

PAU Comunidad Valenciana



QUÍMICA
Julio 2024



Problema 3
Equilibrio ácido-base

PROBLEMA 3

Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido acético, $K_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$, de concentración desconocida. El pH de la disolución es 3,11.

a) Calcule la concentración, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de la disolución de ácido acético.

b) Si 20 mL de la disolución de ácido acético se diluyen con agua hasta alcanzar un volumen de 100 mL, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?

Solución: Se escribe el equilibrio ácido base.

	HA	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración Inicial	C		---		---		---
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	C - x		---		x		x

A partir del pH se puede calcular la concentración de H₃O⁺; $[H_3O^+] = 10^{-pH} \longrightarrow x = [H_3O^+] = 10^{-3,11} = 7,76 \cdot 10^{-4}$

Se calcula el valor de C a partir de x y K_a :

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{C - x} = \frac{(7,76 \cdot 10^{-4})^2}{C - 7,76 \cdot 10^{-4}} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

PROBLEMA 3

a) Calcule la concentración, en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, de la disolución de ácido acético.

	HA	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración Inicial	C		---		---		---
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	C - x		---		x		x

Anteriormente habíamos calculado la concentración de iones hidronio: $x = 7,76 \cdot 10^{-4}$

Aplicando la fórmula de K_a :
$$\frac{(7,76 \cdot 10^{-4})^2}{C - 7,76 \cdot 10^{-4}} = 1,78 \cdot 10^{-5} \longrightarrow 6,03 \cdot 10^{-7} = 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot (C - 7,76 \cdot 10^{-4})$$

$$0,0338 = C - 7,76 \cdot 10^{-4} \longrightarrow C \approx 0,0346 \text{ mol/L}$$

La concentración molar de la disolución de ácido acético es **0,0346 mol/L**.

PROBLEMA 3

b) Si 20 mL de la disolución de ácido acético se diluyen con agua hasta alcanzar un volumen de 100 mL, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?

Para calcular la concentración molar de la disolución diluida, debemos calcular los moles de HA que tomamos de la disolución concentrada (20 mL=0,020 L).

$$M = \frac{n_{HA}}{V_{disolución} (L)} \longrightarrow n_{HA} = M \cdot V_{disolución} (L) = 0,0346 \cdot 0,020 = 6,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol de HA}$$

Se calcula la concentración de la disolución diluida a partir los moles y del volumen final (100 mL=0,100 L).

$$M = \frac{n_{HA}}{V_{disolución} (L)} = \frac{6,92 \cdot 10^{-4}}{0,100} = 0,00692 \text{ mol/L}$$

Se plantea de nuevo el cuadro de equilibrio.

	HA	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración Inicial	0,00692		---		---		---
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	0,00692 - x		---		x		x

A partir de la constante K_a :
$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,00692 - x} = 1,78 \cdot 10^{-5} \longrightarrow x^2 = 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot (0,00692 - x)$$

©Angel Cuesta Arza

PROBLEMA 3

b) Si 20 mL de la disolución de ácido acético se diluyen con agua hasta alcanzar un volumen de 100 mL, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?

$$x^2 = 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot (0,00692 - x) \longrightarrow x^2 = 1,23 \cdot 10^{-7} - 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot x$$

Se resuelve la ecuación de segundo grado que nos queda. $x^2 + 1,78 \cdot 10^{-5} \cdot x - 1,23 \cdot 10^{-7} = 0$

Al resolverla, obtenemos dos soluciones. Solo es válida la positiva. $x = 3,42 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

Ahora ya puedo calcular el valor del pH: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3,42 \cdot 10^{-4}) = 3,47$

Solución: el pH es **3,47**.