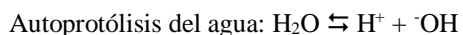
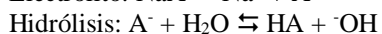


UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
Facultad de Química. Química Analítica I.
 Ecuación de Charlot y sus ecuaciones aproximadas
 Elaboró. M. en C. Everardo Tapia Mendoza

Considere el siguiente sistema



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

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Balance de masa: $C_a + C_b = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$ Balance de carga: $[\text{H}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-]$

Sabemos que $C_b = [\text{Na}^+]$, sustituyendo en el balance de masas

$$[\text{H}^+] + C_b = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-]$$

Despejando de la ecuación anterior $[\text{A}^-]$

$$[\text{A}^-] = C_b + [\text{H}^+] - [\text{OH}^-]$$

Sustituyendo en el balance de masa, nos queda:

$$C_a + C_b = [\text{HA}] + C_b + [\text{H}^+] - [\text{OH}^-]$$

Despejando para $[\text{HA}]$ queda:

$$[\text{HA}] = C_a - [\text{H}^+] + [\text{OH}^-]$$

Si despejamos $[\text{H}^+]$ de la K_a , nos queda:

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

Si sustituimos las expresiones en negritas en la ecuación anterior, tenemos:

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{C_a - [\text{H}^+] + [\text{OH}^-]}{C_b + [\text{H}^+] - [\text{OH}^-]} \quad \text{ECUACIÓN DE CHARLOT}$$

Dependiendo del grado de disociación e hidrólisis los ácidos y bases se clasifican en fuertes, de fuerza media y débiles

Ácidos fuertes



Bases fuertes

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] ; \text{pH} + \text{POH} = 14 ; \text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Ácido débil

Consideraciones $[\text{H}^+] \ll C_a$ y $[\text{OH}^-] = C_b = 0$ (No existe una base en una disolución ácida)

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{C_a}{[\text{H}^+]}$$

$[\text{H}^+]^2 = K_a C_a$ Aplicando cologaritmos y usando propiedades de los mismos

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_a - \frac{1}{2} \log C_o$$

Base débil

Consideraciones $[OH^-] \ll \ll C_B$ y $[H^+] = C_a = 0$ (No existe un ácido en una disolución básica)

$$[H^+] = K_a \frac{[OH^-]}{C_b}$$

Usando la auto-protólisis del agua $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$$[H^+]^2 = K_a \frac{[10^{-14}]}{C_b}$$

Aplicando cologarismos y re-arreglando tenemos:

$$-2 \log [H^+] = -\log K_a - \log 10^{-14} + \log C_b$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \log C_o$$

Ácido fuerza media

Consideraciones no hay base $[OH^-] = C_b = 0$

$$[H^+] = K_a \frac{C_a - [H^+]}{[H^+]}$$

Acomodando términos

$$[H^+]^2 + K_a[H^+] - K_a C_o = 0$$

Base fuerza media

Consideraciones no hay base $[H^+] = C_a = 0$

$$[H^+] = K_a \frac{[OH^-]}{C_b - [OH^-]}$$

Usando la auto-protólisis del agua $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ y re-arreglando se llega

$$[H^+]^2 C_o - 10^{-14}[H^+] - K_a 10^{-14} = 0$$

Complete la tabla con las explicaciones dadas en clase.

Para ácidos			
Ka/Co	Fuerza	% α	Fórmula
Ka/Co > 10	Fuerte	> 90%	pH = -log Co
$10^{-1} < Ka/Co < 10$	Media	10 % < % α < 90 %	$[H^+]^2 + K_a[H^+] - K_a C_o = 0$
Ka/Co < 10^{-1}	Débil	< 10%	pH = $\frac{1}{2} \text{pK}_a - \frac{1}{2} \log C_o$

Para bases			
Ka x Co	Fuerza	% β	Fórmula
Ka x Co < 10^{-15}	Fuerte	> 90%	pH = 14 + log Co
$10^{-15} < Ka x Co < 10^{-13}$	Media	10 % < % β < 90 %	$[H^+]^2 C_o - 10^{-14}[H^+] - K_a 10^{-14} = 0$
Ka x Co > 10^{-13}	Débil	< 10%	pH = $7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \log C_o$