$  ( $K < Al < F$ ).

c) El C (K). Su mayor número cuántico principal, que es quien da información del tamaño de los orbitales vale 4, mientras que en los otros vale 3 (A) y 2 (B) respectivamente.

- a) ¿Por qué el volumen atómico aumenta al bajar en un grupo de la tabla periódica?  
b) ¿Por qué los espectros atómicos son discontinuos?  
c) Defina el concepto de electronegatividad.

**QUÍMICA. 2002. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

- a) Porque aumenta el número cuántico principal,  $n$ , que es el que condiciona el tamaño de los orbitales que existen en el átomo.
- b) Porque corresponden a absorciones o emisiones de ciertas frecuencias solamente que pertenecen al espectro electromagnético.
- c) Consiste en la tendencia por parte de un átomo a atraer hacia sí los electrones de cualquier enlace que forma dentro de una molécula.

Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20.

a) Escriba sus configuraciones electrónicas.

b) Razone a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.

c) ¿Cuál será el ión más estable de cada uno? Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2002. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a)

$Z = 7$  (Nitrógeno) :  $1s^2 2s^2 2p^3$ .

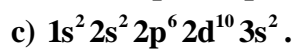
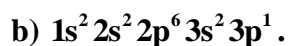
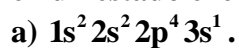
$Z = 17$  (Cloro) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

$Z = 20$  (Calcio) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ .

b) Nitrógeno: 2º período, grupo 15; Cloro: 3º período, grupo 17; Calcio: 4º período, grupo 2.

c) Tomando como criterio la consecución de la estructura de gas noble en cada uno de ellos, el nitrógeno tenderá a ganar 3 electrones y formar el ión  $N^{3-}$  adquiriendo de esta forma la estructura electrónica del helio, el cloro ganará 1 electrón formando el ión  $Cl^-$  y llegando a la configuración electrónica del argón y el calcio perderá 2 electrones, formando el ión  $Ca^{2+}$  y quedando con la estructura electrónica del argón.

**Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:**



**QUÍMICA. 2002. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Sería posible si corresponde a un estado excitado del flúor al pasar un electrón de orbital 2p al 3s.
- b) Se trata del estado fundamental del átomo de aluminio.
- c) Es imposible. En el nivel 2 no hay orbitales d.