



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 ₄ Cl	NH ₄ ⁺	Ácido
Débil	Fuerte	CH ₃ COONa	CH ₃ COO ⁻	Básico
Débil	Débil	CH ₃ COONH ₄	NH ₄ ⁺ y CH ₃ COO ⁻	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, amoniaco 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	CH_3COONa	+	H_2O	\rightarrow	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$	+	$\text{Na}^+ (\text{aq})$
Disociación parcial del ácido	CH_3COOH	+	H_2O	\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.