

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 4

JULIO 2025

EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE



DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno 1,008																	2 He Helio 4,0026
3 Li Litio 6,94	4 Be Berilio 9,0122											5 B Boro 10,81	6 C Carbono 12,011	7 N Nitrógeno 14,007	8 O Oxígeno 15,999	9 F Flúor 18,998	10 Ne Neón 20,180
11 Na Sodio 22,990	12 Mg Magnesio 24,305											13 Al Aluminio 26,982	14 Si Silicio 28,085	15 P Fósforo 30,974	16 S Azufre 32,06	17 Cl Cloro 35,45	18 Ar Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_w (298 \text{ K}) = 10^{-14}$.
 $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$

Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

Ejercicio 4

Ejercicio 4. (2 puntos)

Se dispone de una disolución de un ácido débil monoprótico, HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, cuyo grado de ionización es del 12 %.

a) Calcule el pH de la disolución y el valor de la constante de acidez. **(1 punto)**

Conteste a una de las siguientes cuestiones:

b1) Calcule el pH de la disolución resultante al añadir 80 mL de agua a 20 mL de la disolución anterior. Considere que los volúmenes son aditivos. **(1 punto)**

b2) Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. **(0,5 puntos cada subapartado)**

- i) Si diluimos una disolución de un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico, el grado de ionización se mantiene constante.
- ii) Si mezclamos 20 mL de una disolución del ácido HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, con 20 mL de una disolución de NaOH de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la disolución resultante es ácida.

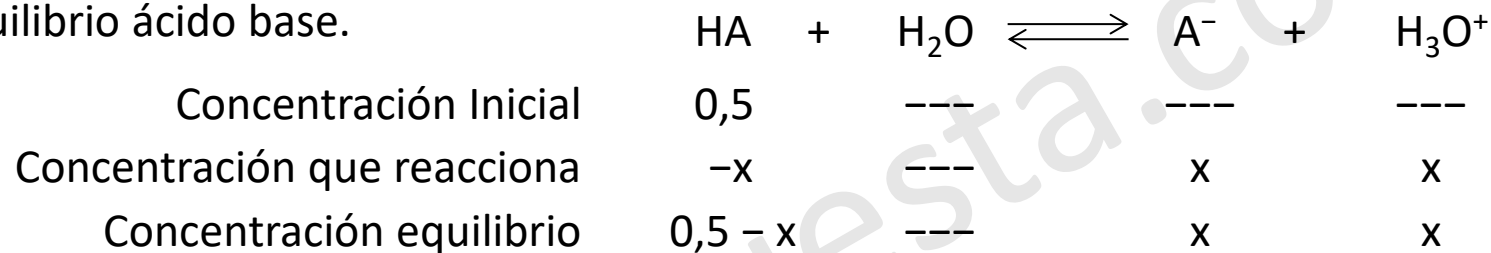
WWW.

Ejercicio 4

Se dispone de una disolución de un ácido débil monoprótico, HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, cuyo grado de ionización es del 12 %.

a) Calcule el pH de la disolución y el valor de la constante de acidez. (1 punto)

Solución: Se escribe el equilibrio ácido base.



Se calcula el valor de x, con ayuda del dato del porcentaje de ionización.

$$\alpha = \frac{x}{C} \cdot 100 \longrightarrow x = \frac{\alpha \cdot C}{100} = \frac{12 \cdot 0,5}{100} = 0,06 \text{ mol/L}$$

Calculo el pH: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0,06) = 1,22$

Aplicando la fórmula de K_a : $K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,5 - x} = \frac{(0,06)^2}{0,5 - 0,06} = 8,18 \cdot 10^{-3}$

Solución: el valor de K_a es $8,18 \cdot 10^{-3}$ el pH es **1,22**.

Ejercicio 4

b1) Calcule el pH de la disolución resultante al añadir 80 mL de agua a 20 mL de la disolución anterior. Considere que los volúmenes son aditivos. **(1 punto)**

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).

$$M = \frac{n_{HA}}{V_{disolución} (L)} \longrightarrow n_{HA} = M \cdot V_{disolución} (L) = 0,5 \cdot 0,020 = 0,01 \text{ mol de HA}$$

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

$$M = \frac{n_{HA}}{V_{disolución} (L)} = \frac{0,01}{0,100} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Se plantea de nuevo el cuadro de equilibrio.

	HA	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,1		---		---		---
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	0,1 - x		---		x		x

A partir de la constante K_a :

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 8,18 \cdot 10^{-3} \longrightarrow x^2 = 8,18 \cdot 10^{-3} \cdot (0,1 - x)$$

© Angel Cuesta Arza

Ejercicio 4

b1) Calcule el pH de la disolución resultante al añadir 80 mL de agua a 20 mL de la disolución anterior. Considere que los volúmenes son aditivos. **(1 punto)**

$$x^2 = 8,18 \cdot 10^{-3} \cdot (0,1 - x) \longrightarrow x^2 = 8,18 \cdot 10^{-4} - 8,18 \cdot 10^{-3} \cdot x$$

Se resuelve la ecuación de segundo grado que nos queda. $x^2 + 8,18 \cdot 10^{-3} \cdot x - 8,18 \cdot 10^{-4} = 0$

Al resolverla, obtenemos dos soluciones. Solo es válida la positiva. $x = 2,48 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Ahora ya puedo calcular el valor del pH: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2,48 \cdot 10^{-2}) = 1,61$

Solución: el pH es **1,61**.

Ejercicio 4

b2) Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. **(0,5 puntos cada subapartado)**

i) Si diluimos una disolución de un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico, el grado de ionización se mantiene constante.

Un ácido fuerte es aquel que está totalmente dissociado. Si se diluye en agua, sigue siendo fuerte y sigue estando totalmente dissociado. Por ello, el grado de ionización permanece constante. La afirmación es **VERDADERA**.

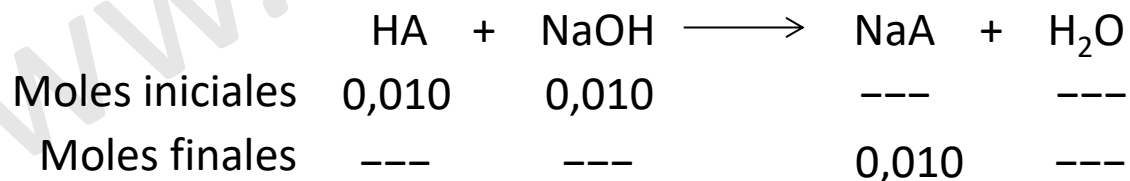
ii) Si mezclamos 20 mL de una disolución del ácido HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, con 20 mL de una disolución de NaOH de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la disolución resultante es ácida.

Se calculan los moles de HA que hay en los 0,020 L de disolución ácida y los moles de NaOH que hay en los 0,020 L.

$$n_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,5 \cdot 0,020 = 0,010 \text{ mol NaOH}$$

$$n_{\text{HA}} = M_{\text{HA}} \cdot V_{\text{HA}} = 0,5 \cdot 0,020 = 0,010 \text{ mol HA}$$

Escribo la reacción de neutralización.

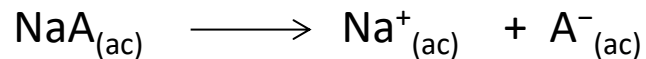


Puesto que la reacción es mol a mol y hay la misma cantidad inicial, en moles, de ácido y de base, se produce una neutralización completa. Por ello, las especies presentes en la disolución al finalizar la reacción son **NaA y agua**.

Ejercicio 4

ii) Si mezclamos 20 mL de una disolución del ácido HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, con 20 mL de una disolución de NaOH de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la disolución resultante es ácida.

Por ello, el pH de la disolución vendrá dado por la **reacción de hidrólisis del NaA**.

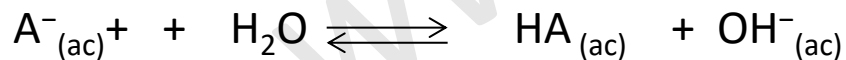


	HA	+	NaOH	\longrightarrow	<u>NaA</u>	+	H ₂ O
Moles iniciales	0,010		0,010		---		---
Moles finales	---		---		0,010		---

El ion Na^+ no sufre reacción de hidrólisis, puesto es el ácido conjugado del NaOH. El NaOH es una base fuerte, por ello su ácido conjugado es tan débil que no presenta reacción ácido-base con el agua. Por eso, el ion Na^+ , no altera el pH de la disolución.



El ion A^- si sufre reacción de hidrólisis, puesto es la base conjugada del HA. El HA es un ácido débil (hemos obtenido su valor de K_a en el apartado a)), por ello su base conjugada presenta reacción ácido-base con el agua. Por eso, el ion A^- , si altera el pH de la disolución. **Se produce la reacción de hidrólisis.**



Como se puede ver, en este segundo equilibrio químico se producen iones hidróxido. Por ello el pH de la disolución **será básico y la afirmación es FALSA.**