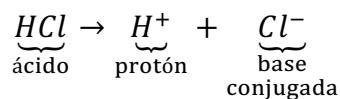


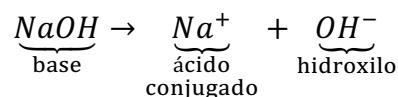
Ácidos y bases

Según la definición de Arrhenius:

- **Ácido:** sustancia capaz de aumentar la concentración de protones (H^+).

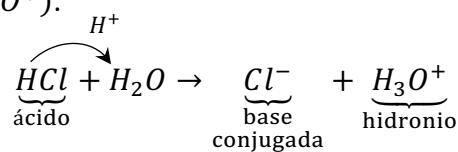


- **Base:** sustancia capaz de aumentar la concentración de hidroxilos (OH^-).

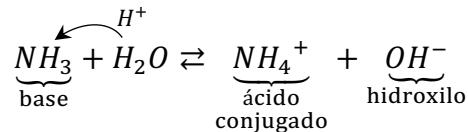


Según la definición de Brønsted-Lowry:

- **Ácido:** sustancia capaz de ceder protones (H^+) al agua (o a otra sustancia), para producir hidronio (H_3O^+).

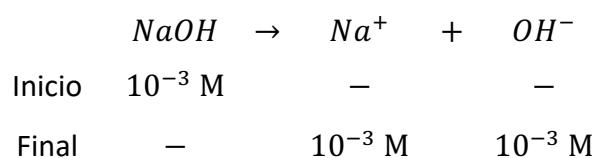
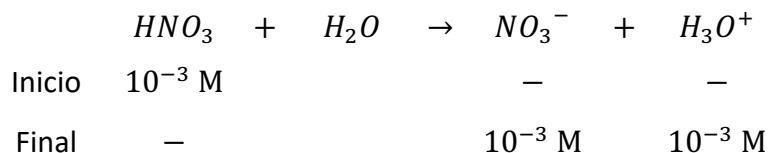


- **Base:** sustancia capaz de aceptar protones (H^+) del agua (o de cualquier otra sustancia), produciendo hidroxilos (OH^-).

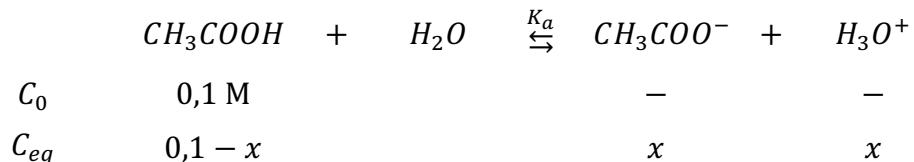


Fuertes y débiles

- **Fuertes:** no tienen constante de acidez o basicidad. Todo lo que ponemos del ácido o la base se consume (una sola flecha). La concentración de H^+/H_3O^+ o OH^- se calcula por estequiometría:

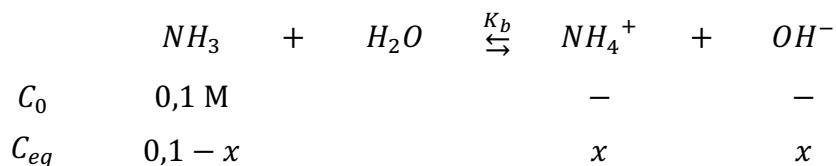


- **Débiles:** tienen constante de acidez (K_a) o de basicidad (K_b). Solo una porción (x) de lo que ponemos del ácido o la base se consume (doble flecha). La concentración de H^+ / H_3O^+ o OH^- se calcula con la tabla y la constante:



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} \cdot [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}}$$

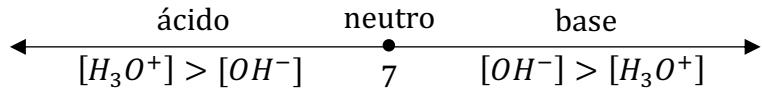
$$pK_a = -\log K_a \Leftrightarrow K_a = 10^{-pK_a}$$



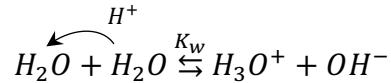
$$K_b = \frac{[NH_4^+]_{eq} \cdot [OH^-]_{eq}}{[NH_3]_{eq}}$$

$$pK_b = -\log K_b \Leftrightarrow K_b = 10^{-pK_b}$$

pH y pOH



Equilibrio de autoionización del agua:



$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ (25 } ^\circ\text{C)}$$

Definición de pH y pOH:

$$pH = -\log[H^+] = -\log[H_3O^+]$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$[H^+] = [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pH + pOH = 14$$

Sales

1. La sal se disocia en disolución acuosa.
2. Los iones, si alguno es el conjugado de un ácido o base débil, reaccionará con agua (los iones reaccionan siempre débilmente):

$$\underbrace{K_a \cdot K_b}_{\substack{\text{para} \\ \text{conjugados}}} = K_w = 10^{-14} \Leftrightarrow \underbrace{pK_a + pK_b}_{\substack{\text{para} \\ \text{conjugados}}} = 14$$

Sal de ácido fuerte y base fuerte (sal neutra)



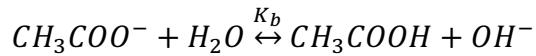
El Na^+ es el ácido conjugado de la base fuerte $NaOH$, por lo que no reacciona con agua. El Cl^- es la base conjugada del ácido fuerte HCl , por lo que no reacciona con agua.

Como ninguno de los dos iones que se producen reacciona con agua, la sal es neutra.

Sal de ácido débil y base fuerte (sal básica)



El Na^+ es el ácido conjugado de la base fuerte $NaOH$, por lo que no reacciona con agua. El CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH , por lo que reacciona con agua:



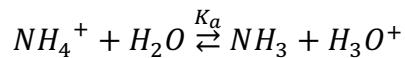
$$K_b(CH_3COO^-) = \frac{K_w}{K_a(CH_3COOH)}$$

Como el ion es básico, la sal es básica.

Sal de ácido fuerte y base débil (sal ácida)



El Cl^- es la base conjugada del ácido fuerte HCl , por lo que no reacciona con agua. El NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 , por lo que reacciona con agua:



$$K_a(NH_4^+) = \frac{K_w}{K_b(NH_3)}$$

Como el ion es ácido, la sal es ácida.

Disoluciones reguladoras/tampón/amortiguadoras/buffer

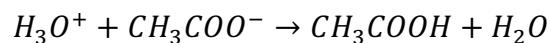
Ácido débil (K_a) y su base conjugada



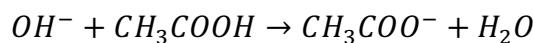
Ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

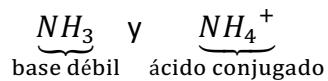
- Si añadimos un ácido (añadimos H_3O^+), la base (CH_3COO^-) lo neutraliza:



- Si añadimos una base (añadimos OH^-), el ácido (CH_3COOH) lo neutraliza:



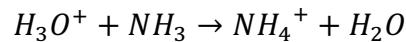
Base débil (K_b) y su ácido conjugado



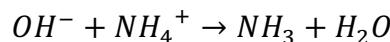
Ecuación de Henderson-Hasselbach:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[\text{ácido}]}{[\text{base}]} = pK_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

- Si añadimos un ácido (añadimos H_3O^+), la base (NH_3) lo neutraliza:

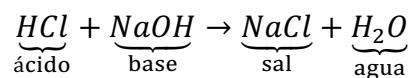


- Si añadimos una base (añadimos OH^-), el ácido (NH_4^+) lo neutraliza:



Reacción de neutralización: ácido + base → sal + agua

1. Ácido fuerte + base fuerte:



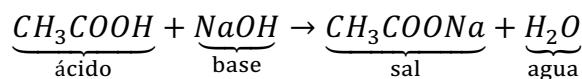
- Si no sobra ni ácido ni base, solo tenemos la sal neutra formada. Disolución neutra.
- Si sobra ácido fuerte, disolución ácida:



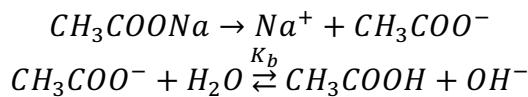
- Si sobra base fuerte, disolución básica:



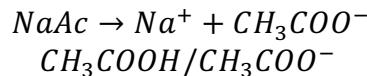
2. Ácido débil y base fuerte:



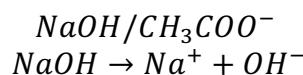
- Si no sobra ni ácido ni base, solo tenemos la sal básica formada:



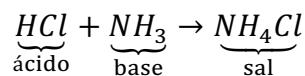
- Si sobra ácido débil y la sal básica formada, tenemos una disolución reguladora y la disolución es ácida (ecuación de Henderson-Hasselbach):



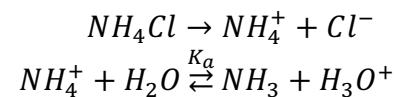
- Si sobra base fuerte y la sal básica formada, la disolución es básica (solo tendremos en cuenta la reacción de la base fuerte):



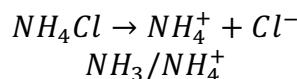
3. Ácido fuerte + base débil:



- Si no sobra ni ácido ni base, solo tenemos la sal ácida formada:



- Si sobra la base débil y la sal ácida formada, tenemos una disolución reguladora y la disolución es básica (ecuación de Henderson-Hasselbach):



- Si sobra el ácido fuerte y la sal ácida formada, la disolución es ácida (solo tenemos en cuenta la reacción del ácido fuerte):

