

**SI TODOS AYUDAMOS CONSEGUIREMOS UN MUNDO MEJOR.
COLABORA, COMO PUEDES, CON UNA ONG.**

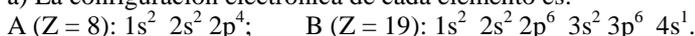
OPCIÓN A

CUESTIÓN 2.- Dados los elementos A (Z = 8) y B (Z = 19)

- a) **Escribe las configuraciones electrónicas de A y B.**
- b) **Indica el número de electrones que poseen cada uno en la capa de valencia.**
- c) **Justifica el periodo y grupo de la tabla periódica al que pertenecen ambos elementos.**
- d) **Razona cuál tiene menor energía de ionización (Ei).**
- e) **Justifica qué tipo de enlace uniría ambos átomos. ¿Qué fórmula le correspondería?**

Solución:

a) La configuración electrónica de cada elemento es:



b) El elemento A posee 6 electrones en su capa de valencia, $2s^2 2p^4$, mientras que el elemento B solo posee 1 electrón en dicha capa, $4s^1$.

c) El elemento A pertenece al 2º período (mayor valor de su número cuántico principal, 2) grupo 16 (12 más número de electrones 2p, 4), mientras que el elemento B se encuentra situado en el 4º período (número cuántico principal $n = 4$) grupo 1 (número de electrones en el orbital $4s$, 1).

d) La energía de ionización es una propiedad periódica que aumenta con el número atómico, al avanzar en un período, (crece la carga nuclear efectiva y el electrón más externo se va situando en el mismo nivel energético, siendo la fuerza atractiva núcleo-electrón cada vez más intensa y, necesitándose por ello, más energía para arrancar el electrón), y disminuye al bajar en un grupo (la carga nuclear efectiva aumenta pero el electrón más externo se sitúa en niveles de energía cada vez más alejado del núcleo, siendo la fuerza atractiva núcleo-electrón cada vez menos intensa y necesitándose cada vez menos energía para arrancarlo. Luego, el elemento con menor energía de ionización por encontrarse más a la izquierda y más bajo en el grupo es el elemento B.

e) Al tratarse de un elemento alcalino, el B, y un elemento anfígeno, el A, ambos se unen a través de sus iones A^{2-} y B^+ para formar el compuesto iónico de fórmula AB_2 .

PROBLEMA 1.- Las entalpías de formación del CO_2 (gas), del H_2O (líq), del benceno (C_6H_6) (líq) y del etino (C_2H_2) (gas) son por este orden: $- 376,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $- 273,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $46,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $- 226,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calcula:

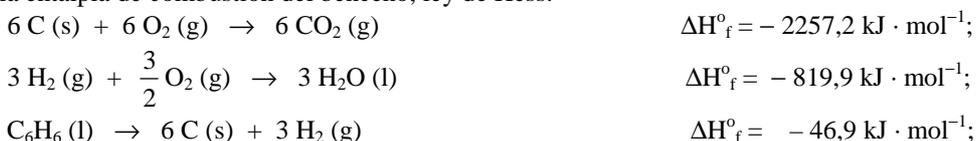
- a) **La entalpía de combustión del benceno líquido empleando la ley de Hess.**
- b) **La entalpía de la reacción: $3 C_2H_2 (g) \rightarrow C_6H_6 (l)$.**

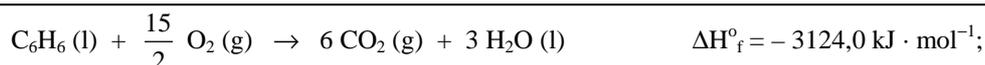
Solución:

Las ecuaciones químicas correspondientes a la formación de los compuestos citados, con sus entalpías son:



a) Se invierte la ecuación de formación del C_6H_6 y se cambia el signo a su entalpía; se multiplica por 6 la ecuación de formación del CO_2 y por 3 la de H_2O , incluidas sus entalpías, y se suman para así obtener la entalpía de combustión del benceno, ley de Hess.





b) Para la reacción $3 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$, la entalpía de reacción se determina de la expresión:
 $\Delta\text{H}_r^\circ = \sum a \cdot \Delta\text{H}_f^\circ \text{ productos} - \sum a \cdot \Delta\text{H}_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta\text{H}_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) - 3 \cdot \Delta\text{H}_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) \Rightarrow$
 $\Rightarrow \Delta\text{H}_r^\circ = 46,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 3 \cdot (-226,7) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 727 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$

Resultado: a) $\Delta\text{H}_f^\circ = -3124,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $\Delta\text{H}_r^\circ = 727 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

PROBLEMA 2.- Se tienen 2 disoluciones: (A) que contiene 14,00 g de KOH por litro, y (B) que contiene 3,66 g de HCl por litro. Calcula:

- El pH de la disolución (A) y de la disolución (B).
- El pH de la disolución obtenida al mezclar 100 mL de (A) y 100 mL de (B). Considera que los volúmenes son aditivos.

DATOS: $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

a) Los moles de cada una de las sustancias disueltas en un litro son:

$$n(\text{KOH}) = \frac{\text{gramos}}{M(\text{KOH})} = \frac{14 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,25 \text{ moles}; \quad n(\text{HCl}) = \frac{\text{gramos}}{M(\text{HCl})} = \frac{3,66 \text{ g}}{36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ moles}.$$

El KOH es una base muy fuerte que se encuentra totalmente disociada en disolución acuosa, siendo la concentración de los iones hidróxido, OH^- , la de la disolución, es decir, $[\text{OH}^-] = 0,25 \text{ M}$ por encontrarse los moles de KOH disueltos en 1 L de disolución.

El pOH de la disolución A es: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,25 = 0,6$, y como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, resulta para el pH de la disolución: $\text{pH} = 14 - 0,6 = 13,4$.

El HCl es un ácido muy fuerte que se encuentra totalmente ionizado, y al contener 1 L de disolución 0,1 mol, la concentración de los iones oxonios y del mismo ácido es $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,1 \text{ M}$, siendo el pH de la disolución B: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,1 = 1$.

b) Al mezclar las disoluciones se produce una reacción de neutralización cuya ecuación es:

$\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, en la que la estequiometría es 1 a 1, por lo que determinando los moles de cada sustancia en el volumen tomado para la mezcla, puede determinarse si la reacción es completa o hay un reactivo limitante. Los moles de KOH y HCl en sus volúmenes de disolución son:

$$n(\text{KOH}) = M \cdot V = 0,25 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,025 \text{ moles}.$$

$$n(\text{HCl}) = M' \cdot V' = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ moles}.$$

El reactivo limitante es el HCl, por lo que queda en la disolución formada 0,015 moles de KOH,

siendo la concentración de la disolución $M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,015 \text{ moles}}{0,2 \text{ L}} = 0,075 \text{ M}$, que es la concentración

de los iones hidróxidos, y el $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log 0,075) = 14 - 1,125 = 12,875$.

Resultado: a) $\text{pH}(\text{A}) = 13,4$; $\text{pH}(\text{B}) = 1$; b) $\text{pH} = 12,875$.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- Completa las siguientes reacciones químicas orgánicas e indica al tipo al que pertenecen:



e) Escribe un isómero de función y otro de posición del compuesto $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$

Solución:

a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$. Es una reacción de sustitución.

b) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$. Reacción de hidratación.

c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \frac{13}{2} \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$. Reacción de combustión.

d) $\text{CH}_3 - \text{OH} + \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Reacción de esterificación.

e) Isómero de función: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_3$.

Isómero de posición: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$.

PROBLEMA 1.- En un recipiente de 2 litros se introduce 1 mol de SO_2 y 2 moles de O_2 y se calienta a 750°C estableciéndose el siguiente equilibrio: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$

Una vez que se ha alcanzado el equilibrio se encuentran 0,18 moles de SO_2 . Calcula:

a) Los moles de O_2 y SO_3 presentes en el equilibrio.

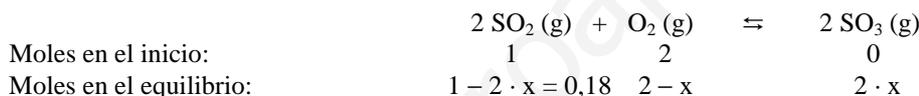
b) La presión total generada en esas condiciones por los gases en el equilibrio.

c) El valor de K_c y K_p .

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) La estequiometría de la ecuación química indica que dos moles de SO_2 reaccionan con 1 mol de O_2 para producir dos moles de SO_3 , por lo que llamando x a los moles de O_2 que reaccionan, de SO_2 reaccionarán $2 \cdot x$ moles y se formarán $2 \cdot x$ moles de SO_3 . Luego, si una vez alcanzado el equilibrio existen 0,18 moles de SO_2 , como se ha introducido 1 mol y han reaccionado $2 \cdot x$ moles, los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies son:



Al ser en el equilibrio $1 - 2 \cdot x = 0,18 \Rightarrow x = \frac{1 - 0,18}{2} = 0,41 \text{ moles}$, siendo los moles de O_2 y SO_3 en el equilibrio: $n(\text{O}_2) = 2 - 0,41 = 1,59 \text{ moles}$; $n(\text{SO}_3) = 2 \cdot 0,41 = 0,82 \text{ moles}$.

b) Los moles totales en el equilibrio son: $n_t = 0,18 + 1,59 + 0,82 = 2,59 \text{ moles}$, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales, despejando la presión, sustituyendo las variables por sus valores y operando, sale el valor:

$$P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2,59 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.023 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 108,63 \text{ atm.}$$

c) La concentración en el equilibrio de cada especie es:

$$[\text{SO}_2] = \frac{0,18 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,09 \text{ M}; \quad [\text{O}_2] = \frac{1,59 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,795 \text{ M}; \quad [\text{SO}_3] = \frac{0,82 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,41 \text{ M.}$$

Sustituyendo estos valores en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,41^2 \text{ M}^2}{0,09^2 \text{ M}^2 \cdot 0,795 \text{ M}} = 26,1; \text{ y de la relación } K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}, \text{ siendo } \Delta n = 2 - 3$$

$$= -1, \text{ resulta para } K_p: \quad K_p = \frac{26,1 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1023 \text{ K}} = 0,31.$$

Resultado: a) $n(\text{O}_2) = 1,59 \text{ moles}$; $n(\text{SO}_3) = 0,82 \text{ moles}$; b) $P = 108,63 \text{ atm}$; c) $K_c = 26,2$; $K_p = 0,31$.

PROBLEMA 2.- Un compuesto orgánico está formado por C, H y O. Cuando se realiza una combustión completa de 0,219 g de ese compuesto se obtienen 0,535 g de CO_2 y 0,219 g de H_2O . Si tomamos 0,25 g de ese compuesto en estado gaseoso a una temperatura de $120,4^\circ\text{C}$ y la presión de 1 atm, ocupa un volumen de 0,112 litros.

a) Calcula su fórmula empírica.

b) Calcula su fórmula molecular.

c) **Formula y nombra dos compuestos que se ajusten a esa fórmula molecular.**
DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

a) En la combustión del compuesto todo el carbono pasa a CO_2 , todo el hidrógeno a H_2O , y el oxígeno, junto al atmosférico, a CO_2 y H_2O . Las masas de carbono e hidrógeno se obtienen de los gramos de CO_2 y H_2O , y la de oxígeno, restando a la masa de compuesto la suma de las masas de carbono e hidrógeno obtenidas.

Los gramos de carbono e hidrógeno se obtienen multiplicando las masas de CO_2 y H_2O , por las relaciones de equivalencia mol-gramos, número de moles de átomos-mol de moléculas de compuesto y gramos-mol:

$$0,535 \text{ g } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \text{CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos C}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol átomos C}} = 0,146 \text{ g C};$$

$$0,219 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles átomos H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol átomos H}} = 0,024 \text{ g H}.$$

Los gramos de oxígeno son: $0,219 - 0,146 - 0,024 = 0,049 \text{ g}$.

Los moles de cada elemento son: $\text{C}: 0,146 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,012 \text{ moles}$;

$\text{H}: 0,024 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,024 \text{ moles}$; $\text{O}: 0,049 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,003 \text{ moles}$.

Al no ser números enteros se dividen por el menor de ellos para convertirlos en entero:

$$\text{C}: \frac{0,012}{0,003} = 4; \quad \text{H}: \frac{0,024}{0,003} = 8; \quad \text{O}: \frac{0,003}{0,003} = 1.$$

La fórmula empírica del compuesto es: $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.

b) Despejando la masa molar del compuesto de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo valores y operando, se obtiene el valor:

$$M = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,25 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 393,4 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 0,112 \text{ L}} = 72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La fórmula molecular del compuesto orgánico contiene n veces a la fórmula empírica $(\text{C}_4\text{H}_8\text{O})_n$, y su masa molar es n veces mayor, es decir: $M[(\text{C}_4\text{H}_8\text{O})_n] = n \cdot M(\text{C}_4\text{H}_8\text{O})$. La masa molar de la fórmula empírica es $M(\text{C}_4\text{H}_8\text{O}) = 72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, y la de la fórmula molecular es $M(\text{C}_4\text{H}_8\text{O})_n = 72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, luego, el valor de $n = 1$, coincidiendo la fórmula empírica del compuesto con su fórmula molecular. Se obtiene despejándolo de la relación anterior, sustituyendo las variables por sus valores y operando:

La fórmula molecular del compuesto es $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.

c) Dos compuestos que se ajustan a la fórmula molecular son $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$, butanal y $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$, 2-butanona.

Resultado: a) y b) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$; c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$, butanal y $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$, 2-butanona.