

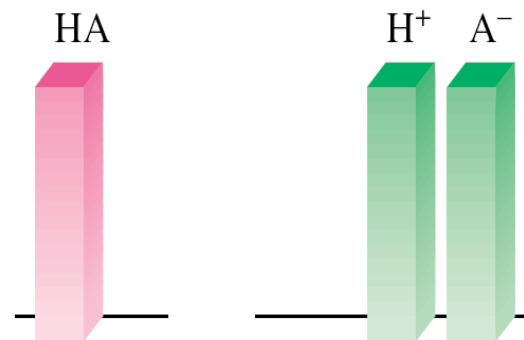
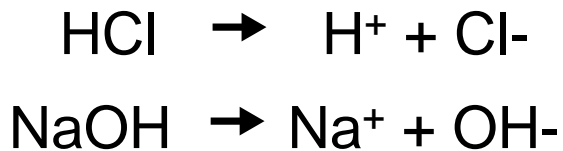
# ***SOLUCIONES AMORTIGUADORAS DE pH***



***Ulises Urzúa, Dr Cs***

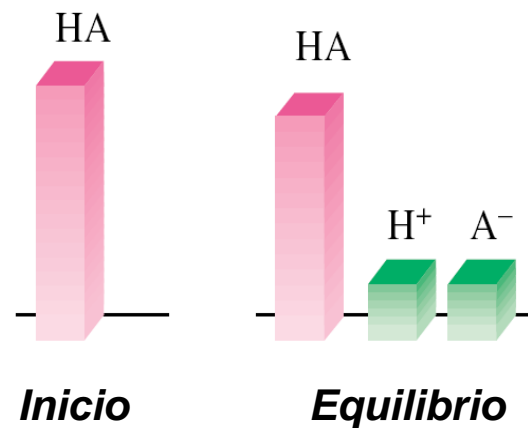
Depto. Oncología Básico Clínica  
Facultad de Medicina,  
Universidad de Chile

# Acidos/bases - fuertes/débiles



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

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



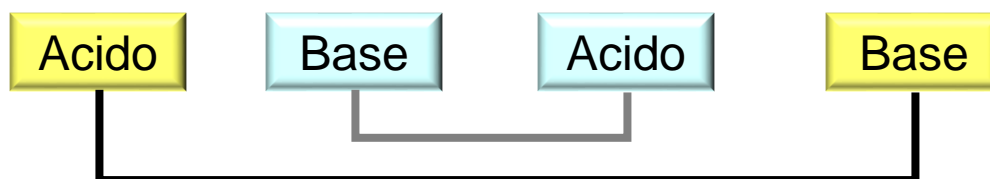
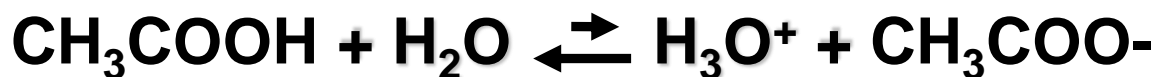
$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

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

# Pares ácido base conjugados

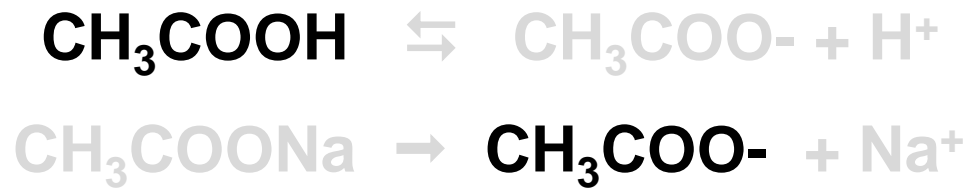


Cl<sup>-</sup> es la base conjugada del ácido HCl

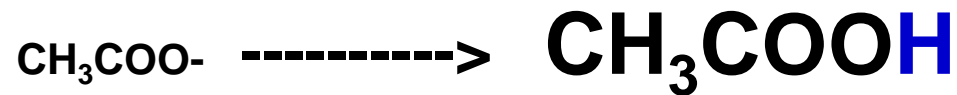


El anión acetato (CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>) es la *base conjugada* del *ácido acético* (CH<sub>3</sub>COOH)

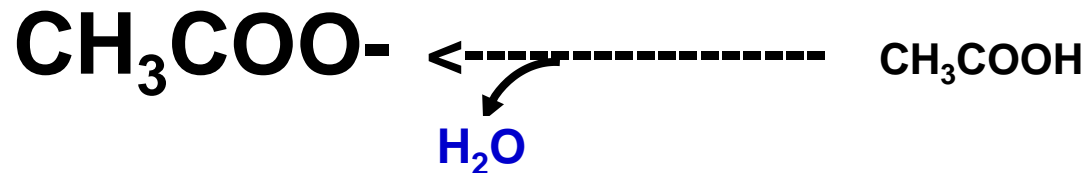
## Solución amortiguadora de pH



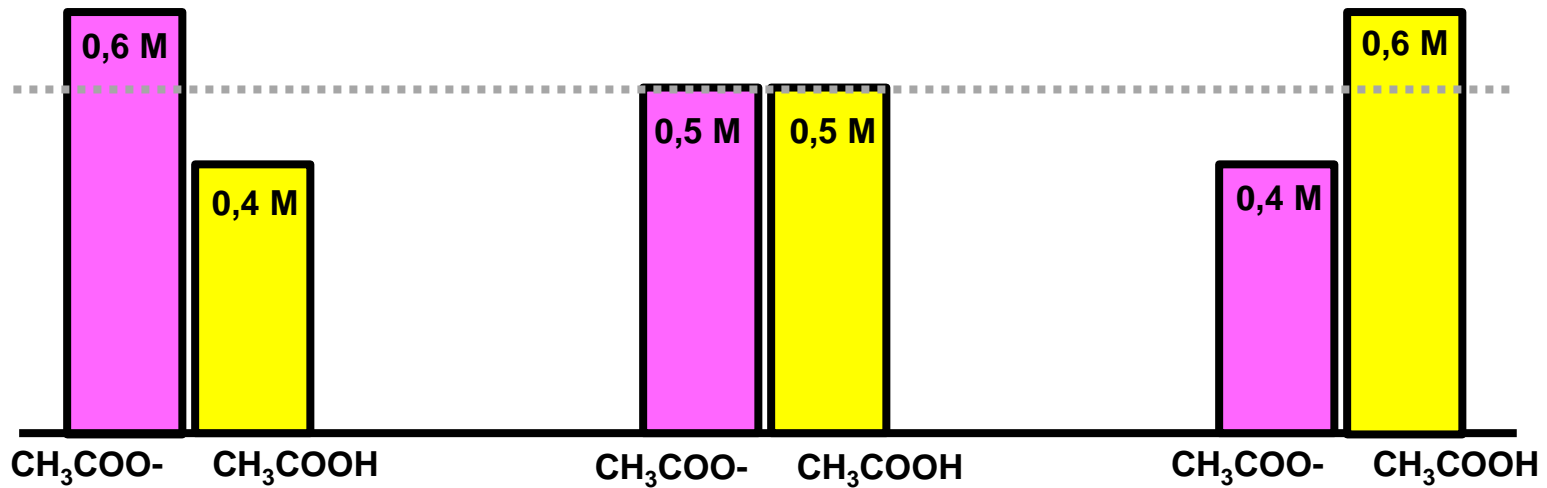
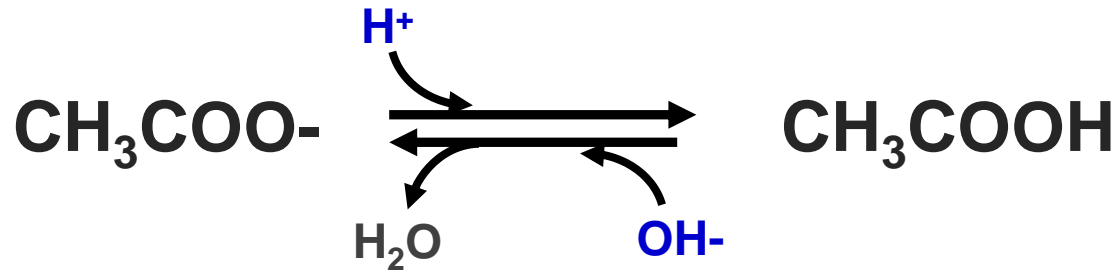
Cuando a este sistema se agrega  $\text{H}^+$ , se consume  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  y aumenta el  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .



Al agregar  $\text{OH}^-$ , se consume  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y aumenta el  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .



# Solución amortiguadora de pH





$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Calculamos el *pH* de una solución 0,5 M CH<sub>3</sub>COOH + 0,5 M CH<sub>3</sub>COONa

Si la  $K_a = 1.75 \times 10^{-5} \rightarrow \text{p}K_a = 4,75$

Luego:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[0,5]}{[0,5]} = 4,75 + \log 1 = 4,75$$

Cuando  $[\text{HA}] = [\text{A}^-] \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a$

Podemos calcular cuanto se altera el  $pH$  de la solución 0,5 M  $CH_3COOH$  + 0,5 M  $CH_3COONa$  después de agregar:

a) 0,1 moles de  $H^+$

$$pH = pK_a + \log \frac{[0,4]}{[0,6]} = 4,75 + (-0,17) = 4,57$$

b) 0,1 moles de  $OH^-$

$$pH = pK_a + \log \frac{[0,6]}{[0,4]} = 4,75 + (0,18) = 4,93$$



*Suponemos que el volumen agregado de  $H^+$  u  $OH^-$  es despreciable*



<i>inicial</i>	0,5	0	0
<i>cambio</i>	-X	+X	+X
<i>equilibrio</i>	0,5 - X	+X	+X

$$K_a = 1,75 \times 10^{-5} = \frac{[\text{X}][\text{X}]}{[0,5 - \text{X}]}$$

$$X^2 = 1,75 \times 10^{-5} \cdot 0,5$$

$$X = \sqrt{1,75 \times 10^{-5} \cdot 0,5}$$

$$X = 2,96 \times 10^{-3} = [\text{H}^+] = [\text{Ac}^-]$$

$$\text{pH} = 2,53$$

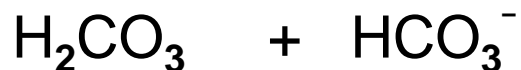
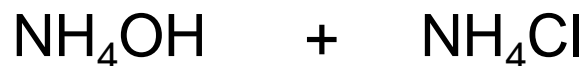
Tampón 0,5 M  $\text{CH}_3\text{COOH}$  + 0,5 M  $\text{CH}_3\text{COONa}$

$$\text{pH} = 4,75$$



- ✓ Resiste un cambio de pH ante la adición de  $H^+$  u  $OH^-$  exógenos.
- ✓ Compuesta por:
  - un ácido débil + una sal derivada (base conjugada).
  - una base débil + una sal derivada (ácido conjugado)

## Ejemplos

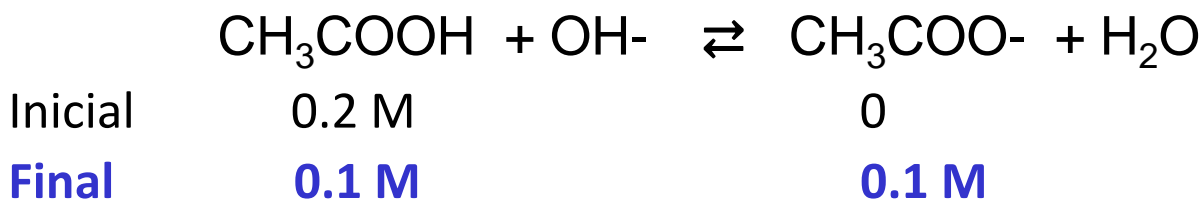


¿Cómo preparar 1 L de tampón 0.2 M acetato pH 4,75 ?.

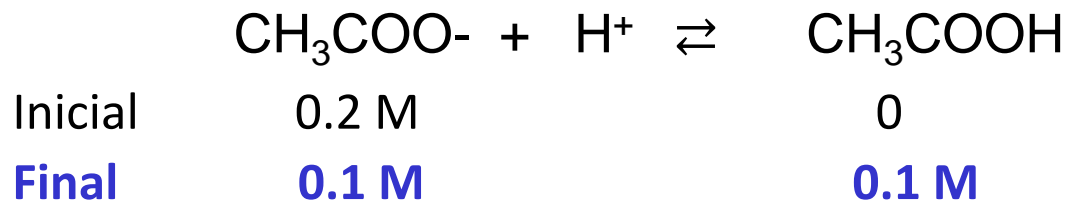
- **Ácido débil mas su sal derivada**

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad \begin{array}{l} [CH_3COO^-] = \mathbf{0,1 M} \\ [CH_3COOH] = \mathbf{0,1 M} \end{array}$$

- **Neutralización parcial del ácido**



- **Acidificación parcial de la sal**



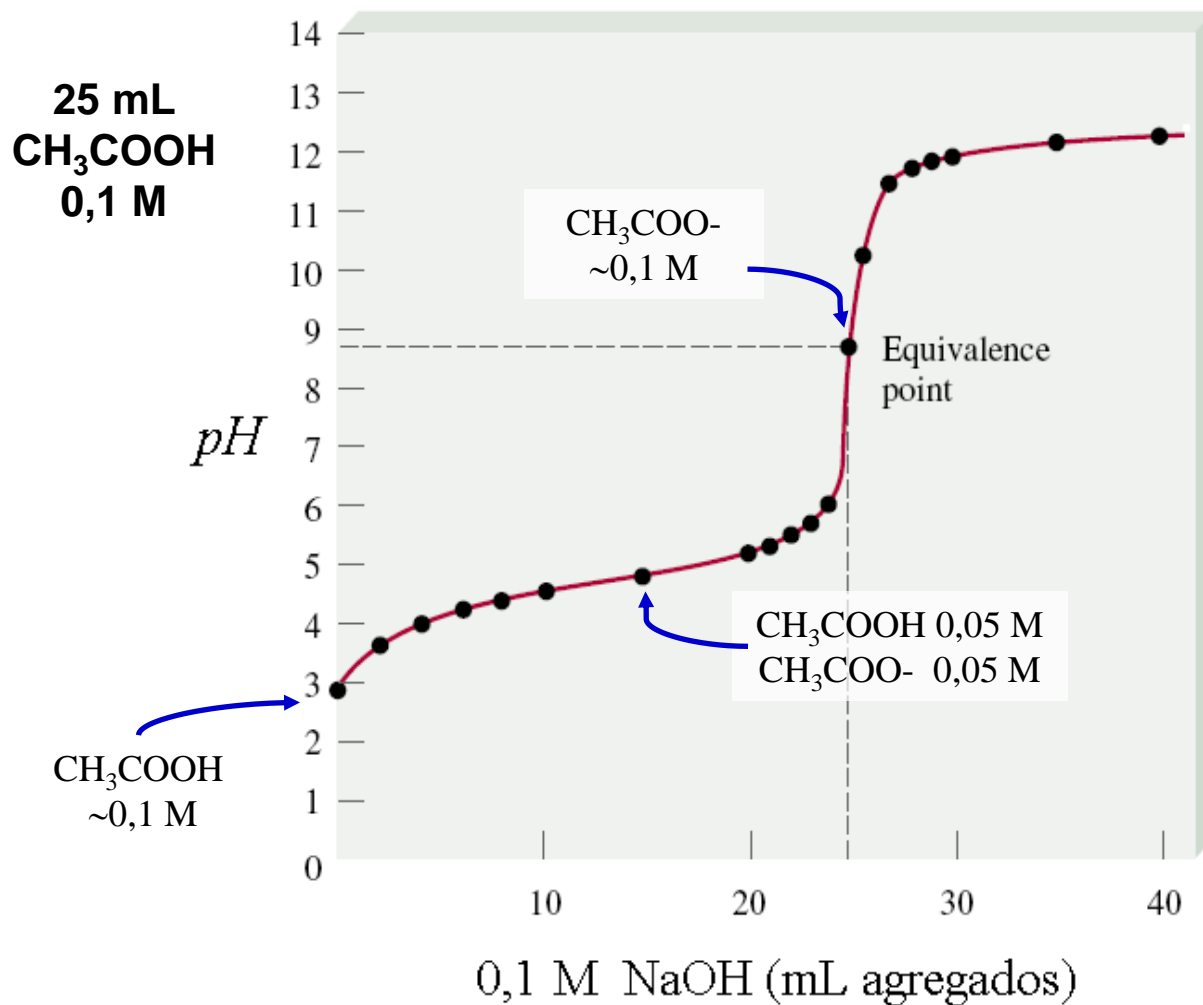
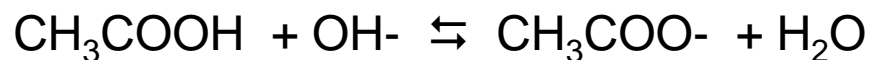
# Titulaciones ácido-base



h460286 [RM] © www.visualphotos.com



• Ácido débil / Base fuerte



El  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  provoca hidrólisis del agua generando  $\text{OH}^-$  libres

→ pH=8.7

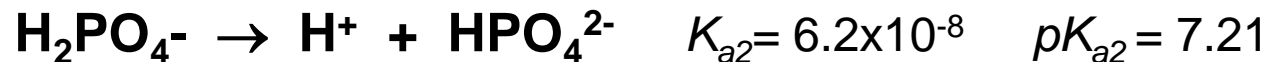
# Escogiendo un tampón

- Es necesario:
  - Definir el pH requerido
  - Conocer el  $pK_a$  del ácido o base a utilizar
  - Definir la concentración del tampón

	pH	6	7	8	9	10	11	12
MES / MES-H / MES.Na	5.5		6.7					
BIS-TRIS	5.8		7.3					
PIPES.2N	6.1		7.5					
BES		6.4		7.8				
MOPS / MOPS.Na		6.5		7.9				
HEPES / HEPES.Na		6.5			8.5			
TES			6.8		8.2			
TRIS-UP				7.2		9.0		
TRIS-HCl				7.2		9.0		
TRICINE				7.2		9.2		
HEPPS				7.3		8.7		
G-132				7.5		8.9		
BICINE				7.6		9.0		
TAPS				7.7		9.1		
CHES					8.6		10.0	
CAPS						9.7		11.1

# Tampones de ácidos polipróticos

- Preparar un tampón fosfato 0.2 M pH 7.40



$$7,4 = 7,21 + \log \frac{[\text{K}_2\text{HPO}_4]}{[\text{KH}_2\text{PO}_4]} \rightarrow 0,19 = \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \rightarrow \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = 1,55$$

$$[\text{sal}] = 1,55 [\text{ácido}]$$

$$\text{Dado que } [\text{tampon}] = [\text{sal}] + [\text{ácido}]$$

$$[\text{tampon}] = 1,55 [\text{ácido}] + [\text{ácido}] = 2,55 [\text{ácido}]$$

$$0,2 \text{ M} = 2,55 [\text{ácido}]$$

$$[\text{ácido}] = 0,2 \text{ M} / 2,55 = \mathbf{0,078}$$

$$\text{Dado que } [\text{tampon}] = [\text{sal}] + [\text{ácido}] \rightarrow [\text{sal}] = \mathbf{0,122 \text{ M}}$$

## ***Bibliografía***

- **Química General – 7ª ed, Chang, R.**
- **Guía de Química General – FacMedicina, U de Chile (1997).**

## ***Gracias!***

- ***Prof Ulises Urzúa, DOBC- Fac de Medicina- U de Chile.***  
**[uurzua@uchile.cl](mailto:uurzua@uchile.cl)**