Equilibrio Ácido-Base

- Propiedades Ácido-Base de las Sales
- Relación entre K_a y K_b
- Soluciones reguladoras (Buffers)

Propiedades Ácido-Base de las Sales

- Sales que contienen un metal alcalino o un alcalino térreo (excepto Be^{2+}) y **la base conjugada de un ácido fuerte** (Cl^-, Br^-, y NO_3^-) no alteran el pH

$$NaCl\ (s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\ (ac) + Cl^-\ (ac) \Rightarrow \textit{Base conjugada débil}$$

- Sales derivadas de un ácido débil, producen soluciones básicas

$$CH_3COONa\ (s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\ (ac) + CH_3COO^-\ (ac) \Rightarrow \textit{Base conjugada fuerte}$$

El ión acetato es la base conjugada del ácido débil, por lo tanto tiene afinidad por los protones, e hidroliza

Por lo tanto para el ión acetato tenemos la siguiente hidrólisis:

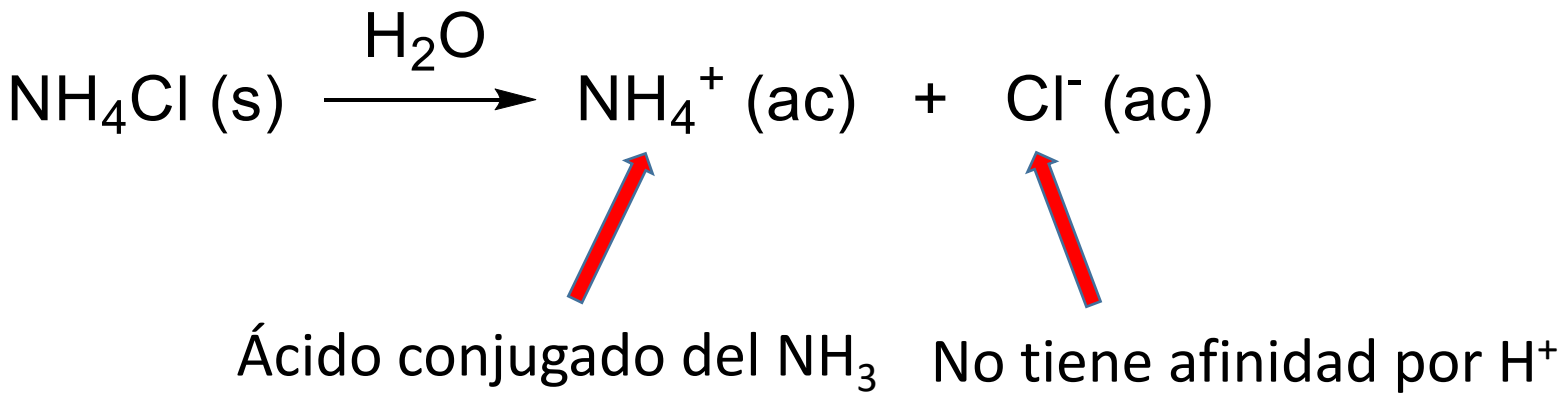
$$CH_3COONa\ (s) \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^-\ (ac) + Na^+\ (ac)$$

$$CH_3COO^-\ (ac) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons CH_3COOH\ (ac) + OH^-\ (ac)$$

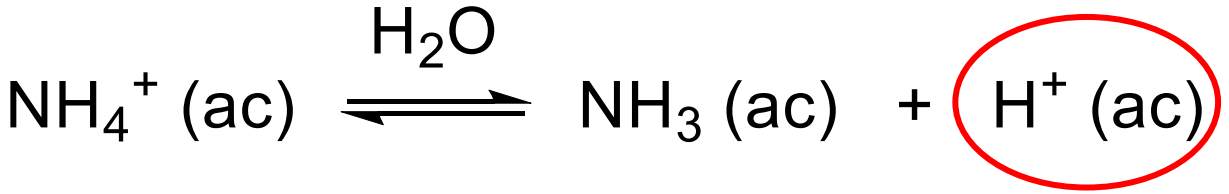
$$K_b = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

Propiedades Ácido-Base de las Sales

- Sales derivadas de un ácido fuerte y una base débil, producen disoluciones ácidas



- El ión cloruro, por ser una base débil, no hidroliza. El ión amonio es un ácido conjugado de una base débil, por lo tanto hidroliza:



$$K_a = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]}$$

Sal prodecente de	Ejemplo	Ión que se hidroliza	pH resultante
Ác.débil y base fuerte	CH_3COONa	CH_3COO^-	Básico (>7)
Ác.fuerte y base débil	NH_4Cl	NH_4^+	Ácido (<7)
Ác.débil y base débil	CH_3COONH_4	CH_3COO^- y NH_4^+	Según K_a y K_b
Ác.fuerte y base fuerte	NaCl	ninguno	Neutro (7)

Relación entre K_a y K_b

- Para la constante de disociación ácida y la constante de ionización de su base conjugada se tiene que:

$$K_w = K_a \times K_b$$

$$CH_3COOH\ (ac) \rightleftharpoons H^+\ (ac) + CH_3COO^- \qquad K_a$$

$$CH_3COO^-\ (ac) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons CH_3COOH\ (ac) + OH^-\ (ac) \qquad K_b$$

$$H_2O\ (l) \rightleftharpoons H^+\ (ac) + OH^-\ (ac) \qquad K_w$$

Para resolver problemas de hidrólisis de sales se sigue el mismo procedimiento que para ácidos y bases débiles a través de esta expresión

Relación entre K_a y K_b: Ejemplo

$$CH_3COO^-\,(ac) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons CH_3COOH\,(ac) + OH^-\,(ac)$$

- Debido a que esta reacción produce iones OH^-, la solución del acetato de sodio es básica. La constante de equilibrio para la reacción de hidrólisis es:

$$K_b = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{1{,}8 \times 10^{-5}} = 5{,}6 \times 10^{-10}$$

- Para resolver problemas de hidrólisis de sales se sigue el mismo procedimiento que usa para ácidos y bases débiles.

Relación entre K_a y K_b

$$NH_4Cl\ (s) \xrightarrow{H_2O} NH_4^+\ (ac) + Cl^-\ (ac)$$

- El ión cloruro, por ser una base débil, no hidroliza. El ión amonio es un ácido conjugado de una base débil, por lo tanto hidroliza:

$$NH_4^+\ (ac) \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} NH_3\ (ac) + H^+\ (ac)$$

- Debido a que se producen iones H^+, la solución será ácida, la constante esta dada por:

$$K_a = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1{,}0 \times 10^{-14}}{1{,}8 \times 10^{-5}} = 5{,}6 \times 10^{-10}$$

- Cuál es el pH de una disolución de NaCN 0,5 mol/L (K_a para el HCN es $6,2 \times 10^{-10}$)

Soluciones Amortiguadoras, Tampones o Buffer

- Son disoluciones que tienen la característica de resistir cambios de pH, después de añadir pequeñas cantidades de ácido o base fuerte, o después de diluir la solución.



- Contienen, simultáneamente, una concentración relativamente grande de ácido para reaccionar con iones OH^- que se añadan, y una concentración semejante de base para neutralizar los iones H^+ que se le añadan.

Soluciones Amortiguadoras, Tampones o Buffer

- Los componentes ácidos y básicos de un buffer no deben consumirse al uno al otro en una reacción de neutralización (descarta ácidos y bases fuertes)

- Estos requerimientos se satisfacen con un par ácido – base conjugado

- Existirán dos casos:

  1. Combinación de ácido débil y una sal del mismo ácido

  2. Combinación de base débil y una sal de la misma base

- Lo que hace que estas disoluciones actúen como reguladoras de pH es la presencia de estos dos equilibrios simultáneos, en uno de los cuales se produce H^+ y en el otro OH^- con un ión común:

Reacciona con OH^-

$$CH_3COOH\,(ac) \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

Ión Común

$$CH_3COO^-\,(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH\,(ac) + OH^-\,(ac)$$

Provisto por CH_3COONa

Reacciona con H^+

La Ecuación de Henderson - Hasselbach

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

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

Aplicando el operador p:

$$-log[H^+] = -log\left[K_a \frac{[HA]}{[A^-]}\right] \rightarrow -log[H^+] = -logK_a + log\frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$\downarrow$$

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

$$pH = pK_a + log\frac{[A^-]}{[HA]} \quad \Rightarrow \quad \boxed{pH = pK_a + log\frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}}$$

Ecuación de Henderson - Haselbach

- Dónde [base conjugada] y [ácido] son las concentraciones iniciales de sal y ácido o las concentraciones iniciales de base y ácido conjugado

- Esta ecuación considera que las concentraciones en equilibrio serán casi las mismas que las concentraciones estequiométricas

- Válida para concentraciones molares >>> K_a (al menos un factor de 100)

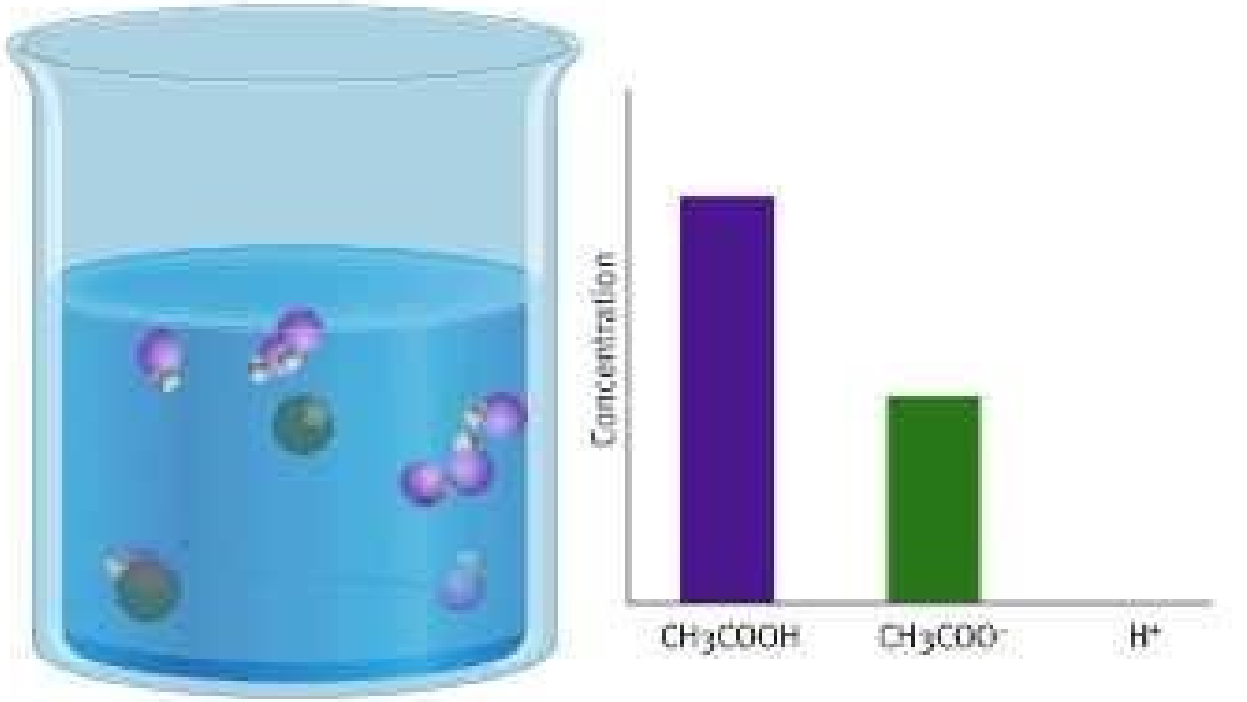
$$pH = pK_a + log \frac{[base\ conjugada]}{[ácido]}$$

Ecuación de Henderson - Haselbach

Consideraciones:

- Cuando la razón base conjugada/ácido es 1, tendremos que pH = pK_a
- Cuando base conjugada/ácido sea 0,1 el pH *disminuye* en una unidad
- Cuando base conjugada/ácido sea 10 el pH *aumenta* en una unidad
- Esto se conoce como el *intervalo de regulación de pH* (2 unidades de pH)
- No existe variación de pH debido a la dilución

- Calcule el pH de una solución buffer que se prepara disolviendo 25,5 g de CH_3COONa en un volumen suficiente de CH_3COOH 0,55 mol/L, para obtener 500 mL de solución (K_a de $CH_3COOH = 1,8 \times 10^{-5}$)



Acetic Acid
CH_3COOH

Acetate
CH_3COO^-

Hydrogen Ion
H^+

Add Strong Acid, H^+

Add Strong Base, OH^-

- Cuál es el efecto sobre el pH cuando se añade 0,006 mol de HCl a 0,300 L de una solución buffer que es 0,250 mol/L en CH_3COOH y 0,560 mol/L en CH_3COONa



https://www.youtube.com/watch?v=P-R-Cqvb5yo

Bibliografía

- Petrucci, R. Química general: principios y aplicaciones modernas. (2011) 10ª Ed. Capitulo 16. “Ácidos y Bases”