



# Reacciones ácido-base: Equilibrios ácido-base



## pH de disoluciones de ácidos y bases fuertes

Si son fuertes y su concentración es mayor de  $10^{-6}$  mol/L, se desprecia la contribución del agua ( $H_3O^+$  en ácidos y  $OH^-$  en bases). Como están totalmente disociados, no hay que resolver un estado de equilibrio.

## pH de disoluciones de ácidos y bases débiles

Si son débiles, hay que resolver un equilibrio químico. Tienes que escribir el equilibrio del ácido o de la base, anotar los datos de composición inicial y en el equilibrio y pasarlos a la expresión de la constante de equilibrio para determinar las magnitudes que tengas que calcular.

## Aproximaciones

Si  $K_a(K_b) > K_w$  se puede despreciar la cantidad de  $H_3O^+$  ( $OH^-$ ) aportada por el agua.

Si  $c_0 > K_a(K_b)$  se puede despreciar la cantidad de ácido o base disociados debido al pequeño valor de  $K_a$  o  $K_b$ .

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x(x+10^{-7})}{c-x} \approx \frac{x^2}{c}$$

Fíjate en que son tres datos o conjuntos de datos (composición inicial, composición en el equilibrio y constante de equilibrio), de los que conociendo dos puedes calcular el tercero.



Imagen 1 [ISFTIC](#)  
Creative commons



## Hidrólisis

Muchos iones son ácidos o bases de Brønsted-Lowry y reaccionan con el agua cediendo o aceptando protones. ¿Cómo puedes **predecir si la disolución en agua pura de una determinada sal será ácida, básica o neutra?**:

- Determina qué efecto tendrá el catión sobre el pH de la disolución.
- Determina qué efecto tendrá el anión sobre el pH de la disolución.
- Decide cuál de los efectos anteriores es el predominante (no te vas a encontrar con casos en los que los dos iones se hidrolicen).



$$K_a (\text{NH}_4^+) = \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b (\text{NH}_3)}$$



$$K_b (\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a (\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Ácido	Base	Ejemplo	Ión que se hidroliza	pH al añadir a agua pura
Fuerte	Fuerte	NaCl	Ninguno	7
Fuerte	Débil	NH <sub>4</sub> Cl	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ácido
Débil	Fuerte	CH <sub>3</sub> COONa	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Básico
Débil	Débil	CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> y CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Depende de qué ión se hidrolice más



## Disoluciones tampon

Hay disoluciones que se caracterizan porque su pH permanece prácticamente invariable tanto por dilución como por adición de cantidades moderadas de ácido o de base. Estas disoluciones se llaman **amortiguadoras, reguladoras o disoluciones tampon**.

Están formadas por un ácido o base débiles y una de sus sales (ácido acético y acetato de sodio, amoniacó y cloruro de amonio), en concentraciones que deben ser apreciablemente mayores que las añadidas para que el pH se mantenga prácticamente constante.

Su pH se calcula con el equilibrio del ácido o la base débiles, considerando que inicialmente ya hay ión de la sal.

Disolución total de la sal	$\text{CH}_3\text{COONa}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$	+	$\text{Na}^+ (\text{aq})$
Disociación parcial del ácido	$\text{CH}_3\text{COOH}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$
Concentración inicial	$c_a$				$c_s$		$10^{-7}$
Concentración en el equilibrio	$c_a - x \approx c_a$				$c_s + x \approx c_s$		$x + 10^{-7} \approx x$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(c_s + x)x}{(c_a - x)} \approx \frac{c_s x}{c_a}$$



## El pH de las mezclas

**1. Analiza si hay reacción o no** la hay (solamente se produce la neutralización al mezclar ácido y base), determinando la composición final tras la reacción (tienes que calcular la cantidad de sustancia de sal formada, los posibles excesos de ácido o de base y el volumen total de disolución). Hay tres casos posibles.

- a) no sobra ácido ni base (al final solamente hay sal, que puede hidrolizarse o no).
- b) sobra ácido (al final, hay sal, que puede hidrolizarse o no, y ácido).
- c) sobra base (al final, hay sal, que puede hidrolizarse o no, y base).

**2. Determina el tipo de mezcla de la que hay que calcular el pH** (por ejemplo, sal que no se hidroliza, o sal que se hidroliza con exceso de ácido, o mezcla amortiguadora, etc).

**3. Plantea los equilibrios ácido-base que se producen**, y mira si puedes realizar aproximaciones que simplifiquen la situación (por ejemplo, en la mezcla de un ácido fuerte y uno débil, se puede despreciar el débil a efectos de calcular el pH). Te puedes encontrar con tres casos posibles:

- a) ácido o base débiles (equilibrio de ionización del ácido o la base).
- b) sal de ácido o base débiles: equilibrio de hidrólisis para formar el ácido o la base débiles.
- c) mezcla de ácido o base débiles con su sal (mezcla amortiguadora): equilibrio de ionización del ácido o la base débiles.