

# pH EN SOLUCIONES

CLASE N° 9

# Repasito de concentración

► Ejercicio 10, guía N° 6:

Una disolución está formada por 8 g de soluto y 250 g de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es  $\delta_{\text{sol}} = 1,08 \text{ g/cm}^3$ . Calcular la concentración de la disolución en g/L.

- $m_{\text{stb}} = 8 \text{ g}$ .
- $m_{\text{ste}} = 250 \text{ g}$
- $\delta_{\text{sol}} = 1,08 \text{ g/cm}^3 = 1,08 \text{ g/mL}$ .
- $[\text{sto}] = \frac{8 \text{ g}}{250 + 8} \times 100 = 3,10\% \text{ m/m}$ .

- $[\text{sto}] = \frac{3,10 \text{ g}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1,08 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$

**$[\text{sto}] = 33,48 \text{ g/L}$**

# Repasito de concentración

► Ejercicio 14, guía N° 6:

Se mezclan 50 g de solución al 20 % en masa de cloruro de sodio con 20 g de agua.  
Calcula el nuevo valor de la concentración.

Handwritten solution on grid paper:

- $[NaCl] = 20\% \text{ m/m}$
- $M_{sol NaCl} = m_{sto} = 50 \text{ g sol NaCl}$
- $M_{H_2O} = 20 \text{ g}$
- $m_{sto} = \frac{20 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g sol}} \cdot 50 \text{ g sol} = 10 \text{ g NaCl}$
- $[NaCl]_2 = \frac{10 \text{ g}}{(50 + 20) \text{ g}} \times 100 = \frac{10 \text{ g}}{70 \text{ g}} \times 100$

# Repasito de concentración

► Ejercicio 16, guía N° 6

Calcular a qué volumen final deberán llevarse 10 mL de una solución de  $\text{FeCl}_3$  de concentración 0,8 M para obtener una solución de  $\text{FeCl}_3$  de concentración 0,2 M.

- $V_1 = 10 \text{ mL}$
- $C_1 = 0,8 \text{ M}$
- $C_2 = 0,2 \text{ M}$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$\frac{0,8 \text{ M} \times 10 \text{ mL}}{0,2 \text{ M}} = V_2$$

$$V_2 = 40 \text{ mL}$$

# Repasito de concentración

► Ejercicio 20, guía N° 6:

¿Qué concentración debe tener una solución de HF para que con 60 mL de esta misma se preparen 200 mL del mismo ácido en una concentración 0,5 M?

$$V_1 = 60 \text{ mL}$$

$$C_2 = 0,5 \text{ M}$$

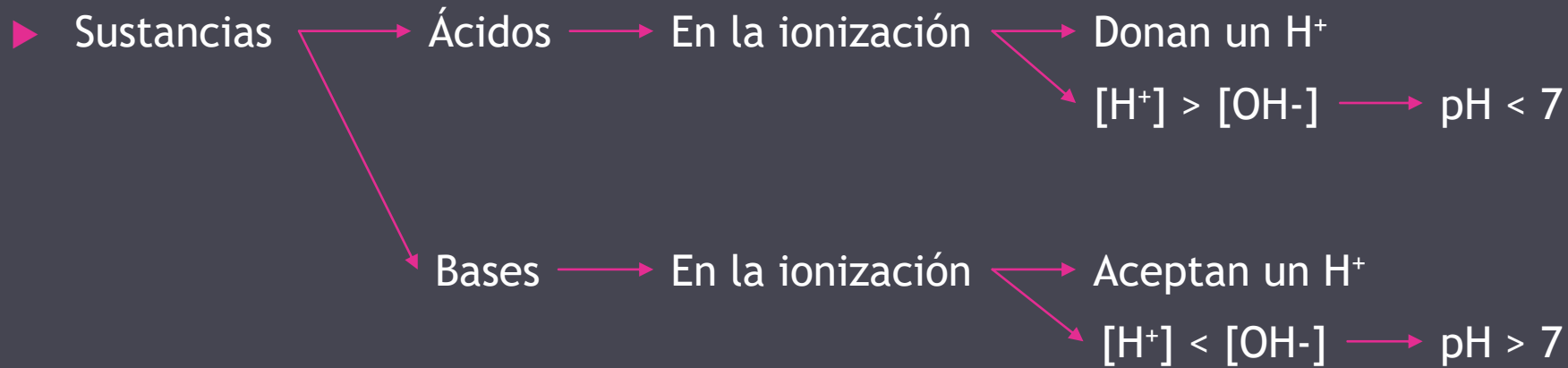
$$V_2 = 200 \text{ mL}$$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

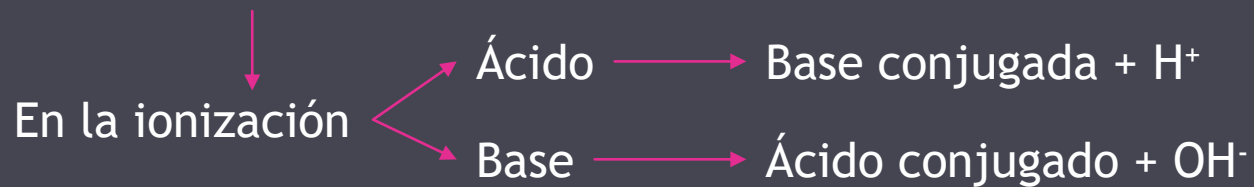
$$C_1 = \frac{0,5 \text{ M} \times 200 \text{ mL}}{60 \text{ mL}}$$

$$C_1 = 1,67 \text{ M}$$

# Repasito ácidos y bases



▶ Especies y especies conjugadas



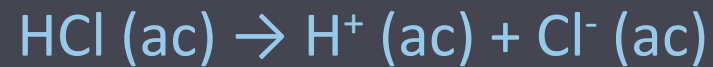
- ▶ Cálculo de pH de soluciones → Depende de la fuerza ácida o básica de las especies presentes

# Especies y especies conjugadas

	Ácido	Base conjugada	
Aumenta la fuerza del ácido ↑	Ácidos fuertes	HClO <sub>4</sub> (ácido perclórico)	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (ion perclorato)
		HI (ácido yodhídrico)	I <sup>-</sup> (ion yoduro)
		HBr (ácido bromhídrico)	Br <sup>-</sup> (ion bromuro)
		HCl (ácido clorhídrico)	Cl <sup>-</sup> (ion cloruro)
		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (ácido sulfúrico)	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (ion hidrogenosulfato)
		HNO <sub>3</sub> (ácido nítrico)	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (ion nitrato)
		H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ion hidronio)	H <sub>2</sub> O (agua)
	Ácidos débiles	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (ion hidrogenosulfato)	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (ion sulfato)
		HF (ácido fluorhídrico)	F <sup>-</sup> (ion fluoruro)
		HNO <sub>2</sub> (ácido nitroso)	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (ion nitrito)
		HCOOH (ácido fórmico)	HCOO <sup>-</sup> (ion formato)
		CH <sub>3</sub> COOH (ácido acético)	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> (ion acetato)
		NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> (ion amonio)	NH <sub>3</sub> (amoniaco)
		HCN (ácido cianhídrico)	CN <sup>-</sup> (ion cianuro)
H <sub>2</sub> O (agua)	OH <sup>-</sup> (ion hidróxido)		
NH <sub>3</sub> (amoniaco)	NH <sub>2</sub> <sup>-</sup> (ion amiduro)		
			Aumenta la fuerza de la base ↓

# Ácidos y bases fuertes

- ▶ Se ionizan por completo.
- ▶ Ácido fuerte.  $\longrightarrow$   $[\text{ácido}] = C_a = [\text{H}^+]$
- ▶ Base fuerte.  $\longrightarrow$   $[\text{base}] \times n = C_b \times n = [\text{OH}^-]$



Especies	HCl	H <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Concentraciones iniciales	$C_a$	0	0
Ionización	$- C_a$	$C_a$	$C_a$
Concentraciones en el equilibrio	$C_a - C_a = 0$	$C_a$	$C_a$



# Ácidos y bases fuertes

► Ejercicio 33. a), guía N° 6

5,15 g de  $\text{HClO}_4$  en 0,250 L de una disolución acuosa de  $\text{HClO}_4$  0,150 M.

Handwritten solution for the exercise:

- $m_{\text{extra}} = 5,15 \text{ g}$ .
- $[\text{sol}] = 0,15 \text{ M}$ .
- $V_{\text{sol}} = 0,25 \text{ L}$ .
- $\text{PM HClO}_4 = 100,46 \text{ g/mol}$ .

1.  $m_{\text{extra}} = 5,15 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100,46 \text{ g}}$   
 $m_{\text{extra}} = 0,05 \text{ mol}$

2.  $m_{\text{sol}} = \frac{0,15 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot 0,25 \text{ L}$   
 $m_{\text{sol}} = 0,04 \text{ mol}$

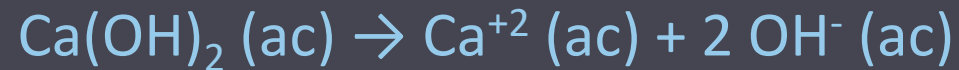
3.  $m_{\text{T}} = m_{\text{sol}} + m_{\text{extra}} = 0,05 + 0,04$   
 $m_{\text{T}} = 0,09 \text{ mol}$

4.  $[\text{HClO}_4]_2 = \frac{0,09}{0,25 \text{ L}}$   
 $[\text{HClO}_4]_2 = 0,36 \text{ M} = [\text{H}^+]$

5.  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,36)$   
 $\text{pH} = 0,44$

# Ácidos y bases fuertes

- ▶ Se ionizan por completo.
- ▶ Ácido fuerte.  $\longrightarrow$   $[\text{ácido}] = C_a = [\text{H}^+]$
- ▶ Base fuerte.  $\longrightarrow$   $[\text{base}] \times n = C_b \times n = [\text{OH}^-]$



Especies	$\text{Ca(OH)}_2$	$\text{Ca}^{+2}$	$2 \text{OH}^-$
Concentraciones iniciales	$C_b$	0	0
Ionización	$- C_b$	$C_b$	$2 \times C_b$
Concentraciones en el equilibrio	$C_b - C_b = 0$	$C_b$	$2 \times C_b$

# Ácidos y bases fuertes

## ► Ejercicio 33. b), guía N° 6

1,65 g de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  a una mezcla de 47,6 mL de una disolución acuosa de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0,0562 M y 23,2 mL de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0,1 M.

$m_{\text{ext}} = 1,65 \text{ g Ba}(\text{OH})_2$   
 $[\text{sol}_1] = 0,0562 \text{ M}$   
 $\text{Vol sol}_1 = 47,6 \text{ mL}$

$[\text{sol}_2] = 0,1 \text{ M}$   
 $\text{Vol sol}_2 = 23,2 \text{ mL}$   
 $\text{PM Ba}(\text{OH})_2 = 171,35 \text{ g/mol}$

1.  $m_{\text{ext}} = 1,65 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{171,35 \text{ g}}$   
 $m_{\text{ext}} = 9,63 \times 10^{-3} \text{ mol}$

2.  $m_1 = \frac{0,0562 \text{ mol} \cdot 47,6 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}}$   
 $m_1 = 2,67 \times 10^{-3} \text{ mol}$

3.  $m_2 = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot 23,2 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}}$   
 $m_2 = 2,32 \times 10^{-3}$

4.  $m_T = m_{\text{ext}} + m_1 + m_2$   
 $m_T = 9,63 \times 10^{-3} + 2,67 \times 10^{-3} + 2,32 \times 10^{-3}$   
 $m_T = 0,01 \text{ mol}$

5.  $V_T = \text{Vol sol}_1 + \text{Vol sol}_2$   
 $V_T = 47,6 \text{ mL} + 23,2 \text{ mL}$   
 $V_T = 70,8 \text{ mL}$

6.  $[\text{Ba}(\text{OH})_2] = \frac{0,01 \text{ mol}}{70,8 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$   
 $[\text{Ba}(\text{OH})_2] = 0,14 \text{ M}$

7.  $[\text{OH}^-] = 2 \cdot C_b = 2 \cdot 0,14$   
 $[\text{OH}^-] = 0,28 \text{ M}$

8.  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,28)$   
 $\text{pOH} = 0,55$

9.  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,55$   
 $\text{pH} = 13,45$

# Ácidos y bases débiles

- ▶ Se ionizan incompletamente.
- ▶ Reacción reversible.
- ▶ Los productos reaccionan y forman los reactivos.
- ▶ Entra en juego la constante de equilibrio.



Especies	CH <sub>3</sub> COOH	H <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
Concentraciones iniciales	C <sub>a</sub>	0	0
Ionización	- X	X	X
Concentraciones en el equilibrio	C <sub>a</sub> - X	X	X

- $[\text{H}^+] = X = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$
- $C_a \gg X$
- $C_a - X = C_a$

$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{H}^+]}{[C_a]}$$

$$\sqrt{k_a C_a} = [\text{H}^+]$$

# Ácidos y bases débiles

## ► Ejercicio 38. a), guía N° 6

Se disuelven 0,71 g de ácido monocloroetanoico ( $\text{ClCH}_2\text{COOH}$ ) en agua hasta obtener  $250 \text{ cm}^3$  de disolución a  $25^\circ \text{C}$ .

$$K_a = 4,178 \times 10^{-3}.$$

### ► Calcular el pH de la disolución.

Handwritten solution on grid paper:

- $m_{\text{ac}} = 0,71 \text{ g}$
- $V_{\text{sol}} = 250 \text{ cm}^3 = 250 \text{ mL}$
- $K_a = 4,178 \times 10^{-3}$
- $PM_{\text{acido}} = 94,50 \text{ g/mol}$

$$[Ac] = \frac{0,71 \text{ g}}{250 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{94,50 \text{ g}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$[Ac] = 0,03 \text{ M}$  → Ácido débil

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a}$$
$$[H^+] = \sqrt{4,178 \times 10^{-3} \cdot 0,03}$$

$[H^+] = 0,011 \text{ M}$

$$pH = -\log [H^+]$$
$$pH = -\log 0,011$$

**$pH = 1,95$**

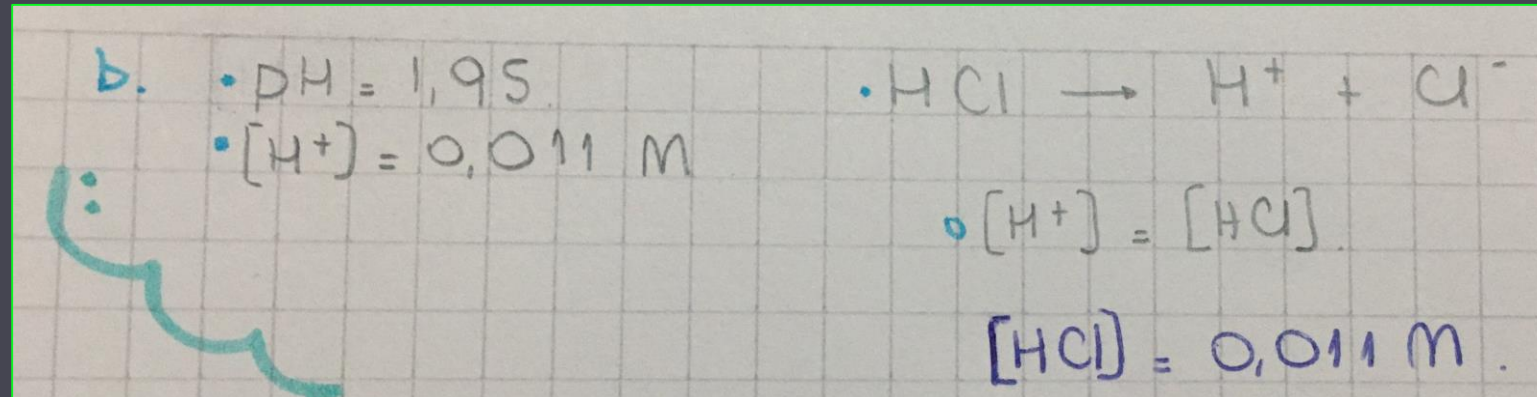
# Ácidos y bases débiles

▶ Ejercicio 38. b), guía N° 6

Se disuelven 0,71 g de ácido monocloroetanoico ( $\text{ClCH}_2\text{COOH}$ ) en agua hasta obtener  $250 \text{ cm}^3$  de disolución a  $25^\circ \text{C}$ .

$$K_a = 4,178 \times 10^{-3}.$$

- ▶ Calcular la concentración que debería tener una disolución de cloruro de hidrógeno para que tuviera igual pH.



# Ácidos y bases débiles

- ▶ Se ionizan incompletamente.
- ▶ Reacción reversible.
- ▶ Los productos reaccionan y forman los reactivos.
- ▶ Entra en juego la constante de equilibrio.



Especies	$\text{NH}_3$	$\text{OH}^-$	$\text{NH}_4^+$
Concentraciones iniciales	$C_b$	0	0
Ionización	- X	X	X
Concentraciones en el equilibrio	$C_b - X$	X	X

- $[\text{OH}^-] = X$

- $C_b \gg X$

- $C_b - X = C_b$

$$k_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$k_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{OH}^-]}{[C_b]}$$

$$\sqrt{k_b C_b} = [\text{OH}^-]$$

# Ácidos y bases débiles

► Ejercicio 40. a), guía N° 6

Se disuelven 3,4 gramos de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) en agua suficiente como para obtener 250 mL de disolución,

$K_b = 1,81 \times 10^{-5}$ , calcular:

- La concentración de  $\text{OH}^-$  presentes en la disolución.

$$\bullet m_{\text{NH}_3} = 3,4 \text{ g}$$

$$\bullet V_{\text{sol}} = 250 \text{ mL}$$

$$\bullet K_b = 1,81 \times 10^{-5}$$

$$\bullet \text{PM}_{\text{NH}_3} = 17,031 \text{ g/mol}$$

$$\bullet [\text{NH}_3] = \frac{3,4 \text{ g}}{250 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{17,031 \text{ g}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\underline{[\text{NH}_3] = 0,8 \text{ M} = C_b}$$

$$\bullet [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1,81 \times 10^{-5} \cdot 0,8}$$

$$[\text{OH}^-] = 3,8 \times 10^{-3} \text{ M}$$



# Ácidos y bases débiles

► Ejercicio 40. b) y c), guía N° 6

Se disuelven 3,4 gramos de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) en agua suficiente como para obtener 250 mL de disolución,

$K_b = 1,81 \times 10^{-5}$ , calcular:

- El pH de la disolución.
- Los gramos de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) necesarios para obtener 2 L de disolución acuosa de igual pH.

b. •  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$   
 $\text{pOH} = -\log 3,8 \times 10^{-3}$   
 $\text{pOH} = 2,42$

•  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$   
 $\text{pH} = 14 - 2,42$   
 $\text{pH} = 11,58$

c. •  $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 3,8 \times 10^{-3} \text{ M}$

•  $[\text{NaOH}] = \frac{3,8 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{40 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$   
 $[\text{NaOH}] = 0,152 \text{ g/L}$

•  $m_{\text{NaOH}} = \frac{0,152 \text{ g}}{1 \times} \cdot 2 \times$

$m_{\text{NaOH}} = 0,304 \text{ g}$

# Soluciones buffer - amortiguadoras

- ▶ Solución de un ácido débil o una base débil y su sal conjugada.
- ▶ Es una solución de pH constante.
- ▶ [ácido] o [base], grande como para contrarrestar el agregado de otra sustancia.
- ▶ [sal] = [base o ácido conjugado], grande como para contrarrestar el agregado de otra sustancia.
- ▶ Ejemplo: solución de ácido acético y acetato de sodio.



- ▶ Ejemplo: solución de amoníaco y cloruro de amonio.



# Soluciones buffer - amortiguadoras

- ▶ Ejemplo: solución de ácido acético y acetato de sodio.



Especies	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	H <sup>+</sup>
Concentraciones iniciales	C <sub>a</sub>	C <sub>s</sub>	0
Ionización	- X	X	X
Concentraciones en el equilibrio	C <sub>a</sub> - X	C <sub>s</sub> + X	X

- $[\text{H}^+] = X$

- $C_a \gg X$

- $C_s \gg X$

- $C_a - X = C_a$

- $C_s + X = C_s$

$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$k_a = \frac{[\text{H}^+]C_s}{C_a}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{k_a C_a}{C_s}$$

# Soluciones buffer - amortiguadoras

## ► Ejercicio 44, guía N° 6

Calcular el pH de una solución amortiguadora preparada por disolución de 0,225 mol de ácido acético y 0,225 mol de acetato de sodio en agua suficiente para hacer 0,6 L de disolución.  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ .

Handwritten solution for a buffer pH calculation on grid paper:

- $n_{Ac} = 0,225 \text{ mol}$
- $n_{sal} = 0,225 \text{ mol}$
- $V_{sol} = 0,6 \text{ L}$
- $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

Calculations:

$$[Ac] = \frac{0,225 \text{ mol}}{0,6 \text{ L}}$$
$$[Ac] = 0,375 \text{ M} = [sal]$$

↓ ↓

$$C_a = 0,375 \text{ M} = C_s$$

---

$$[H^+] = K_a \cdot \frac{C_a}{C_s} = 1,8 \times 10^{-5} \cdot \frac{0,375}{0,375}$$
$$[H^+] = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

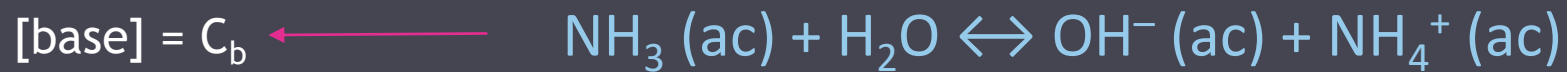
•  $pH = -\log [H^+]$

$$pH = -\log 1,8 \times 10^{-5}$$

**pH = 4,74**

# Soluciones buffer - amortiguadoras

- ▶ Ejemplo: solución de amoníaco y cloruro de amonio.



Especies	$NH_3$	$NH_4^+$	$OH^-$
Concentraciones iniciales	$C_b$	$C_s$	0
Ionización	- X	X	X
Concentraciones en el equilibrio	$C_b - X$	$C_s + X$	X

- $[OH^-] = X$
- $C_b \gg X$
- $C_s \gg X$
- $C_b - X = C_b$
- $C_s - X = C_s$

$$k_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$k_b = \frac{[OH^-]C_s}{C_b}$$

$$[OH^-] = \frac{k_b C_b}{C_s}$$

# Soluciones buffer - amortiguadoras

► Ejercicio 45. b), guía N° 6

Calcula el pH de las siguientes disoluciones:

► 0,2 M de  $\text{NH}_3$  y 0,1 M  $\text{NH}_4\text{Cl}$   $k_b = 1,81 \times 10^{-5}$ .

Handwritten calculations on grid paper:

- $[\text{NH}_3] = C_b = 0,2 \text{ m}$ .
- $[\text{NH}_4\text{Cl}] = C_s = 0,1 \text{ m}$ .
- $k_b = 1,81 \times 10^{-5}$ .
- $[\text{OH}^-] = k_b \cdot \frac{C_b}{C_s}$
- $[\text{OH}^-] = 1,81 \times 10^{-5} \cdot \frac{0,2}{0,1}$
- $[\text{OH}^-] = 3,62 \times 10^{-5} \text{ m}$
- $\text{pOH} = -\log 3,62 \times 10^{-5}$
- $\text{pOH} = 4,44$
- $\text{pH} = 14 - 4,44$
- $\text{pH} = 9,56$

# Estequiometría

- ▶ Reacciones de soluciones acuosas.
- ▶ Datos: concentraciones de reactivos.
- ▶ Datos: concentraciones de productos.
- ▶ Datos: pH de soluciones.

Se debe calcular a partir de estos datos los moles que participan

▶ Ejemplo: 10 mL de una solución 0,1 M.  $m_{sol} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1\,000 \text{ mL}} \times 10 \text{ mL} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol}$

▶ Ejemplo: 10 mL de una solución de HCl de pH = 3.

$$[H^+] = 10^{-3}$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ M} = [HCl]$$

$$m_{HCl} = \frac{1 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1\,000 \text{ mL}} \times 10 \text{ mL} = 1 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

# Estequiometría

## ► Ejercicio 46, guía N° 6



Si se hacen reaccionar 0,25 moles de  $\text{Br}_2 (\text{l})$  con 150 mL de solución acuosa 1,5 M de KI, determinar la masa de KBr que se produce.



- $n_{\text{Br}_2} = 0,25 \text{ mol}$
- $[\text{KI}] = 1,5 \text{ M}$
- $\text{VOL}_{\text{KI}} = 150 \text{ mL}$

$$\bullet \text{PM}_{\text{KBr}} = 119 \text{ g/mol}$$

$$\bullet n_{\text{KI}} = \frac{1,5 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \cdot 150 \text{ mL} = \underline{0,225 \text{ mol KI}}$$

→ vemos reactivo limitante:

$$\bullet n_{\text{KBr}} = 0,25 \text{ mol Br}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KBr}}{1 \text{ mol Br}_2}$$

$$\underline{n_{\text{KBr}} = 0,5 \text{ mol KBr}} \rightarrow \text{Por Br}_2$$

$$\bullet n_{\text{KBr}} = 0,225 \text{ mol KI} \cdot \frac{2 \text{ mol KBr}}{2 \text{ mol KI}}$$

$$\underline{n_{\text{KBr}} = 0,225 \text{ mol}} \rightarrow \text{por KI}$$

↓ Reactivo limitante

$$\bullet m_{\text{KBr}} = 0,225 \text{ mol} \cdot \frac{119 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{KBr}} = 26,78 \text{ g}$$