

## OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.- Los números atómicos de tres elementos A, B y C son 12, 16 y 35 respectivamente:**

- Escribe sus configuraciones electrónicas e indica de qué elementos se trata: nombre, símbolo, familia y período.**
- ¿Cuáles serían los iones más estables que se obtendrían de los mismos? Justifica la respuesta.**
- Si se compara A con B, ¿cuál es más electronegativo? ¿Cuál tiene menor energía de ionización? Justifica la respuesta.**
- Explica el tipo de enlace que se formará entre A y C, y cuál será la fórmula del compuesto resultante.**

Solución:

a) Sus configuraciones electrónicas son:

A (Z = 12):  $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; B (Z = 16):  $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ;

C (Z = 35):  $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ .

A es un alcalinotérreo situado en el tercer período, grupo 2. Se trata del elemento magnesio, Mg.

B es un elemento calcógeno o anfígeno que pertenece al tercer período, grupo 16. Es el azufre, S.

C es un halógeno del período 4º, grupo 17. Corresponde al bromo, Br.

b) Los iones de los átomos se forman, cediendo o aceptando electrones, para así conseguir la estructura electrónica estable del gas noble más próximo. Por ello, el elemento A cede los 2 electrones de su capa de valencia para formar el ión estable  $A^{2+}$  y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior; el elemento B gana 2 electrones en su capa de valencia para formar el ión  $B^{2-}$  y adquirir la configuración electrónica del gas noble siguiente; y el elemento C gana un electrón en su capa de valencia para formar el ión  $C^-$  y tomar la configuración electrónica del siguiente gas noble.

c) La electronegatividad mide la tendencia de un elemento a atraer hacia sí el par de electrones del enlace covalente que lo une a otro elemento. Es una propiedad periódica que aumenta en un período al avanzar en él. Ello se debe a que al avanzar en un período aumenta el número de electrones de la capa de valencia, por lo que el elemento necesita cada vez menos electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble siguiente y aumenta su capacidad atractiva para conseguirlo. Luego, como los elementos A y B se encuentran en el mismo período, siendo el A el situado más a la derecha, se deduce que el elemento B es el más electronegativo.

La energía de ionización es también una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período (aumenta la carga nuclear y el electrón a arrancar se sitúa en el mismo nivel energético, por lo que la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo aumenta, necesitándose más energía para arrancarlo), por lo que, el elemento A es el que posee una menor energía de ionización.

d) El elemento A es un alcalinotérreo con tendencia a ceder sus dos electrones de valencia y formar el catión  $A^{2+}$ . De otra parte, el elemento halógeno C tiene gran tendencia a captar un electrón y formar el anión  $C^-$ . Estos iones interactúan entre sí para unirse mediante un enlace iónico, y como para conseguir la neutralidad eléctrica se necesitan dos aniones por cada catión, la fórmula del compuesto que resulta es  $AC_2$  ( $MgBr_2$ ).

**PROBLEMA 1.- El tolueno,  $C_7H_8$ , es un hidrocarburo líquido muy importante en la industria orgánica, utilizándose como disolvente, y también en la fabricación de tintes, colorantes, medicamentos y explosivos como el TNT. Si cuando se quema 1 g de tolueno se desprenden 42,5 kJ:**

- ¿Cuál será el valor de su entalpía de combustión?**
- Calcula la entalpía estándar de formación del tolueno, utilizando la ley de Hess.**

**DATOS:**  $\Delta H_f^\circ (CO_2) = -393,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [H_2O (l)] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $A_r(C) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(H) = 1 \text{ u}$ .

Solución:

$M(C_7H_8) = 92 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) La entalpía de combustión se obtiene aplicando a la energía desprendida en la combustión de 1 g los correspondientes factores de conversión (relaciones de equivalencia):

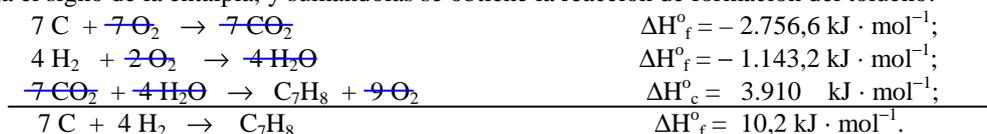
$$42,5 \frac{\text{kJ } C_7H_8}{1 \text{ g } C_7H_8} \cdot \frac{92 \text{ g } C_7H_8}{1 \text{ mol } C_7H_8} = 3.910 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}, \text{ que por ser energía desprendida es } -3.910 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) Utilizar la ley de Hess para obtener la entalpía consiste en escribir las reacciones de combustión, con sus entalpías, del carbono, hidrógeno y tolueno, multiplicar la(s) que lo exija(n) por un coeficiente, también su entalpía, invertir el sentido de la que proceda y el signo de su entalpía, y sumarlas para llegar a la reacción que se busca.

Las reacciones de combustión son:



Multiplicando la reacción de formación del  $CO_2$  por 7, incluida su entalpía, la de formación del  $H_2O$  (l) por 4, incluida su entalpía, e invirtiendo el sentido de la reacción de combustión del  $C_7H_8$ , se cambia el signo de la entalpía, y sumándolas se obtiene la reacción de formación del tolueno:



**Resultado:** a)  $\Delta H_c^\circ = -3.910 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; b)  $\Delta H_f^\circ = 10,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**PROBLEMA 2.- La fenilamina o anilina,  $C_6H_5NH_2$ , es una base muy débil que se disocia en agua según el equilibrio:**



**Si la constante de ionización de la anilina en agua es  $K_b = 4,3 \cdot 10^{-10}$ , y se añaden 9,3 g de dicha sustancia en la cantidad de agua necesaria para obtener 250 mL de disolución. Calcula:**

a) El grado de disociación.

b) El pH de la disolución resultante.

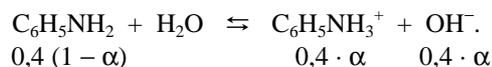
**DATOS:**  $A_r(C) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(N) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r(H) = 1 \text{ u}$ .

Solución:

$$M(C_6H_5NH_2) = 93 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{a) La concentración de la disolución de anilina formada es: } M = \frac{9,3 \text{ g } C_6H_5NH_2}{93 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol} \\ M = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,4 \text{ M}.$$

La concentración de las distintas especies en el equilibrio, siendo  $\alpha$  el grado de disociación, es:



Concentración en el equilibrio:

que sustituidas en la constante básica de la anilina, despreciando  $\alpha$  en el denominador por su pequeñez frente a 1, y operando:

$$K_b = \frac{[C_6H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_6H_5NH_2]} \Rightarrow 4,3 \cdot 10^{-10} = \frac{0,4^2 \cdot \alpha^2}{0,4 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{4,3 \cdot 10^{-10}}{0,4}} = 3,28 \cdot 10^{-5}, \text{ que}$$

expresado en tanto por ciento es:  $\alpha = 3,28 \cdot 10^{-3} \%$ .

b) La concentración de  $OH^-$  es:  $[OH^-] = 0,4 \cdot 3,28 \cdot 10^{-5} = 1,31 \cdot 10^{-5}$ .

El pH puede obtenerse calculando el pOH y restarle su valor a 14:  $pH = 14 - pOH$ ; o calcular la concentración de  $H_3O^+$  de la relación:  $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ , y de su valor el pH.

Procediendo por el segundo camino:

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{1,31 \cdot 10^{-5}} = 7,63 \cdot 10^{-10}, \text{ y el pH: } pH = -\log 7,63 \cdot 10^{-10} = 10 - \log 7,63 = 10 - 0,88 = 9,12.$$

**Resultado:** a)  $\alpha = 3,28 \cdot 10^{-3} \%$ ; b) **pH = 9,12.**

## OPCIÓN B

**CUESTIÓN 1.- Razona en qué situaciones podrían ser espontáneos los procesos cuyas variaciones correspondientes a sus términos entálpicos y entrópicos son las siguientes:**

- a)  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ ;    b)  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ ;    c)  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ ;    d)  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ .

Solución:

a) Para entalpía y entropía positivas, la variación de la energía de Gibbs,  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ , sólo se cumple para temperaturas altas, pues en estas condiciones, el sustraendo supera en valor absoluto al minuendo, es decir,  $|T \cdot \Delta S| > |\Delta H|$ , y por tanto, la reacción es espontánea.

b) Si la entalpía y entropía son negativos, la variación de la energía de Gibbs,  $\Delta G = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ < 0$  sólo se cumple para temperaturas bajas, ya que en estas condiciones se cumple siempre que el minuendo es menor que el sustraendo, o lo que es lo mismo, el valor absoluto del minuendo,  $|\Delta H^\circ|$ , es mayor que el del sustraendo,  $|T \cdot \Delta S^\circ|$ , y la diferencia es siempre menor que cero siendo la reacción espontánea.

c) Para  $\Delta H^\circ < 0$  y  $\Delta S^\circ > 0$ , la reacción es espontánea para cualquier temperatura, pues al restar a una cantidad negativa otra positiva se obtiene como resultado un valor negativo.

d) Si  $\Delta H^\circ > 0$  y  $\Delta S^\circ < 0$ , la reacción nunca puede ser espontánea, pues al restar a una cantidad positiva otra negativa, el resultado que se obtiene siempre es positivo.

**CUESTIÓN 2.- Indica y explica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

- a) En el etino,  $C_2H_2$ , los átomos de carbono están unidos entre sí mediante un enlace  $\sigma$  y dos  $\pi$ .  
b) Cuando un grupo hidroxilo,  $-OH$ , está unido a un carbono saturado, el compuesto resultante es un éter.  
c) El dimetiléter,  $CH_3 - O - CH_3$ , y el etanol,  $CH_3 - CH_2OH$ , son isómeros de función.  
d) La siguiente reacción orgánica:  $R - CH_2 - Br + NaOH \rightarrow R - CH_2 - OH + NaBr$ , es una reacción de eliminación.

Solución:

a) Verdadera. En el etino los átomos de carbonos se unen por un triple enlace, utilizando cada uno dos orbitales híbridos sp, uno para unirse entre ellos, con formación de un enlace  $\sigma$ , y el otro para unirse a un átomo de hidrógeno. Los dos orbitales atómicos p, con un electrón cada uno, que queda a cada carbono, solapan lateralmente formando los dos enlaces  $\pi$ .

b) Falsa. El grupo hidroxilo es el grupo funcional de los alcoholes, por lo que el hidrocarburo que lo contiene nunca puede ser un éter.

c) Verdadera. Por presentar dichos compuestos grupos funcionales distintos, éter  $-O-$  y alcohol  $-OH$ , y poseer ambos la misma fórmula molecular,  $C_2H_6O$ , ambos son isómeros de función.

d) Falsa. Al reemplazarse el halógeno por el grupo hidroxilo, la reacción es de sustitución y no de eliminación.

**PROBLEMA 2.- Dada la siguiente reacción:**



- a) Deduce, razonando la respuesta, qué sustancia se oxida y cuál se reduce.  
b) ¿Cuál es la sustancia oxidante y cuál la reductora?  
c) Escribe y ajusta las semirreacciones de oxidación-reducción y la reacción global.

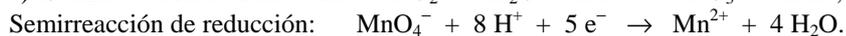
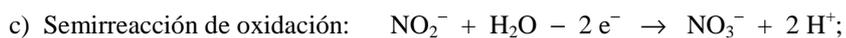
Solución:

a) La sustancia que se oxida es la que experimenta un aumento del número de oxidación de uno de sus átomos; al pasar el número de oxidación del nitrógeno en el compuesto nitrito de sodio de + 3 a + 5, él es el que se oxida.

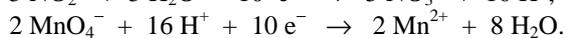
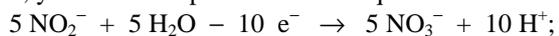
Una sustancia se reduce cuando el número de oxidación de uno de sus átomos experimenta una disminución; el manganeso del permanganato de potasio con número de oxidación + 7 pasa a + 2 en el cloruro de manganeso, siendo aquél el que se reduce.

b) La sustancia oxidante es la que provoca la oxidación de otra, reduciéndose ella en el proceso. En este caso, el permanganato de potasio es la especie oxidante.

La sustancia reductora es la que provoca la reducción de otra, oxidándose ella en el proceso. En la reacción propuesta la sustancia reductora es el nitrito de sodio.



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 5, la de reducción por 2 para igualar los electrones, y sumándolas para eliminarlos queda la reacción iónica ajustada:



$2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{NO}_2^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{NO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$ , y llevando estos coeficientes a la reacción molecular, queda esta ajustada:

