

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos A (Z = 12) y B (Z = 17). Contesta razonadamente:

- ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y B?
- ¿Cuál es el grupo, período, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?
- ¿Cuál tendrá mayor su energía de ionización?
- ¿Qué tipo de enlace se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua?

Solución:

a) Las configuraciones electrónicas de los átomos de los elementos son:

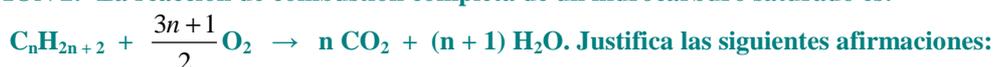


b) El grupo al que pertenece un elemento viene dado por el número de electrones **ns** de su capa de valencia (grupos 1 y 2); por el número de electrones del orbital **(n - 1)d** anterior a la capa de valencia (grupos 3 al 12); y por el número de electrones **np** de la capa de valencia (grupos 13 al 18); mientras que el período lo determina el valor del número cuántico principal **n** de la capa de valencia. Luego, de las configuraciones electrónicas de los elementos se deduce que la ubicación de cada uno en el Sistema Periódico es: el A, magnesio, Mg, aparece situado en el período 3° (**n** = 3), grupo 2° (2 electrones 3s); el B, cloro, Cl, se encuentra en el mismo período 3° (**n** = 3), grupo 17 (5 electrones 3p).

c) Energía de ionización es la que hay que comunicar a un átomo neutro, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle el electrón más externo y convertirlo en catión positivo gaseoso y en su estado electrónico fundamental. Esta propiedad es periódica por aumentar al avanzar de izquierda a derecha en un período (aumenta la carga nuclear y, por ir situándose el electrón en el mismo nivel energético, la fuerza atractiva núcleo-electrón a arrancar se incrementa), y por pertenecer los dos elementos al mismo período, el 3°, el situado más a la derecha, el cloro, es el que posee mayor energía de ionización.

d) Como se trata de la unión de un metal y un no metal, con tendencia cada uno a ceder y aceptar los electrones necesarios para convertirse en los correspondientes iones, con configuraciones electrónicas de los gases nobles anterior y posterior, estos se atraen electrostáticamente y se unen mediante un enlace iónico, siendo la fórmula del compuesto que resulta AB_2 , $MgCl_2$. Por tratarse de un compuesto iónico en el que los iones de la superficie tienen sus cargas sin neutralizar, es hacia esos puntos donde se dirigen las moléculas de agua, con el polo adecuado, para hidratar y disolver el compuesto.

CUESTIÓN 2.- La reacción de combustión completa de un hidrocarburo saturado es:



- Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de **n**.
- El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
- Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
- El estado de agregación del H_2O afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido.

DATOS: $\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(CO) = -110 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[H_2O(l)] = -285 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[H_2O(g)] = -241 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) La afirmación es verdadera. En efecto, la entalpía estándar de combustión se determina de la expresión: $\Delta H_c^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos reacción} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$; y como los elementos simples no tienen entalpía de formación, en los reactivos sólo interviene el hidrocarburo correspondiente, mientras que en los productos aparecen las especies CO_2 y H_2O acompañadas de sus coeficientes. Es obvio, que si crece el valor de **n**, aumenta el valor de los coeficientes de CO_2 y H_2O y se incrementa la cantidad de energía que se desprende.

b) Verdadera. El aire puede considerarse como una mezcla de oxígeno y nitrógeno, y si en el proceso de una combustión completa se emplea aire u oxígeno para producirla, la entalpía de reacción o combustión no cambia sea cual sea el comburente que se emplee.

c) Verdadera. Si la combustión es incompleta, hay deficiencia de oxígeno, se produce en efecto CO en vez de CO₂, y como su entalpía estándar de formación es menor, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) < \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$, su utilización en la expresión $\Delta H_c^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos reacción} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$ hace que se desprenda una menor cantidad de energía.

d) Verdadera. Los datos proporcionados muestran los valores de las entalpías del agua en sus estados de agregación, y puede apreciarse como $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] > \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})]$, por lo que, la energía desprendida en la combustión, cuando el agua que se obtiene aparece en estado líquido, es mayor que cuando el agua se obtiene en estado vapor. Se comprueba al sustituir los valores de estas entalpías en la expresión: $\Delta H_c^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos reacción} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$.

CUESTIÓN 4.- Atendiendo a los equilibrios en disolución acuosa, razona cuál o cuáles de las siguientes especies son anfóteras (pueden comportarse como ácido y como base):

- a) **Amoníaco (o trihidruro de nitrógeno).**
- b) **Ión bicarbonato (o ión hidrogenotrioxocarbonato (IV)).**
- c) **Ión carbonato (o ión trioxocarbonato (IV)).**
- d) **Ión bisulfuro (o ión hidrogenosulfuro (II)).**

Solución:

a) Una sustancia es anfótera cuando en disolución puede actuar como ácido o como base, es decir, puede ceder un protón o aceptarlo.

La reacción del amoníaco en agua es $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, acepta un protón del agua comportándose como una base, no pudiendo, jamás, ceder un protón al agua para comportarse como ácido, por lo que el amoníaco no es una sustancia anfótera.

b) La reacción con el agua del ión bicarbonato es $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$, donde el ión bicarbonato ha aceptado un protón del agua comportándose como una base. No obstante, dicho ión también puede ceder el protón que tiene al agua para formar el ión carbonato y comportarse como ácido, según se aprecia en la ecuación $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$. Luego, el ión bicarbonato es un anfótero al poder comportarse en agua como ácido o como base.

c) El ión carbonato, CO_3^{2-} , al no poseer átomos de hidrógeno en su unidad formular, jamás puede comportarse como ácido al no poder ceder un protón al agua.

d) La reacción del ión bisulfuro con el agua puede realizarse, al igual que el ión bicarbonato del apartado b), de dos formas, cediendo un protón al agua comportándose como un ácido, o aceptando un protón del agua comportándose como una base. Las ecuaciones son:



Luego, el ión bisulfuro con esta dualidad de comportamiento es una sustancia anfótera.

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina, N₂H₄ (l), y el peróxido de hidrógeno, H₂O₂ (l), para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso -643 kJ · mol⁻¹.

- a) **Formula y ajusta la reacción que tiene lugar.**
- b) **¿Cuántos L de nitrógeno a 20 °C y 50 mm Hg se producirán si reaccionan 128 g de N₂H₄ (l).**
- c) **¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso?**
- d) **Calcula la entalpía de formación de la hidracina, N₂H₄ (l).**

DATOS: $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})] = -187,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) La reacción ajustada que se produce es: $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

b) Como la estequiometría de la reacción indica que por cada mol de N_2H_4 que se consumen se produce un mol de nitrógeno, aplicando a la masa de hidracina el factor de conversión y relación molar $\text{N}_2\text{H}_4\text{-N}_2$ (1 a 1), se obtienen los moles de nitrógeno, a los que al aplicarle la ecuación de los gases ideales despejando el volumen aparecen los litros.

$$128 \text{ g } \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{H}_4}{32 \text{ g } \text{N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{H}_4} = 4 \text{ moles } \text{N}_2, \text{ que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales despejando el volumen:}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{4 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{50 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}} = 1.460,78 \text{ L.}$$

c) En el proceso se libera la energía:

$$128 \text{ g } \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{H}_4}{32 \text{ g } \text{N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{-643 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{H}_4} = -2.572 \text{ kJ.}$$

d) Despejando la entalpía estándar de formación de la expresión:

$$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos reacción} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = 4 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) - [\Delta H_f^\circ (\text{N}_2\text{H}_4) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_2)] \Rightarrow$$
$$[\Delta H_f^\circ (\text{N}_2\text{H}_4)] = 4 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_r^\circ - 2 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_2) = [4 \cdot (-241,8) + 643 + 2 \cdot 187,8] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 51,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Resultado: b) 1.460,78 L; c) Q = -2.572 kJ; d) $[\Delta H_f^\circ (\text{N}_2\text{H}_4)] = 51,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Una disolución comercial de ácido clorhídrico presenta un pH de 0,3.

- Calcula la masa de NaOH necesaria para neutralizar 200 mL de la disolución comercial de HCl.
- Si 10 mL de la disolución comercial de HCl se diluyen con agua hasta un volumen final de 500 mL, calcula el pH de la disolución diluida resultante.
- A 240 mL de la disolución diluida resultante del apartado anterior se le añaden 160 mL de ácido nítrico 0,005 M. Calcula el pH de la nueva disolución (los volúmenes son aditivos).
- Calcula los gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ necesarios para neutralizar la disolución final del apartado c).

DATOS: $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) La concentración de iones oxonios es: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-0,3} = 10^{0,7} \cdot 10^{-1} = 0,5 \text{ M}$.

Por ser el ácido clorhídrico muy fuerte se encuentra en disolución totalmente dissociado, siendo la concentración de la disolución la misma que la de los iones oxonios, es decir, $[\text{HCl}] = 0,5 \text{ M}$. Luego, los moles de HCl contenidos en los 200 mL de disolución comercial son:

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,200 \text{ L} = 0,1 \text{ moles}$, y por transcurrir la reacción de neutralización mol a mol, como se comprueba en la ecuación: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, para que la reacción sea completa se necesitan 0,1 moles de NaOH, a los que corresponden la masa:

$$0,1 \text{ moles } \text{NaOH} \cdot \frac{40 \text{ g } \text{NaOH}}{1 \text{ mol } \text{NaOH}} = 4 \text{ g de NaOH.}$$

b) Si se diluyen 10 mL con agua destilada hasta un volumen de disolución de 500 mL, dicha dilución provoca una disminución de la concentración del ácido, y como la dilución no afecta a la fuerza del ácido, éste se encontrara totalmente dissociado y esa es también la concentración de los iones oxonios.

Aplicando la definición de molaridad a los 10 mL de disolución se determinan los moles de HCl: $n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,005 \text{ moles}$, que por ser los moles que también se encuentran disueltos en los 500 mL de disolución, proporcionan a ésta la concentración:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen (L)}} = \frac{0,005 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 0,01 \text{ M, y el pH de la disolución diluida será:}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,01 = 2.$$

c) Los moles de HCl en los 240 mL de disolución y los de HNO₃ en los 160 mL 0,005 M son:

$$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,01 \text{ moles} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,240 \cancel{\text{L}} = 0,0024 \text{ moles;}$$

$$n(\text{HNO}_3) = M \cdot V = 0,005 \text{ moles} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,160 \cancel{\text{L}} = 0,0008 \text{ moles;}$$

La suma de los moles de ambos ácidos se encuentran disueltos en la suma de sus volúmenes, y por tratarse de ácidos muy fuertes, los moles de iones oxonios es la misma que la de moles totales, por lo que la concentración de la nueva disolución es también la de los iones H₃O⁺. Luego:

$$0,0024 + 0,0008 = 0,0032 \text{ moles, que al encontrarse disueltos en el volumen } 0,240 + 0,160 = 0,4$$

L, proporcionan a la disolución la concentración: $M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen (L)}} = \frac{0,0032 \text{ moles}}{0,4 \text{ L}} = 0,008 \text{ M, es decir,}$

[H₃O⁺] = 0,008 M, siendo el pH de la disolución: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,008 = 2,1.$

d) La ecuación de la reacción de neutralización, supuesto uno sólo de los ácidos por ser los dos monopróticos, es: $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, donde puede apreciarse como por cada mol de hidróxido se consumen 2 moles de ácido, por lo que, conocidos los moles de ácido contenidos en la disolución del apartado anterior, 0,0032 moles, de Ca(OH)₂ se necesitarían la mitad, 0,0016 moles, a los

que corresponden la masa: $0,0016 \text{ moles Ca(OH)}_2 \cdot \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 0,118 \text{ g de Ca(OH)}_2.$

Resultado: a) 4 g NaOH; b) pH = 2; c) pH = 2,1; d) 0,118 g Ca(OH)₂.