

Determinemos el pH de una disolución de ácido acético 0,1 mol/L ($K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$).

Determinemos el pH de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 mol/L.

Determinemos el pH de una disolución mezcla de ácido acético 0,1 mol/L ($K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$) y ácido clorhídrico 0,1 mol/L.

Caso del ácido débil

$$1,8 * 10^{-5} = \frac{x^2}{0.1 - x}$$

0.001332670973, -0.001350670973

$$pH = 2,87$$

Caso de la mezcla

	HCl	HAc	H ⁺	Ac ⁻	Cl ⁻
inicial	--	0,1	0,1	--	0,1
formados	--	--	X	X	--
consumidos	--	X	--	--	--
En eq.	--	0,1-X	0,1+X	X	0,1

$$1,8 * 10^{-5} = \frac{x * (x + 0,1)}{0,1 - x}$$

0.00001799352350, -0.1000359935

$$\frac{0,1}{1,8 * 10^{-5}} > 100$$

$5555,56 > 100 \Rightarrow$ *se puede despreciar x*

La presencia de H^+ ha impedido la disociación del ácido acético

$$\frac{(.1332670973 * 10^{-2})}{(.1799352350 * 10^{-4})} \approx 74$$

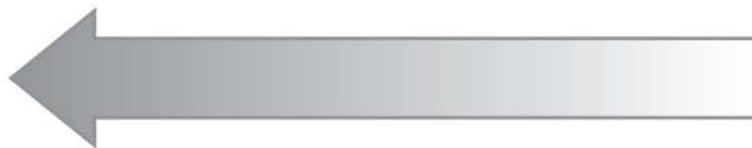
El efecto ion común ha amortiguado la disociación del ácido acético

When a strong acid supplies the common ion H_3O^+ ,
the equilibrium shifts to form more $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.

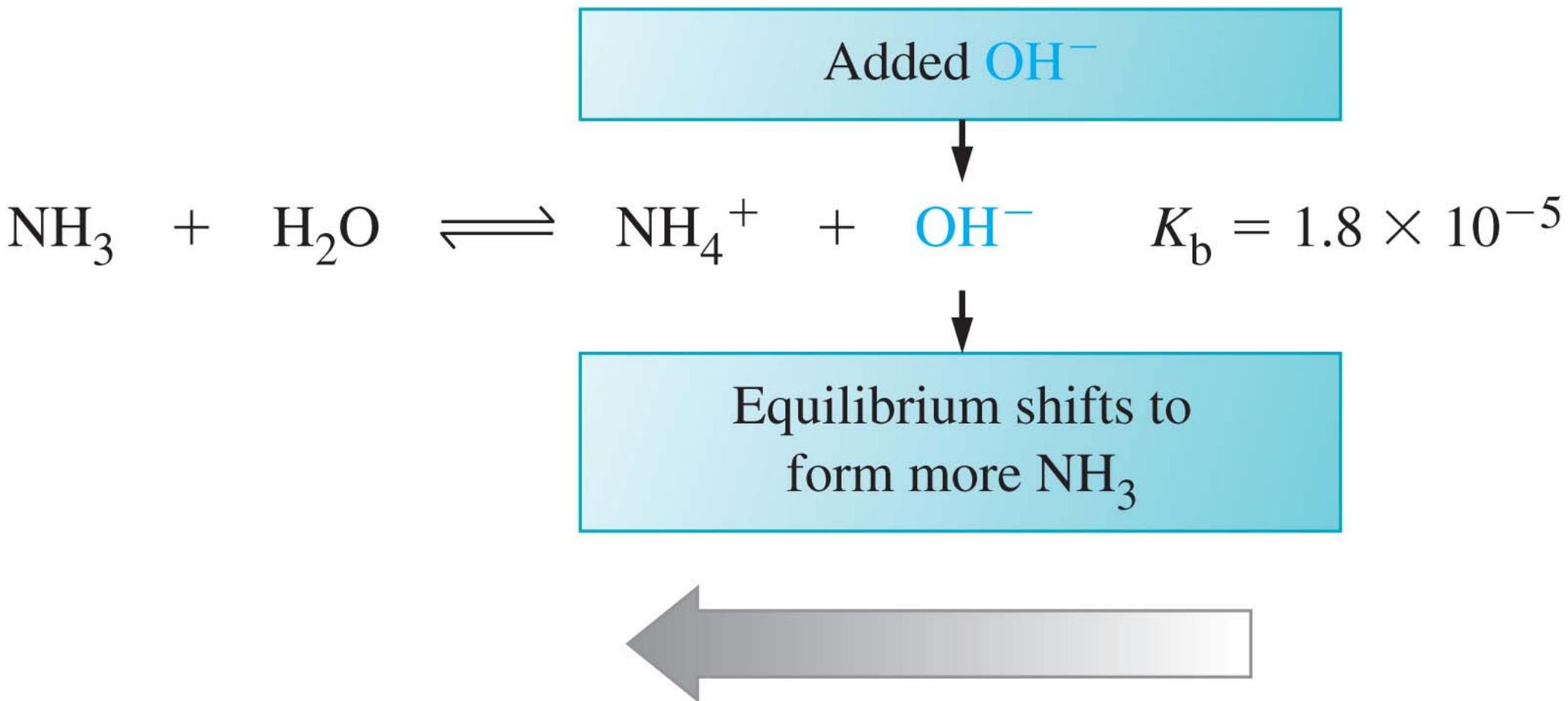
Added H_3O^+



Equilibrium shifts to form
more $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$



When a strong base supplies the common ion OH^- , the equilibrium shifts to form more NH_3 .



El ácido y su sal

Ácido acético 0,1 mol/L y NaAc 0,1 mol/L

	HAc	H ⁺	Ac ⁻
inicial	0,1	--	0,1
formados	--	X	X
consumidos	X	--	--
En eq.	0,1-X	X	X+0,1

El ácido y su sal

$$1,8 * 10^{-5} = \frac{x * (0,1 + x)}{(0,1 - x)}$$

En (0,1 + x) y (0,1 - x) se desprecia x

$$\therefore x = 1,8 * 10^{-5} \Rightarrow pH = 4,74$$

El efecto ion común ha amortiguado la disociación del ácido acético

When a salt supplies the common anion $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, the equilibrium shifts to form more $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.



Added $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$



Equilibrium shifts to form more $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$



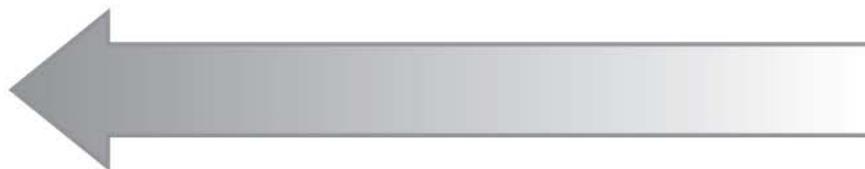
When a salt supplies the common cation NH_4^+ , the equilibrium shifts to form more NH_3 .



Added NH_4^+



Equilibrium shifts to form more NH_3



Disoluciones reguladoras o Tampones



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

$$-\log K_a = -\log [H^+] - \log [A^-] + \log [HA]$$

$$\log [A^-] - \log [HA] - \log K_a = -\log [H^+]$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}; \text{ si } [A^-] = [HA] \Leftrightarrow \log \frac{[A^-]}{[HA]} = 0$$

pH = pK_a un valor fijo

$$\text{si } [A^-] \approx [HA] \Leftrightarrow \log \frac{[A^-]}{[HA]} \approx 0$$

pH ≈ pK_a un valor casi fijo ∴ el pH cambiará poco

Las disoluciones reguladoras comunes consisten:

- Un ácido débil y su base conjugada
- Una base débil y su ácido conjugado

Y la relación de concentraciones debe ser próximo a 1

Generalizando

$$pH = pK_a - \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[base\ conjugada]_{inicial}}{[ácido]_{inicial}}$$

validez de la expresión

$$1.- \quad 0,10 < \frac{[base\ conjugada]}{[ácido]} < 10$$

2.- *La concentración molar de ambos debe ser mayor a 100 veces K_a o sea $C_o - x \approx C_o$*

El agua no tiene capacidad reguladora

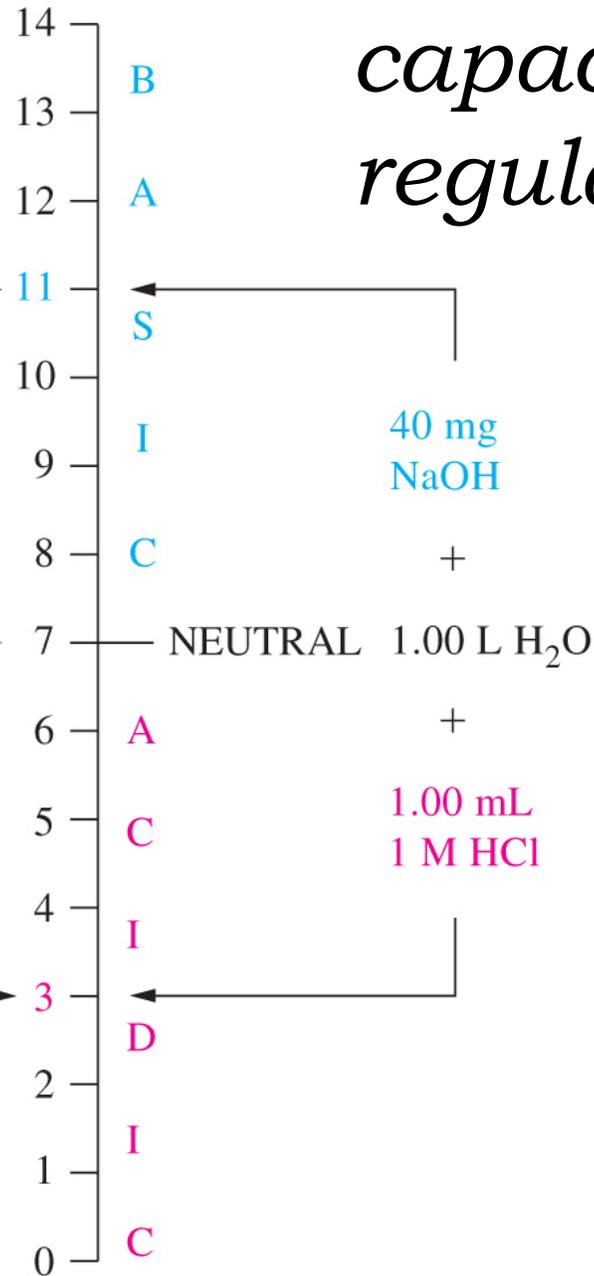
1.00 L of 0.001 M NaOH with bromthymol blue



1.00 L of water at pH 7 with bromthymol blue



1.00 L of 0.001 M HCl with bromthymol blue



Cómo Trabaja un Tampón

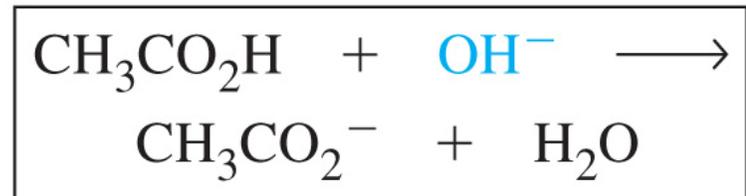
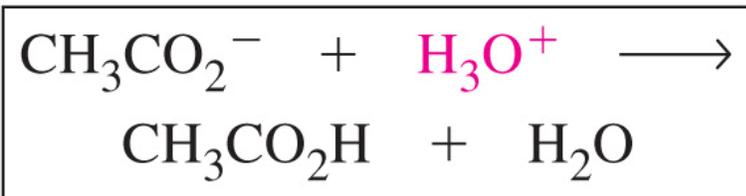
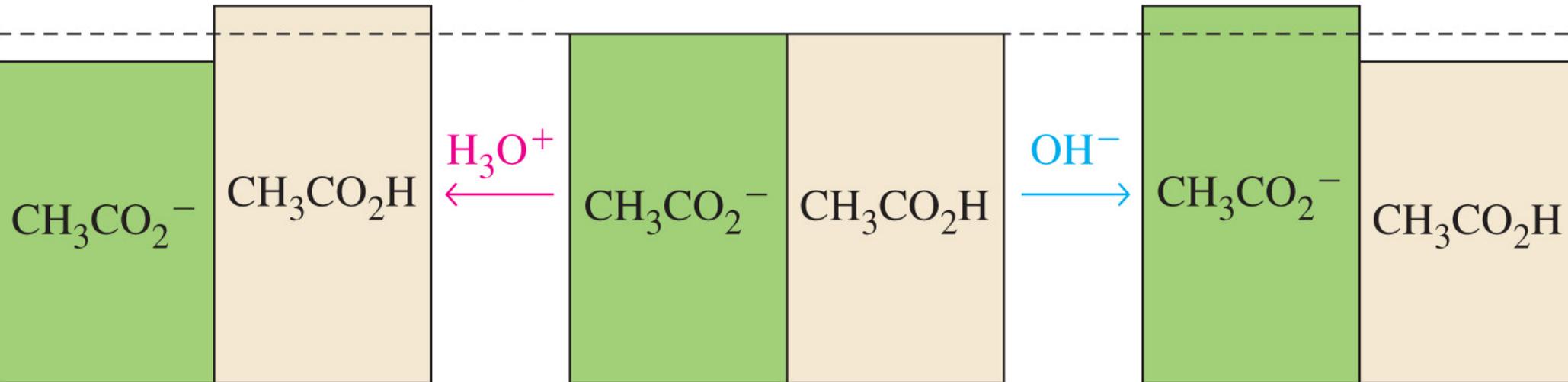
Buffer after the acid is added

Add acid

Buffer with conjugate base and acid in equal concentrations

Add base

Buffer after the base is added



Select a weak acid
with a pK_a close to
the desired pH.



Calculate the
necessary ratio
 $\frac{[\text{conjugate base}]}{[\text{acid}]}$
to give the desired pH.



Calculate the necessary
concentrations of
conjugate base and acid.

