

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- El amoníaco arde con el oxígeno del aire en condiciones adecuadas y en presencia de catalizadores para dar monóxido de nitrógeno y agua.

- Ajusta la reacción de combustión.
- Determina el peso de oxígeno, en gramos, que se necesita para quemar 1 kg de amoníaco.
- Calcula el volumen de monóxido de nitrógeno obtenido a partir de las cantidades de reactivo del apartado b), medido en condiciones normales.

DATOS: $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) La reacción de combustión ajustada es: $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$.

b) Aplicando al kilogramo de amoníaco los correspondientes factores de conversión y relación molar $\text{O}_2\text{-NH}_3$ (5 a 4) que aparece en la ecuación química, se hallan los gramos de oxígeno necesarios:

$$1 \text{ kg NH}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g NH}_3}{1 \text{ kg NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{5 \text{ moles O}_2}{4 \text{ moles NH}_3} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 2.352,94 \text{ g de O}_2.$$

c) Por ser la reacción de combustión completa, se gasta el kg de NH_3 y los 2.352,94 g de O_2 . Al operar sobre el kg de NH_3 como en el apartado anterior, sustituyendo la relación molar $\text{O}_2\text{-NH}_3$ por esta otra NO-NH_3 (4 a 4), que es la que se pide, se obtienen los moles de NO, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales, despejando el volumen, sustituyendo las demás variables por sus valores y operando, sale el valor:

$$1 \text{ kg NH}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g NH}_3}{1 \text{ kg NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{4 \text{ moles NO}}{4 \text{ moles NH}_3} = 58,82 \text{ moles de NO, de donde se deduce}$$

que el volumen que ocupa a 0 °C y 1 atm de presión (condiciones normales) es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{58,82 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1.316,74 \text{ L}.$$

También se hubiese obtenido, más fácilmente, multiplicando los 58,82 moles de NO por 22,4 L, volumen que ocupa un mol de cualquier gas en condiciones normales.

Resultado: b) 2.352,94 g O_2 ; c) 1.316,74 L NO.

CUESTIÓN 3.- Calcula razonadamente las siguientes cuestiones:

- La masa de hierro presente en 0,0374 moles de Fe.
- La masa de plata presente en $2,01 \cdot 10^{22}$ átomos de Ag.
- La masa de un átomo de aluminio, sabiendo que su masa atómica es 27,0 uma.

DATOS: $A_r(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$; $A_r(\text{Ag}) = 107,90 \text{ u}$.

Solución:

a) Si la masa de un mol de hierro es 55,85 g, la de 0,0374 moles es:

$$0,0374 \text{ moles Fe} \cdot \frac{55,84 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 2,1 \text{ g de Fe}.$$

b) En 1 mol de plata hay $6,023 \cdot 10^{23}$, número de Avogadro N_A , de átomos y tiene una masa de 107,9 g, luego, $2,01 \cdot 10^{22}$ átomos de plata tienen una masa:

$$2,01 \cdot 10^{22} \text{ Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ Ag}} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 3,6 \text{ g de Ag}.$$

c) Un mol de aluminio contiene el número de Avogadro (N_A), $6,023 \cdot 10^{23}$, átomos de aluminio y tiene una masa de 27,0 g, por lo que un átomo de aluminio tiene una masa de:

$$1 \text{ átomo Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 4,33 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}.$$

Resultado: a) 2,1 g Fe; b) 3,6 g Ag; c) $4,33 \cdot 10^{-23}$ g.

PROBLEMA 1.- Para los compuestos iónicos:

- Define energía de red.
- Establece un ciclo de Born-Haber para la obtención de NaCl (s) a partir de Na (s) y Cl₂ (g) y, sabiendo que la ΔH_f° del cloruro sódico sólido es $-411 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcula la energía de red, $\Delta H_{\text{red}}^\circ$.

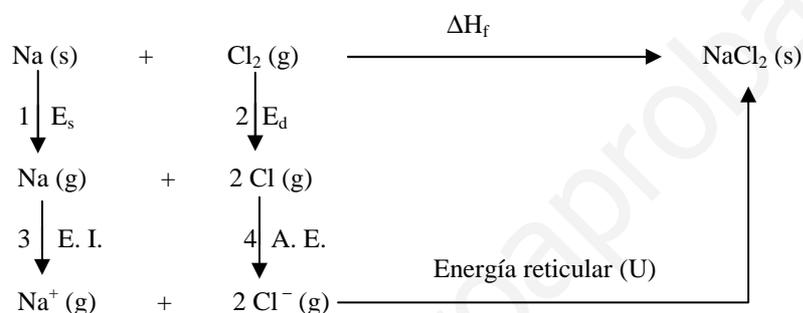
DATOS: $\Delta H_1^\circ = \Delta H^\circ_{\text{sublimación}}(\text{Na}) = 107 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_2^\circ = \Delta H^\circ_{\text{disociación}}(\text{Cl}_2) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_3^\circ = \text{energía de ionización}(\text{Na}) = 496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_4^\circ = \text{Afinidad electrónica}(\text{Cl}) = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) Energía de red o reticular es la que se desprende en la formación de un mol de compuesto iónico a partir de sus iones en estado gaseoso. Su valor se obtiene de la expresión:

$U = -N_A \cdot A \cdot \frac{Z_c \cdot Z_a \cdot e^2}{r_0} \cdot \left(1 - \frac{1}{n}\right)$, de donde se deduce que es directamente proporcional a las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica.

b)



La energía reticular se obtiene despejándola de la ecuación:

$$\Delta H_f = E_s + E. I. + E_d + A. E. + U \Rightarrow U = \Delta H_f - (E_s + E. I. + E_d + A. E.)$$

$$\Rightarrow U = -411 - 107 - 496 - 244 + 349 = -912 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Resultado: b) $U = -909 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

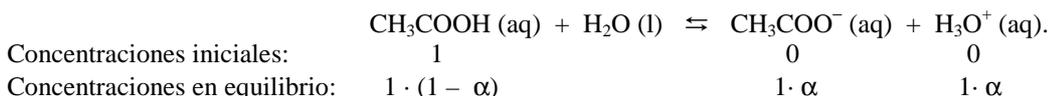
OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- El ácido clorhídrico es un ácido fuerte y el acético, CH₃ - COOH, es un ácido débil con una constante de disociación igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Calcula el grado de disociación (en %) de una disolución 1 M de cada ácido.
- Calcula el grado de disociación (en %) de una disolución 10^{-2} M de cada ácido.

Solución:

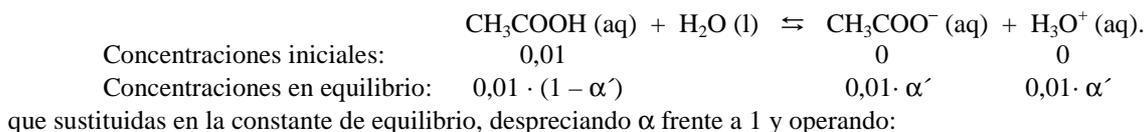
a) Una disolución de HCl, sea cual sea su concentración, siempre se encuentra ionizada el 100 % por tratarse de un ácido muy fuerte, mientras que el grado de disociación de un ácido débil como es el acético depende de la concentración de la disolución del ácido. En efecto, si α es el grado de disociación, las concentraciones iniciales y en el equilibrio de las distintas especies son:



que sustituidas en la constante de equilibrio, despreciando α frente a 1 y operando:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{1^2 \cdot \alpha^2}{1 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{1}} = 0,00424 = 0,424 \%$$

b) Para una disolución de HCl 0,1 M, su grado de disociación, como se expuso en el apartado a) es del 100 %, mientras que para una disolución de ácido acético 0,01 M, operando como en el apartado anterior, se obtiene para el grado de disociación:



que sustituidas en la constante de equilibrio, despreciando α frente a 1 y operando:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,01^2 \cdot \alpha'^2}{0,01 \cdot (1 - \alpha')} \Rightarrow \alpha' = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,01}} = 0,0018 = 0,18 \%, \text{ que}$$

como puede comprobarse es menor que el del caso anterior, es decir, para disoluciones diluidas de un ácido débil, el grado de disociación del ácido disminuye con la dilución.

Resultado: a) α (HCl) = $\alpha' = 100 \%$; α (CH₃COOH) = 0,424 %; b) α' (CH₃COOH) = 0,18 %.

CUESTIÓN 3.- El azufre monoclinico sólido es una variedad alotrópica que está constituida por asociación de moléculas de octoazufre, S₈. Si la densidad del azufre monoclinico, a 20 °C, es de 1,95 g · mL⁻¹, determina:

- El número de moles que hay en un cristal de 0,5 mm³ de volumen.
- El número de átomos que existe en ese cristal.
- El número de moles de oxígeno que se necesitarían para quemar el cristal y obtener dióxido de azufre.

DATOS: A_r (S) = 32 u.

Solución:

a) Aplicando a los 5 mm³ los correspondientes factores de conversión, multiplicando el volumen obtenido (en litros) por la densidad y convirtiendo los gramos en moles, se resuelve este apartado:

$$5 \text{ mm}^3 \text{ S}_8 \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ S}_8}{10^3 \text{ mm}^3 \text{ S}_8} \cdot \frac{1 \text{ mL S}_8}{1 \text{ cm}^3 \text{ S}_8} \cdot 1,95 \frac{\text{g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol S}_8}{256 \text{ g S}_8} = 3,8 \cdot 10^{-5} \text{ moles de S}_8.$$

b) Una molécula de azufre monoclinico contiene 8 átomos de azufre, un mol de azufre 6,023 · 10²³ moléculas, luego el número de átomos de azufre en 3,8 · 10⁻⁵ moles de azufre monoclinico es:

$$3,8 \cdot 10^{-5} \text{ moles S}_8 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas S}_8}{1 \text{ mol S}_8} \cdot \frac{8 \text{ átomos S}}{1 \text{ molécula S}_8} = 1,83 \cdot 10^{20} \text{ átomos S.}$$

c) La ecuación de la reacción de combustión ajustada es: S₈ + 8 O₂ → 8 SO₂, y de ella se deduce que por cada mol de azufre monoclinico, S₈, se consumen 8 moles de moléculas de oxígeno, luego

de los 3,8 · 10⁻⁵ moles, se obtendrán: $3,8 \cdot 10^{-5} \text{ moles S}_8 \cdot \frac{8 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol S}_8} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ moles de O}_2.$

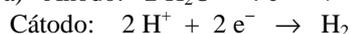
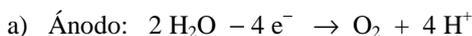
Resultado: a) 3,8 · 10⁻⁵ moles S₈; b) 1,83 · 10²⁰ átomos S; c) 3 · 10⁻⁴ moles O₂.

PROBLEMA 2.- En el proceso electrolítico de una disolución acuosa ácida se producen hidrógeno y oxígeno.

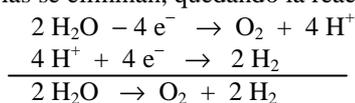
- Establece ajustadas las semirreacciones de oxidación y de reducción, señalando el electrodo en el que se producen y la reacción global del proceso.
- Calcula la cantidad de oxígeno, en g, que se forma cuando una corriente de 1,5 amperios pasa durante 5 h a través de la celda electrolítica.
- Calcula el volumen de hidrógeno obtenido durante el mismo proceso, en condiciones estándar.

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

Solución:



Multiplicando por 2 la semirreacción catódica se igualan los electrones intercambiados y al sumarlas se eliminan, quedando la reacción global ajustada:



b) En el ánodo, polo positivo, se produce la oxidación del oxígeno según la semirreacción:

$2 \text{H}_2\text{O} - 4 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$, siendo la masa de oxígeno desprendido, para la intensidad de corriente y tiempo que circula por la disolución: $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{32 \text{ g} \cdot 1,5 \text{ A} \cdot 18.000 \text{ s}}{4 \cdot 96500 \text{ C}} = 2,24 \text{ g}$.

c) En el cátodo, polo negativo, se produce la reducción del protón según la semirreacción:

$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$, siendo la masa que se desprende:

$m_{\text{H}_2} = \frac{M(\text{H}_2) \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{2 \text{ g} \cdot 1,5 \text{ A} \cdot 18.000 \text{ s}}{2 \cdot 96500 \text{ C}} = 0,28 \text{ g}$, y utilizando la ecuación de estado de los

gases ideales se calcula el volumen pedido:

$$P \cdot V = \frac{a}{M(\text{H}_2)} \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{a \cdot R \cdot T}{M(\text{H}_2) \cdot P} = \frac{0,28 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ atm}} = 3,42 \text{ L}$$

Resultado: b) 2,24 g O₂; c) 3,42 mL H₂.