

El ejercicio del día

Selectividad C. Valenciana

Química

Opción A, Problema 4

Junio 2019



ADVERTENCIA



- Toma **LÁPIZ** y **PAPEL** y trabaja tomando apuntes como si estuvieras en una clase presencial.
- No seas un alumno **PASIVO**, como el espectador de una película, sino un alumno **ACTIVO**.



El Enunciado

Una disolución de ácido acético de concentración desconocida tiene un pH de 3,11. Calcule:

- La concentración inicial de ácido acético que contenía la disolución.
- El pH de la disolución obtenida al añadir agua a 20 mL de la disolución inicial hasta alcanzar un volumen de 100 mL.

Datos.- $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Equilibrio ácido débil

Datos: pH=3'11

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Se escribe el equilibrio ácido base. Como el ácido acético es monoprótico, lo escribiré como HA.

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

Del valor del pH se puede calcular la concentración de H₃O⁺; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3'11} = 7'762 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Sustituyendo el valor de x en K_a

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{C - x} \longrightarrow 1'8 \cdot 10^{-5} = \frac{(7'762 \cdot 10^{-4})^2}{C - 7'762 \cdot 10^{-4}}$$

$$\text{Operando: } 1'8 \cdot 10^{-5} \cdot C - 1'397 \cdot 10^{-8} = 6'025 \cdot 10^{-7} \longrightarrow \boxed{C = 0'0342 \text{ mol/L}}$$

Solución: La concentración de ácido acético es 0'0342 mol/L

Equilibrio ácido débil

Calculo los moles de ácido que hay en los 20 mL que se toman inicialmente.

$$n = C * V(l) = 0'0342 * 0'02 = 6'8 * 10^{-4} \text{ mol de ácido acético.}$$

La concentración de ácido al añadir agua hasta los 100 mL será:

$$C = \frac{n}{V(l)} = \frac{6'8 * 10^{-4}}{0'1} = 6'8 * 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Se escribe el equilibrio ácido base.

b) El pH de la disolución obtenida al añadir agua a 20 mL de la disolución inicial hasta alcanzar un volumen de 100 mL.

	HA	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración Inicial	6'8 * 10 ⁻³		---		---		---
C. que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	6'8 * 10 ⁻³ - x		---		x		x

Sustituyendo el valor de C en K_a:

$$K_a = \frac{x^2}{C - x} \longrightarrow 1'8 * 10^{-5} = \frac{(x)^2}{6'8 * 10^{-3} - x} \longrightarrow 1'224 * 10^{-7} - 1'8 * 10^{-5}x = x^2$$

Y se resuelve la ecuación de segundo grado. $x^2 + 1'8 * 10^{-5}x - 1'224 * 10^{-7} = 0$

La solución positiva de la ecuación es $x = 3'41 * 10^{-4}$ mol/L, que será la concentración de H₃O⁺

Y calculo el pH. $pH = -\log(x) = -\log(3'41 * 10^{-4}) = 3'47$

Solución: el pH será de 3'47