

1 (Baleares 2003).- Calcula:

- a) Los gramos de hidróxido sódico necesarios para obtener 250 mL de disolución de $pH = 10$.
 b) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0'10 M hay que añadir a 200 mL de hidróxido potásico 0'005 M para obtener una disolución de $pH = 10$?

a) $NaOH \leftrightarrow Na^+ + OH^-$
 $pH = 10 \Rightarrow pOH = 4 \rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4} \text{ mol/L}$

El NaOH es una base fuerte (totalmente disociado) $\rightarrow [NaOH] = 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $n(s) = M \cdot V = 10^{-4} \cdot 0'250 = 2'5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$
 $m = n(s) \cdot Mr = 2'5 \cdot 10^{-5} \cdot 40 = 10^{-3} \text{ g} \quad m(\text{NaOH}) = 1 \text{ mg}$

- b) **Neutralización:** $HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$
 moles iniciales de KOH: $n = V_o \cdot M = 0'2 \cdot 0'005 = 10^{-3} \text{ mol}$
 La concentración final de OH^- coincidirá con la concentración de KOH que ha quedado sin neutralizar. Si queremos que el pH valga 10:

$pH = 10 \Rightarrow pOH = 4 \rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4} \text{ mol/L}$

La neutralización se realiza mol a mol, por lo que con un volumen V de HCl de concentración 0'1 M, se neutralizan 0'1 · V moles de KOH . Como inicialmente disponíamos de $n = 10^{-3}$ mol, tras la neutralización quedarán $10^{-3} - 0'1 \cdot V$ moles de KOH en un volumen total igual a 0'2 + V

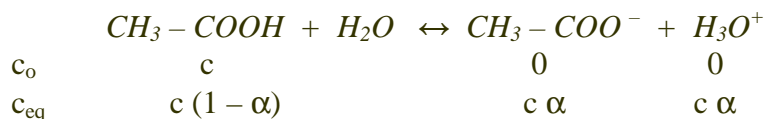
$$[OH^-] = 10^{-4} = [KOH]_{\text{sin neutr.}} = \frac{10^{-3} - 0'1 \cdot V}{0'2 + V} \Rightarrow V = 9'8 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

2 (Canarias 2003).- En 500 mL de agua se disuelven 5 g de ácido acético ($CH_3 - COOH$). Sabiendo que su $K_a = 1'8 \cdot 10^{-5}$, calcula:

- a) El pH de la disolución.
 b) El grado de disociación, α .

Datos: masas atómicas: $O = 16$; $C = 12$; $H = 1$.

$M_r(CH_3 - COOH) = 60 \text{ g/mol} \quad n(s) = 5/60 = 0'083 \text{ mol}$
 $M = n(s)/V = 0'083/0'500 = 0'167 \text{ mol/L}$



$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-][H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1 - \alpha)} \quad K_a = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} \cong c\alpha^2 (*)$$

(*) como $\alpha \ll 1$, podemos aproximar $1 - \alpha = 1 \rightarrow 1'8 \cdot 10^{-5} = \alpha^2 \cdot 0'167$
 $\alpha = 0'01 = 1\%$

$[H_3O^+] = c \cdot \alpha = 0'167 \cdot 0'01 = 1'73 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $pH = -\log [H_3O^+] = 2'76$

3 (Canarias 2003).- Justifica razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El amoníaco es una base de Arrhenius.

FALSA. Según Arrhenius, base es toda sustancia capaz de ceder OH^- cuando se disocia, lo que no sucede en el caso del NH_3

b) Aunque una disolución acuosa de un ácido sea muy fuerte, siempre habrá iones OH^-
VERDADERA. $[OH^-] \cdot [H_3O^+] = K_w$. Por lo que $[OH^-] > 0$.

c) Si se mezclan volúmenes iguales de HCl y $NaOH$ con concentraciones iguales, el pH de la disolución resultante es ácido.

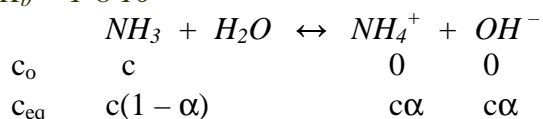
FALSA. Se produce una reacción de neutralización. Como tenemos igual número de moles de ácido y de base, los productos de la reacción son sólo agua y $NaCl$ que es una sal neutra.

d) El HSO_4^- es una especie química que se comporta como un anfótero.

VERDADERA. Actuará como base o como ácido cuando se encuentre respectivamente frente a un ácido más fuerte o una base.

4 (La Rioja 2003).- Calcula el pH y la concentración inicial de amoníaco de una disolución de amoníaco en agua si el grado de disociación es del 1 %.

Dato: $K_b = 1'8 \cdot 10^{-5}$



el grado de disociación es del 1 %. $\Rightarrow \alpha = 0'01$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1 - \alpha)} \qquad K_b = \frac{c \alpha^2}{1 - \alpha}$$

como $\alpha \ll 1$, podemos aproximar $1 - \alpha = 1 \rightarrow 1'8 \cdot 10^{-5} = c \cdot 0'01^2$

$$c = 0'18 \text{ mol/L} \rightarrow [OH^-] = c \cdot \alpha = 1'8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = 2'74$$

$$pH + pOH = 14 \qquad \text{pH} = 11'26$$

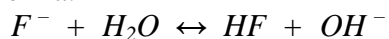
5 (Madrid 2003).- A partir de los valores de K_a suministrados, deduce si el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales es neutro, ácido o básico:

a) NaF ; b) NH_4CN ; c) NH_4F ; d) NH_4Cl

Datos: $K_a: HCN = 6'2 \cdot 10^{-10}$; $NH_4^+ = 5'5 \cdot 10^{-10}$; $HF = 6'7 \cdot 10^{-4}$

a) NaF ; $NaF \rightarrow (+ H_2O) \rightarrow Na^+ + F^-$

Na^+ no afecta la acidez. En cambio, el F^- , por proceder de un ácido débil (HF), se hidroliza:



La presencia de OH^- confiere carácter **básico** a la disolución.

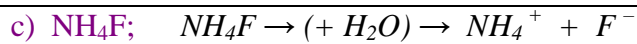
b) NH_4CN ; $NH_4CN \rightarrow (+ H_2O) \rightarrow NH_4^+ + CN^-$

Ambos iones se hidrolizan:



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6'2 \cdot 10^{-10}} = 1'6 \cdot 10^{-5} > K_a \text{ del ión amonio}$$

Por lo tanto, la disolución será **básica**.

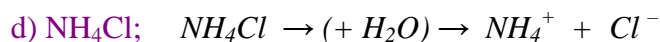


Ambos iones se hidrolizan:

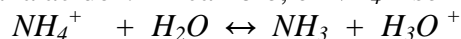


$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{67 \cdot 10^{-4}} = 15 \cdot 10^{-11} < K_a \text{ del } \text{NH}_4^+$$

Por lo tanto, la disolución será **ácida**.



Cl^- no afecta la acidez. En cambio, el NH_4^+ se hidroliza:



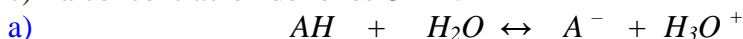
La presencia de H_3O^+ confiere carácter **ácido** a la disolución.

6 (Madrid 2003).- Un ácido (AH) está disociado al 0'5 % en disolución 0'3 M. Calcula:

a) La constante de disociación del ácido.

b) El pH de la disolución.

c) La concentración de iones OH^- .



$$c_o \quad c \quad 0 \quad 0$$

$$c_{eq} \quad c(1 - \alpha) \quad c\alpha \quad c\alpha$$

el grado de disociación es del 0'5 %. $\Rightarrow \alpha = 0'005$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1 - \alpha)} \quad K_a = \frac{c \alpha^2}{1 - \alpha} \cong c \alpha^2 (*)$$

(*) $\alpha \ll 1$, aproximamos $1 - \alpha = 1 \rightarrow K_a = 0'3 \cdot (0'005)^2 = 7'5 \cdot 10^{-6}$

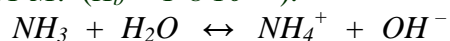
b) $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log (0'3 \cdot 0'005) \quad \text{pH} = 2'82$

c) $\text{pOH} = 14 - 2'82 = 11'18 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 6'66 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

7 (Murcia 2003).- Se dispone de dos disoluciones de ácidos de igual concentración. Una contiene ácido acético ($K_a = 1'5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$) y la otra ácido tricloroacético ($K_a = 1'5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$). Indica, razonando la respuesta, qué disolución tendrá mayor pH.

La disolución con mayor K_a (ác. tricloroacético) proporciona mayor número de iones hidronio (menor valor de pH), por lo que la de ácido acético tendrá mayor pH

8 (Navarra 2003).- Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución acuosa de amoníaco 0'01 M. ($K_b = 1'8 \cdot 10^{-5}$).



$$c_o \quad 0,01 \quad 0 \quad 0$$

$$c_{eq} \quad 0,01 - x \quad x \quad x$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,01 - x} \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,01 - x} \cong \frac{x^2}{0,01}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 4'2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3'4$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pH} = 10'6$$

$$x = c \alpha \quad \alpha = \frac{4,2 \cdot 10^{-4}}{0,01} = \alpha = 0,042 \text{ (4,2 \%)}$$

9 (Valencia 2003).- Indica razonadamente si las siguientes disoluciones acuosas son ácidas, básicas o neutras:

- a) HCl en concentración $0'01 M$ y $NaOH$ en concentración $0'02 M$.
- b) CH_3COOH en concentración $0'01 M$ y $NaOH$ en concentración $0'01 M$.
- c) CH_3COONa en concentración $0'01 M$.

Dato: El ácido acético es un ácido débil.

a) **pH básico**, porque la base está en mayor concentración. Se neutralizarán $0,01 mol/L$ del ácido con la base y todavía quedarán $0,01 mol/L$ de $NaOH$.

b) La neutralización será completa, pero la sal resultante experimenta una hidrólisis y como es una sal de base fuerte y ácido débil, el **pH resultante será básico**.

c) La hidrólisis de la sal de ácido débil y base fuerte proporciona **pH básico**.