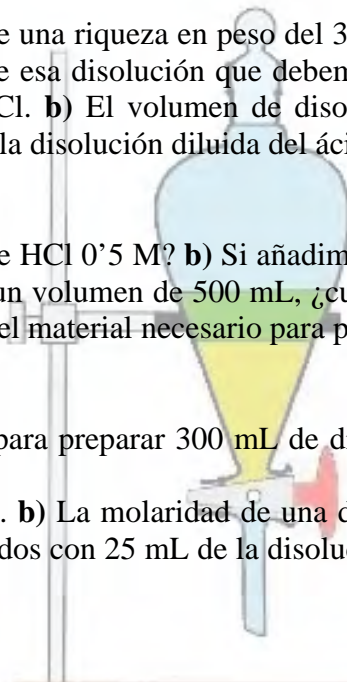
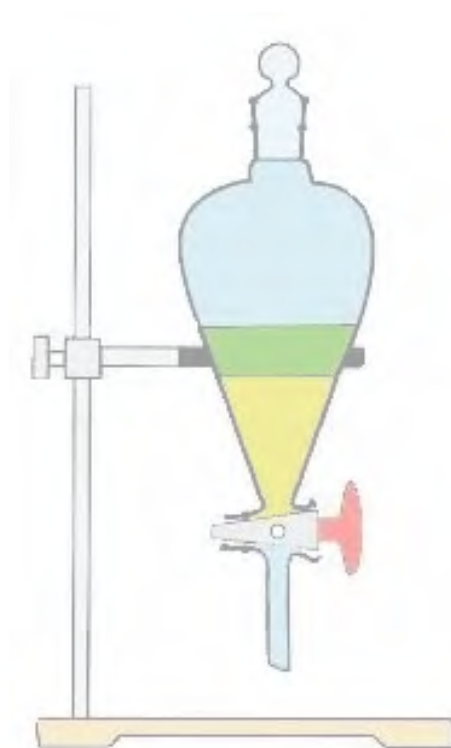
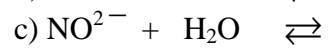
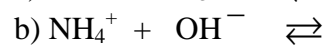
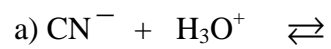


- 1.- La constante K_b del NH_3 , es igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C . Calcule: **a)** La concentración de las especies iónicas en una disolución $0,2\text{ M}$ de amoníaco. **b)** El pH de la disolución y el grado de disociación del amoníaco.
- 2.- Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: **a)** A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones. **b)** A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil. **c)** No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.
- 3.- Calcule: **a)** El pH de una disolución $0,1\text{ M}$ de ácido acético, CH_3COOH , cuyo grado de disociación es $1,33\%$. **b)** La constante K_a del ácido acético.
- 4.- **a)** ¿Cuál es la concentración en HNO_3 de una disolución cuyo pH es 1? **b)** Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 100 mL de disolución de $\text{HNO}_3\ 10^{-2}\text{ M}$ a partir de la anterior.
- 5.- Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH , en agua hasta obtener 10 litros de disolución. La concentración de iones H_3O^+ es $0,003\text{ M}$. Calcule: **a)** El pH de la disolución y el grado de disociación. **b)** La constante K_a del ácido.
Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.
- 6.- Explique cuál o cuáles de las siguientes especies químicas, al disolverse en agua, formará disoluciones con pH menor que siete. **a)** HF **b)** Na_2CO_3 **c)** NH_4Cl
- 7.- Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza en peso del 35% y una densidad de $1,18\text{ g/cm}^3$. Calcule: **a)** El volumen de esa disolución que debemos tomar para preparar 500 mL de disolución $0,2\text{ M}$ de HCl . **b)** El volumen de disolución de $\text{NaOH}\ 0,15\text{ M}$ necesario para neutralizar 50 mL de la disolución diluida del ácido.
Datos: Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{Cl} = 35,5$.
- 8.- **a)** ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de $\text{HCl}\ 0,5\text{ M}$? **b)** Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL , ¿cuál será el nuevo pH? **c)** Describa el procedimiento a seguir y el material necesario para preparar la disolución más diluida.
- 9.- Se disuelven 5 g de NaOH en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcule:
a) La molaridad de la disolución y el valor del pH. **b)** La molaridad de una disolución de HBr , de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base.
Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$.
- 10.- Calcule: **a)** El pH de una disolución $0,03\text{ M}$ de ácido perclórico, HClO_4 , y el de una disolución $0,05\text{ M}$ de NaOH . **b)** El pH de la disolución que resulta al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores (suponga que los volúmenes son aditivos).



ÁCIDO BASE QCA 01 ANDALUCÍA

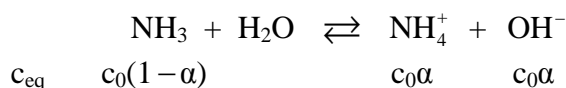
11.- Complete las ecuaciones siguientes e indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry:



ÁCIDO BASE QCA 01 ANDALUCÍA

1.- $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ $c_0 = 0,2 \text{ M}$

a) Colocamos las concentraciones de equilibrio en la reacción de disociación del amoníaco en agua



la expresión de la constante K_b es

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

como el valor de K_b es lo suficientemente bajo podemos despreciar α frente al uno en el denominador

$$K_b = c_0 \cdot \alpha^2 \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c_0}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,2}} = 9,5 \cdot 10^{-3}$$

las concentraciones de las especies iónicas en el equilibrio son

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = c_0 \cdot \alpha = 0,2 \cdot 9,5 \cdot 10^{-3} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

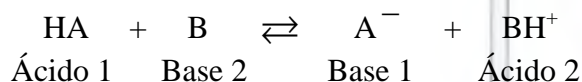
b) $pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,9 \cdot 10^{-3}) = 2,72$

$$pH = 14 - pOH = 11,82$$

2.-

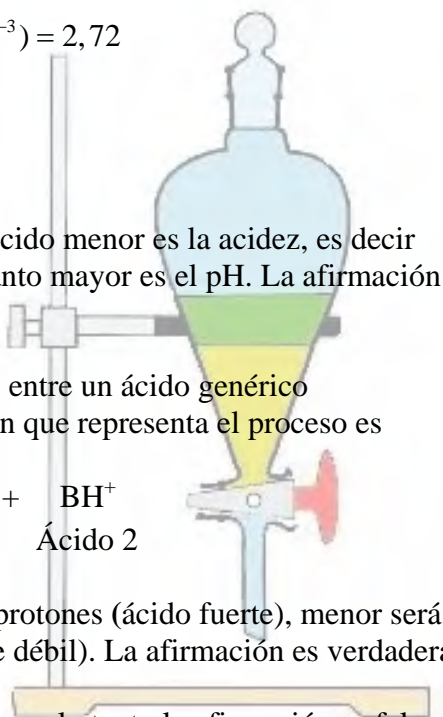
a) A igual concentración, cuanto más débil es un ácido menor es la acidez, es decir menor es la concentración de iones H_3O^+ y por lo tanto mayor es el pH. La afirmación es falsa.

b) Veamos el proceso de transferencia de protones entre un ácido genérico monoprótico HA y una base genérica B. La ecuación que representa el proceso es



Cuanto mayor sea la tendencia de un ácido a ceder protones (ácido fuerte), menor será la tendencia de su base conjugada a aceptarlos (base débil). La afirmación es verdadera.

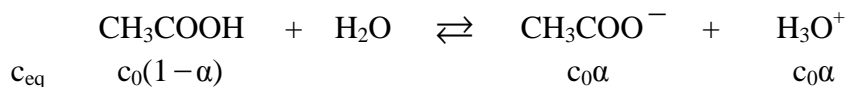
c) Un ácido fuerte se puede diluir lo que se quiera, por lo tanto la afirmación es falsa.



ÁCIDO BASE QCA 01 ANDALUCÍA

3.-

a) El equilibrio de disociación del ácido acético con las concentraciones de equilibrio es



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0\alpha = 0,1 \cdot 0,0133 = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,33 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

b)

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,1 \cdot (0,0133)^2}{1-0,0133} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

4.-

a) $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad 1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$

como se trata de un ácido muy fuerte (totalmente disociado) y monoprótico, la concentración de dicho ácido es la misma que la de iones H_3O^+ .

b) como se trata de una dilución, el número de moles de soluto en la disolución resultante ha de ser el mismo que en la porción de la disolución anterior que hemos de tomar

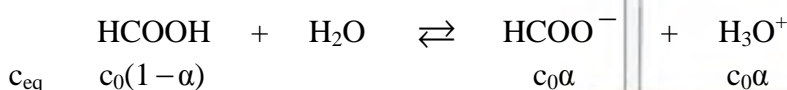
$$M \cdot V = M' \cdot V' \quad V = \frac{M' \cdot V'}{M} = \frac{10^{-2} \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

con una pipeta medimos 10 mL de la disolución 0,1 M y lo introducimos en un matraz aforado de 100 mL, añadimos agua hasta el enrase y agitamos.

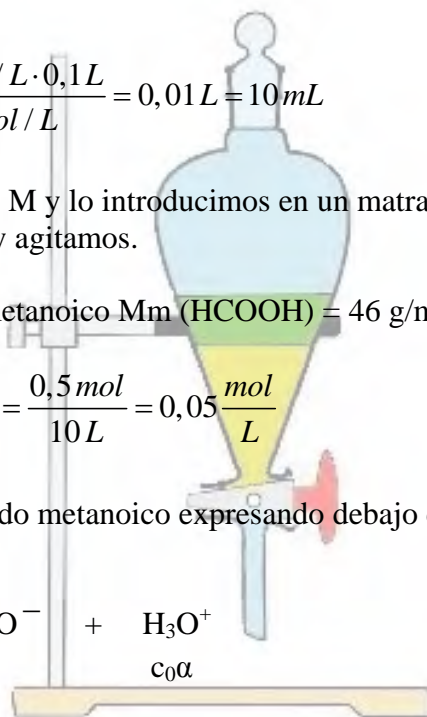
5.- Calculamos la concentración inicial de ácido metanoico M_m (HCOOH) = 46 g/mol

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{23 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol} \quad c_0 = \frac{n}{V} = \frac{0,5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

a) Formulamos el equilibrio de disociación del ácido metanoico expresando debajo de cada compuesto su concentración de equilibrio



$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,003 = 2,52$$



ÁCIDO BASE QCA 01 ANDALUCÍA

5.-

a) (continuación) Calculamos el grado de disociación

$$[H_3O^+] = c_0 \cdot \alpha \quad \alpha = \frac{[H_3O^+]}{c_0} = \frac{0,003}{0,05} = 0,06 \quad (6\%)$$

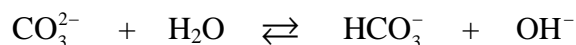
b)

$$K_a = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,05(0,06)^2}{1 - 0,06} = 1,9 \cdot 10^{-4}$$

6.-

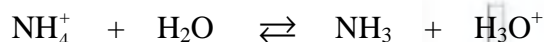
a) El HF tiene un comportamiento ácido, por lo tanto al disolverse en agua dará un pH menor de siete.

b) El Na₂CO₃ al disolverse en agua se disocia en los iones Na⁺ y CO₃²⁻, el segundo al provenir de un ácido débil se hidroliza según el siguiente equilibrio



el ión Na⁺ no se hidroliza porque proviene de una base fuerte. El pH en este caso será mayor de siete.

c) El NH₄Cl al disolverse en agua se disocia en los iones NH₄⁺ y Cl⁻ el primero al provenir de una base débil se hidroliza según el siguiente equilibrio



el ión Cl⁻ no se hidroliza porque proviene de un ácido fuerte. El pH en este caso será menor de siete.

7.- HCl 35% d = 1,18 g/mL Mm (HCl) = 36,5 g/mol

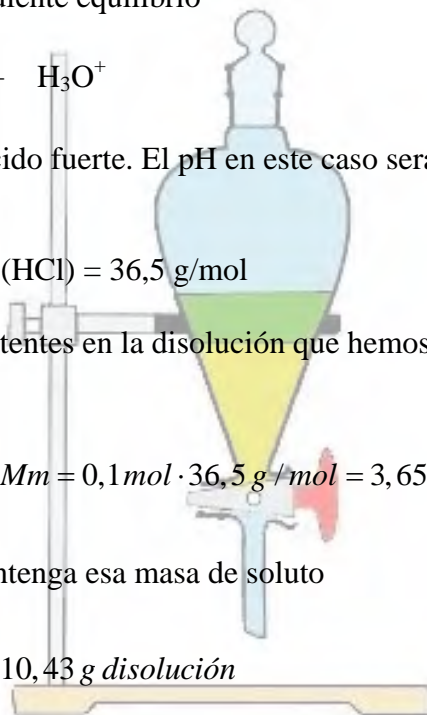
a) Calculamos el número de gramos de soluto existentes en la disolución que hemos de preparar (500 mL HCl 0,2 M)

$$n = M \cdot V = 0,2 \frac{mol}{L} \cdot 0,5 L = 0,1 mol \quad m = n \cdot Mm = 0,1 mol \cdot 36,5 g/mol = 3,65 g$$

calculamos el volumen de disolución inicial que contenga esa masa de soluto

$$\frac{100 g \text{ disolución}}{35 g \text{ soluto}} = \frac{x}{3,65 g \text{ soluto}} \quad x = 10,43 g \text{ disolución}$$

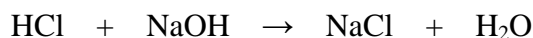
$$V = \frac{m}{d} = \frac{10,43 g}{1,18 g/mL} = 8,8 mL$$



ÁCIDO BASE QCA 01 ANDALUCÍA

7.-

b) La reacción de neutralización es la siguiente



como el ácido clorhídrico y la sosa se neutralizan mol a mol, el número de moles en ambas disoluciones ha de ser igual

$$M \cdot V = M' \cdot V' \quad V' = \frac{M \cdot V}{M'} = \frac{0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L}}{0,15 \text{ mol/L}} = 0,067 \text{ L} = 67 \text{ mL}$$

8.-

a) El ácido clorhídrico es un ácido fuerte (totalmente dissociado) y monoprótico, por lo tanto la concentración de iones H_3O^+ será igual a la del ácido

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,5) = 0,3$$

b) Calculamos la molaridad de la nueva disolución en la que el número de moles de soluto es el que añadimos con los 50 mL de HCl 0,5 M y estarán en un volumen de 0,5 L

$$n = M \cdot V = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,025 \text{ mol} \quad M = \frac{n}{V} = \frac{0,025 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,05) = 1,3$$

c) Se vierten los 50 mL de HCl 0,5 M en un matraz aforado de 500 mL y se añade agua destilada hasta el enrase.

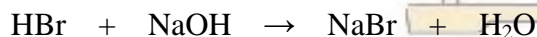
9.- 5 g NaOH 300 mL Mm (NaOH) = 40 g/mol

$$\text{a) } n_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{Mm_{\text{sol}}} = \frac{5 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,125 \text{ mol} \quad M = \frac{n_{\text{sol}}}{V} = \frac{0,125 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}} = 0,42 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

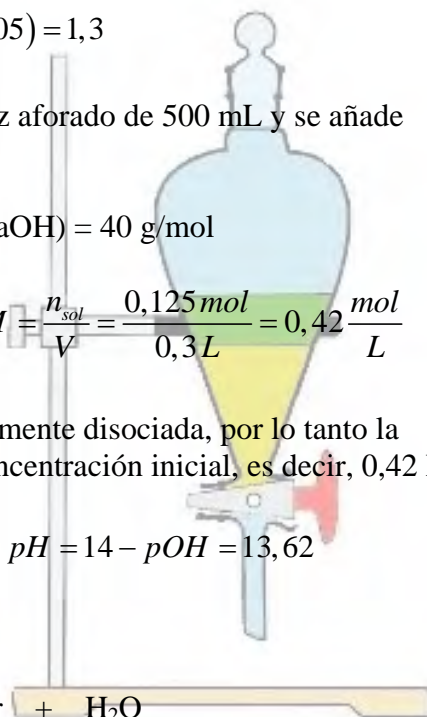
el hidróxido sódico es una base fuerte que está totalmente dissociada, por lo tanto la concentración de iones OH^- es la misma que la concentración inicial, es decir, 0,42 M

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,42 = 0,38 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,62$$

b) La reacción de neutralización es la siguiente



como el ácido bromhídrico y la sosa se neutralizan mol a mol, el número de moles en ambas disoluciones ha de ser igual



ÁCIDO BASE QCA 01 ANDALUCÍA

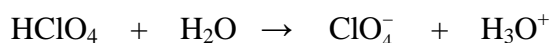
9.-

b) (continuación)

$$M \cdot V = M' \cdot V' \quad M' = \frac{M \cdot V}{V'} = \frac{0,42 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L}}{0,03 \text{ L}} = 0,35 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

10.-

a) el ácido perclórico es fuerte y está totalmente dissociado según el proceso



por lo tanto la concentración de iones H_3O^+ es igual a la inicial del ácido

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,03 = 1,52$$

la sosa es una base fuerte y está totalmente dissociada según el proceso



por lo tanto la concentración de iones OH^- es igual a la inicial de la base

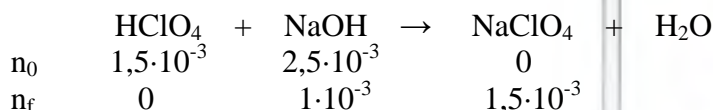
$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 0,05 = 1,3 \quad pH = 14 - pOH = 12,7$$

b) Calculamos los moles de ácido y de base que hay en cada una de las disoluciones que mezclamos

$$n_{\text{HClO}_4} = M \cdot V = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = M \cdot V = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

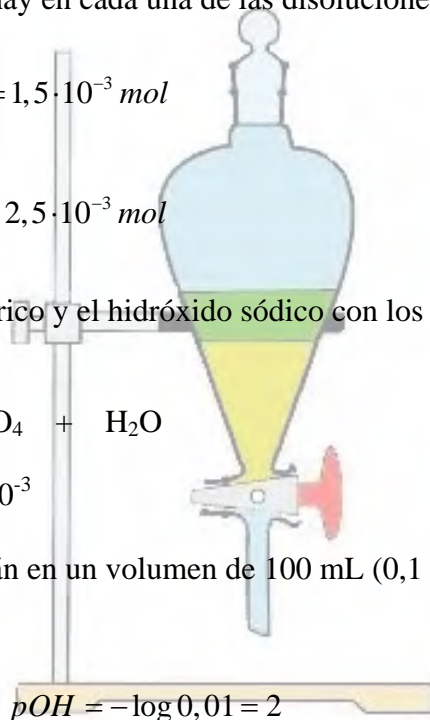
La reacción de neutralización entre el ácido perclórico y el hidróxido sódico con los moles iniciales y finales es



quedan sin neutralizar $1 \cdot 10^{-3}$ moles de sosa que están en un volumen de 100 mL (0,1 L). La concentración de iones OH^- es

$$[OH^-] = \frac{n}{V} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pH = 14 - pOH = 12$$



ÁCIDO BASE QCA 01 ANDALUCÍA

11.-

