



APUNTE ÁCIDO-BASE

Cálculos de pH

Un **ácido**, es todo compuesto que en solución acuosa libera protones (H^+), por lo tanto aumenta la concentración de protones en el agua.

Base, es todo compuesto que en solución acuosa libera grupos hidroxilos, aumentando la concentración de protones en el agua.

Existen ácidos y bases fuertes y débiles.

Los **ácidos y las bases fuertes** son aquellos que se disocian completamente en agua, no presentan constantes de equilibrio.

Los **ácidos y bases débiles** son aquellos que se disocian parcialmente y por lo tanto se presentan constantes de equilibrio.

Ácidos fuertes: $HCl_{(ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$

Ácidos débiles: $HF_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + F^-_{(ac)} \quad K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$

Bases fuertes: $NaOH_{(ac)} \rightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$

Bases débiles: $NH_4OH_{(ac)} \rightleftharpoons NH_4^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \quad K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$

Disociación del agua

El agua presenta un doble equilibrio o comportamiento., es decir puede actuar como ácido o como base, se dice que tiene un comportamiento **anfótero**.

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- \quad K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

Si hay **X** concentración de $[H^+]$, que es igual a la concentración $[OH^-]$, la igualdad queda:

$$10^{-14} = [H^+][OH^-] = X^2$$



$X = 10^{-7} M = [H^+] \text{ u } [OH^-]$ (Neutro)

En cualquier solución acuosa se cumplirá esta igualdad y equilibrio entre ambos iones:

$10^{-14} = [H^+] [OH^-]$	{	Ácida $[H^+] > [OH^-]$
$10^{-14} = [1] [1 \times 10^{-14}]$		
$10^{-14} = [10^{-1}] [1 \times 10^{-13}]$		
$10^{-14} = [10^{-2}] [1 \times 10^{-12}]$		
$10^{-14} = [10^{-3}] [1 \times 10^{-11}]$		
$10^{-14} = [10^{-4}] [1 \times 10^{-10}]$		
$10^{-14} = [10^{-5}] [1 \times 10^{-9}]$		
$10^{-14} = [10^{-6}] [1 \times 10^{-8}]$	{	NEUTRO
$10^{-14} = [10^{-7}] [1 \times 10^{-7}]$		
$10^{-14} = [10^{-8}] [1 \times 10^{-6}]$		
$10^{-14} = [10^{-9}] [1 \times 10^{-5}]$		
$10^{-14} = [10^{-10}] [1 \times 10^{-4}]$		
$10^{-14} = [10^{-11}] [1 \times 10^{-3}]$		
$10^{-14} = [10^{-12}] [1 \times 10^{-2}]$		
$10^{-14} = [10^{-13}] [1 \times 10^{-1}]$	{	Básica $[H^+] < [OH^-]$
$10^{-14} = [10^{-14}] [1]$		

Para simplificar el concepto de solución ácida o básica, se ha definido un operador matemático, llamados pH.

El pH es un operador matemático que indica el grado de acidez. La acidez se mide en una escala que va desde 0 a 14.

$p = -\log$

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

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

Si a la igualdad $10^{-14} = [H^+] [OH^-]$ aplicamos el operador $-\log$,

$$14 \log 10 = -\log [H^+] - \log [OH^-]$$

$14 = pH + pOH$

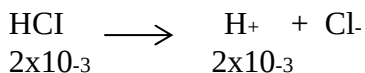


A. Cálculos de pH para ácidos fuertes y bases fuertes

a) Cálculo de pH para ácidos fuertes:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{ác. Fuerte}]$$

Ejemplo, determinar el pH de una solución de ácido clorhídrico de concentración $2 \times 10^{-3} \text{ M}$

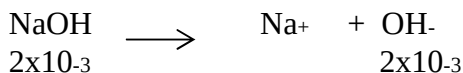


$$\text{pH} = -\log 2 \times 10^{-3} = 2,7$$

b) Cálculo de pH para bases fuerte

$$\text{pH} = 14 - \text{p} [\text{OH}^-]$$

Ejemplo, determinar el pH de una solución acuosa de NaOH de concentración $2 \times 10^{-3} \text{ M}$



$$\text{pH} = 14 - \text{p} [\text{OH}^-] = 14 - 2,7 = 11,3$$

c) Si se da el pH de una solución se puede calcular:

- La concentración de $[\text{H}^+]$
- La concentración de $[\text{OH}^-]$
- El pOH

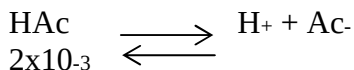
Ejemplo, si una solución tiene un pH de 3,4 determine: $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ y el pOH de la solución

- $[\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{pH}) = 10^{-\text{pH}} = \text{antilog} -3,4 = 4 \times 10^{-4}$
- $[\text{OH}^-] = 2,5 \times 10^{-11}$
- $\text{pOH} = 10,6$

B. Cálculos de pH para ácidos débiles y bases débiles

a) Ácidos débiles

Ejemplo, determine el pH de una solución de ácido acético (HAc) 2×10^{-3} , cuya constante de acidez es $1,8 \times 10^{-5}$.



$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+] [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$



Si X es la cantidad del ácido que se disocia y la cantidad $[H^+]$ es = a $[Ac^-]$

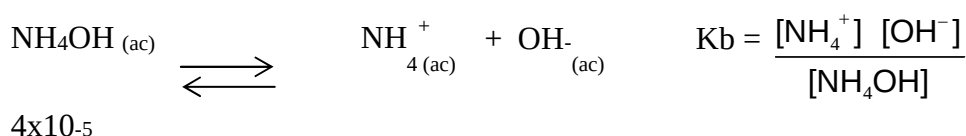
$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{[X][X]}{[Hac - X]} = \frac{X^2}{(2 \times 10^{-3} - X)} = 1,98 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log 1,98 \times 10^{-4} = 3,7$$

Cuando la constante de es menor a 10^{-3} , la X del denominador es despreciable.

b) Cálculo de pH para bases débiles

Ejemplo, calcular el pH de una solución de hidróxido de amonio (NH_4OH) 4×10^{-5} Molar, sabiendo que la constante de basicidad es $1,8 \times 10^{-5}$.



Sea X la cantidad disociada y representa la $[OH^-]$, por lo tanto la expresión quedará:

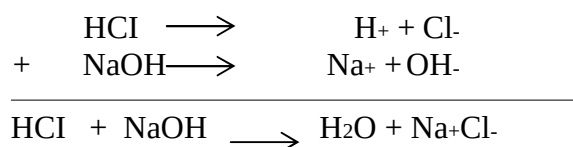
$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]} = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{(4 \times 10^{-5} - X)}$$

$$X = [OH^-] = 2,6 \times 10^{-5}$$

$$\text{Luego } pH = 14 - pOH = 14 - 4,6 = 9,4$$

C. Neutralización

Cuando reacciona un ácido con una base se anulan, obteniéndose una sal más agua, para que esto suceda las cantidades deben ser estequiométricas, es decir, igual número de moles de ácido y de base.



Problemas:

1. Calcular los gramos de hidróxido de sodio ($NaOH$, PM o MM=40g/mol), que se requiere para neutralizar 20 L de agua de caldera de $pH = 3,2$

Conceptos:



Para neutralizar se debe igualar MOLES DE ÁCIDO = MOLES BASE

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$[H^+] = \text{antilog}(-pH) = 10_{(-ph)}$$

Solución

1° Calcular la concentración de ácido de la solución

$$[H^+] = \text{antilog}(-3,2) = 6,4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

2° Como es una solución de 20 L, y es de concentración $6,4 \times 10^{-4} \text{ M}$, apliquemos la definición de Molaridad y obtenemos los moles totales.

$$M = \text{moles} / L$$

$$\text{Moles de ácido} = M \times V = 6,4 \times 10^{-4} (\text{moles/L}) \times 20 \text{ L} = 0,0216$$

3° Para neutralizar se debe igualar los moles de ácido con los moles de base requeridos = 0,026

4° gramos de NaOH = moles x PM = $0,0216 \text{ moles} \times 40 \text{ g/mol} = 0,504 \text{ g}$.

2. Resuelva:

- Se tiene 10 L de agua de caldera de pH = 10, determine en volumen de una solución de ácido clorhídrico $2 \times 10^{-3} \text{ M}$ que se debe agregar para neutralizar los 10 L que están a pH = 10
- Calcule el pH de una solución de HCl $5 \times 10^{-5} \text{ M}$
- Calcular el pH de una solución básica (KOH), de concentración 4×10^{-5} .