

CHANG: CAPÍTULO 15 Y 16
BROWN: CAPÍTULO 16 Y 17

EQUILIBRIO **ÁCIDO** – **BASE**



Common Household Acids & Bases



Acids



Bases



CONTENIDOS

- Ácidos y bases de Arrhenius y Bronsted.
- El agua y su ionización.
- Concepto del pH.
- Cálculo de pH de soluciones ácidos y bases fuertes.
- Ácidos y bases débiles y su constante de ionización.
- Cálculo de pH en soluciones de ácidos y bases débiles.
- Porcentaje de ionización.
- La relación entre las constantes de ionización de pares conjugados ácido-base.
- Ácidos polipróticos, equilibrios del ácido carbónico y del ácido sulfhídrico.
- Hidrólisis de sales.
- El efecto del ion común.
- Disoluciones amortiguadoras.
- Titulación ácido-base (fuerte/fuerte, fuerte/débil).
- Indicadores ácido base.

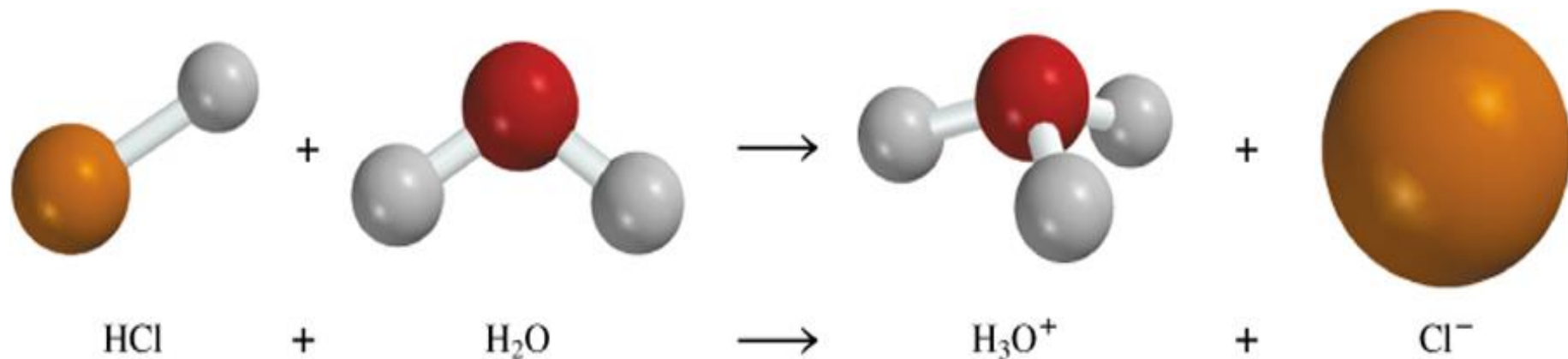
Ácido

- Sabor agrio (Ej. ácido cítrico del jugo de limón).
- Al disolverse en agua : aumentan concentración de H^+ (**Arrhenius, 1884**).
- Sustancia capaz de donar un H^+ a otra sustancia (**Bronsted y Lowry, 1932**)
- Sustancia capaz de aceptar un par de electrones (**Lewis, también en 1932**) Esta definición amplía el concepto de ácido).

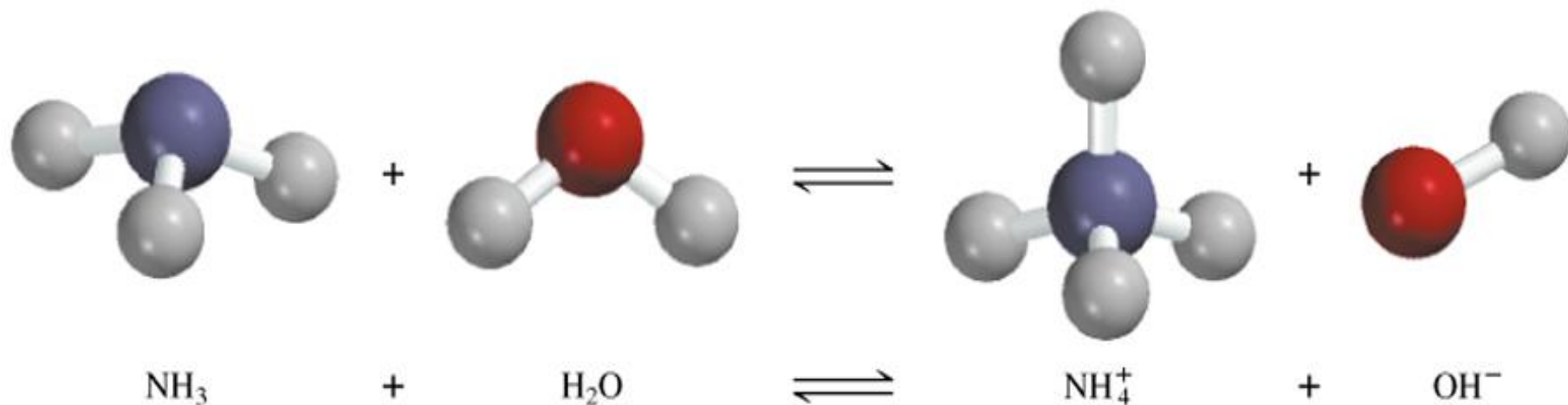
Base

- Sabor amargo (Ej. Jabón).
- Al disolverse en agua : aumentan concentración de OH^- (**Arrhenius**).
- Sustancia capaz de aceptar un H^+ proveniente de otra sustancia (**Brönsted y Lowry**).
- Sustancia que tiene pares de electrones disponibles (**Lewis**) Esta definición amplía el concepto de base.

Un ácido Arrhenius es una sustancia que produce H^+ (H_3O^+) en agua

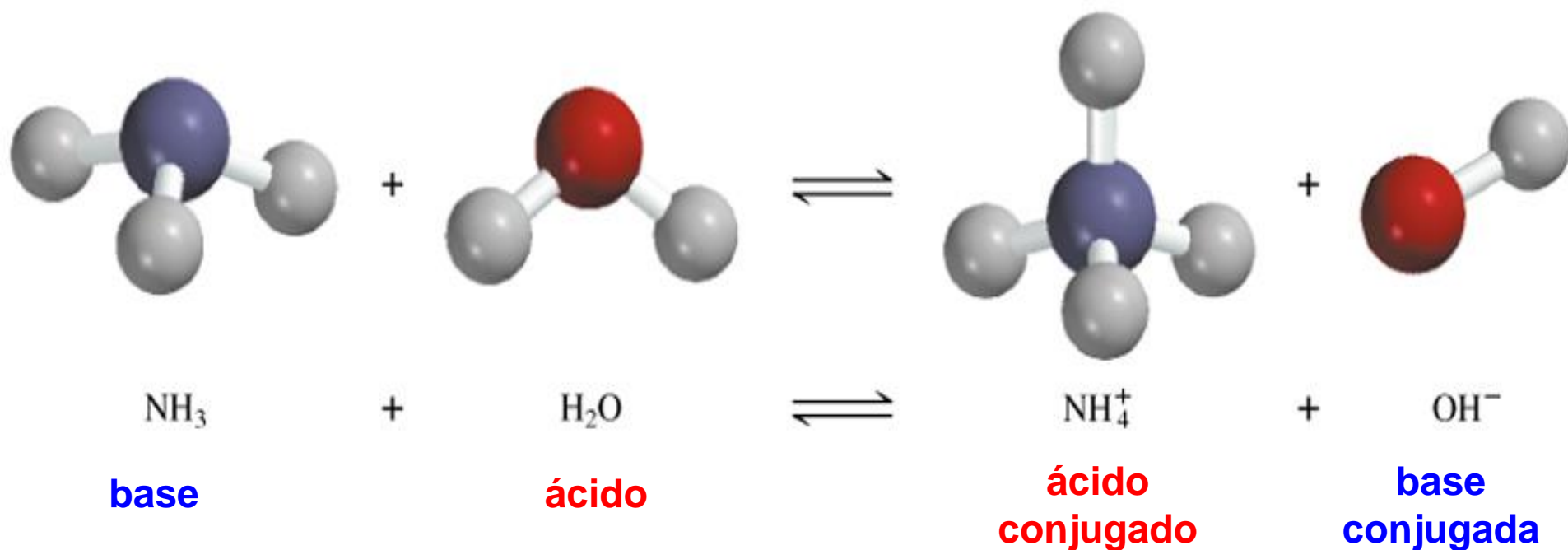


Una base Arrhenius es una sustancia que produce OH^- en agua



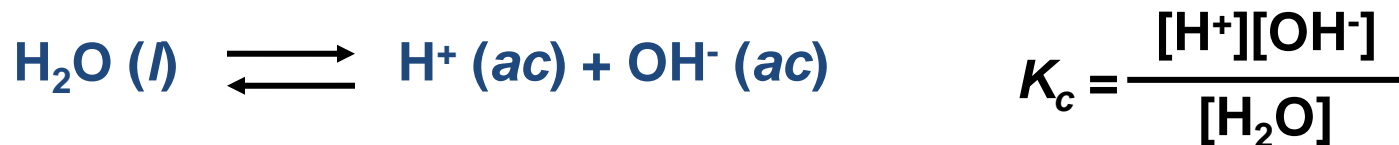
Un **ácido** Brønsted es un donador de protón

Una **base** Brønsted es un aceptador de protón



- Una sustancia se comporta como ácido, sólo si existe una sustancia que se comporta como base.
- Ciertas sustancias pueden actuar como ácido en una reacción y como base en otra (**sustancia anfótera**) Ej. el agua actúa como base frente a HCl y como ácido frente al NH_3 .

PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA



$[\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$

$$K_c[\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

La **constante del producto iónico (K_w)** es el producto de las concentraciones molares de los iones H^+ y OH^- **a una temperatura particular.**

La disolución es

At 25°C

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

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

neutra

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

ácida

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

básica

El pH: una medida de la acidez

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

La disolución es

A 25°C

neutra	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} = 7$
ácida	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} < 7$
básica	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} > 7$

pH ↑

[H⁺] ↓

FUERZA DE LOS ÁCIDOS Y LAS BASES

Ácidos y bases fuertes: son electrolitos fuertes, se ionizan totalmente en solución.

Ácidos y bases débiles: son electrolitos débiles, se ionizan parcialmente en solución (Independientemente de la concentración)

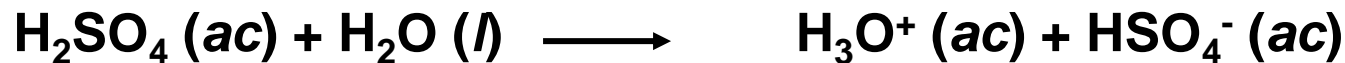
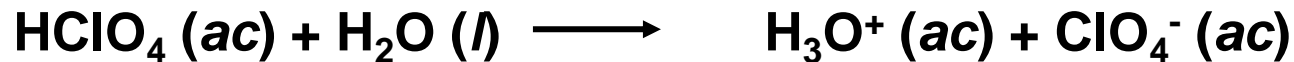
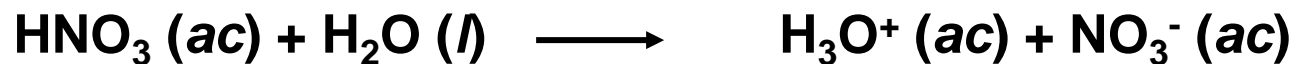
Electrólito fuerte: 100% disociación



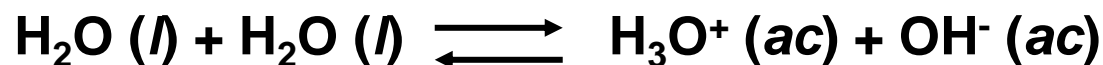
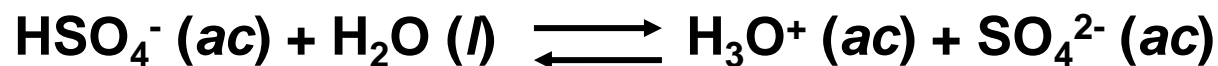
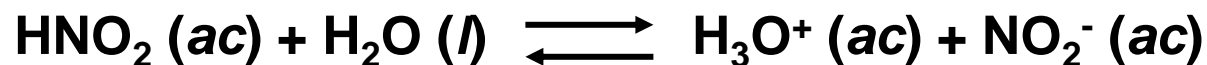
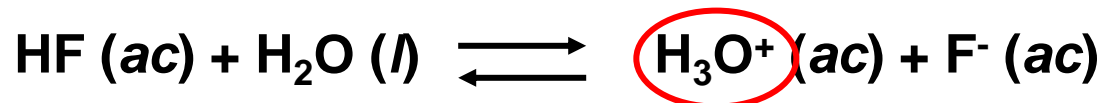
Electrólito débil: no se disocia por completo



Ácidos fuertes son electrólitos fuertes



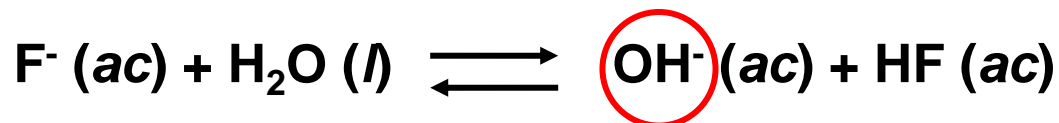
Ácidos débiles son electrólitos débiles



Bases fuertes son electrólitos fuertes







Bases débiles son electrólitos débiles



Pares conjugados ácido-base:

- La base conjugada de un ácido fuerte no tiene la fuerza medible.
- H_3O^+ es el ácido más fuerte que puede existir en disolución acuosa.
- El ion OH^- es la base más fuerte que puede existir en disolución acuosa.

Fuerzas relativas de pares conjugados ácido-base

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

¿Cuál es el pH de una disolución $2 \times 10^{-3} \text{ mol/L HNO}_3$?

HNO_3 es un ácido fuerte: 100% disociación

Inicial	0.002 M	0.0 M	0.0 M
	$\text{HNO}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac}) + \text{NO}_3^- (\text{ac})$	
Final	0.0 M	0.002 M	0.002 M

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0.002) = 2.7$$

¿Cuál es el pH de una disolución $1.8 \times 10^{-2} \text{ mol/L Ba(OH)}_2$?

Ba(OH)_2 es un base fuerte: 100% disociación.

Inicial	0.018 M	0.0 M	0.0 M
	$\text{Ba(OH)}_2 (\text{s}) \longrightarrow$	$\text{Ba}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{OH}^- (\text{ac})$	
Final	0.0 M	0.018 M	0.036 M

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 + \log(0.036) = 12.56$$

ÁCIDOS DÉBILES (HA) Y SU CONSTANTE DE IONIZACIÓN ÁCIDA



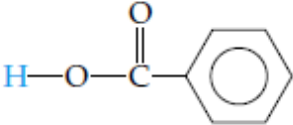
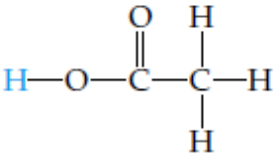
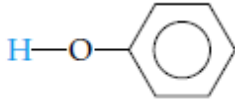
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_a es la *constante de ionización ácida*

K_a ↑

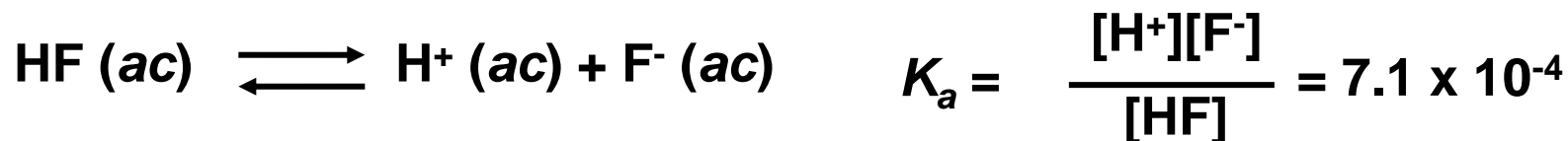
ácido débil
fuerza ↑

TABLA 16.2 Algunos ácidos débiles en agua a 25°C*

Ácido	Fórmula estructural	Base conjugada	Reacción al equilibrio	K_a
Fluorhídrico (HF)	$\text{H}-\text{F}$	F^-	$\text{HF}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{F}^-(ac)$	6.8×10^{-4}
Nitroso (HNO ₂)	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	NO_2^-	$\text{HNO}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{NO}_2^-(ac)$	4.5×10^{-4}
Benzoico (HC ₇ H ₅ O ₂)		$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-(ac)$	6.3×10^{-5}
Acético (HC ₂ H ₃ O ₂)		$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(ac)$	1.8×10^{-5}
Hipocloroso (HClO)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	ClO^-	$\text{HClO}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{ClO}^-(ac)$	3.0×10^{-8}
Cianhídrico (HCN)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CN^-	$\text{HCN}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{CN}^-(ac)$	4.9×10^{-10}
Fenol (HC ₆ H ₅ O)		$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-(ac)$	1.3×10^{-10}

* El protón que se disocia se muestra en azul.

¿Cuál es el pH de una disolución 0.5 mol/L HF (a 25°C)?



Inicial (mol/L) 0.50 0.00 0.00

Cambio (mol/L) -x +x +x

Equilibrio (mol/L) 0.50 - x x x

$$K_a = \frac{x^2}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 3.55 \times 10^{-4} \quad x = 0.019 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0.019 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1.72$$

$$[\text{HF}] = 0.50 - x = 0.48 \text{ mol/L}$$

¿Cuándo puedo usar la aproximación? Cuando se demuestra que:

$$(\mathbf{x}/C_i) \times 100\% < 5\%$$

En el ej: $0.50 - x \approx 0.50$

Esto equivale a que x es menor que 5% del valor del cual se resta.

$$x = 0.019 \quad \frac{0.019 \text{ M}}{0.50 \text{ M}} \times 100\% = 3.8\%$$

Menor que 5%
Aproximación válida.

¿Cuál es el pH de una disolución 0.05 mol/L HF (a 25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.05} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x = 0.006 \text{ M}$$

$$\frac{0.006 \text{ M}}{0.05 \text{ M}} \times 100\% = 12\%$$

Más que 5%
Aproximación.
no válida.

Debe resolver para x exactamente usando la ecuación cuadrática o el método de aproximación sucesiva.

$$K_a = \frac{x^2}{0.5 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$x^2 + 7.1 \times 10^{-4} x - 3.55 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 0.0056$$

~~$$x = -0.0063$$~~



Inicial(mol/L)	0.122	0.00	0.00
----------------	-------	------	------

Cambio(mol/L)	-x	+x	+x
---------------	----	----	----

Equilibrio(mol/L)	0.122 - x	x	x
-------------------	-----------	---	---

$$[\text{H}^+] = x = 0.0056 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2.25$$

¿Cuál es el pH de un ácido monoprotico 0.122 mol/L cuya K_a es 5.7×10^{-4} ?

TAREA

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2.09$$

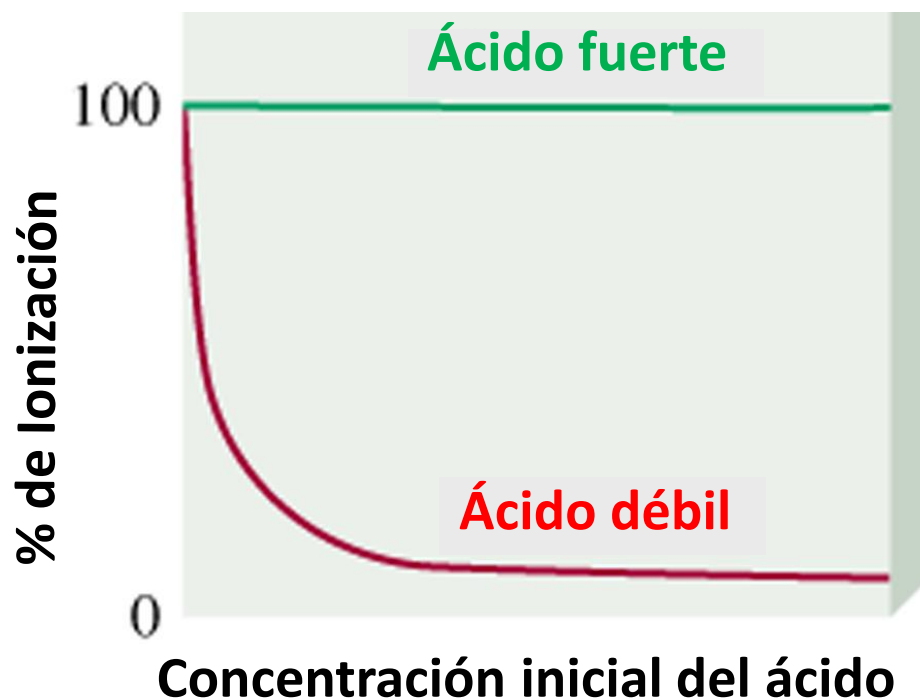
Cómo resolver los problemas de ionización de ácidos débiles:

1. Identificar las especies principales que pueden afectar el pH.
 - En la mayoría de los casos, puede ignorar la autoionización del agua.
 - Ignorar $[\text{OH}^-]$ porque se determina por $[\text{H}^+]$.
2. Usar ICE para expresar las concentraciones en equilibrio en términos de una sola incógnita x .
3. Escribir K_a en términos de las concentraciones en equilibrio. Resuelva para x por el método de la aproximación. Si la aproximación no es válida, resuelva exactamente para x .
4. Calcular las concentraciones de todas las especies y/o pH de la disolución.

$$\text{Porcentaje de ionización} = \frac{\text{Concentración del ácido ionizado en el equilibrio}}{\text{Concentración inicial del ácido}} \times 100\%$$

Para un ácido monoprótico HA

$$\text{Porcentaje de ionización} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]_0} \times 100\% \quad [\text{HA}]_0 = \text{concentración inicial}$$



Un ácido (HA) está disociado al 0.500% en disolución 0.300 mol/L.
Calcule:

- a) La constante de disociación del ácido
- b) El pH de la disolución

ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

Los ácidos que poseen más de un átomo de H ionizable se denominan ácidos Poliproticos

Constantes de disociación ácida de algunos ácidos polipróticos comunes

Nombre	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ascórbico	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
Carbónico	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
Cítrico	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
Oxálico	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	4.2×10^{-13}
Fosfórico	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	
Sulfuroso	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
Sulfúrico	H_2SO_4	Largo	1.2×10^{-2}	
Tartárico	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

Calcular el pH y la concentración de todas las especies presentes en una solución de 0.015 mol/L de H_2SO_4

1° disociación de un ácido fuerte

El H_2SO_4 se diferencia de los otros ácidos polipróticos porque en su primera ionización es un ácido fuerte y en su segunda débil



2° disociación de un ácido débil



$$0,015 \qquad 0.015 \qquad 0$$

$$0,015-x \qquad 0.015 +x \qquad x$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]}$$

$$[\text{HSO}_4^-]$$

$$\frac{(0,015 + X) X}{0,015 - X} = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$0,015 - X$$

$$X = 0.0055$$

$$[\text{H}^+] = 0.015 + 0.0055 = 2.1 \times 10^{-2} \rightarrow \text{pH} = 1.68$$

EQUILIBRIO

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0.0055$$

$$[\text{HSO}_4^-] = 0.015 - 0.0055 = 9.5 \times 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 4.9 \times 10^{-13}$$

Acido carbónico (H_2CO_3)

Ácido carbónico: Un ácido diprótico.



Ejercicio: Determine el pH y las concentraciones de todas las especies presentes en solución del ácido carbónico (H_2CO_3) de 0.0200 mol/L. Demostrar que la 2da disociación no aporta $[\text{H}^+]$.

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4.40 \times 10^{-7}$$

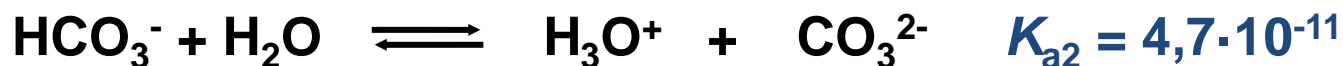
$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= \sqrt{K_{a1} \times C_i} \\ &= \sqrt{(4.40 \times 10^{-7} \times 0.0200)} \\ &= 9.38 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4.70 \times 10^{-11}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}_2\text{CO}_3] &= 0.0200 - 9.38 \times 10^{-5} \\ &= 0.0199 \sim 0.0200 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

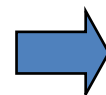
$$\text{pH} = 4.03$$



$$9.38 \times 10^{-5} \qquad 0 \qquad 0$$

$$9.38 \times 10^{-5} - X \qquad 9.38 \times 10^{-5} + X \qquad X$$

$$K_{a2} = \frac{(9.38 \times 10^{-5} - X) X}{9.38 \times 10^{-5}} = 4.80 \times 10^{-11}$$



$$X = 4.70 \times 10^{-11} = K_{a2}$$



$$[\text{HCO}_3^-] = 9.38 \times 10^{-5} - 4.80 \times 10^{-11} = 9.38 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4.80 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 9.38 \times 10^{-5} + 4.70 \times 10^{-11} = 9.38 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

No importa la concentración, siempre la concentración de CO_3^{2-} será igual que K_{a2}

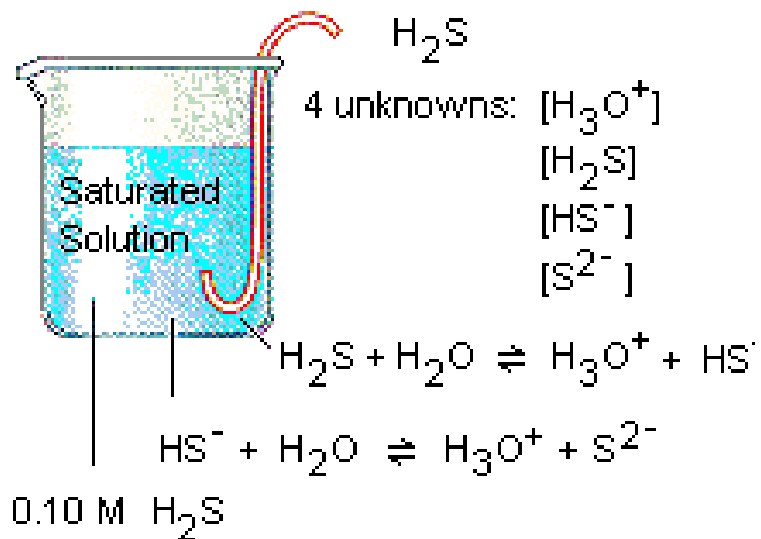
$$\text{pH} = 4.03$$

Acido Sulfhídrico (H_2S)

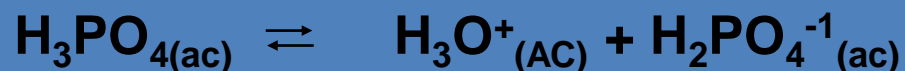
Ejemplo H_2S 0.100 mol/L

K_{a1} : 9.50×10^{-8}

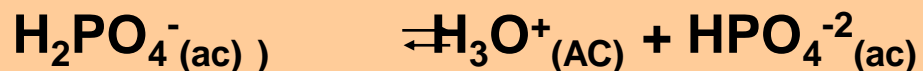
K_{a2} : 1.00×10^{-19}



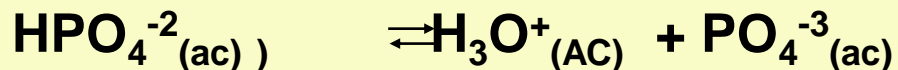
Tarea: Determinar las concentraciones de todas las especies para una disolución de H_3PO_4 con una concentración de 3.0 mol/L



$$K_{a1} = 7,1 \cdot 10^{-3}$$



$$K_{a2} = 6,3 \cdot 10^{-8}$$



$$K_{a3} = 4,2 \cdot 10^{-13}$$

Respuesta:

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^{-}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.14 \text{ M}$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 6.3 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 1.9 \cdot 10^{-19} \text{ M}$$

Bases débiles y su constante de ionización básica



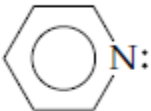
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

K_b es la *constante de ionización básica*

K_b ↑ fuerza de base débil ↑

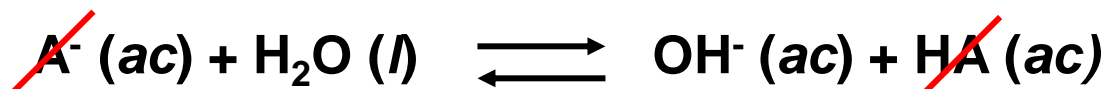
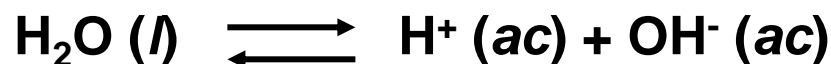
Resuelva los problemas base débil como ácidos débiles *excepto* para $[\text{OH}^-]$ en lugar de $[\text{H}^+]$.

TABLA 16.4 Algunas bases débiles y sus equilibrios en disolución acuosa

Base	Estructura de Lewis	Ácido conjugado	Reacción al equilibrio	K_b
Amoníaco (NH_3)	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	NH_4^+	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}
Piridina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{N}$)		$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	1.7×10^{-9}
Hidroxilamina (H_2NOH)	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	H_3NOH^+	$\text{H}_2\text{NOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{NOH}^+ + \text{OH}^-$	1.1×10^{-8}
Metilamina (NH_2CH_3)	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{H} \end{array}$	NH_3CH_3^+	$\text{NH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{CH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.4×10^{-4}
Ion bisulfuro (HS^-)	$\left[\text{H} - \ddot{\text{S}} : \right]^-$	H_2S	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$	1.8×10^{-7}
Ion carbonato (CO_3^{2-})	$\left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} : \\ \\ \text{O} = \text{C} = \text{O} : \\ \\ \ddot{\text{O}} : \end{array} \right]^{2-}$	HCO_3^-	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	1.8×10^{-4}
Ion hipoclorito (ClO^-)	$\left[\text{:}\ddot{\text{Cl}} - \ddot{\text{O}} : \right]^-$	HClO	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$	3.3×10^{-7}

Calcula el pH a 1.00 L de disolución que contiene 2.48 g de NH_3 de disolución. $K_b = 1.80 \times 10^{-5}$. $M = 17.24 \text{ g/mol}$

Relación entre la constante de ionización de los ácidos y sus bases conjugadas


 K_a

 K_b

 K_w

$$K_a K_b = K_w$$

Ácido débil en su base conjugada

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Algunos pares conjugados ácido-base

Ácido	K_a	Base	K_b
HNO ₃	(Ácido fuerte)	NO ₃ ⁻	(Basicidad despreciable)
HF	6.8×10^{-4}	F ⁻	1.5×10^{-11}
HC ₂ H ₃ O ₂	1.8×10^{-5}	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	5.6×10^{-10}
H ₂ CO ₃	4.3×10^{-7}	HCO ₃ ⁻	2.3×10^{-8}
NH ₄ ⁺	5.6×10^{-10}	NH ₃	1.8×10^{-5}
HCO ₃ ⁻	5.6×10^{-11}	CO ₃ ²⁻	1.8×10^{-4}
OH ⁻	(Acidez despreciable)	O ²⁻	(Base fuerte)

Propiedades ácido-base de las sales

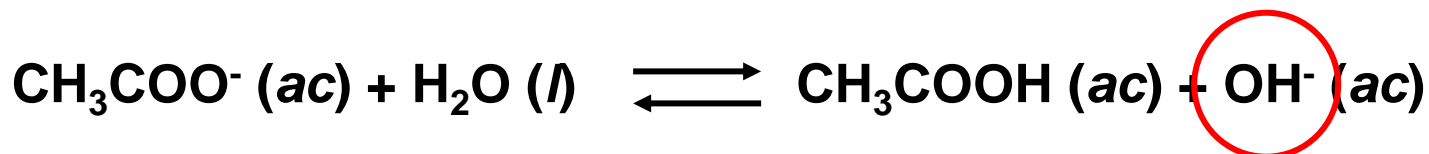
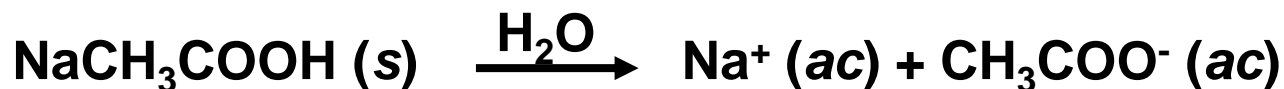
Disoluciones neutras:

Las sales que contienen un metal alcalino o un ion de metal alcalinotérreo (excepto Be^{2+}) y la base conjugada de un ácido fuerte (por ejemplo Cl^- , Br^- , y NO_3^-).



Disoluciones básicas:

Las sales derivadas de una base fuerte y un ácido débil.



Propiedades ácido-base de las sales

Disoluciones ácidas:

Las sales derivadas de un ácido fuerte y una base débil



Las sales pequeñas, con cationes metálicos con cargas más altas (por ejemplo Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} y Be^{2+}) y la base conjugada de un ácido fuerte.



HIDRÓLISIS.

Comportamiento ácido–base de las sales:

Neutras
Ácidas
Básicas

Sales procedentes de ácido fuerte
y base fuerte



Disolución neutra

pH= 7

Sales procedentes de ácido fuerte
y base débil



Disolución acida

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

Sales procedentes de ácido débil
y base fuerte



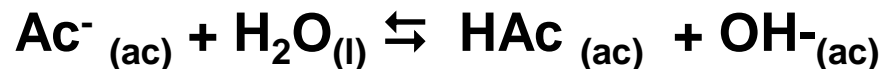
Disolución basica

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

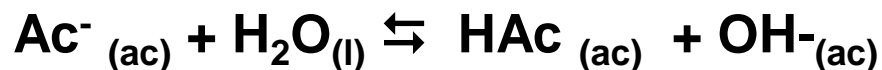
1. Si se tiene una solución 0.100 mol/L de NaCH_3COO (NaAc), calcular:
- La concentración de todas las especies presentes, si el $K_{a(\text{HAc})} = 1.80 \times 10^{-5}$
 - El pH de la solución resultante
 - El grado de hidrólisis (α_{H}).



Inicio:	0,1mol/L	0	0
Final:	0	0,1mol/L	0,1mol/L



Inicio:	0,1mol/L	0	0
equilibrio:	(0,1-X) mol/L	X	X



Inicio: 0,1 mol/L

0

0

equilibrio: (0,1-X) mol/L

X

X

$$K_b = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0,1 - X}$$

a)

$$X = [\text{HAc}] = [\text{OH}^-] = 7,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ac}^-] = 0,1 - 7,5 \times 10^{-6} \text{ M} = 1,3 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

c)

$$\langle H = 0,1 \text{ mol} \rightarrow 100\%$$

$$7,5 \times 10^{-6} \rightarrow \alpha H$$

$$\langle H = 7,5 \times 10^{-3}$$

b)

$$\text{pH} = [\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = 1 \times 10^{-14} = 1,3 \times 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [1,3 \times 10^{-9}] = 8,9$$

Tarea: Cuál es el pH y el porcentaje de hidrólisis de una disolución de NH_4Cl 0.100 mol/L $K_b(\text{NH}_3)=1.80 \times 10^{-5}$

Respuesta:

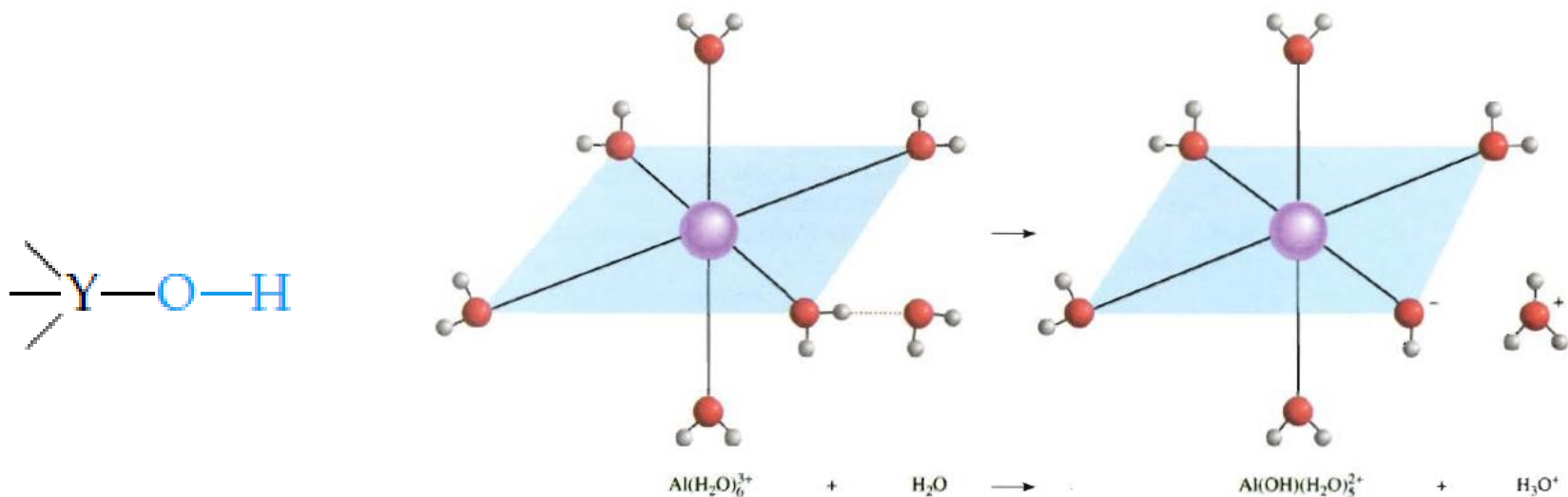
pH=5.12 ; % hidrólisis= 0.0075%

Propiedades ácido-base de las sales

Disoluciones en que el catión y el anión se hidrolizan:

- K_b para el anión $> K_a$ para el catión, la disolución será básica
- K_b para el anión $< K_a$ para el catión, la disolución será ácida
- K_b para el anión $\approx K_a$ para el catión, la disolución será neutra

Sales que contienen cationes pequeños y con cargas altas (Al^{+3} , Cr^{+3} , Fe^{+3} , Bi^{+3} y el Be^{+2}) y las sales conjugadas de ácidos fuertes también producen disoluciones ácidas.



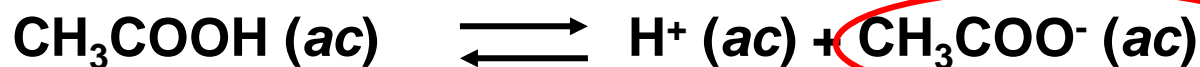
Propiedades ácido – base de las sales

Tipo de sal	Ejemplos	Iones que se hidrolizan	pH de la disolución
Catión de una base fuerte; anión de un ácido fuerte	NaCl, KI, KNO ₃	Ninguno	=7
Catión de una base fuerte; anión de un ácido débil	CH ₃ CO ₂ Na, KNO ₂	Anión	>7
Catión de una base débil; anión de un ácido fuerte	NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃	Catión	<7
Catión de una base débil; anión de un ácido débil	NH ₄ NO ₂ , NH ₄ CN, CH ₃ CO ₂ NH ₄	Anión y catión	<7 Ka<Kb ~7 Ka~Kb >7 Ka>Kb
Cationes pequeños con alta carga y anión de ácido fuerte	AlCl ₃ , Fe(NO ₃) ₃	Catión hidratado	<7

El **efecto del ion común** es el desplazamiento del equilibrio causado por la adición de un compuesto que tiene un ion común con la sustancia disuelta.

La presencia de un ion común **suprime** la ionización de un ácido débil o una base débil.

Considere la mezcla de CH_3COONa (electrólito fuerte) y CH_3COOH (ácido débil).



**Ion
común**



Considere la mezcla de sal NaA y el ácido débil HA.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

Ecuación de
Henderson-Hasselbalch

$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

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

¿Cuál es el pH de una disolución que contiene 0.30 mol/L HCOOH y 0.52 mol/L HCOOK?

¡Mezcla de ácido débil y base conjugada!

$$K_a = 1.7 \times 10^{-4}$$

	HCOOH (ac)	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ \text{ (ac)} + \text{HCOO}^- \text{ (ac)}$
Inicial (M)	0.30		0.00 0.52
Cambio (M)	-x		+x +x
Equilibrio (M)	0.30 - x		x 0.52 + x

Efecto del ion común

$$0.30 - x \approx 0.30$$

$$0.52 + x \approx 0.52$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$\text{pH} = 3.77 + \log \frac{[0.52]}{[0.30]} = 4.01$$

$$\text{HCOOH } \text{p}K_a = 3.77$$

Una *disolución amortiguadora* es una disolución de:

1. Un ácido débil o una base débil y
2. La sal de un ácido débil o una base débil

¡Ambos deben estar presentes!

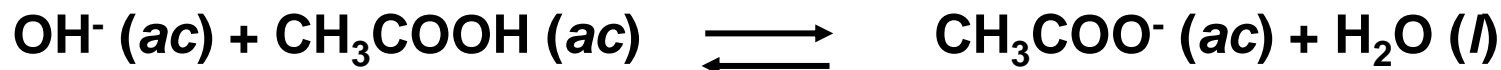
Una disolución amortiguadora tiene la habilidad de resistir los cambios en el pH en la adición de cantidades pequeñas de ácido o base.

Considere una mezcla molar igual de CH_3COOH y CH_3COONa

Adicionar ácido fuerte



Adicionar base fuerte



¿Cuál de los sistemas siguientes son amortiguadores?

(a) KF/HF ; (b) KBr/HBr ; (c) $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$

(a) KF es un ácido débil y F^- es una base conjugada

disolución amortiguadora

(b) HBr es un ácido fuerte

disolución no amortiguadora

(c) CO_3^{2-} es una base débil y HCO_3^- es un ácido conjugado

disolución amortiguadora

¿Cuál es el pH de una disolución que contiene **0.30 mol/L HCOOH** y **0.52 mol/L HCOOK**?

¡Mezcla de ácido débil y base conjugada!

	HCOOH (ac)	\rightleftharpoons	H ⁺ (ac) + HCOO ⁻ (ac)
Inicial (M)	0.30	0.00	0.52
Cambio (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.30 - x	x	0.52 + x

$$K_a = 4.7 \times 10^{-4}$$

Efecto del ion común

$$0.30 - x \approx 0.30$$

$$0.52 + x \approx 0.52$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$\text{pH} = 3.77 + \log \frac{[0.52]}{[0.30]} = 4.01$$

$$\text{HCOOH } \text{p}K_a = 3.77$$

Calcule el pH del sistema amortiguador $0.30 \text{ mol/L NH}_3/0.36 \text{ mol/L NH}_4\text{Cl}$. ¿Cuál es el pH después de la adición de 20.0 mL de 0.050 mol/L NaOH a 80.0 mL de la disolución amortiguadora?



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{p}K_a = 9.25 \quad \text{pH} = 9.25 + \log \frac{[0.30]}{[0.36]} = 9.17$$

principio (moles)	0.029	0.001	0.024
	$\text{NH}_4^+ (ac) + \text{OH}^- (ac) \longrightarrow \text{H}_2\text{O} (l) + \text{NH}_3 (ac)$		
fin (moles)	0.028	0.0	0.025

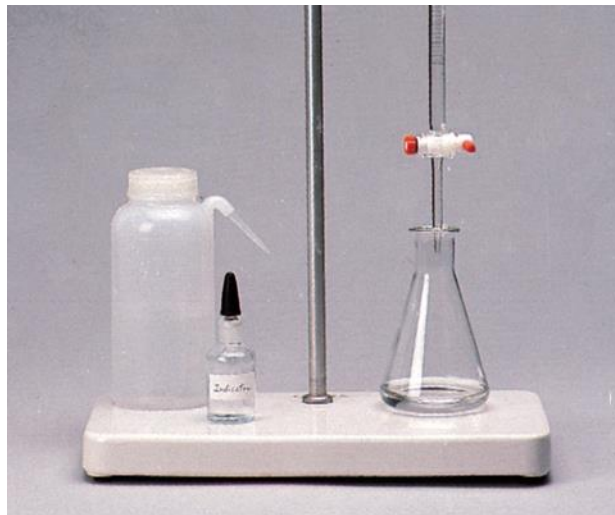
volumen final = $80.0 \text{ mL} + 20.0 \text{ mL} = 100 \text{ mL}$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0.028}{0.10} \quad [\text{NH}_3] = \frac{0.025}{0.10} \quad \text{pH} = 9.25 + \log \frac{[0.25]}{[0.28]} = 9.20$$

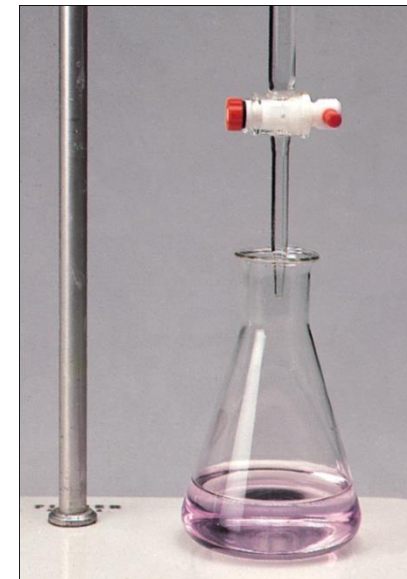
En una **TITULACIÓN** una disolución de concentración exactamente conocida se agrega gradualmente adicionando a otra disolución de concentración desconocida hasta que la reacción química entre las dos disoluciones está completa. α

Punto de equivalencia: el punto en que la reacción está completa









Indicador: sustancia que cambia el color en (o cerca de) el punto de equivalencia



Despacio agregue la
base al ácido
desconocido
HASTA



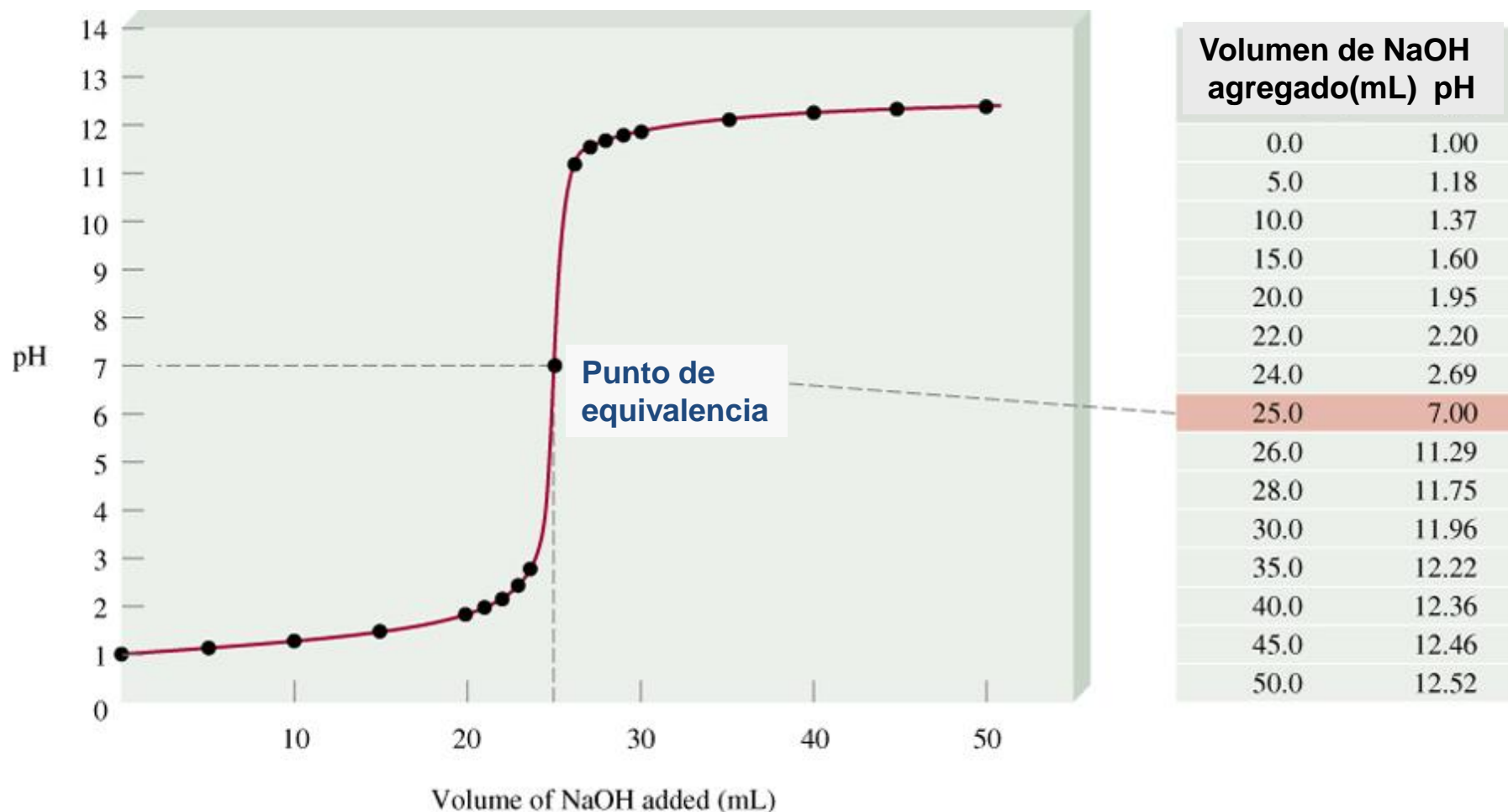
Ciertos compuestos cambian de color dependiendo la acidez de la disolución

	Intervalo de pH del cambio de color							
	0	2	4	6	8	10	12	14
Violeta de metilo	Amarillo		Violeta					
Azul de timol		Rojo		Amarillo	Amarillo		Azul	
Naranja de metilo			Rojo		Amarillo			
Rojo de metilo				Rojo		Amarillo		
Azul de bromotimol				Amarillo		Azul		
Fenolftaleína					Incoloro		Rosa	
Amarillo de alizarina R						Amarillo		Rojo

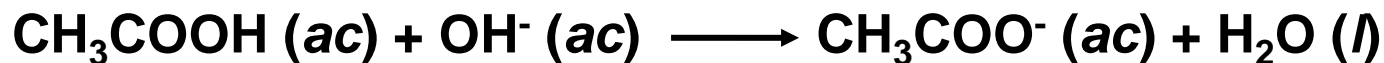
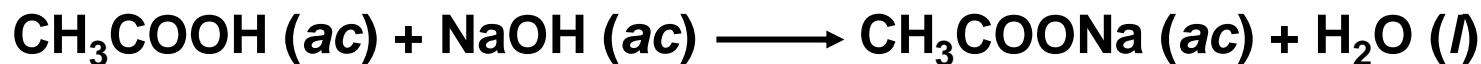
Titulación ácido fuerte- base fuerte



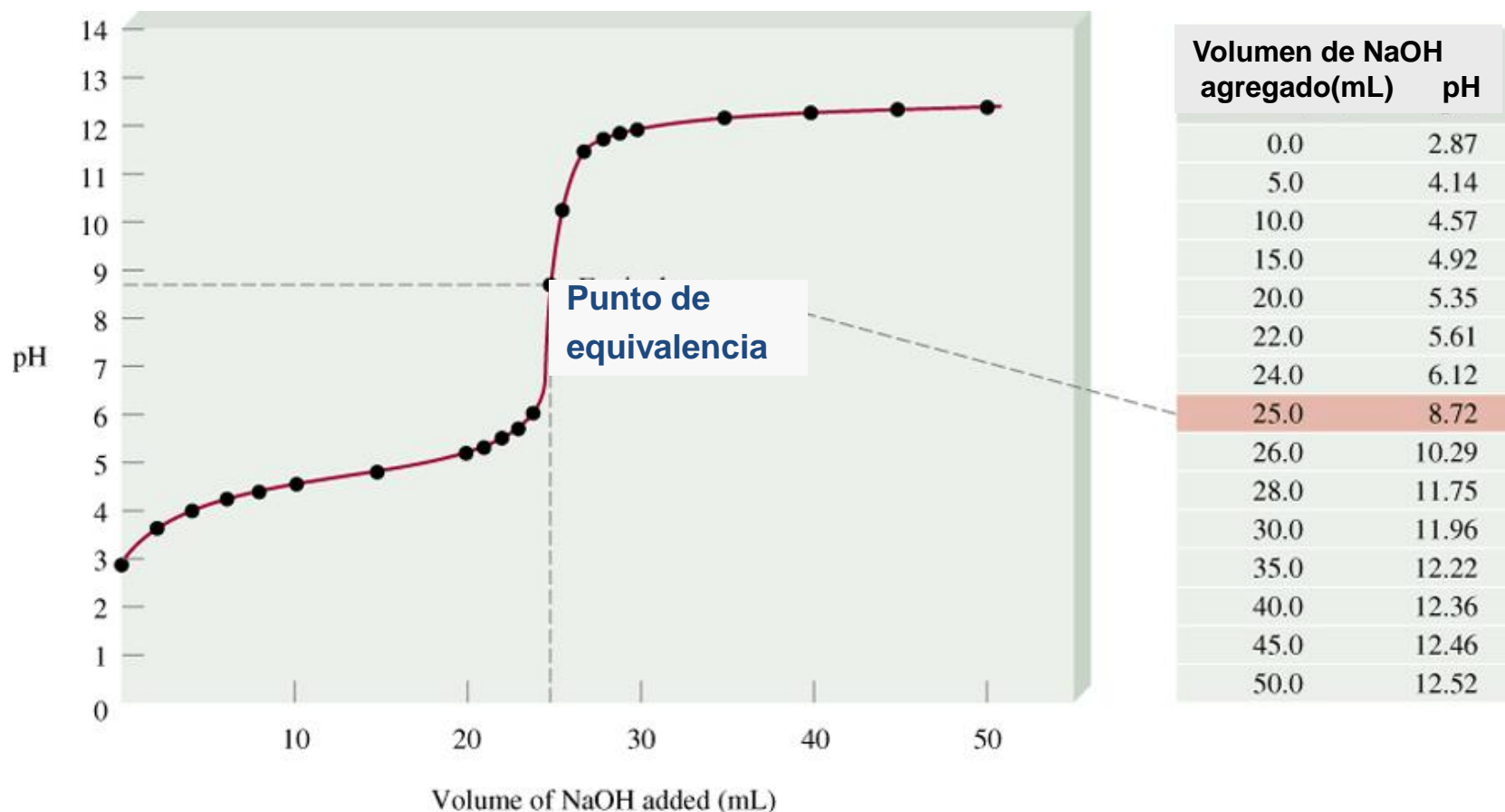
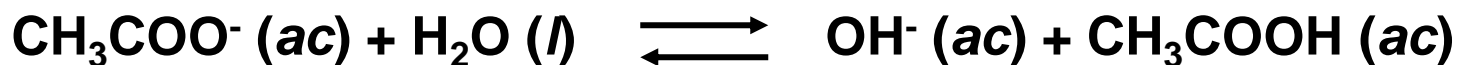
0.10 mol/L NaOH agrega a 25 mL de 0.10 mol/L HCl



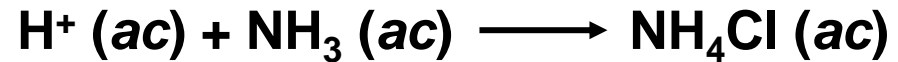
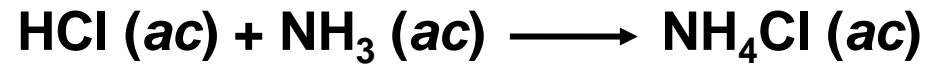
Titulación ácido débil- base fuerte



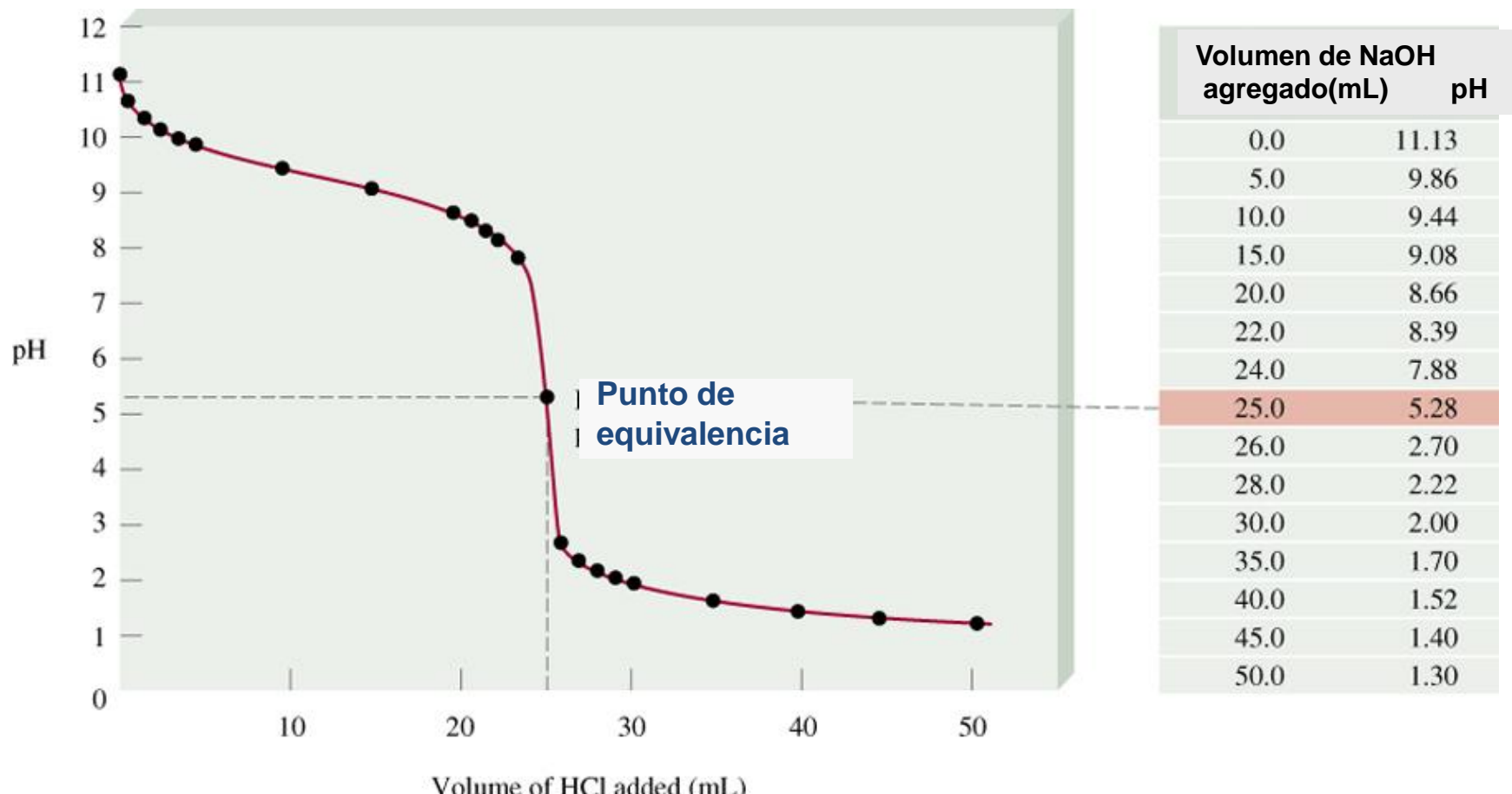
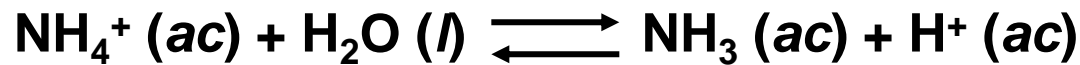
En el punto de equivalencia ($\text{pH} > 7$):



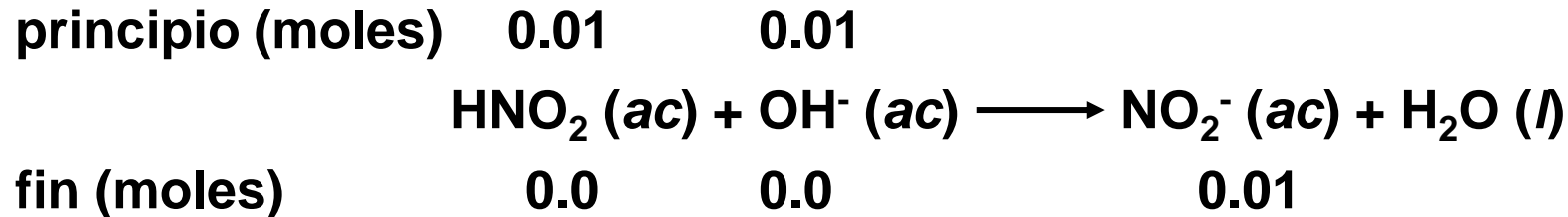
Titulación ácido fuerte-base débil



En el punto de equivalencia($\text{pH} < 7$):

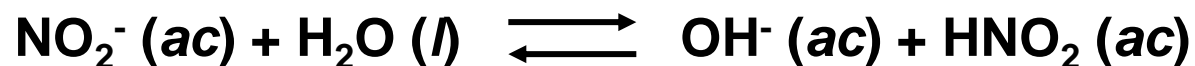


Exactamente **100 mL de 0.10 mol/L HNO₂** son valorados con una disolución de **0.10 mol/L NaOH**. ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?



Volumen final = 200 mL

$$[\text{NO}_2^-] = \frac{0.01}{0.200} = 0.05 \text{ M}$$



Inicial(mol/L) 0.05 0.00 0.00

Cambio(mol/L) -x +x +x

Equilibrio(mol/L) 0.05 - x x x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{x^2}{0.05-x} = 2.2 \times 10^{-11} \quad \text{pOH} = 5.98$$

$$0.05 - x \approx 0.05 \quad x = 1.05 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-] \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.02$$

Determinar el pH en los siguientes puntos de la titulación:

- a) 10.0 mL de CH_3COOH 0.2 mol/l y 0.0 mL de NaOH 0.4 mol/L**
- b) 10.0 mL de CH_3COOH 0.2 mol/l y 2.5 mL de NaOH 0.4 mol/L**
- c) 10.0 mL de CH_3COOH 0.2 mol/l y 4.0 mL de NaOH 0.4 mol/L**
- d) 10.0 mL de CH_3COOH 0.2 mol/l y 5.0 mL de NaOH 0.4 mol/L**
- e) 10.0 mL de CH_3COOH 0.2 mol/l y 7.0 mL de NaOH 0.4 mol/L**

(K_a : 1.8×10^{-5})