

OPCIÓN A

PROBLEMA 2.- La descomposición térmica del carbonato de calcio sólido da lugar a la formación de óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gas. Calcula:

- La entalpía estándar de la reacción de descomposición.
- Los kg de óxido de calcio que se podrán obtener mediante dicha reacción utilizando 5.000 kJ de energía, si el rendimiento de la misma es del 90 %.

DATOS: $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_3) = -1209,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -392,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) = -635,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) La ecuación correspondiente a la reacción de descomposición es: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$, y su entalpía se obtiene aplicando la expresión: $\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$.
 $\Delta H_r^\circ = -635,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + (-392,2) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-1209,6) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 182,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

b) Aplicando los correspondientes factores de conversión y relaciones molares, se obtienen los kg de CaO que se obtiene en la descomposición térmica de CaCO_3 , es decir, los 5.000 kJ se multiplican por la relación molar mol de CaO- ΔH_r° , por el factor de conversión gramos CaO-mol CaO, por el factor de conversión kg CaO-gramos CaO y por el rendimiento de la reacción:

$$5000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{182,3 \text{ kJ}} \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol Ca}} \cdot \frac{1 \text{ kg CaO}}{1000 \text{ g CaO}} \cdot \frac{90 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaO}} = 1,38 \text{ kg CaO}.$$

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ = 182,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) 1,38 kg CaO.

CUESTIÓN 1.- Los puntos de fusión de tres sustancias son: -22°C , 1410°C y 661°C . Se sabe que estas sustancias son Si, NaBr y CCl_4 . Indica razonadamente:

- Qué punto de fusión corresponde a cada una de las sustancias.
- Qué tipo de enlace se da entre los átomos respectivos de los compuestos NaBr y CCl_4 .

Solución:

a) El silicio es un sólido reticular o sustancia atómica, estando cada átomo de Si unido a otros 4 átomos de Si covalentemente, formando una red cristalina. Esta sustancia se caracteriza por poseer un punto de fusión muy elevado, superior a 1.200°C , por lo que el punto de fusión de 1.400°C corresponde al Si.

El NaBr es un compuesto iónico que forma una red cristalina estable térmicamente, siendo su punto de fusión elevado, entre los 500 y 1.000°C , por lo que la temperatura de fusión de 661°C corresponde al punto de fusión del NaBr.

El compuesto CCl_4 es una sustancia molecular, es decir, las moléculas de CCl_4 se unen entre sí por débiles fuerzas de Van der Waals, por lo que su punto de fusión es muy bajo, correspondiéndole la temperatura de -22°C .

b) Entre los átomos Na y Br, elementos metálico y no metálico, muy electropositivo y muy electronegativo, se transforman en los iones monopositivo, el sodio Na^+ , y mononegativo, el cloro Cl^- , después de ceder y aceptar, respectivamente, un electrón cada uno. Entre ellos aparecen fuerzas atractivas de naturaleza electrostáticas que constituyen el enlace iónico que los unen.

Entre el átomos de C y cada de uno de los átomos de Cl, ambos no metales, se comparten sus electrones de valencia, dando lugar a un enlace covalente.

CUESTIÓN 2.- Indica cuales de las siguientes afirmaciones sobre una disolución acuosa de un ácido son ciertas:

- El pH de la disolución es básico.
- El producto $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ de la disolución es 10^{-14} M .
- La concentración de protones en disolución es mayor que 10^{-7} M .
- El pOH es menor que el pH.

Solución:

a) Falsa. El pH de una disolución acuosa de un ácido nunca puede ser básico, pues en el medio, aparece una concentración de iones H_3O^+ (moléculas de agua que aceptan el protón del ácido), que son los responsables de la acidez de la disolución y los que determinan el valor de su pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. Mientras mayor es la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ más bajo es el valor del pH.

b) Verdadera. El agua se autoioniza produciendo la misma cantidad de iones H_3O^+ que de iones OH^- . Cuando un ácido débil se disuelve en agua cede un protón produciendo un exceso de iones H_3O^+ respecto de los iones OH^- , es decir, restringe la autodisociación del agua disminuyendo la concentración de iones OH^- en la misma cantidad que aumenta la concentración de los iones H_3O^+ , manteniéndose la constancia del producto iónico del agua, es decir, $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$.

c) Verdadera. Por tratarse de un ácido y ceder, por ello, un protón al agua, la concentración de iones H_3O^+ en la disolución es superior a 10^{-7} M, pues a la correspondiente autodisociación del agua ($[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$) hay que sumarle la procedente de la aceptación del protón por parte de moléculas de agua, por lo que $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ M.

d) Falsa. Si el pH de una disolución ácida es inferior a 7, es obvio que el pOH, por ser muy inferior la concentración de iones OH^- respecto de la de H_3O^+ , ha de ser superior a 7, según se deduce de las respectivas definiciones: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ y $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$, por lo que, el pOH siempre ha de ser mayor que el pH. En efecto, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, luego, si $\text{pH} = 2$, $\text{pOH} = 12$.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- El permanganato de potasio reacciona con el amoníaco, en medio básico, obteniéndose nitrato de potasio, dióxido de manganeso, hidróxido de potasio y agua.

a) **Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón; (el MnO_2 no está disociado).**

b) **Calcula la cantidad de dióxido de manganeso (en gramos) que se obtendrá en la reacción completa de 150 g de una disolución de permanganato de potasio al 5 % en peso.**

DATOS: $A_r(\text{Mn}) = 54,9 \text{ u}$; $A_r(\text{K}) = 39,1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{MnO}_2) = 86,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) La reacción molecular es: $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$.

Semirreacción de oxidación: $\text{NH}_3 + 9 \text{OH}^- - 8 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O}$

Semirreacción de reducción: $\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$.

Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3, la de reducción por 8 y sumándolas para que se eliminen los electrones intercambiados, se obtiene la reacción iónica ajustada:

$$3 \text{NH}_3 + 27 \text{OH}^- - 24 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{NO}_3^- + 18 \text{H}_2\text{O}$$

$$8 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}_2\text{O} + 24 \text{e}^- \rightarrow 8 \text{MnO}_2 + 32 \text{OH}^-$$

$8 \text{MnO}_4^- + 3 \text{NH}_3 \rightarrow 8 \text{MnO}_2 + \text{NO}_3^- + 5 \text{OH}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$, y llevando los coeficientes a la ecuación molecular, ésta queda también ajustada.

$$8 \text{KMnO}_4 + 3 \text{NH}_3 \rightarrow 8 \text{MnO}_2 + 3 \text{KNO}_3 + 5 \text{KOH} + 2 \text{H}_2\text{O}$$

b) Los gramos de permanganato en los 150 gramos de disolución son: $\% = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \cdot 100$

$\Rightarrow 5 \% = \frac{\text{g KMnO}_4}{150 \text{ g disolución}} \cdot 100$ ~~g disolución~~ $\Rightarrow \text{g KMnO}_4 = \frac{5 \cdot 150}{100} = 7,5 \text{ g KMnO}_4$, siendo los moles

que corresponden a estos gramos: $n(\text{KMnO}_4) = 7,5 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ g KMnO}_4} = 0,0475 \text{ moles KMnO}_4$.

Como la estequiometría de la reacción indica que por cada 8 moles de KMnO_4 se producen 8 moles de MnO_2 , con los 0,0475 moles de KMnO_4 consumidos se formarán 0,0475 moles de MnO_2 , a los

que corresponde una masa de: $0,0475 \text{ moles MnO}_2 \cdot \frac{86,9 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 4,128 \text{ g de MnO}_2$.

Resultado: b) 4,128 g MnO_2 .

CUESTIÓN 1.- Las 3 primeras energías de ionización de un elemento químico son 738, 1450 y 7730 kJ · mol⁻¹. Sabiendo que se trata de un elemento perteneciente al tercer período del Sistema Periódico, indica razonadamente:

- A que grupo pertenece y su configuración electrónica.**
- Qué tipo de enlace formará con los elementos del grupo de los halógenos.**

Solución:

a) El valor tan elevado de la tercera energía de ionización, indica que el tercer electrón que se quiere arrancar se encuentra muy fuertemente retenido por el núcleo, lo que lleva a pensar que es uno de los electrones de la configuración electrónica ns²p⁶ (gas noble más próximo) del ión dipositivo formado. Esto indica que, por encontrarse el elemento en el tercer período, se trata del elemento alcalinotérreo magnesio, Mg, situado en el 2º grupo del sistema Periódico. Su configuración electrónica es: 1s² 2s² 2p⁶ 3s².

b) Por ser muy electropositivo forma fácilmente iones Mg²⁺, que con los iones Cl⁻ que forman los elementos del grupo de los halógenos, debido a su elevada electronegatividad, se unen mediante un enlace iónico (fuerzas electrostáticas que aparecen entre iones de distintas cargas).

CUESTIÓN 3.- Calcula la cantidad de níquel depositado (a partir de una disolución de Ni²⁺) en el cátodo de una celda electrolítica cuando se hace pasar una corriente de 0,246 amperios durante un tiempo de 3640 s.

DATOS: 1 F = 96500 C · mol⁻¹; A_r (Ni) = 58,7 u.

Solución:

$$M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masa de níquel que se deposita en la electrólisis se obtiene a partir de la ecuación de Faraday:

$$m = \frac{M(\text{Ni}) \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{58,7 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} \cdot 0,246 \text{ A} \cdot 3640 \cancel{\text{ s}}}{2 \cdot 96500 \cancel{\text{ C}} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}}} = 0,27 \text{ g de Ni.}$$

Resultado: 0,27 g Ni.