



## Guía de Ejercicios 2

### Equilibrio Ácido-Base

#### Debes recordar los siguientes tips para desarrollar los ejercicios exitosamente:

- ✓ Lee **completamente** el encabezado del ejercicio que se plantea.
- ✓ La ecuación siempre debe estar **equilibrada**, y todas las especies deben tener su correspondiente **estado de agregación**.
- ✓ Los pH son calculados con concentraciones de equilibrio.
- ✓ Realizar correctamente las disociaciones de las sales.
- ✓ Reconocer los pares ácido-base conjugados de cada especie.
- ✓ Hacer los cálculos con la cantidad en mol de cada especie resulta más fácil de trabajar.
- ✓ Reconocer cuando se trata de un sistema amortiguador.
- ✓ Para ejercicios de titulación, recalcular la cantidad de mol de cada especie en el volumen correspondiente.
- ✓ Recuerde que el cálculo de pH se realiza con concentraciones, mol/L, en el equilibrio.

#### Errores comunes

- ✓ Utilizar mal la calculadora.
- ✓ No balancear la ecuación.
- ✓ Utilizar el  $K_a$  cuando se trata de la disociación de una base.
- ✓ No calcular las concentraciones mol/L una vez obtenidas las cantidades en mol de las especies en el equilibrio.
- ✓ Utilizar erróneamente la fórmula de Henderson-Hasselbalch (invertida).

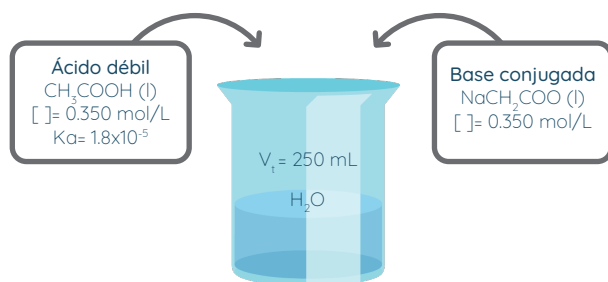
## Cómo desarrollar un ejercicio tipo

Se tienen 250 mL de una disolución amortiguadora que contiene ácido acético 0.350 mol/L y acetato de sodio 0.350 mol/L, sabiendo que  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \times 10^{-5}$ . Suponiendo volúmenes aditivos. Calcule la variación del pH de la disolución cuando se añaden:

a) 30.0 mL de HCl 0.100 mol/L

b) 300 mL de HCl 0.350 mol/L

El primer paso para desarrollar este ejercicio es tener claridad de lo que se tiene inicialmente, para esto te recomendamos que dibujes la disolución como se muestra a continuación:



Con los datos entregados en el enunciado, es posible determinar el pH inicial para esta disolución.

$$\text{p}K_a = -\log(K_a)$$

$$\text{p}K_a = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Ácido}]}$$

$$\therefore \text{pH} = \text{p}K_a + \log \left[ \frac{\frac{8.75 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0.250 \text{ L}}}{\frac{8.75 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0.250 \text{ L}}} \right] = 4.74$$

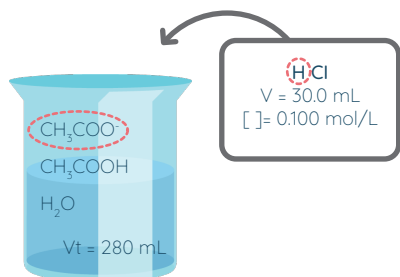
Es necesario determinar los moles presentes en los 250 mL.

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{0.35 \text{ mol}}{1\text{L}} \times 0.250 \text{ L} = 8.75 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{0.35 \text{ mol}}{1\text{L}} \times 0.250 \text{ L} = 8.75 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

**Obs:** Nota que el valor del pH coincide con el valor del  $\text{p}K_a$

a) Para determinar la variación de pH en la disolución cuando se agregan 30.0 mL de HCl de concentración 0.100 mol/L, es recomendable dibujar nuevamente el cambio en la disolución.



Es necesario determinar los moles presentes en los 250 mL.

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 8.75 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{0.100 \text{ mol}}{1\text{L}} \times 0.030 \text{ L} = 3.00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Una vez determinados los mol presentes en el inicio para cada sustancia, el siguiente paso es determinar los mol que encuentran en el equilibrio:

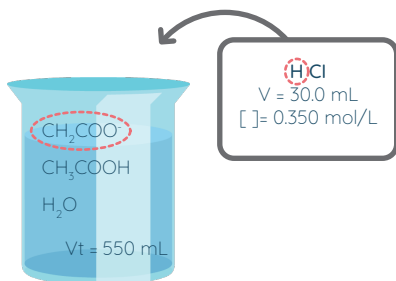
	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{ac}) +$	$\text{HCl} (\text{ac}) \rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac}) +$	$\text{Cl}^- (\text{ac})$
i)mol	$8.75 \times 10^{-2}$	$3.00 \times 10^{-3}$ <b>RL</b>	$8.75 \times 10^{-2}$	0
rx)mol	$-3.00 \times 10^{-3}$	$-3.00 \times 10^{-3}$	$+3.00 \times 10^{-3}$	$+3.00 \times 10^{-3}$
eq)mol	0.0845	0	0.0905	$3.00 \times 10^{-3}$

De acuerdo con lo anterior, se determinó que en el equilibrio hay 0.0845 mol de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (base conjugada de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) y 0.0905 mol de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (ácido débil). Con estos datos podemos calcular el pH de la disolución cuando se agregaron los 30.0 mL

$$\therefore \text{pH} = 4.74 + \log \left[ \frac{\frac{0.0845 \text{ mol}}{0.280 \text{ L}}}{\frac{0.0905 \text{ mol}}{0.280 \text{ L}}} \right] = 4.71$$

Como el pH de la disolución en un inicio era de 4.74 y, luego al adicionar los 30.0 mL de HCl 0.100 mol/L cambia a 4.71, la variación es de tan solo 0.03 unidades de pH, en estas condiciones, decimos que no existe variación en el pH. En este ejercicio podemos apreciar el poder regulador de la disolución, donde el pH no varía al adicionar una pequeña cantidad de ácido fuerte.

**b)** Para determinar la variación de pH en la disolución cuando se agregan 300.0 mL de HCl de concentración 0.350 mol/L debes seguir el procedimiento realizado anteriormente.



Es necesario determinar los mol involucrados.

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 8.75 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{0.350 \text{ mol}}{1\text{L}} \times 0.300 \text{ L} = 0.105 \text{ mol}$$

Nuevamente, determinados los mol presentes en el inicio para cada sustancia. El siguiente paso es determinar los mol que encuentran en el equilibrio.

	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{ac}) +$	$\text{HCl} (\text{ac}) \rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac}) +$	$\text{Cl}^- (\text{ac})$
i)mol	$8.75 \times 10^{-2}$ <b>RL</b>	0.105	$8.75 \times 10^{-2}$	0
rx)mol	$-8.75 \times 10^{-2}$	$-8.75 \times 10^{-2}$	$+8.75 \times 10^{-2}$	$+8.75 \times 10^{-2}$
eq)mol	0	0.0175	0.175	$8.75 \times 10^{-2}$

A vertical sequence of 20 geometric shapes and patterns, arranged in a column. The elements are: 1. A pattern of vertical blue stripes of varying widths, with a small blue circle in the center. 2. A yellow right-angled triangle with a yellow circle to its right. 3. A pink triangle pointing up, with a small pink circle below it. 4. A blue rectangle with a grey triangle on the left and a pink triangle on the right. 5. A pink circle, a blue circle, a yellow circle, and a green circle arranged in a 2x2 grid. 6. A pink semi-circle. 7. A pink semi-circle. 8. A pink triangle pointing right, followed by a green triangle pointing right. 9. A pattern of vertical blue stripes of varying widths, with a small blue circle in the center. 10. A yellow right-angled triangle with a yellow circle to its right. 11. A pink triangle pointing up, with a small pink circle below it. 12. A blue rectangle with a grey triangle on the left and a pink triangle on the right. 13. A pink circle, a blue circle, a yellow circle, and a green circle arranged in a 2x2 grid. 14. A pink semi-circle. 15. A pink semi-circle. 16. A pink triangle pointing right, followed by a green triangle pointing right. 17. A pattern of vertical blue stripes of varying widths, with a small blue circle in the center. 18. A yellow right-angled triangle with a yellow circle to its right. 19. A pink triangle pointing up, with a small pink circle below it. 20. A blue rectangle with a grey triangle on the left and a pink triangle on the right.

4

## Ejercicios propuestos

1. Identifique los pares ácido-base conjugado en las siguientes reacciones:



2. Complete la siguiente tabla, de acuerdo a los datos entregados:

$\text{H}^+$	$\text{OH}^-$	pH	pOH
$1.2 \times 10^{-8}$			
	$1.3 \times 10^{-3}$		
		3.4	
			11.5

3. ¿Cuál es la  $[\text{H}^+]$  de una disolución con una  $[\text{OH}^-] = 5.01 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  a  $25^\circ\text{C}$ ?

4. ¿Cuál es la  $[\text{OH}^-]$  de una disolución de HCl  $1.10 \text{ mol/L}$ ?

5. ¿Cuál es el pH de una disolución, si la  $[\text{H}^+]$  es de  $0.015 \text{ mol/L}$ ?

6. ¿Cuál es la  $[\text{H}^+]$  de una disolución que tiene un  $\text{pOH} = 3.9$ ?

7. ¿Cuál es el pH de una disolución de KOH de concentración  $[\text{OH}^-] = 1.90 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ ?

8. El pH de una disolución  $0.10 \text{ mol/L}$  de ácido débil monoprótico es de 5.15. ¿Cuál es el  $K_a$  de este ácido?

9. ¿Cuál es el pH de una disolución  $0.38 \text{ mol/L}$  de piridina?  $K_b = 1.7 \times 10^{-9}$

10. ¿Cuál es el pH de una disolución de formiato de sodio  $0.24 \text{ mol/L}$ ?  $K_a$  (ácido fórmico) =  $1.7 \times 10^{-4}$

11. Determine el pH de una disolución  $0.40 \text{ mol/L}$  de ácido benzoico y compare con el pH de una disolución  $0.40 \text{ mol/L}$  de ácido benzoico y  $0.20 \text{ mol/L}$  de benzoato de sodio. Dato:  $K_a$  (ácido benzoico) =  $6.5 \times 10^{-5}$

12. ¿Cuáles de los siguientes pares pueden generar una disolución reguladora?

- a)  $\text{HNO}_2$  /  $\text{NaNO}_2$
- b)  $\text{KNO}_3$  /  $\text{HNO}_3$
- c)  $\text{NaOH}$  /  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- d)  $\text{NaCl}$  /  $\text{HCl}$
- e)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  /  $\text{NH}_3$

13. ¿Cuál es el pH de las siguientes disoluciones a 25°C? Datos:  $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \times 10^{-5}$ ;  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \times 10^{-5}$

- a)  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ , 0.36 mol/L
- b)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , 0.42 mol/L
- c)  $(\text{NH}_4)\text{CH}_3\text{COO}$ , 0.20 mol/L

14. ¿Cuál es el pH de una disolución amortiguadora preparada por disolución de 0.225 mol de ácido acético y 0.500 mol de acetato de sodio en agua suficiente para tener 600 mL de disolución? Dato:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \times 10^{-5}$

15. Un ácido HA está disociado al 0.5 % en disolución 0.30 mol/L. Calcule:

- a) La constante de disociación del ácido.
- b) El pH de la disolución.
- c) La concentración de iones  $\text{OH}^-$ .

16. El pH de un ácido monoprótico débil 0.060 mol/L es 3.44. Calcule el  $K_a$  de ese ácido.

17. a) ¿Cuál es el pH de una disolución amortiguadora que contiene 0.25 mol/L de HF y 0.50 mol/L de NaF? Datos:  $K_a(\text{HF}) = 7.1 \times 10^{-4}$

b) ¿Cuál es el pH del sistema anterior después de la adición de 0.060 mol de HCl a 1.00 L de disolución amortiguadora?

18. ¿Cuál es la masa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  que se debe añadir a 100 mL de  $\text{NH}_3$  6.0 mol/L, para obtener una disolución de pH = 9.5? Suponga que no hay variación de volumen. Dato:  $K_b(\text{NH}_3) = 1.81 \times 10^{-5}$



19. Se obtiene una disolución reguladora disolviendo 68.0 g de formiato de sodio  $\text{NaCOOH}$  en 1.00 L de una disolución de ácido fórmico  $\text{HCOOH}$  2.00 mol/L. Considere que  $K_a(\text{HCOOH}) = 1.6 \times 10^{-4}$ . Calcule:

- a) El pH de la disolución.
- b) El pH luego de agregar 0.500 moles de  $\text{HCl}$ .
- c) El pH luego de agregar a la disolución a 8.0 g de  $\text{NaOH}$ .

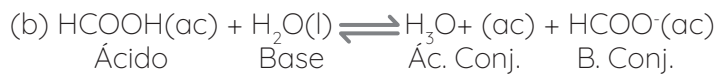
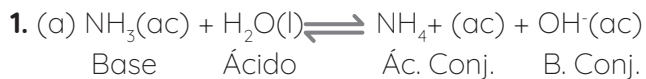
20. Cuál es el pH de la disolución al mezclar:

- a) 20.0 mL de amoníaco 0.10 mol/L y 10.0 mL de  $\text{HCl}$  0.10 mol/L
- b) 55.0 mL de amoníaco 0.10 mol/L y 45.0 mL de  $\text{HCl}$  0.10 mol/L

Dato:  $K_b(\text{NH}_3) = 1.85 \times 10^{-5}$



## Respuestas de los ejercicios propuestos



2.

$\text{H}^+$	$\text{OH}^-$	pH	pOH
$1.2 \times 10^{-8}$	$7.9 \times 10^{-7}$	7.9	6.1
$7.9 \times 10^{-12}$	$1.3 \times 10^{-3}$	11.1	2.9
$4.0 \times 10^{-4}$	$2.5 \times 10^{-11}$	3.4	10.6
$3.2 \times 10^{-3}$	$3.2 \times 10^{-12}$	2.5	11.5

3.  $2.0 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$

4.  $9.09 \times 10^{-15} \text{ mol/L}$

5. 1.82

6.  $7.94 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$

7. 10.28

8.  $5.0 \times 10^{-10}$

9. 9.40

10. 8.6

11. 3.89

12. a) Sí, b) No, c) Sí, d) No, e) Sí

13. a) 9.15; b) 4.81; c) 7.00

14. 5.00

15. a)  $7.5 \times 10^{-6}$ ; b) 2.82; c)  $6.6 \times 10^{-12}$

16.  $2.2 \times 10^{-6}$

17. a) 3.45, b) 3.30

18. 18.78 g

19. a) 3.5, b) 3.1, c) 3.6 20. a) 9.27, b) 8.61

20. a) 9.27, b) 8.61

