

FUNDAMENTOS QUÍMICOS DE LA INGENIERÍA (mecánicos)- Septiembre 2018 - Reserva

Problema (3,5 puntos)

Considerando que los siguientes combustibles están compuestos exclusivamente por un único componente:

- 1) Gasolina= hexano; II) Carbón = carbono; III) Gas natural = metano
- Calcular la cantidad de energía (kJ) que producirá cada uno de estos combustibles cuando se queman.
 - Calcular los moles de dióxido de carbono que generan por kilogramo de combustible quemado.
 - Calcular los kilogramos de cada uno de estos combustibles que serán necesarios para producir cada uno de ellos la misma cantidad de energía (-2000 kJ), indicar cuál generará más cantidad de dióxido de carbono en este caso.
- Datos: masas atómicas: C=12; O=16; H=1; ΔH_f° (dióxido de carbono) = -394 kJ/mol; ΔH_f° (metano) = -75 kJ/mol; ΔH_f° (hexano) = -225 kJ/mol; ΔH_f° (H₂O) = -286 kJ/mol

Cuestiones (1 punto cada una)

- Cuando se disuelven 17 g de fluoruro bórico en un litro de agua, la disolución resultante congela a -0,4°C. Calcular el factor de corrección de Van't Hoff correspondiente al fluoruro bórico.
Datos: masas atómicas: Ba= 137,3; F= 19; Kc(H₂O) = 1,86 °C/m
- Conocidos los valores del producto de solubilidad del hidróxido de magnesio (3,4·10⁻¹⁰) y la constante de ionización del hidróxido de amonio (K_b = 1,75·10⁻⁵), calcular cuántos gramos de iones magnesio pueden encontrarse disueltos como hidróxido en un litro de hidróxido amónico 0,2 N y determinar el pH de la disolución.
- Una pila se encuentra formada por dos electrodos A y B constituidos por dos metales bivalentes sumergidos en dos recipientes conteniendo dos disoluciones 0,02 M y 3 N de los nitratos de sus cationes correspondientes y unidos por un puente salino. Escribir el esquema de la pila, indicar qué papel desempeña el puente salino, señalar el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo, la dirección en la que fluyen los electrones y las concentraciones de las especies iónicas cuando se agote la pila.
Datos: E° (A²⁺/A) = -0,4 V; E° (B²⁺/B) = +0,34 V
- Dada la siguiente ecuación redox sin ajustar:
 $\text{KMnO}_4 + \text{Fe}(\text{SO}_4) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Ajustar la ecuación por el método del ion-electrón y calcular los moles de permanganato potásico que serán necesarios para oxidar 2,30 g de sulfato de hierro (II).
Datos: masas atómicas: Fe=55,8; S=32; O= 16; Mn=54,9; K=39,1; H= 1
- Escribir la fórmula desarrollada del compuesto de fórmula molecular C₂H₄ClF e indicar sus posibles isómeros. Nombrar dicho compuesto y sus isómeros.

Tema (1,5 puntos)

El hierro y sus compuestos: Metalurgia del hierro

SOLUCIONES

Problema

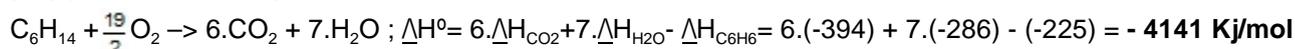
Considerando que los siguientes combustibles están compuestos exclusivamente por un único componente:

- 1) Gasolina= hexano; II) Carbón = carbono; III) Gas natural = metano
- Calcular la cantidad de energía (kJ) que producirá cada uno de estos combustibles cuando se queman.
 - Calcular los moles de dióxido de carbono que generan por kilogramo de combustible quemado.
 - Calcular los kilogramos de cada uno de estos combustibles que serán necesarios para producir cada uno de ellos la misma cantidad de energía (-2000 kJ), indicar cuál generará más cantidad de dióxido de carbono en este caso.
- Datos: masas atómicas: C=12; O=16; H=1; ΔH_f° (dióxido de carbono) = -394 kJ/mol; ΔH_f° (metano) = -75 kJ/mol; ΔH_f° (hexano) = -225 kJ/mol; ΔH_f° (H₂O) = -286 kJ/mol

RESOLUCIÓN

Las reacciones de combustión de esos tres combustibles son:

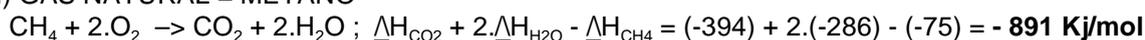
I) GASOLINA = HEXANO



II) CARBÓN

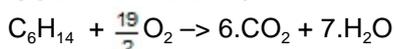


III) GAS NATURAL = METANO



Los moles generados por cada Kg de combustible quemado se calcula partiendo de la estequiometría de las correspondientes reacciones de combustión:

I) GASOLINA = HEXANO

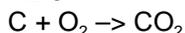


86 g----- 6 mol

1000 g----- x

$$X = \frac{6.1000}{86} = 69,77 \text{ moles de CO}_2 \text{ por cada Kg de gasolina}$$

II) CARBÓN



12 g ----- 1 mol

1000 g ----- x

$$X = \frac{1000}{12} = 83,33 \text{ moles de CO}_2 \text{ por cada Kg de carbón}$$

III) GAS NATURAL = METANO



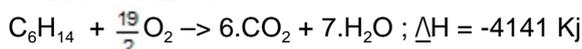
16 g ----- 1 mol

1000 g ----- x

$$X = \frac{1000}{16} = 62,50 \text{ moles de CO}_2 \text{ por cada Kg de gas natural}$$

Para producir 2000 kJ de energía, las cantidades necesarias de los tres combustibles son:

I) GASOLINA = HEXANO

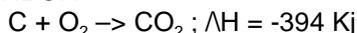


86 g----- -4141 Kj

X ----- -2000

$$X = \frac{86.2000}{4141} = 41,53 \text{ g de gasolina}$$

II) CARBÓN

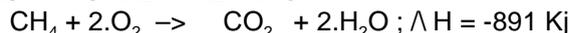


12 g ----- -394 Kj

x ----- -2000

$$X = \frac{12.2000}{394} = 60,91 \text{ g de carbón}$$

III) GAS NATURAL = METANO



16 g ----- -891 Kj

x ----- -2000

$$X = \frac{16.2000}{891} = 35,91 \text{ g de gas natural}$$

Cuestiones (1 punto cada una)

1. Cuando se disuelven 17 g de fluoruro bórico en un litro de agua, la disolución resultante congela a una temperatura de $-0,4^\circ\text{C}$. Calcular el factor de corrección de Van't Hoff correspondiente al fluoruro bórico.

Datos: masas atómicas: Ba= 137,3; F= 19; $K_c(\text{H}_2\text{O}) = 1,86^\circ\text{C/m}$

RESOLUCIÓN

El descenso crioscópico de una disolución de un electrolito es mayor que si se tratara de una sustancia "no electrolito" debido a la disociación del mismo, que hace que en la disolución existan mayor número de "unidades". El llamado FACTOR DE VANT'HOFF (i) es un factor de corrección que tiene en cuenta estas características y es siempre mayor de la unidad, y corresponde a la relación entre el valor real y el teórico.

Para el descenso crioscópico, que es lo que nos concierne, es: $i = \frac{\Delta T_{\text{REAL}}}{\Delta T_{\text{TEORICO}}}$

El valor teórico se calcula mediante la expresión de la crioscopía: $\Delta T_{\text{TEORICO}} = - K \cdot m$

$$\Delta T_{\text{TEORICO}} = K \cdot \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}} = 1,86 \cdot \frac{17}{175,31} = 0,18 \text{ . Por tanto, el Factor de Vant'Hoff es: } i = \frac{0,40}{0,18} = 2,22$$

2. Conocidos los valores del producto de solubilidad del hidróxido de magnesio ($3,4 \cdot 10^{-10}$) y la constante de ionización del hidróxido de amonio ($K_b = 1,75 \cdot 10^{-5}$), calcular cuántos gramos de iones magnesio pueden encontrarse disueltos como hidróxido en un litro de hidróxido amónico 0,2 N y determinar el pH de la disolución.

RESOLUCIÓN

La disociación del hidróxido de amonio (base débil) nos proporcionará la concentración de iones OH^- , y por tanto el pH, en la que hemos de tener en cuenta que al tener 1 OH^- su Molaridad = Normalidad y es 0,2 M, así:

	NH_4OH	\rightleftharpoons	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-
Inicial	0,2		--	--
En equilibrio	$0,2 - x$		x	x

$$K_d = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} \implies 1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,2 - x}$$

donde podemos hacer $(0,2 - x) \approx 0,2$, y así: $0,2 \cdot 1,75 \cdot 10^{-5} = x^2$; $x = 1,87 \cdot 10^{-3}$
(Esta aproximación puede hacerse ya que K_d es muy pequeña)

De donde: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 1,87 \cdot 10^{-3} = 2,73$; $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,73$; **pH = 11,27**

Para calcular la concentración de iones magnesio que puede haber en disolución, hemos de tener en cuenta su producto de solubilidad, en la cual, la concentración de iones OH^- es la procedente de la disociación del hidróxido de amonio, es decir: $[\text{OH}^-] = 1,87 \cdot 10^{-3}$

	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	\rightleftharpoons	$\text{Mg}^{2+} +$	$2 \cdot \text{OH}^-$
Inicial	c		--	$1,87 \cdot 10^{-3}$
En equilibrio	$c - x$		x	$1,87 \cdot 10^{-3} + 2x$

$$K_{Ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 \implies 3,4 \cdot 10^{-10} = x \cdot (1,87 \cdot 10^{-3} + 2x)^2$$

donde podemos hacer $(1,87 \cdot 10^{-3} + 2x) \approx 1,87 \cdot 10^{-3}$, y nos queda:
 $3,4 \cdot 10^{-10} = x \cdot (1,87 \cdot 10^{-3})^2$; $x = [\text{Mg}^{2+}] = 9,72 \cdot 10^{-5}$

(Esta aproximación: $(1,87 \cdot 10^{-3} + 2x) \approx 1,87 \cdot 10^{-3}$ puede hacerse debido a que el P_s es muy pequeño)

Teniendo la concentración de los iones Mg^{2+} , calculamos a cuántos gramos equivalen teniendo en cuenta

la expresión de la Molaridad: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_m_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLVENTE}}}$; $g_{\text{SOLUTO}} = 9,72 \cdot 10^{-5} \cdot 24 = 2,33 \cdot 10^{-3}$ g de Mg^{2+} por litro

3. Una pila se encuentra formada por dos electrodos A y B constituidos por dos metales bivalentes sumergidos en dos recipientes conteniendo dos disoluciones 0,02 M y 3 N de los nitratos de sus cationes correspondientes y unidos por un puente salino. Escribir el esquema de la pila, indicar qué papel desempeña el puente salino, señalar el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo, la dirección en la que fluyen los electrones y las concentraciones de las especies iónicas cuando se agote la pila.

Datos: $E^0(\text{A}^{2+}/\text{A}) = -0,4 \text{ V}$; $E^0(\text{B}^{2+}/\text{B}) = +0,34 \text{ V}$

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{A}^0 + \text{B}^{2+} \longrightarrow \text{A}^{2+} + \text{B}^0$,

y la pila será: $\text{A}^0/\text{A}^{2+} // \text{B}^{2+}/\text{B}^0$.

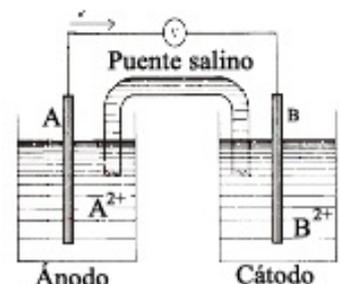
Las concentraciones iniciales de ambos iones son: $\text{A}^{2+} = 0,02 \text{ M}$

$$\text{B}^{2+} = 3 \text{ N} = 1,5 \text{ M}$$

- Ánodo: $\text{A}^0/\text{A}^{2+} (0,02 \text{ M})$

- Cátodo: $\text{B}^{2+} (1,5 \text{ M})/\text{B}^0$

Los electrones fluyen del ánodo al cátodo



- El **PUENTE SALINO** Es un tubo que une ambas semipilas lleno de una sustancia porosa embebida de una disolución de un electrolito, o bien un tabique poroso, para permitir el paso de iones de una semipila a otra y evitar que se polaricen.

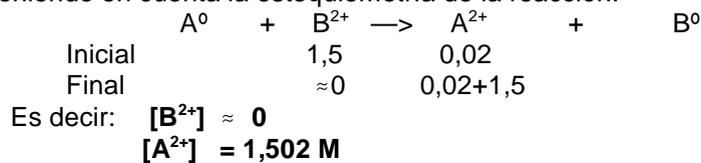
El potencial viene dado por la ecuación de Nernst: $E = \sum E^0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln K_c$;

$$E = E^0_{\text{B}^{2+}/\text{B}^0} - E^0_{\text{A}^{2+}/\text{A}^0} - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln \frac{[\text{A}^{2+}]}{[\text{B}^{2+}]}$$

que inicialmente será: $E = 0,34 + 0,4 - \frac{8,31 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \ln \frac{0,02}{1,5}$

$$E = 0,74 + 0,055 = +0,795 \text{ V}$$

La pila se agotará cuando se agote alguno de los reactivos: el metal A o bien el ion B^{2+} , y dado que solamente está en disolución el ion B^{2+} , será éste el que se agote (Del metal A nos dicen que es un trozo del mismo sumergido en la disolución, por lo que se supone que hay suficiente para que no se agote, por lo que teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:



4. Dada la siguiente ecuación redox sin ajustar:

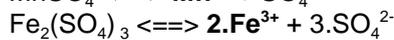
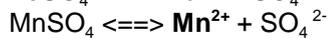
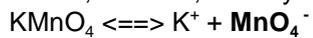


Ajustar la ecuación por el método del ion-electrón y calcular los moles de permanganato potásico que serán necesarios para oxidar 2,30 g de sulfato de hierro (II).

Datos: masas atómicas: Fe=55,8; S=32; O= 16; Mn=54,9; K=39,1; H= 1

RESOLUCIÓN

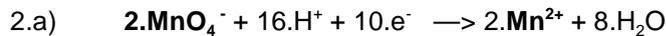
Los iones que intervienen son aquellos en los que se encuentran los elementos que cambian sus valencias, es decir, el Mn y el Fe



Es decir: a) $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$, que ajustada es: $MnO_4^- + 8.H^+ + 5.e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4.H_2O$

b) $Fe^{2+} \rightarrow 2.Fe^{3+}$, la cual ajustada es: $2.Fe^{2+} \rightarrow 2.Fe^{3+} + 2.e^-$

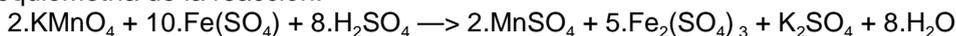
Para ajustar el nº de electrones ganados y perdidos, multiplicamos la a) por 2 y la b) por 5, y queda:



Al sumarlas: $2.MnO_4^- + 16.H^+ + 10.Fe^{2+} \rightarrow 10.Fe^{3+} + 2.Mn^{2+} + 8.H_2O$ que es la reacción iónica. Al trasladar estos coeficientes a la reacción total, nos quedará completamente ajustada:



La cantidad de permanganato necesaria para oxidar 2,30 g de sulfato de hierro(II) la obtenemos mediante la estequiometría de la reacción:



2.158 ---- 10.151,8

$$X \text{ ----- } 2,30 \quad x = \frac{2,30 \cdot 2.158}{10.151,8} = 0,48 \text{ g de } KMnO_4$$

5. Escribir la fórmula desarrollada del compuesto de fórmula molecular C_2H_4ClF e indicar sus posibles isómeros. Nombrar dicho compuesto y sus isómeros.

RESOLUCIÓN

1- $FCH_2 - CH_2Cl$ 1-fluoro-2-cloroetano

2- $FCICH - CH_3$ 1-fluoro-1-cloroetano

Tema (1,5 puntos)

El hierro y sus compuestos: Metalurgia del hierro

Ver página 472 y siguientes del texto recomendado

Texto recomendado: QUÍMICA APLICADA A LA INGENIERÍA. Caselles, M.J., Gómez, M.R., Molero, M. y Sardá, J. Ed, UNED. Madrid (2015)