

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- En un recipiente de 1,5 L se introducen 3 moles de pentacloruro de fósforo (PCl₅). Cuando se alcanza el equilibrio a 390 K, el pentacloruro de fósforo se ha disociado un 60 % según el siguiente equilibrio: PCl₅ (g) ⇌ PCl₃ (g) + Cl₂ (g). Calcula:

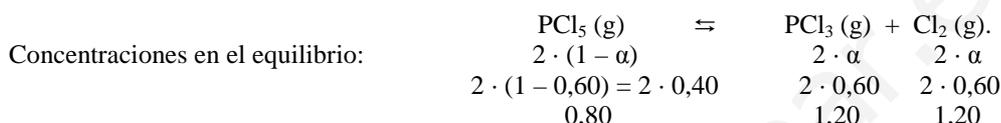
- a) Las concentraciones de cada una de las especies en equilibrio.
- b) El valor de K_c.
- c) El valor de K_p.

DATOS: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

a) La concentración inicial del PCl₅ es: $M = \frac{n \text{ moles}}{V \text{ litros}} = \frac{3 \text{ moles}}{1,5 \text{ L}} = 2 \text{ M}$.

En el equilibrio, conocido el grado de disociación, la concentración de cada especie es:



b) Sustituyendo las concentraciones anteriores en la constante de equilibrio y operando:

$$K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{1,20^2 \text{ M}^2}{0,80 \text{ M}} = 1,8 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) De la relación entre K_c y K_p se obtiene el valor de ésta sabiendo que Δn = 2 - 1 = 1:
 $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 1,8 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 390 \text{ K})^1 = 57,56 \text{ atm}$.

Resultado: a) [PCl₅] = 0,8 M; [PCl₃] = [Cl₂] = 1,2 M; b) K_c = 1,8 moles · L⁻¹; c) K_p = 57,56 atm.

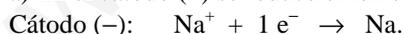
PROBLEMA 2.- Sabiendo que se hace pasar una corriente de 10 A durante 120 minutos sobre cloruro sódico fundido (NaCl) en una cuba electrolítica:

- a) Escribe las reacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo, así como la reacción global.
- b) Calcula la cantidad de sodio que se depositará en el cátodo.
- c) Calcula el volumen de cloro, medido a 720 mm Hg y 300 K, que se desprenderá en el ánodo.

DATOS: F = 96500 C; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹; 1 atm. = 760 mm Hg; A_r (Cl) = 35,5 u; A_r (Na) = 23 u

Solución:

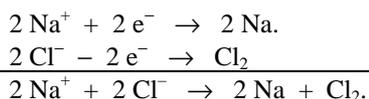
a) En el cátodo (-) se reduce el ión sodio, Na⁺, que se deposita en el electrodo.



En el ánodo (+) se oxida el ión cloruro, Cl⁻, a cloro molecular que se desprende.



Multiplicando por 2 la primera para igualar los electrones y sumándolas se obtiene la reacción global:



b) Aplicando la expresión deducida de las leyes de Faraday, se obtiene la masa de Na depositada en el cátodo:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s}}{1 \cdot 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 17,16 \text{ g}$$

c) Operando del mismo modo que en el apartado b), se tiene la masa de cloro que se desprende en el ánodo, que pasada a moles, despejando el volumen en la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo valores y operando, se obtiene el valor: $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{71 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} \cdot 10 \cdot \cancel{\text{A}} \cdot 7200 \cdot \cancel{\text{s}}}{2 \cdot 96500 \cancel{\text{C} \cdot \text{mol}^{-1}}} = 26,48 \text{ g}$,

a los que corresponden los moles: $26,48 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71 \text{ g}} = 0,37 \text{ moles}$, que ocupan el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,37 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \cancel{\text{K}^{-1}} \cdot 300 \cancel{\text{K}}}{720 \cancel{\text{mm Hg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{mm Hg}}}} = 9,6 \text{ L}.$$

Resultado: b) 17,16 g de Na; c) V = 9,6 L Cl₂.

PROBLEMA 3.- Un compuesto orgánico está formado únicamente por carbono, hidrógeno y oxígeno.

- a) **Determina su fórmula empírica si cuando se queman 1,5 g del mismo se obtienen 2,997 g de CO₂ y 1,227 g de H₂O.**
 b) **Establece su fórmula molecular si cuando se vaporizan 0,438 g de dicho compuesto, ocupan un volumen de 155 mL medidos a 100°C y 750 mm Hg.**

c) Formula y nombra un compuesto que se ajuste a esa fórmula molecular.

Datos: A_r (C) = 12 u; A_r (O) = 16 u; A_r (H) = 1 u; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

a) En la combustión del compuesto todo el carbono pasa a CO₂, todo el hidrógeno a H₂O, y el oxígeno, junto al atmosférico, a CO₂ y H₂O. Las masas de carbono e hidrógeno se obtienen de los gramos de CO₂ y H₂O, 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 CO₂ y H₂O, por las relaciones de equivalencia mol-gramos, número de moles de átomos-mol de moléculas de compuesto y gramos-mol:

$$2,997 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol átomos C}} = 0,817 \text{ g C};$$

$$1,227 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles átomos H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol átomos H}} = 0,136 \text{ g H}.$$

Los gramos de oxígeno son: $1,5 - 0,817 - 0,136 = 0,547 \text{ g}$.

Los moles de cada elemento, si son números enteros, son los subíndices de la fórmula del compuesto, y si son decimales se dividen por el menor de ellos para convertirlos en entero:

$$\text{C: } 0,817 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,068 \text{ moles}; \quad \text{H: } 0,136 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,136 \text{ moles};$$

$$\text{O: } 0,547 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,034 \text{ moles}.$$

$$\text{Dividiendo por el menor: C: } \frac{0,068}{0,034} = 2; \quad \text{H: } \frac{0,136}{0,034} = 4; \quad \text{O: } \frac{0,034}{0,034} = 1.$$

La fórmula empírica del compuesto es: C₂H₄O.

b) Para establecer la fórmula molecular del compuesto se determina, de la ecuación de estado de los gases ideales, su masa molar, y de la relación entre las masas molares de las fórmulas molecular y empírica el valor de n y la fórmula molecular del compuesto.

$$P \cdot V = \frac{\text{gramos}}{M(C_2H_4O)_n} \cdot R \cdot T \Rightarrow M(C_2H_4O)_n = \frac{0,438 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \cancel{\text{K}^{-1}} \cdot 373 \cancel{\text{K}}}{750 \cancel{\text{mm Hg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{mm Hg}}} \cdot 0,155 \text{ L}} = 88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La fórmula molecular del compuesto orgánico contiene n veces a la fórmula empírica (C₂H₄O)_n, y su masa molar es n veces mayor, es decir: $M [(C_2H_4O)_n] = n \cdot M(C_2H_4O)$.

Como la masa molar de la fórmula empírica es $M(C_2H_4O) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, y la de la fórmula molecular es $M(C_2H_4O)_n = 88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, el valor de n se obtiene despejándolo de la relación anterior, sustituyendo las variables por sus valores y operando:

$$M[(C_2H_4O)_n] = n \cdot M(C_2H_4O) \Rightarrow n = \frac{M[(C_2H_4O)_n]}{M(C_2H_4O)} = \frac{88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2.$$

La fórmula molecular del compuesto es, por tanto, $C_4H_8O_2$.

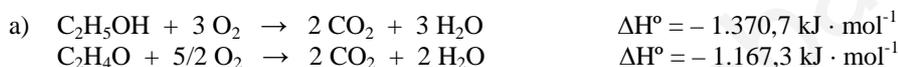
Resultado: a) C_2H_4O ; b) $C_4H_8O_2$.

OPCIÓN B

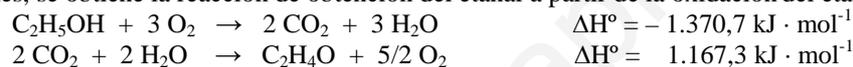
PROBLEMA 1.- Las entalpías de combustión del etanol (C_2H_5OH) y del etanal (C_2H_4O) son, respectivamente $-1.370,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $-1.167,30 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Escribe las reacciones de combustión del etanol y del etanal ajustadas.
- Calcula la variación de entalpía de la reacción de oxidación del etanol líquido en exceso de oxígeno para dar etanal y agua, ambos compuestos en estado líquido.
- ¿Cuál de las dos sustancias producirá más calor en el proceso de combustión?

Solución:



b) Invertiendo la ecuación de oxidación del etanal, cambiando el signo a su entalpía, y sumando las ecuaciones, se obtiene la reacción de obtención del etanal a partir de la oxidación del etanol:



c) Observando las entalpías desprendidas por mol de sustancia, es obvio que la combustión del etanol produce más calor que la del etanal.

Resultado: b) $\Delta H^\circ = -203,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

PROBLEMA 2.- Se añaden 14 g de amoníaco (NH_3) a la cantidad de agua necesaria para obtener 1000 mL de disolución, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$. Calcula:

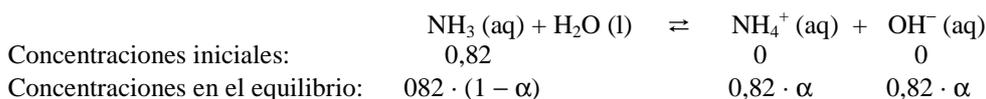
- El grado de disociación del amoníaco.
- El pH de la disolución resultante.

DATOS: $A_r(H) = 1 \text{ u}$; $A_r(N) = 14 \text{ u}$; $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

$$\text{a) La concentración de la disolución formada es: } M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{14 \text{ g}}{17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,82 \text{ M}.$$

Si el grado de disociación es α , tanto por uno de moles disociados, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:



Sustituyendo estas concentraciones en la constante de basicidad de la base:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,82^2 \cdot \alpha^2}{0,82 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha^2 + 1,3 \cdot \alpha - 1,3 = 0, \text{ que resuelta da para } \alpha \text{ el}$$

valor: $\alpha = 5,2 \cdot 10^{-3} = 0,52 \%$.

- El pH de la disolución se halla calculando el pOH de la misma y restándole a 14. Es decir:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 - (-\log 4,26 \cdot 10^{-3}) = 14 - 2,37 = 11,63.$$

Resultado: a) $\alpha = 0,52 \%$; b) $\text{pH} = 11,63$.

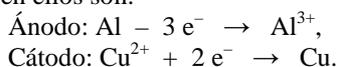
CUESTIÓN 3.- Los electrodos de una pila galvánica son de aluminio (Al) y cobre (Cu).

- Escribe las reacciones que se producen en cada electrodo, indicando cuál será el ánodo y cuál será el cátodo.**
- Calcula la fuerza electromotriz de la pila y escribe la notación de la misma.**
- Razona si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico. En caso afirmativo, escribe la reacción global correspondiente.**

DATOS: $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$.

Solución:

a) En toda pila galvánica el ánodo lo forma el electrodo con potencial estándar de reducción más negativo o menos positivo, en este caso el de aluminio, mientras que el cátodo lo constituye el electrodo con potencial de reducción estándar más positivo o menos negativo, el de cobre. Las semirreacciones que se producen en ellos son:



b) La Fuerza electromotriz de la pila se obtiene de la expresión: $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$ y sustituyendo valores y operando sale el valor: $E^\circ_{\text{pila}} = 0,34 \text{ V} + 1,67 \text{ V} = 2,01 \text{ V}$.

c) El aluminio es el que al contactarlo con ácido sulfúrico produce hidrógeno. La reacción que se produce es: $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$.