

1.- Un ácido monoprótico, HA, en disolución acuosa de concentración 0'03 M, se encuentra ionizado en un 5 %. Calcule:

- a) El pH de la disolución.
- b) La constante de ionización del ácido.

2.- Calcule los datos necesarios para completar la tabla siguiente e indique, en cada caso, si la disolución es ácida o básica.

DISOLUCIONES	pH	[H ₃ O ⁺] (M)	[OH ⁻] (M)
a)	1		
b)		2x10 ⁻⁴	
c)			2x10 ⁻⁵

3.- a) Explique el procedimiento a seguir, indicando el material de laboratorio necesario, para preparar 250 mL de una disolución acuosa 0'2 M de NaOH (masa molecular = 40).

- b) ¿Cuál es la concentración de OH⁻ ?
- c) ¿Cuál es su pH?

4.- De las siguientes especies químicas: H₃O⁺ ; HCO₃⁻ ; CO₃⁻² ; H₂O; NH₃; NH₄⁺, explique según la teoría de Brönsted-Lowry:

- a) Cuáles pueden actuar sólo como ácido.
- b) Cuáles sólo como base.
- c) Cuáles como ácido y como base.

5.- Se disuelven 0'86 g de Ba(OH)₂ en la cantidad de agua necesaria para obtener 0'1 L de disolución. Calcule:

- a) Las concentraciones de las especies OH⁻ y Ba²⁺ en la disolución.
- b) El pH de la disolución.

Masas atómicas: Ba = 137; O = 16; H = 1.

6.- a) Calcule los gramos de NaOH necesarios para preparar 250 mL de una disolución cuyo pH sea 12.

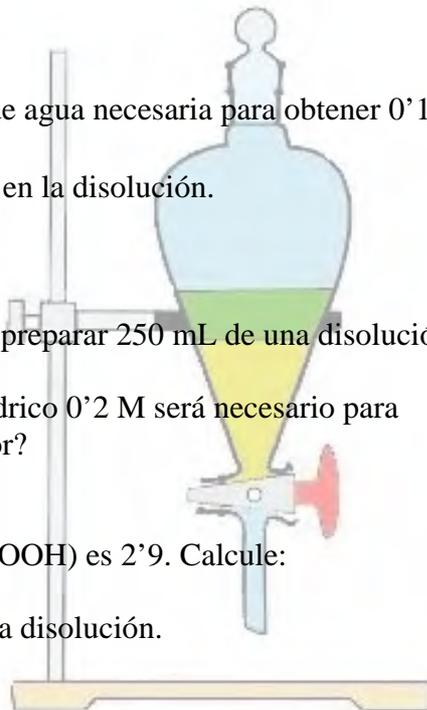
b) ¿Qué volumen de una disolución de ácido clorhídrico 0'2 M será necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de NaOH anterior?

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

7.- El pH de una disolución de ácido acético (CH₃COOH) es 2'9. Calcule:

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

Datos: K_a(CH₃COOH) = 1'8 · 10⁻⁵.



ÁCIDO BASE QCA 04 ANDALUCÍA

8.- a) El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2,3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razone su respuesta.

b) Razone si el pH de una disolución acuosa de CH_3COONa es mayor, menor o igual a 7.

9.- Se añaden 7 g de amoníaco a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución.

a) Calcule el pH de la disolución.

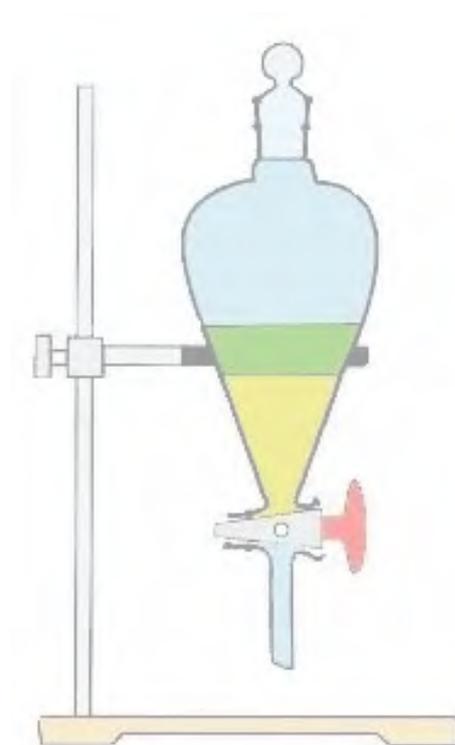
b) Calcule el grado de disociación del amoníaco.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: N = 14; H = 1.

10.- Justifique el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes sales:

a) KCl.

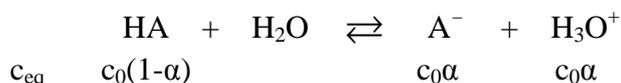
b) NH_4Cl .



ÁCIDO BASE QCA 04 ANDALUCÍA

1.- $c_0 = 0,03 \text{ M}$ $\alpha = 0,05$ (5%)

a) Formulamos el equilibrio de disociación del ácido frente al agua con las concentraciones en el equilibrio



Calculamos la concentración de iones H_3O^+ y el pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0\alpha = 0,03 \text{ M} \cdot 0,05 = 1,5 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = -\log(1,5 \cdot 10^{-3}) = 2,82$$

b)
$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,03 \cdot (0,05)^2}{1-0,05} = 7,9 \cdot 10^{-5}$$

2.-

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13} \text{ M}$$

b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-4} = 3,7$

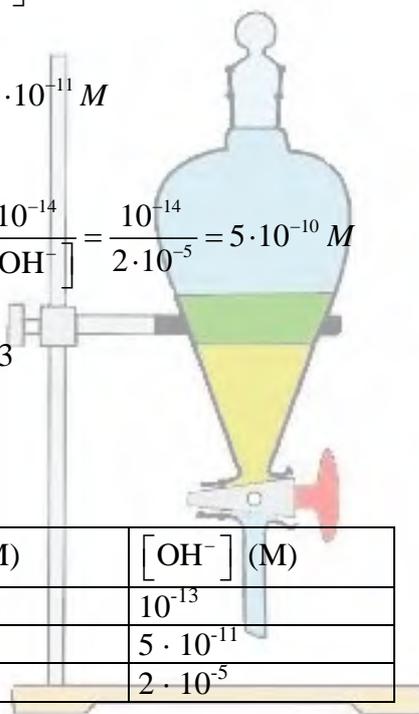
$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-4}} = 5 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

c) $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-10} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log 5 \cdot 10^{-10} = 9,3$$

por lo tanto la tabla queda

DISOLUCIONES	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (M)	$[\text{OH}^-]$ (M)
a) ácida	1	10^{-1}	10^{-13}
b) ácida	3,7	$2 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-11}$
c) básica	9,3	$5 \cdot 10^{-10}$	$2 \cdot 10^{-5}$



ÁCIDO BASE QCA 04 ANDALUCÍA

3.-

a) Calculamos la masa de soluto existente en 250 mL 0,2 M de NaOH $Mm = 40 \text{ g/mol}$

$$n = M \cdot V = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,05 \text{ mol} \quad m = n \cdot Mm = 0,05 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2 \text{ g}$$

en una balanza de precisión pesamos 2 g de escamas de NaOH y las disolvemos en un poco de agua destilada, usando para ello un vaso de precipitado adecuado, posteriormente se vierte su contenido en un matraz aforado de 250 mL y añadimos agua destilada hasta el enrase.

b) Como se trata de una base fuerte, está totalmente dissociada en el agua y por lo tanto la concentración de iones OH^- es igual a la concentración inicial de la base

$$[\text{OH}^-] = 0,2 \text{ M}$$

c) $\text{pOH} = -\log 0,2 = 0,7 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,3$

4.- Según la teoría de Brönsted-Lowry un ácido es toda sustancia capaz de ceder un protón H^+ , a otra y una base es toda sustancia capaz de aceptar un protón H^+ , de otra.

a) actúan solo como ácidos las especies H_3O^+ y NH_4^+ ya que solo pueden ceder protones, no aceptarlos

b) actúan solo como bases las especies CO_3^{2-} y NH_3 ya que solo pueden aceptar protones, no cederlos

c) Son anfóteras, es decir actúan como ácidos frente a las bases y como bases frente a los ácidos, las especies HCO_3^- y H_2O

5.-

a) Calculamos la concentración molar del hidróxido de bario $Mm \text{ Ba(OH)}_2 = 171 \text{ g/mol}$

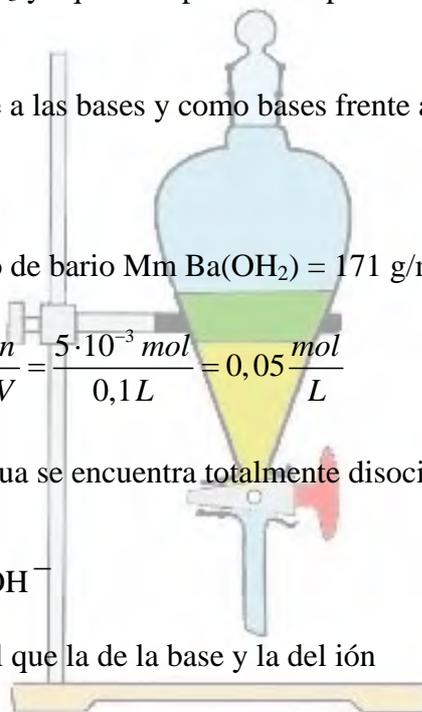
$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{0,86 \text{ g}}{171 \text{ g/mol}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad M = \frac{n}{V} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

como se trata de una base fuerte, al disolverlo en agua se encuentra totalmente dissociado según el proceso



por lo tanto la concentración del ión bario será igual que la de la base y la del ión oxidrilo el doble que la de la base

$$[\text{Ba}^{+2}] = 0,05 \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$$



ÁCIDO BASE QCA 04 ANDALUCÍA

5.-

b) $pOH = -\log[OH^-] = -\log 0,1 = 1$ $pH = 14 - pOH = 13$

6.-

a) la concentración de la disolución de NaOH de pH = 12 será

$$pOH = 14 - pH = 2 \quad 2 = -\log[OH^-] \quad [OH^-] = 10^{-2} M$$

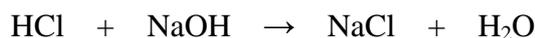
calculamos la masa de NaOH necesaria para preparar 250 mL 0,01 M

Mm NaOH = 40 g/mol

$$n = M \cdot V = 0,01 \frac{mol}{L} \cdot 0,25 L = 2,5 \cdot 10^{-3} mol$$

$$m = n \cdot Mm = 2,5 \cdot 10^{-3} mol \cdot 40 \frac{g}{mol} = 0,1 g$$

b) La reacción de neutralización es la siguiente

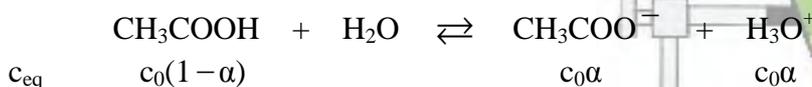


como el ácido clorhídrico y la sosa se neutralizan mol a mol, el número de moles en ambas disoluciones ha de ser igual

$$M \cdot V = M' \cdot V' \quad V' = \frac{M \cdot V}{M'} = \frac{0,01 mol/L \cdot 0,05 L}{0,2 mol/L} = 0,0025 L = 2,5 mL$$

7.-

a) y b) Formulamos el equilibrio de disociación del ácido acético en el agua y establecemos las concentraciones de cada especie en el equilibrio en función de la concentración inicial c_0 y del grado de disociación α , teniendo en cuenta que el ácido acético es monoprótico

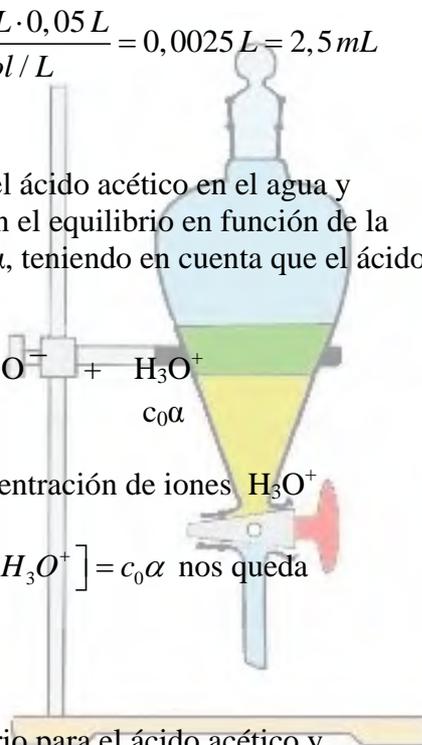


partiendo del valor del pH = 2,9 calculamos la concentración de iones H_3O^+

$$[H_3O^+] = 10^{-2,9} M = 1,26 \cdot 10^{-3} M \quad \text{y como} \quad [H_3O^+] = c_0\alpha \quad \text{nos queda}$$

$$1,26 \cdot 10^{-3} = c_0 \cdot \alpha \quad (1)$$

partiendo de la expresión de la constante de equilibrio para el ácido acético y sustituyendo los valores de las concentraciones



ÁCIDO BASE QCA 04 ANDALUCÍA

7.- (continuación)

$$K_c = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

como el valor de K_c es muy pequeño podemos despreciar α en el denominador

$$K_c = c_0 \cdot \alpha^2 \quad 1.8 \cdot 10^{-5} = c_0 \cdot \alpha^2 \quad (2)$$

dividimos la ecuación (2) por la (1)

$$\alpha = \frac{1.8 \cdot 10^{-5}}{1.26 \cdot 10^{-3}} = 0,014 \quad (14\%)$$

$$c_0 = \frac{[H_3O^+]}{\alpha} = \frac{1.26 \cdot 10^{-3}}{0,014} = 0,09 M$$

8.-

a) Calculamos la concentración de iones H_3O^+ partiendo del valor del pH

$$2,3 = -\log[H_3O^+] \quad [H_3O^+] = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3} M$$

valor que coincide con la concentración inicial de ácido, lo que significa que este, está totalmente disociado por lo tanto se trata de un ácido fuerte.

b) El acetato sódico es un electrolito que cuando se disuelve en agua se disocia según el proceso



el ión Na^+ no rompe la molécula de agua porque proviene de una base fuerte, el ión acetato proviene de un ácido débil (acético), por lo tanto se trata de una base fuerte que hidroliza la molécula de agua desprendiendo iones OH^-

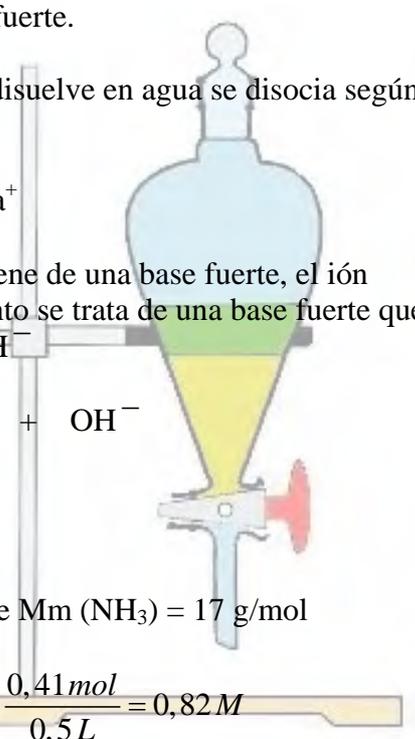


el pH de la disolución será mayor que 7.

9.-

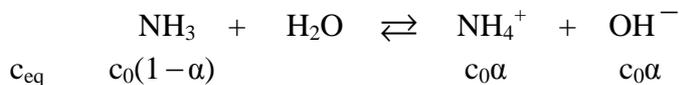
a) y b) Calculamos la concentración inicial de la base $Mm(NH_3) = 17 g/mol$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{7 g}{17 g/mol} = 0,41 mol \quad c_0 = \frac{n}{V} = \frac{0,41 mol}{0,5 L} = 0,82 M$$



ÁCIDO BASE QCA 04 ANDALUCÍA

9.- (continuación) Formulamos el equilibrio de disociación del amoníaco en el agua y establecemos las concentraciones de cada especie en el equilibrio en función de la concentración inicial c_0 y del grado de disociación α



formulamos la expresión de la constante de equilibrio

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

como el valor de K_b es muy pequeño podemos despreciar α en el denominador

$$K_b = c_0 \cdot \alpha^2 \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c_0}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,82}} = 4,7 \cdot 10^{-3} \quad (0,47\%)$$

$$[\text{OH}^-] = c_0 \cdot \alpha = 0,82 \text{ M} \cdot 4,7 \cdot 10^{-3} = 3,85 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log 3,85 \cdot 10^{-3} = 2,4 \quad pH = 14 - 2,4 = 11,6$$

10.-

a) Al disolverse en agua, el cloruro potásico se disocia en ión cloruro y ión potasio. El ión Cl^- proviene de un ácido fuerte y el ión K^+ proviene de una base fuerte, por lo tanto ninguno de los dos romperá la molécula de agua y la disolución tendrá un carácter neutro.

b) Cuando disolvemos cloruro amónico en agua se disocia en ión cloruro y ión amonio. El ión Cl^- proviene de un ácido fuerte y no produce hidrólisis, pero el ión NH_4^+ al provenir de una base débil actúa como ácido frente al agua



la disolución tendrá un carácter ácido.

