



## **SOBRE EL pH EN SOLUCIONES ACUOSAS**

### 1. Definiciones de Arrhenis para ácidos y bases:

Ácido: sustancia que en agua libera iones hidrógeno (protones). Por ejemplo:

Ácido clorhídrico: HCl, por disociación ó ionización da iones hidrógeno e iones cloruro:



Base: sustancia que por ionización da iones oxidrilo. Por ejemplo: el hidróxido de sodio

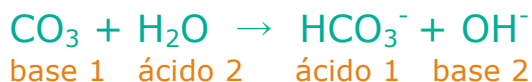
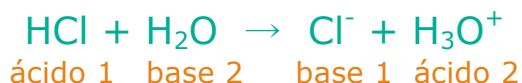


### 2. Definición de ácidos y bases de acuerdo a la teoría de Brönsted-Lowry

Un ácido--cede iones  $\text{H}^+$  a una base.

Una base --acepta iones  $\text{H}^+$  de un ácido y en ambos casos.... Se forman ácidos y bases conjugados

Ejercicio: Observa las siguientes reacciones y explica el comportamiento de cada ion o Molécula, identificando las parejas ácido-base conjugado en cada caso





### 3. Ácidos y bases fuertes:

Los ácidos y bases que se **disocian totalmente** en agua, son denominados **fuertes**.

Ácidos fuertes		Bases fuertes	
Ácido clorhídrico	HCl	Hidróxido de sodio	NaOH
Ácido sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Hidróxido de litio	LiOH
Ácido nítrico	HNO <sub>3</sub>	Hidróxido de potasio	KOH
Ácido perclórico	HClO <sub>4</sub>	Hidróxido de bario	Ba(OH) <sub>2</sub>

Gran parte de ellos se utilizan comúnmente en la industria como reactivos químicos básicos, o en la elaboración de soluciones diluidas para estudios en laboratorios.

En los seres vivos se encuentran funcionalmente otro tipo de ácidos y bases llamados **débiles**, es decir que se disocian en pequeñas cantidades

Ácidos débiles	
Ácido acético	CH <sub>3</sub> COOH
Ácido carbónico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Fosfato diácido o monobásico	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Fosfato monoácido o dibásico	HPO <sub>4</sub> <sup>2--</sup>

### El pH de las soluciones acuosas:

Debemos recurrir a la expresión de disociación del agua o autoprotólisis del agua, en donde:



Se sabe que a 25 °C, la concentración de iones H<sup>+</sup> y OH<sup>-</sup> es de 1X 10<sup>-7</sup> M respectivamente, lo que indica que muy pocas moléculas de agua estarán disociadas.

El producto de las concentraciones molares de estos iones se define como **producto iónico del agua** (=Pi o =Kw). Este valor es constante a esa temperatura.





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

$$10^{-7} \times 10^{-7} = 1 \times 10^{-14}$$

Para el manejo de cantidades tan pequeñas, debemos incluir un operador matemático “**p**” que significa **-log**.

Si ahora operamos con logaritmos sobre esta expresión se obtiene:

$$[H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\log ([H^+] [OH^-]) = \log (1 \times 10^{-14})$$

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

multiplicando por -1:

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

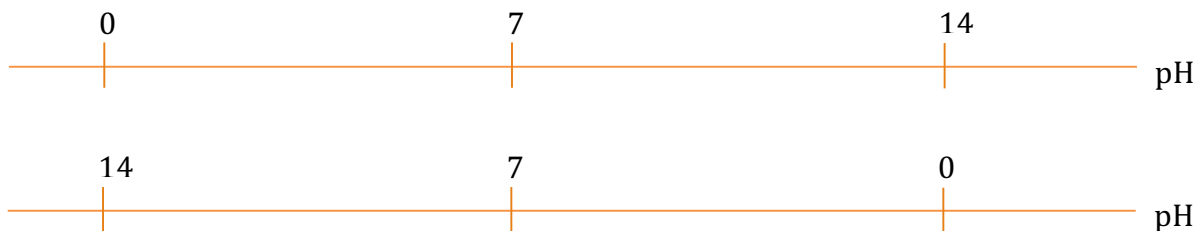
$$- \log [H^+] - \log [OH^-] = 14$$

como  $p = -\log$  :

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

Por lo anterior es importante precisar que:

Así como existe una escala de pH, hay otra de pOH igual pero de forma inversa:



Esto significa que en una solución ácida tendremos tanto pH como pOH, es decir, tanto  $H^+$  como  $OH^-$ . ¿De dónde provendrán estos iones  $OH^-$ ?



En una solución de HCl habrá iones  $H^+$  provenientes de la ionización del ácido:



Pero como es una solución acuosa de HCl, también habrá  $H^+$  de la ionización de moléculas de agua:



Por conveniencia, en concentraciones de HCl  $>$  de  $1 \times 10^{-7}$  M la cantidad de protones del agua se considera insignificante en los cálculos de pH. Sin embargo en concentraciones de HCl  $<$  de  $1 \times 10^{-7}$  M si se incluye la cantidad de protones del agua (porque es mayor que la del ácido).

En una solución ácida habrá mucha mayor cantidad de  $H^+$  que de  $OH^-$ . Para soluciones de pH neutro y por encima de 7, estas relaciones serán:

Soluciones ácidas:  $[H^+] > [OH^-]$

Soluciones neutras:  $[H^+] = [OH^-]$

Soluciones básicas:  $[OH^-] > [H^+]$

Siempre debe tenerse en cuenta que el producto de ambas concentraciones debe dar  $10^{-14}$  que es el producto iónico del agua.

Así puede calcularse cuanto  $OH^-$  habrá si se conoce la molaridad en  $H^+$  o a la inversa

$$\text{Como } K_w = [H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

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

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

**Ejercicio 1:** Calcular la concentración de  $H^+$  y el pH de una solución de HCl 0.001M.





Como este ácido se disocia completamente en agua, la concentración de protones y de cloruro será igual a 0.001 M es decir 0.001 moles/litro

Entonces  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0.001) = 3$

*Ejercicio 2:* Si tiene una solución 0.05 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , calcular el pH

En este caso, la disociación de un mol del ácido es..



Por cada mol de ácido sulfúrico se obtienen 2 moles de protones, por lo tanto el pH será:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (2 \times 0,05) = -\log 0,1 = 1$$

Si desea calcularse pH de soluciones de bases, aquí no se sabe en forma directa la  $[\text{H}^+]$ .

Pero podemos calcular primero el pOH conociendo la concentración molar de oxidrilos y luego calcular el pH por diferencia con 14.

*Ejemplo 3:* Una solución  $1.2 \times 10^{-4}$  M de NaOH, ¿qué pH tendrá?

La disociación de la base en agua es:



Por cada mol de NaOH se obtiene un mol de  $\text{OH}^-$ . Entonces por cada  $1.2 \times 10^{-4}$  M en NaOH, tendremos una concentración de  $1.2 \times 10^{-4}$  M en  $\text{OH}^-$ . El pOH será:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1.2 \times 10^{-4}) = 3.92$$

como  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , el pH será:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3.92 = 10.08$$





## EJERCICIOS RESUELTOS

- 1) Se mezclan 1.4 g de hidróxido potásico y 1 g de hidróxido sódico. La mezcla se disuelve en agua y se diluye a 100 mL. Calcular el pH de la disolución

Solución:

Pm KOH = 56 g/mol y Pm NaOH = 40 g/mol.

Primero calculamos los moles de cada molécula:  
Como ambas bases son fuertes estarán completamente disociadas y tendremos:

$$\text{moles KOH} = \frac{1.4}{56} = 0.025 \text{ mol KOH}$$

$$\text{moles NaOH} = \frac{1}{40} = 0.025 \text{ mol NaOH}$$

$0.025 + 0.025 = 0.05$  moles de OH<sup>-</sup> en los 100 mL.

Luego en un litro: [OH<sup>-</sup>] = 0.5 M.

pOH = - log [OH<sup>-</sup>] = - log 0.5 = 0.30

pH = 14 - 0.30 = **13.7**

- 2) Se mezclan 45 ml de HCl 0.03 M con 30 ml de NaOH 0.05 M.

- a) Qué tipo de reacción es?  
b) ¿Cuál será el pOH de la mezcla?

Solución:

a) Se trata de una neutralización:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

b) Para determinar el pH debemos conocer cuál es la composición de la mezcla, para saber si ambos se han neutralizado completamente (pH=7.0) o si queda exceso de ácido o base

$$\text{n}^\circ \text{ moles de HCl} = \frac{0.03 \text{ mol}}{1000 \text{ ml}} = 45 \text{ ml} = 1.35 \cdot 10^{-3} \text{ moles HCl}$$





$$n^{\circ} \text{ moles de NaOH} = \frac{0,05 \text{ mol}}{1000\text{ml}} = 30\text{ml} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

Considerando que reaccionan mol a mol, entonces:

$1,5 \cdot 10^{-3} - 1,35 \times 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-4}$  moles de NaOH que queda sin reaccionar (exceso).

El volumen de la solución final será  $45 + 30 = 75 \text{ ml} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ litro}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,5 \cdot 10^{-4}}{7,5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} \quad \text{pOH} = -\log 2 \times 10^{-2} = 2,7$$

### **EJERCICIOS para resolver:**

1) Calcular el pH de las siguientes soluciones:

- a) HCl  $1 \times 10^{-4} \text{ M}$
- b) HCl  $7,9 \times 10^{-6} \text{ M}$
- c)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0.45 % p/v
- d) NaOH  $3,25 \times 10^{-4} \text{ M}$
- e) KOH 10 % p/v
- f)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  2 mM

2) Completar el siguiente cuadro:

Solución	Conc. molar	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
$\text{HNO}_3$		$2,5 \times 10^{-4}$			
$\text{H}_2\text{SO}_4$			$75 \times 10^{-2}$		
$\text{Ba}(\text{OH})_2$					3.8
NaOH		$5,8 \times 10^{-9}$			

