

PRUEBA GENERAL

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Responde a las siguientes cuestiones justificando las respuestas:

- Escribe el equilibrio de solubilidad y obtén la expresión de la solubilidad en función del producto de solubilidad, K_{ps} , del fluoruro de magnesio (difluoruro de magnesio).
- Si se añade una disolución de hidróxido de magnesio (dihidróxido de magnesio) a una disolución saturada de la sal anterior, ¿aumenta o disminuye la solubilidad de la sal?
- Si se extraen iones fluoruro, ¿aumenta o disminuye la solubilidad de la sal?
- Si el K_{ps} del cloruro de plata (monocloruro de plata) es $1,7 \cdot 10^{-10}$ ¿cuál de las dos sales es más soluble?

DATOS: $K_{ps}(\text{MgF}_2) = 6,4 \cdot 10^{-9}$.

Solución:

- a) La ecuación del equilibrio de solubilidad de fluoruro de magnesio es:

$\text{MgF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{F}^-$, y el producto de solubilidad de la sal poco soluble: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$, o bien, $K_{ps} = S \cdot (2 \cdot S)^2$, siendo S la solubilidad molar del compuesto poco soluble y la de los respectivos iones, es decir, $[\text{Mg}^{2+}] = S$ y $[\text{F}^-] = 2 \cdot S$.

Despejando S de la segunda de las expresiones del producto de solubilidad se tiene:

$$K_{ps} = S \cdot (2 \cdot S)^2 = S \cdot 4 \cdot S^2 = 4 \cdot S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}, \text{ que es la expresión de la solubilidad en}$$

función del producto de solubilidad.

b) Disminuye la solubilidad de la sal. En efecto, la base $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es fuerte y se encuentra muy disociada, por lo que en la nueva disolución que se obtiene, la concentración de iones Mg^{2+} corresponde, casi en su totalidad, a la procedente del hidróxido de magnesio, por lo que el equilibrio de solubilidad se desplaza hacia la izquierda, lo que provoca una disminución de la concentración de los iones F^- , y por ello, una disminución de la solubilidad de la sal poco soluble.

c) En este supuesto aumenta la solubilidad de la sal. Es el caso opuesto al anterior, pues si se retira del medio iones F^- el equilibrio de solubilidad se desplaza ahora hacia la derecha para, así, formar más iones F^- hasta alcanzar un nuevo equilibrio, lo que redonda en que se incremente la solubilidad de la sal.

d) Para determinar la mayor o menor solubilidad de dos sales, hay que obtener la solubilidad de cada una de ellas a partir de su producto de solubilidad. En efecto, de la expresión de la solubilidad

expuesta en apartado a), $S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$, se obtiene el valor de la solubilidad de la sal MgF_2 , cuyo valor es:

$$S = \sqrt[3]{\frac{6,4 \cdot 10^{-9}}{4}} = 4 \cdot 10^{-5}, \text{ mientras que el valor de la solubilidad de la sal AgCl, en función del producto}$$

de solubilidad, teniendo presente que el equilibrio de solubilidad de la sal es: $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$,

y la expresión de su solubilidad es: $S = \sqrt{K_{ps}}$, y por tanto su valor es: $S = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5}$, de donde se deduce que la sal más soluble es AgCl.

CUESTIÓN 3.- a) Formula las siguientes especies químicas:

Cloruro estannoso;

Permanganato potásico (tetraosomanganato (VII) de K;

Ácido nitroso (Dioxonitrato (III) de hidrógeno; Carbonato magnésico (Trioxocarbonato (IV) de Mg;

2-metilbutanamida;

1,2-dimetilciclopentano;

Propanoato de etilo;

Ácido 2,3-dihidroxipentanodioico.

b) Nombra, de una sola forma, las siguientes especies químicas:

N_2O_5 ;

SbH_3 ;

Na_2CrO_4 ;

NaClO ;

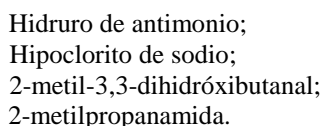
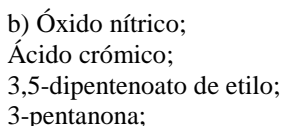
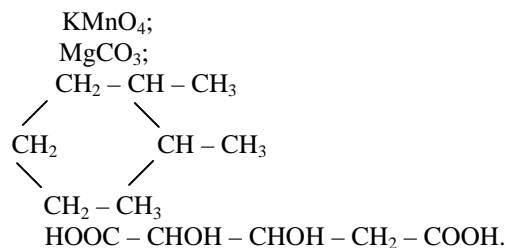
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$;

$\text{CH}_3-\text{C}(\text{OH})_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHO}$;

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$;

$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CONH}_2$;

Solución:



PROBLEMA 2.- El pH de una disolución acuosa de ácido acético, CH_3COOH , es 2,9. Sabiendo que el equilibrio de disociación es: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, calcula:

- a) La concentración inicial del ácido acético.
 b) El grado de disociación del ácido acético en dicha disolución.

DATOS: K_a (ácido acético) = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

Por ser el pH de la disolución 2,9, la concentración de iones hidronio, H_3O^+ , se obtiene como potencia negativa del pH, es decir, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,9} = 10^{0,1} \cdot 10^{-3} = 1,26 \cdot 10^{-3}$, y como se cumple que en el equilibrio de disociación son iguales las concentraciones de iones hidronio y acetato, llamando C_0 a la concentración inicial de ácido acético, las concentraciones de las distintas especies en el equilibrio son:

$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 Concentraciones en equilibrio: $C_0 - 1,26 \cdot 10^{-3}$ $1,26 \cdot 10^{-3}$ $1,26 \cdot 10^{-3}$

que llevadas a la constante ácida, K_a , del ácido acético y operando, sale para C_0 :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{C_0 - 1,26 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow C_0 = \frac{1,26^2 \cdot 10^{-6} + 1,8 \cdot 1,26 \cdot 10^{-8}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,089 \text{ M}$$

b) El grado de disociación, α , expresado en tanto por ciento, se obtiene, multiplicando por 100 el cociente entre la concentración de ácido ionizada, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, y la inicial: $\alpha = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,089} \cdot 100 = 1,42 \%$.

Resultado: a) $C_0 = 0,089 \text{ M}$; b) $\alpha = 1,42 \%$.

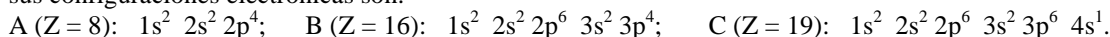
OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Dados tres elementos del sistema periódico A, B y C de números atómicos 8, 16 y 19, respectivamente:

- a) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 b) Indica el elemento cuyo primer potencial de ionización sea mayor.
 c) Indica el tipo de enlace formado entre los elementos A y B.
 d) Indica dos propiedades características de los compuestos formados por los elementos A y B.

Solución:

a) Los elementos tienen cada uno en su corteza 8, 16 y 19 electrones, respectivamente, por lo que sus configuraciones electrónicas son:



b) Potencial de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón de su capa de valencia y convertirlo en un catión monopositivo, en estado gaseoso y electrónico fundamental. Es una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período y disminuye al bajar en un grupo.

Por encontrarse el elemento C en el 4º período grupo 1, el electrón a arrancar se encuentra muy retirado del núcleo, por lo que la fuerza atractiva que lo retiene es débil y, por ello, su primer potencial de ionización sería bajo. Por el contrario, los elementos A y B, no metales con tendencia a ganar y no a ceder electrones, tienen un primer potencial de ionización bastante más elevado que el elemento C, siendo el elemento A, situado en el mismo grupo que el B pero en el período anterior, es decir, el situado más alto en el grupo, el que el elemento con el primer potencial de ionización más elevado.

c) Por tratarse de dos elementos no metálicos, el enlace que se produce entre sus átomos cuando se combinan para formar un compuesto es el covalente.

d) Dos propiedades de los compuestos covalentes moleculares son sus bajos puntos de fusión y ebullición, y su insolubilidad en disolventes polares como el agua.

CUESTIÓN 2.- Escribe las siguientes reacciones completas para el etanol, CH₃CH₂OH:

- Deshidratación del etanol con ácido sulfúrico.**
- Sustitución del OH del etanol por un halogenuro.**
- Oxidación del etanol.**
- Reacción del etanol con el ácido acético, CH₃COOH.**

Solución:

- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (concentrado y T altas) $\rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (concentrado y T bajas) $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHO}$ (si continúa la oxidación) $\rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH}$.
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{-COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$.

PROBLEMA 2.- Dado el siguiente proceso a 25 °C: $2 \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons 4 \text{Al} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \quad \Delta H^\circ = 3.351 \text{ kJ}$.

- Calcula la entalpía estándar de formación del Al₂O₃ a esa temperatura.
- ¿Qué calor se desprende, a 25 °C y 1 atmósfera, si se forman 10 g de Al₂O₃?
- ¿Hacia donde se desplazará el equilibrio si se disminuye la temperatura? Justifica la respuesta.

DATOS: A_r (Al) = 27 u; A_r (O) = 16 u.

Solución:

a) La variación de entalpía de la reacción se determina por la expresión:

$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = 4 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{Al} (\text{g})] + 3 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{O}_2 (\text{g})] - 2 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{g})]$, y como la entalpía de los elementos simples es cero, resulta que $\Delta H_r^\circ = -2 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{g})]$, de donde:

$$\Delta H_f^\circ [\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{g})] = \frac{-\Delta H_r^\circ}{2} = \frac{-3.351 \text{ kJ}}{2} = -1.675,5 \text{ kJ}.$$

b) En la formación de 2 moles de Al₂O₃ se desprenden 3.351 kJ, según la estequiometría de la ecuación, multiplicando los 10 g de Al₂O₃ por el factor de conversión mol-gramo y por la relación ΔH° -moles de Al₂O₃ (2), se obtiene el calor que se desprende:

$$10 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{-3.351 \text{ kJ}}{2 \text{ moles Al}_2\text{O}_3} = -164,26 \text{ kJ}.$$

c) Si se disminuye la temperatura, se retira calor del medio de reacción, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se desprende calor, es decir, en el sentido exotérmico, hacia la izquierda para formar más cantidad de Al₂O₃.

Resultado: a) $\Delta H_f^\circ [\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{g})] = -1.675,5 \text{ kJ}$; b) $Q = -164,26 \text{ kJ}$.

PRUEBA ESPECÍFICA

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- El hidróxido de magnesio es un compuesto que se emplea para combatir la acidez de estomago. Si se tiene una disolución saturada de dicho compuesto y sabiendo que la K_{ps} vale $1,5 \cdot 10^{-11}$, se pide:

- Escribe el equilibrio de solubilidad y obtén la expresión de la solubilidad en función de K_{ps} .
- Si se añade un ácido fuerte como el ácido clorhídrico, ¿aumenta o disminuye la solubilidad del compuesto?
- Si por el contrario se añade hidróxido sódico, ¿aumenta o disminuye la solubilidad del compuesto?
- Si el K_{ps} del hidróxido de aluminio es $1,3 \cdot 10^{-33}$, ¿cuál de los dos hidróxidos es más soluble?

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad de hidróxido de magnesio es:

$Mg(OH)_2(s) + H_2O \rightleftharpoons Mg^{2+}(ac) + 2 OH^-(ac)$, y por producirse un mol de iones Mg^{2+} por cada mol de $Mg(OH)_2$ que se disuelve, siendo S la solubilidad del ión Mg^{2+} y 2S la del ión OH^- , es decir, se cumple que $[Mg(OH)_2] = [Mg^{2+}] = S$, y $[OH^-] = 2 \cdot [Mg^{2+}] = 2 \cdot S$, y por ser la expresión que determina el valor de la constante $K_{ps} = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3$, despejando la solubilidad se obtiene la expresión de su cálculo: $S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$.

b) Aumenta la solubilidad. Al adicionar un ácido fuerte como el HCl, su completa ionización aporta una gran cantidad de protones a la disolución, y al reaccionar con los iones hidróxidos, OH^- , hace que disminuya la concentración de estos iones, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la derecha hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio, lo que incrementa la solubilidad del compuesto.

c) Disminuye la solubilidad. Si se añade una base fuerte, que se disocia completamente, se añade a la disolución iones hidróxido, OH^- , y al aumentar su concentración, el sistema desplaza el equilibrio hacia la izquierda para alcanzar un nuevo estado de equilibrio, lo que provoca una disminución de la solubilidad del compuesto.

d) El equilibrio de solubilidad de la base es: $Al(OH)_3(s) + H_2O \rightleftharpoons Al^{3+}(ac) + 3 OH^-(ac)$, y por ser el producto de solubilidad $K_{ps} = S \cdot (3 \cdot S)^3 = 27 \cdot S^4$, su solubilidad se determina por la expresión:

$$S [Al(OH)_3] = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{1,3 \cdot 10^{-33}}{27}} = 2,6 \cdot 10^{-9} \text{ M y } S [Mg(OH)_2] = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,5 \cdot 10^{-11}}{4}} = 1,55 \cdot 10^{-4} \text{ M,}$$

de donde se observa que el hidróxido de magnesio es más soluble que el de aluminio.

CUESTIÓN 2.- Responde de forma razonada a las siguientes cuestiones:

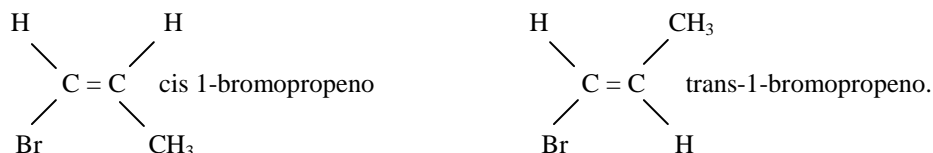
- Indica cuales de los siguientes compuestos posee un carbono quiral: $CH_3 - CH = CH - CH_3$; $CHCl_3$; $CH_3 - CH(NH_2) - COOH$.
- Indica cuales de los siguientes compuestos presentan isomería cis-trans: $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$; $CHBr = CH - CH_3$; $CH_2 = CH - COOH$.
- Completa las siguientes reacciones indicando a que tipo de reacción pertenecen:
c1) $CH_3 - CH = CH_2 + H_2O$ (catalizado por H_2SO_4) \rightarrow
c2) $CH_3 - CH_2 - CH_3 + Cl_2$ (en presencia de luz) \rightarrow

Solución:

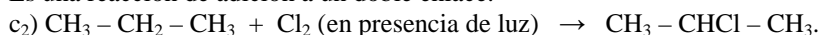
a) Un hidrocarburo posee un carbono quiral cuando sus cuatro sustituyentes, átomos o grupos de átomos son distintos. De los compuestos orgánicos propuestos, el ácido 2-aminipropanoico es el único que posee un carbono quiral, el que se encuentra unido al grupo amino, el carbono 2.

b) La isomería cis-trans sólo pueden presentarla los hidrocarburos con un doble enlace, siempre que los dos sustituyentes de cada uno de los átomos de carbono del doble enlace sean distintos, aunque pueden ser iguales a los sustituyentes del otro átomo de carbono. Es decir, si los cuatro sustituyentes de los dos carbonos del doble enlace son diferentes, o sólo lo son tres, incluso si sólo dos de los sustituyentes son distintos y los mismos para el otro carbono del doble enlace, aparece la isomería cis-trans.

De los hidrocarburos etilénicos propuestos, sólo el 1-bromopropeno es el que presenta isomería cis-trans.



Es una reacción de adición a un doble enlace.



Es una reacción de sustitución de un hidrógeno por un átomo de cloro.

PROBLEMA 1.- La constante de equilibrio para la reacción $\text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ vale 50,2 a la temperatura de 300 K. Si se introducen 0,7 moles de I_2 y 0,7 moles de H_2 en un recipiente de 5 L a 27 °C, calcula:

a) Las concentraciones de I_2 , H_2 y HI en el equilibrio y la presión total.

b) Las presiones parciales de las especies presentes en el equilibrio.

c) El valor de K_p .

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Lo moles de cada sustancia antes y en el equilibrio son, suponiendo que de I_2 e H_2 reaccionan “x” moles para formar $2 \cdot x$ moles de HI :



La concentración en el equilibrio de cada sustancia es:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{(0,7 - x) \text{ moles}}{5 \text{ L}}; \quad [\text{HI}] = \frac{2 \cdot x \text{ moles}}{5 \text{ L}}. \text{ Sustituyendo estos valores en la constante}$$

de equilibrio K_c :

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \Rightarrow 50,2 = \frac{\left(\frac{2 \cdot x}{5}\right)^2}{\left(\frac{0,7 - x}{5}\right)^2} = \frac{(2 \cdot x)^2}{(0,7 - x)^2} \Rightarrow 50,2 \cdot (0,7 - x)^2 = 4 \cdot x^2 \Rightarrow$$

$\Rightarrow 46,2 \cdot x^2 - 70,28 \cdot x + 24,6 = 0$, que resuelta da dos valores para x; $x_1 = 0,97$ moles, que se desprecia por ser mayor que los moles de H_2 y I_2 introducidos, y $x_2 = 0,544$ moles, que es la solución correcta.

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{(0,7 - 0,544) \text{ moles}}{5 \text{ L}} = 0,0312 \text{ M}; \quad [\text{HI}] = \frac{2 \cdot 0,544 \text{ moles}}{5 \text{ L}} = 0,218 \text{ M}.$$

Los moles totales en el equilibrio son: $n_t = 2 \cdot (0,7 - 0,544) + 2 \cdot 0,544 = 1,4$ moles, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales después de despejar P, sustituir las demás variables por sus valores y operando, sale:

$$P \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,4 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 6,89 \text{ atm}.$$

b) Aplicando la misma expresión de la presión total para la presión parcial de los gases, se tiene:

$$P(\text{I}_2) = P(\text{H}_2) = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,156 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 0,768 \text{ atm};$$

$$P(\text{HI}) = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1,09 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} \cdot \cancel{\text{K}^{-1}} \cdot 300 \text{ K}}{5 \cancel{\text{L}}} = 5,363 \text{ atm.}$$

c) La relación entre las constantes de equilibrio K_c y K_p es: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, en donde Δn es la diferencia entre los moles de los productos y reactivos de la reacción, que en este caso vale: $\Delta n = 2 - 2 = 0$, y por ser $(R \cdot T)^0 = 1$, resulta que $K_p = K_c = 50,2$.

Resultado: a) $[\text{I}_2] = [\text{H}_2] = 0,0312 \text{ M}$; $[\text{HI}] = 0,218 \text{ M}$; b) $P(\text{I}_2) = P(\text{H}_2) = 0,768 \text{ atm}$; $P(\text{HI}) = 5,363 \text{ atm}$; c) $K_p = K_c = 50,2$.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- La reacción entre el cloroformo y el cloro: $\text{CHCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ es de primer orden con respecto al CHCl_3 y de orden $\frac{1}{2}$ respecto del Cl_2 . Se pide:

- Escribe la ecuación de velocidad para dicha reacción.
- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- Indica tres factores que afecta a la velocidad de reacción.
- Cuando se añade un catalizador la velocidad de reacción aumenta. La energía de activación (E_a) ¿aumenta o disminuye?

Solución:

a) La ecuación de la velocidad de reacción es: $v = k \cdot [\text{CHCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]^{1/2}$.

b) El orden total de una reacción es la suma de los exponentes al que se encuentran elevadas las concentraciones en la ecuación de velocidad; luego, el orden total es 1,5.

c) Entre los factores que afectan a la velocidad de reacción se encuentran:

- El estado físico de los reactivos. Es sabido que las reacciones se producen por el choque entre las moléculas de reactivos, y dichos choques serán más abundantes si los reactivos se encuentran en estado gaseoso que si están en estado líquido o sólido. Es decir, si la reacción es homogénea con los reactivos en estado gaseoso, la velocidad de reacción será mayor por ser mayor el número de choques moleculares, que si están en estado líquido y mucho mayor que si están en estado sólido.

- Temperatura. La ecuación de Arrhenius relaciona la constante de velocidad, k , con la energía de activación y la temperatura, y de dicha relación se comprueba que al aumentar la temperatura aumenta k y, por tanto, aumenta la velocidad, ocurriendo lo contrario si disminuye la temperatura.

- Grado de división de los reactivos. En los reactivos en estado sólido, el grado de división proporciona una mayor superficie de contacto y una mayor probabilidad de que se produzcan los choques moleculares, lo que incrementa la velocidad de reacción.

d) La acción de un catalizador es aumentar la velocidad de una reacción, si es positivo, y ello lo consigue por disminuir la energía de activación que deben superar los reactivos.

CUESTIÓN 2.- Responde de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- En una reacción química en equilibrio en las que todos los compuestos presentes son gases, el valor de K_p se modifica cuando se modifican las presiones parciales de los componentes del sistema.
- ¿Qué tipo de enlace se formará entre el elemento A ($Z = 1$) y el elemento B ($Z = 17$)? ¿Será este enlace polar o apolar?
- En el sistema: $\text{PCl}_5(\text{g}) + \text{calor} \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- Una disolución acuosa de $\text{CH}_3 - \text{COONH}_4$ tendrá carácter ¿ácido, básico o neutro?

Solución:

a) Falsa. La constante de equilibrio K_p no modifica su valor al cambiar las presiones parciales, por depender dicha constante sólo de la temperatura para modificar su valor, pero con esta modificación

el sistema sólo reacciona para modificar el equilibrio a fin de conseguir otro nuevo, pero con el mismo valor.

b) El elemento A con $Z = 1$ es el hidrógeno, mientras que el B con $Z = 17$ es el cloro, y ambos elementos se unen compartiendo un par de electrones para conseguir estructura del gas noble siguiente, por lo que el enlace que forman es covalente. Debido a la gran diferencia de electronegatividad entre ambos elementos, el par de electrones del enlace se encuentran más próximos al átomo de carbono que al de hidrógeno, lo que indica que el enlace es polar.

c) Verdadera. La reacción, tal cuál se encuentra escrita, es endotérmica por necesitar aporte de calor para producirse, por lo que, si se eleva la temperatura, se suministra calor al sistema, éste tiende a evolucionar consumiendo el calor suministrado, es decir, realizando la reacción endotérmica, lo que significa que se desplaza hacia la derecha.

d) La sal se encuentra totalmente disuelta en disolución acuosa, y al producir los iones CH_3COO^- y NH_4^+ , ácido y base conjugados de fuerza relativa de los ácido y base débiles CH_3COOH y NH_3 , se hidrolizan según las ecuaciones de hidrólisis:



$\text{NH}_4^+ (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})$, por lo que el valor del pH de la disolución va a depender del valor relativo de las constantes K_a y K_b .

Si $K_a > K_b$, ello significa que el catión se hidroliza más que el anión y, por ello, la disolución será ácida.

Si $K_a = K_b$, tanto el catión como el anión se hidrolizan en la misma extensión y la disolución será neutra.

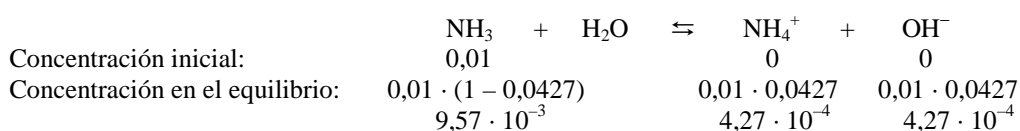
Si $K_a < K_b$, es el anión el que se hidroliza más y, por ello, la disolución será básica.

PROBLEMA 1.- Una disolución acuosa de amoníaco 0,01 M se encuentra disociada en un 4,27 % según el equilibrio: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. Se pide:

- Calcula el pH de la disolución.
- Calcula el valor de K_b .

Solución:

a) Las concentraciones de las distintas especies al inicio y en el equilibrio son:



y por conocerse la concentración de iones OH^- se puede determinar el pOH y de él el pH, a partir de la expresión $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, o calcular la concentración de iones H_3O^+ de la relación $[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w$ y a partir de su valor el pH. Procediendo de la primera forma:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 4,27 \cdot 10^{-4} = 4 - \log 4,27 = 4 - 0,63 = 3,37, \text{ y el valor del pH es:}$$
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,37 = 10,63.$$

b) Llevando el valor de las concentraciones en el equilibrio a la constante K_b y operando:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{4,27 \cdot 10^{-4} \cdot 4,27 \cdot 10^{-4}}{9,57 \cdot 10^{-3}} = 1,9 \cdot 10^{-5}.$$

Resultado: a) pH = 10,63; b) $K_b = 1,9 \cdot 10^{-5}$.