

■ Actividades PAU de bloque

1. Dada una disolución acuosa 0,0025 M de ácido fluorhídrico, calcula:

a) Las concentraciones en el equilibrio de HF, F⁻ y H⁺.

b) El pH de la disolución y el grado de disociación.

Datos: $K_a = 6,66 \cdot 10^{-4}$.

Orientación: las concentraciones en el equilibrio del apartado a) son: $[HF] = 0,0025 - x$; $[F^-] = [H_3O^+] = x$. Sustituídas en la expresión matemática de K_a , dan lugar a una ecuación de segundo grado.

a)	HF + H ₂ O	→	F ⁻	+	H ₃ O ⁺
[Inicial]	0,0025		0		0
Disociación	-x		x		x
[Equilibrio]	0,0025 - x		x		x

$$K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} = \frac{x^2}{c-x}$$

$$x^2 = K_a(c-x)$$

como el valor de K_a es del orden de 10^{-4} , no se puede hacer la aproximación de $c-x=c$, y es preciso resolver la ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 6,64 \cdot 10^{-4}x + 1,66 \cdot 10^{-6} = 0$$

que tiene por solución $x = 0,001$; por tanto:

$$[F^-] = 0,001 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = 0,001 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[HF] = 0,0025 - 0,001 = 0,0015 \text{ mol L}^{-1}$$

b) $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 0,001 = 3$

$$\alpha = \frac{x}{c} = \frac{0,001}{0,0025} = 0,4$$

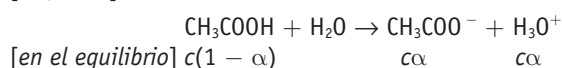
2. Una disolución acuosa de ácido acético 0,01 M está ionizada en un 4,2%. Calcula:

a) Su constante de ionización.

b) ¿Qué concentración de ácido clorhídrico hay que preparar para tener un pH igual al de la disolución problema?

Orientación: las concentraciones en el equilibrio son: $[CH_3COOH] = c(1-\alpha)$; $[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = c\alpha$.

a) $[CH_3COOH] = 0,01$; $\alpha = 0,042$



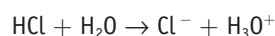
$$K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = c \frac{\alpha^2}{1-\alpha} =$$

$$= 0,01 \frac{0,042^2}{1-0,042} = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

b) Para que el pH sea el mismo, la $[H_3O^+]$ tiene que ser igual en las dos disoluciones:

$$[H_3O^+]_{\text{equilibrio}} = c\alpha = 0,01 \cdot 0,042 = 4,2 \cdot 10^{-5}$$

como el ácido clorhídrico, HCl, es un ácido fuerte, está totalmente disociado:



Y se cumple que:

$$[H_3O^+]_{\text{equilibrio}} = [HCl]_{\text{inicial}} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ moles/L}$$

3. Se dispone de una disolución acuosa 0,001 M de ácido 2-cloroetanoico cuya constante K_a es $1,3 \cdot 10^{-3}$. Calcula:

a) El grado de disociación del ácido.

b) El pH de la disolución.

Orientación: en el equilibrio $[HA] = c(1-\alpha)$;

$[A^-] = [H_3O^+] = c\alpha$;

a) El ácido cloroetanoico es un ácido monoprótico que para abreviar lo denominamos HA.

	HA + H ₂ O	→	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
[Inicial]	c		0		0
Disociación	-cα		α		α
[Equilibrio]	c(1-α)		cα		cα

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

expresión de la que se puede despejar α . ¡Atención!, no se puede hacer la aproximación $1-\alpha=1$; hay que resolver la ecuación de segundo grado.

$$\alpha^2 + \frac{K_a}{c}\alpha + \frac{K_a}{c} = 0; \alpha^2 + 1,3\alpha - 1,3 = 0$$

$$\alpha = 0,66$$

b) $[H_3O^+] = c\alpha = 0,001 \cdot 0,66 = 6,6 \cdot 10^{-4}$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 6,6 \cdot 10^{-4} = 3,18$$

4. Una disolución acuosa 0,01 M de un ácido débil HA tiene un grado de disociación de 0,25. Calcula:

a) La K_a del ácido.

b) El pH de la disolución.

c) La K_b de la base conjugada A⁻.

Orientación: en el equilibrio $[HA] = c(1-\alpha)$;

$[A^-] = [H_3O^+] = c\alpha$.

a)	HA + H ₂ O	→	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
[Inicial]	c		0		0
Disociación	-cα		α		α
[equilibrio]	c(1-α)		cα		cα

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \cong c\alpha^2 = 0,01 \cdot 0,25^2 =$$

$$= 6,25 \cdot 10^{-4}$$

$$b) [H_3O^+] = c\alpha = 0,01 \cdot 0,25 = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,60$$

$$c) K_a K_b = K_w = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 4 \cdot 10^{-12}$$

5. Se preparan 500 mL de una disolución que contiene 0,02 moles de un ácido orgánico monoprotido cuyo pH es 5,7. Calcula:

- a) La constante de disociación del ácido.
 b) El grado de disociación del ácido en disolución.
 c) La constante K_b de la base conjugada.



$$[\text{Equilibrio}] \quad c - x \approx c \quad x \quad x$$

Como se trata de un ácido muy débil $c - x \approx c$;
 $c = 0,02$ moles/0,5 L = 0,04 moles/L.

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{c} = \frac{(1,99 \cdot 10^{-6})^2}{0,04} = 9,9 \cdot 10^{-11}$$

$$b) \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{9,9 \cdot 10^{-11}}{0,04}} = 4,97 \cdot 10^{-5}$$

$$c) K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{9,9 \cdot 10^{-11}} = 1,01 \cdot 10^{-4}$$

6. Se dispone de 250 mL de una disolución que contiene 5 g de ácido bromoacético (bromoetanoico) cuya $K_a = 1,25 \cdot 10^{-3}$. Escribe los equilibrios correspondientes y calcula:

- a) El grado de disociación.
 b) Los gramos de hidróxido potásico necesarios para neutralizar completamente el ácido.

Datos: masas atómicas C = 12; O = 16; H = 1; Br = 79,9; K = 39,1.

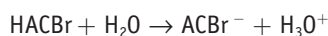
Orientación: considera que la adición de los gramos de KOH no produce aumento de volumen.

$$a) \text{Mm BrCH}_2\text{-COOH} = 138,9.$$

A partir de ahora al ácido bromoacético lo denominamos HACBr.

$$\text{N.}^\circ \text{ moles HACBr} = \text{n.}^\circ \text{ g/Mm} = 5 \text{ g}/138,9 \text{ g mol}^{-1} = 0,036 \text{ mol}$$

$$[\text{HACBr}] = \text{n.}^\circ \text{ moles HACBr}/\text{n.}^\circ \text{ L disolu.} = 0,036 \text{ mol}/0,25 \text{ L} = 0,14 \text{ mol L}^{-1}$$



$$[\text{Equilibrio}] \quad c(1 - \alpha) \approx c \quad c\alpha \quad c\alpha$$

Como se trata de un ácido muy débil $c(1 - \alpha) \approx c$;

$$K_a = \frac{[\text{ACBr}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HACBr}]} = \frac{c^2\alpha^2}{c}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{0,14}} = 0,095$$

- b) n.º moles HACBr = n.º moles KOH
 n.º moles KOH = 0,036 mol
 n.º g KOH = n.º moles KOH · MmKOH = 0,036 · 56 = 2,01

7. Para obtener 3,08 g de un metal M por electrolisis se pasa una corriente de 1,3 A a través de una disolución de MCl_2 durante 2 horas. Calcula:

- a) La masa atómica del metal.
 b) Los litros de cloro producidos medidos a 1 atmósfera y 273 K.

Datos: constante de Faraday $F = 96\,500 \text{ C eq}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Orientación: de la segunda ley de Faraday:

$$\text{masa atómica} = \text{masa (g)} \cdot n F / I t = 63,5 \text{ g.}$$

a) A partir de la segunda ley de Faraday:

$$\text{n.}^\circ \text{ equivalentes depositados} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Meq (g)}} = \frac{\text{masa (g)}}{\frac{\text{Ma (g)}}{n}} = \frac{I t}{F}$$

se puede determinar la masa atómica (Ma):

$$\text{Masa atómica del metal} = \text{Ma (g)} = \frac{\text{masa(g)} \cdot n F}{I t} =$$

$$= \frac{3,08 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96\,500 \text{ C}}{1,3 \text{ A} \cdot 7\,200 \text{ s}} = 63,5 \text{ g}$$

b) Se calculan los moles de cloro desprendidos a partir de los moles de metal depositados:

$$\text{n.}^\circ \text{ moles de metal depositados} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Ma (g/mol)}} =$$

$$= \frac{3,08 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mol}} = 0,048 \text{ moles}$$

De la estequiometría del proceso se deduce que:

n.º moles de Cl_2 desprendidos en el ánodo = n.º de moles de metal depositados en el cátodo

n.º de moles Cl_2 desprendidos = 0,048 moles

A partir de la ecuación de estado de los gases se puede calcular el volumen de cloro desprendido:

$$pV = nRT$$

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{\text{n.}^\circ \text{ moles Cl}_2 \cdot R T}{p}$$

$$= \frac{0,048 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}}{1 \text{ atm}} = 1,07 \text{ L}$$