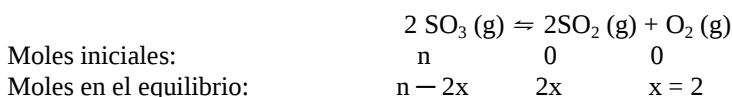


PROBLEMA 1.- Se coloca cierta cantidad de SO_3 en un matraz de 0,80 L. A cierta temperatura se establece el equilibrio de disociación: $2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$. Se comprueba que en el equilibrio hay 2 moles de O_2 . Si K_c es 0,22 M a la temperatura de la experiencia:

- Calcula las concentraciones de las sustancias presentes en el equilibrio.
- Calcula el grado de disociación del SO_3 .

Solución:

a) Si en el equilibrio hay 2 moles de O_2 , hay $2 \cdot 2 = 4$ moles de SO_2 . Luego, si son n los moles de SO_3 que se introducen en el reactor y x los moles de disociación, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:



Los moles de cada especie en el equilibrio son:

$n(\text{O}_2) = 2$ moles; $n(\text{SO}_2) = 4$ moles; $n(\text{SO}_3) = n - 4$ moles.

La concentración de cada especie en el equilibrio es:

$$[\text{SO}_3] = \frac{n - 4 \text{ moles}}{0,8 \text{ L}} \text{ M}; \quad [\text{O}_2] = \frac{2 \text{ moles}}{0,8 \text{ L}} = 2,5 \text{ M}; \quad [\text{SO}_2] = \frac{4 \text{ moles}}{0,8 \text{ L}} = 5 \text{ M}.$$

Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio y operando, se obtiene el valor de n :

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}, \text{ de donde, } 0,22 = \frac{5^2 \cdot 2,5}{\frac{n-4}{0,8}} = \frac{5^2 \cdot 2,5 \cdot 0,8^2}{(n-4)^2} \text{ que preparada proporciona la ecuación de}$$

segundo grado: $n^2 - 8n - 24 = 0$, que resuelta da para n el valor 10,325, luego, los moles de SO_3 en el equilibrio son: $n(\text{SO}_3) = 10,325 \text{ moles} - 4 \text{ moles} = 6,325 \text{ moles}$, y su concentración:

$$[\text{SO}_3] = \frac{6,325 \text{ moles}}{0,8 \text{ L}} = 7,9 \text{ M. La concentración de las otras especies en el equilibrio es}$$

$$[\text{SO}_2] = \frac{4 \text{ moles}}{0,8 \text{ L}} = 5 \text{ M}; \quad [\text{O}_2] = \frac{2 \text{ moles}}{0,8 \text{ L}} = 2,5 \text{ M}.$$

$$\text{b) } \alpha = \frac{6,325 \text{ moles}}{10,325 \text{ moles}} = 0,613 = 61,3 \, \%.$$

Resultado: a) $[\text{SO}_3] = 7,9 \text{ M}$; $[\text{SO}_2] = 5 \text{ M}$; $[\text{O}_2] = 2,5 \text{ M}$; b) $\alpha = 61,3 \, \%$.

PROBLEMA 2.- Para el siguiente proceso redox:



a) Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción. Señala claramente cuál es el oxidante y el reductor.

b) Ajusta las ecuaciones iónica y molecular por el método del ión-electrón.

c) Calcula los gramos de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ necesarios para obtener 60 g de I_2 si el rendimiento de la reacción es del 50%.

DATOS: $A_r(\text{K}) = 39,1$; $A_r(\text{Cr}) = 52$; $A_r(\text{H}) = 1,0$; $A_r(\text{O}) = 16,0$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{I}) = 126,9$.

Solución:

a) Las semirreacciones de óxido-reducción que se producen son:

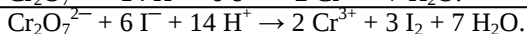
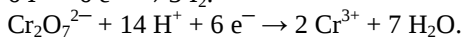
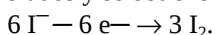
Semirreacción de oxidación: $2 \text{I}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$;

Semirreacción de reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$.

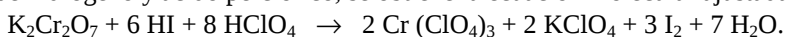
Especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra, reduciéndose ella. En esta reacción es el dicromato potásico, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Especie reductora es la que reduce a otra, oxidándose ella. Es el yoduro de hidrógeno, HI.

b) Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 y sumándolas, se eliminan los electrones intercambiados y se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Completando la ecuación iónica con las sustancias que faltan, repartiendo los protones entre el yoduro de hidrógeno y ácido perclórico, se obtiene la ecuación molecular ajustada:



c) La estequiometría de la reacción es 1 a 3, es decir, 1 mol de dicromato producen 3 moles de yodo molecular. Determinando los moles de I_2 que se quieren obtener, se obtienen los de dicromato que se necesitan para el rendimiento indicado:

$$\text{Moles de } \text{I}_2: \frac{60 \text{ g}}{126,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,473 \text{ moles, necesitándose de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ los moles:}$$

$$\frac{0,473}{3} = 0,158 \text{ moles, cuya masa es: } 0,158 \text{ moles} \cdot 294,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 46,48 \text{ g}$$

Resultado: c) 46,48 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

PREGUNTA 3.- Sabiendo que los potenciales de reducción del hierro y del cobalto en condiciones estándar son $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28 \text{ V}$:

a) Calcula el potencial estándar de la pila que podría formarse con ellos. Indica razonadamente cuál sería el ánodo y cuál el cátodo.

b) Escribe las reacciones que tendrían lugar en el ánodo y en el cátodo, así como la reacción global de la pila.

c) Escribe la notación de la pila.

Solución:

a) El potencial estándar de la pila que puede formarse es:

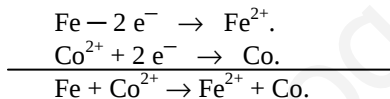
$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = -0,28 \text{ V} - (-0,44 \text{ V}) = 0,16 \text{ V}$, que al ser positivo indica que la pila es correcta, es decir, se puede formar.

El ánodo es el par cuyo potencial es el de menor valor, es decir, el más negativo, el Fe, mientras que el cátodo lo constituye el par cuyo potencial estándar de reducción es el de mayor valor, es decir, el menos negativo, el Co .

b) En el ánodo se produce la semirreacción de oxidación: $\text{Fe} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.

En el cátodo la semirreacción de reducción: $\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}$.

Sumando ambas semirreacciones se eliminan los electrones y se obtiene la reacción global ajustada:



c) La notación de la pila es: $-\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} 1 \text{ M} \mid \mid \text{Co}^{2+} 1 \text{ M} \mid \text{Co} +$.

PROBLEMA 4.- Se dispone de dos disoluciones, una de HCl 0,1 M y otra de NaOH 0,05 M

a) Calcula el pH de cada una de ellas.

b) ¿Qué pH tendrá la mezcla de 500 mL de cada una de las disoluciones?

c) Calcula el volumen de disolución de NaOH que hay que añadir a 100 mL de la de HCl para neutralizarla.

Solución:

a) Por ser disoluciones de ácido y base muy fuertes, se encuentran totalmente ionizados, por lo que la concentración de iones oxonios e hidróxidos de cada una de las disoluciones, son las mismas que la del ácido y base, es decir, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$ y $[\text{OH}^-] = 0,05 \text{ M}$.

El pH de cada disolución es: $\text{pH}(\text{HCl}) = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,1 = 1$.

$\text{pH}(\text{NaOH}) = 14 - \text{pOH} = 14 - \log [\text{OH}^-] = 14 - \log 0,05 = 14 - 1,3 = 12,7$.

b) Los moles de ácido y base empleados en la mezcla son:

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,05 \text{ moles}$;

$n(\text{NaOH}) = M' \cdot V' = 0,05 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,025 \text{ moles}$.

Como hay un exceso de moles de ácido, concretamente 0,025 moles, el pH de la nueva disolución con volumen de 1 L es: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,025 = 1,6$.

c) La reacción de neutralización indica que un mol de ácido reacciona con un mol de base:
 $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Los moles de HCl utilizados son: $n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ moles}$, que son los moles de NaOH que reaccionan con el HCl, para neutralizarlo, siendo el volumen de disolución en el que se encuentran disueltos:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{molaridad}} = \frac{0,01 \text{ moles}}{0,05 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ mL}.$$

Resultado: a) pH (HCl) = 1; pH (NaOH) = 12,7; b) pH = 1,6; c) V (NaOH) = 200 mL.

PROBLEMA 5.- El grado de disociación de una disolución de ácido acético en agua es del 2,53%.

a) Escribe la ecuación de disociación del ácido acético.

b) Calcula la concentración inicial de ácido acético antes de disociarse.

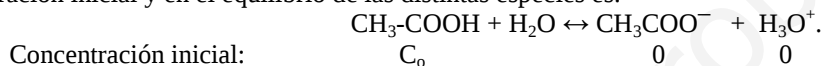
c) Calcula el pH de la disolución resultante.

DATO: $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

a) La ecuación de disociación del ácido acético es: $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

b) Llamando C_0 la concentración inicial del ácido, si se disocia el 2,53 % = 0,0253 M, la concentración inicial y en el equilibrio de las distintas especies es:



Concentración inicial: C_0 $C_0 \cdot (1 - 0,0253)$ $0,0253C_0$ $0,0253C_0$

Llevando las concentraciones a la constante de equilibrio K_c y operando se halla el valor de C_0 :

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{0,0253^2 C_0}{1 - 0,0253} \Rightarrow C_0 = \frac{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 0,975}{0,0253^2} = 0,027 \text{ M}.$$

c) La concentración de iones oxonios en el equilibrio es:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0253 \cdot 0,027 = 6,8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, y el pH de la disolución es:

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 6,8 \cdot 10^{-4} = 4 - \log 6,8 = 4 - 0,83 = 3,17$.

Resultado: b) $[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 0,027 \text{ M}$; c) pH = 3,17.

CUESTIÓN 6.- Sean las moléculas CH_4 , CO_2 y NO_3^- :

a) Deduce la estructura de Lewis de cada una de ellas.

b) Describe la geometría de estas moléculas usando la teoría de repulsión de pares de electrones, indicando la hibridación del átomo central.

c) Indica el tipo de enlaces σ / π que se dan en estas moléculas.

d) Comenta la polaridad de cada molécula.

Solución:

a) Para determinar las estructuras de Lewis y la geometría de cada una de las especies químicas propuestas, hay que determinar los siguientes números:

Número total de electrones de valencia, **n**, suponiendo que todos los átomos adquieren configuración de gas noble.

Número total de electrones de valencia, **v**, de los átomos de la especie química.

Número de electrones compartidos, **c**, obtenido al restar **n** y **v**.

Número de electrones libres o no compartidos, **s**, restando **c** de **v**.

Para la molécula CH_4 , los valores de **n**, **v**, **c** y **s** son:

$$\mathbf{n} = 8 \text{ e}^- (1 \text{ C}) + 4 \cdot 2 \text{ e}^- (4 \text{ H}) = 16 \text{ e}^-; \quad \mathbf{v} = 4 \text{ e}^- (1 \text{ C}) + 4 \cdot 1 \text{ e}^- (4 \text{ H}) = 8 \text{ e}^-.$$

$$\mathbf{c} = \mathbf{n} - \mathbf{v} = 16 \text{ e}^- - 8 \text{ e}^- = 8 \text{ e}^- = 4 \text{ pares e}^-; \quad \mathbf{s} = \mathbf{v} - \mathbf{c} = 8 \text{ e}^- - 8 \text{ e}^- = 0 \text{ pares e}^-.$$

Para la molécula CO_2 , **n**, **v**, **c** y **s** valen:

$$\mathbf{n} = 8 \text{ e}^- (1 \text{ C}) + 2 \cdot 8 \text{ e}^- (2 \text{ O}) = 24 \text{ e}^-; \quad \mathbf{v} = 4 \text{ e}^- (1 \text{ C}) + 2 \cdot 6 \text{ e}^- (2 \text{ O}) = 16 \text{ e}^-.$$

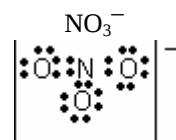
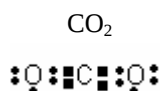
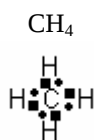
$$\mathbf{c} = \mathbf{n} - \mathbf{v} = 24 \text{ e}^- - 16 \text{ e}^- = 8 \text{ e}^- = 4 \text{ pares e}^-; \quad \mathbf{s} = \mathbf{v} - \mathbf{c} = 16 \text{ e}^- - 8 \text{ e}^- = 8 \text{ e}^- = 4 \text{ pares e}^-.$$

Para el anión NO_3^- , los números **n**, **v**, **c** y **s** tienen los valores:

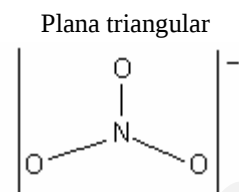
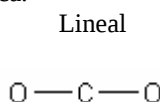
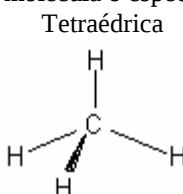
$$\mathbf{n} = 8 \text{ e}^- (\text{N}) + 3 \cdot 8 \text{ e}^- (\text{O}) = 32 \text{ e}^- = 16 \text{ pares} \quad \mathbf{v} = 5 \text{ e}^- (\text{N}) + 3 \cdot 6 \text{ e}^- (\text{O}) + 1 \text{ e}^- = 24 \text{ e}^-;$$

$$\mathbf{c} = \mathbf{n} - \mathbf{v} = 32 \text{ e}^- - 24 \text{ e}^- = 8 \text{ e}^- = 4 \text{ pares} \quad \mathbf{s} = \mathbf{v} - \mathbf{c} = 24 \text{ e}^- - 8 \text{ e}^- = 16 \text{ e}^- = 8 \text{ pares}$$

Llevando para cada especie los números de electrones compartidos y libres, se obtienen sus estructuras de Lewis:



b) Según el método de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia, los pares de electrones compartidos y libres que rodean al átomo central, se orientan en el espacio alejándose entre sí lo suficiente, para que las repulsiones entre ellos sea mínima, dependiendo de la orientación adquirida la geometría de la molécula o especie química.



El carbono, en sus moléculas CH_4 y CO_2 utiliza cuatro orbitales híbridos sp^3 para unirse a los cuatro átomos de hidrógeno y los dos oxígenos, y el nitrógeno emplea cuatro orbitales híbridos sp^3 para unirse a los tres oxígenos, con tres enlaces σ y un enlace π .

c) En la molécula CH_4 los cuatro enlaces covalentes $\text{C}-\text{H}$ son enlaces σ , mientras que en la molécula CO_2 , dos de los enlaces covalentes del átomo de carbono con cada uno de los oxígenos $\text{C}-\text{O}$ son σ y los otros dos son π .

En el anión NO_3^- , tres enlaces covalentes $\text{N}-\text{O}$ son enlaces σ , y el cuarto π .

d) En la molécula CH_4 , La geometría de la molécula hace que el momento dipolar resultante, suma de los momentos dipolares de los enlaces sea cero, siendo la molécula apolar.

Lo mismo ocurre en la molécula CO_2 , por lo que la molécula es apolar.

En el anión NO_3^- , su geometría plana triangular hace que el momento dipolar resultante, suma de los momentos dipolares de los enlaces sea cero, siendo la molécula apolar.

PROBLEMA 7.- Calcula el producto de solubilidad del $\text{Cd}(\text{OH})_2$ sabiendo que la solubilidad de esta sal en agua es $1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Solución:

La ecuación de ionización del producto poco soluble es: $\text{Cd}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{OH}^-$, siendo la solubilidad del catión cadmio S y la del anión hidróxido $2S$.

El producto de solubilidad de la sal se determina por la expresión:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 = 4 \cdot (1,4 \cdot 10^{-5})^3 = 1,1 \cdot 10^{-14}.$$

Resultado: $K_{\text{ps}} = 1,1 \cdot 10^{-14}$.

CUESTIÓN 8.- Señala cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos no son correctas e indica la razón: a) (4, 3, 2, 1); b) (1, 0, -1, $-\frac{1}{2}$); c) (4, 0, 1, $\frac{1}{2}$); d) (3, 2, -2, $\frac{1}{2}$).

Solución:

La combinación a) es incorrecta por asignar al número cuántico de spin, s , el valor 1, cuando su valor es $\pm \frac{1}{2}$.

Las combinaciones b) y c) también son incorrectas por asignar al número cuántico magnético m_l los valores -1 y $+1$, cuando no hay orbitales p para rellenar.

CUESTIÓN 9.- La ecuación de velocidad de la reacción entre un compuesto A y otro B puede expresarse mediante: $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$. Indica cómo debe modificarse la concentración de A para que se mantenga la velocidad de la reacción si la concentración de B se reduce a la mitad.

Solución:

Si la velocidad ha de mantener su valor con los cambios propuestos, se tiene, que al ser la constante de velocidad la misma en ambos casos, igualando las velocidades se determina la modificación de la concentración del reactivo A:

$v_1 = k \cdot [A] \cdot [B]^2$; $v_2 = [A] \cdot [0,5 \cdot B]^2 \rightarrow v_2 = [A] \cdot [B]^2 \cdot 0,25 = \frac{v_1}{4}$, lo que pone de manifiesto que la concentración de A se ha de incrementar 4 veces.

CUESTIÓN 10 Copia y completa en el cuadernillo (no en este enunciado) los huecos de la siguiente tabla correspondientes a átomos neutros:

Símbolo	${}_{38}\text{Sr}^{89}$	${}_{50}\text{Sn}^{127}$		
Electrones				6
Neutrones				6
Número atómico Z			5	
Número másico A			12	

Solución:

Símbolo	${}_{38}\text{Sr}^{89}$	${}_{50}\text{Sn}^{127}$	${}_5\text{B}^{12}$	${}_6\text{C}^{12}$
Electrones	38	50	5	6
Neutrones	51	77	7	6
Número atómico Z	38	50	5	6
Número másico A	89	127	12	12