



**MATERIAL DE APOYO ACADÉMICO CONTINGENCIA POR AISLAMIENTO OBLIGATORIO  
 ACTIVIDADES ACADÉMICAS A DESARROLLAR EN EL PERIODO COMPRENDIDO ENTRE:  
 27 AL 31 DE JULIO**

**GRADO: ONCE      DOCENTE: RUTH MYRIAM FORERO**

**TEMA: CONCENTRACION DE HIDROGENIONES pH**

**OBJETIVOS**

1. Comprender y aplicar el concepto de Ph
2. Calcular el pH y p OH de una solución

**INTRODUCCION.**

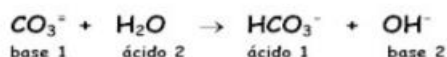
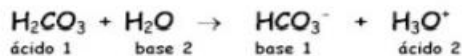
**SOBRE EL pH EN SOLUCIONES ACUOSAS**

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:  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

Base: sustancia que por ionización da iones oxidrilo. Por ejemplo: el hidróxido de sodio  $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ .

2. Definición de ácidos y bases de acuerdo a la teoría de Brönsted-Lowry Un ácido--cede iones  $H^+$  a una base. Una base --acepta iones  $H^+$  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



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

ACIDO FUERTE	FORMULA	BASE FUERTE	FORMULA
Ácido clorhídrico	HCl	Hidróxido de sodio	NaOH
Ácido sulfúrico	H2SO4	Hidróxido de litio	LiOH
Ácido nítrico	HNO3	Hidróxido de potasio	KOH
Ácido perclórico	HClO4	Hidróxido de bario	Ba (OH)2

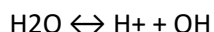
Gran parte de ellos se utilizan comúnmente en la industria como reactivos químicos básicos, o en la elaboración de soluciones diluidas para estudios en laboratorios. En los seres vivos se encuentran funcionalmente otro tipo de ácidos y bases llamados débiles, es decir que se disocian en pequeñas cantidades.

Ácidos débiles	Formula
Ácido acético	CH3COOH

Ácido carbónico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Fosfato di ácido o monobásico	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>
Fosfato mono ácido 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 auto protolisis 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** (=K<sub>w</sub>). 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<sup>+</sup> ] + log [ OH<sup>-</sup> ] ) = - ( -14)

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

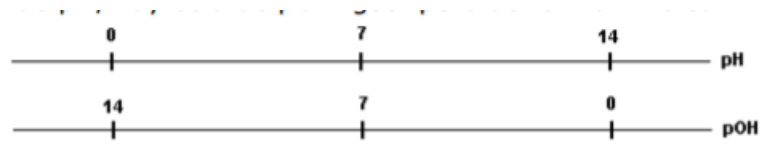
como p = -log : **pH + pOH = 14**

Así se puede calcular el pH de cualquier solución acuosa, si conocemos la concentración Molar de H<sup>+</sup> Teniendo en cuenta que:

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

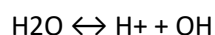
Por lo anterior es importante precisar que:

Por lo anterior es importante precisar que:



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

Pero como es una solución acuosa de HCl, también habrá H<sup>+</sup> de la ionización de moléculas de agua:



Por conveniencia, en concentraciones de HCl > de 1x10<sup>-7</sup> M la cantidad de protones del agua se considera insignificante en los cálculos de pH.

Sin embargo, en concentraciones de HCl < de 1x10<sup>-7</sup> 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<sup>+</sup> que de OH<sup>-</sup>.

Para soluciones de pH neutro y por encima de 7, estas relaciones serán:

**Soluciones ácidas:** [ H<sup>+</sup> ] > [ OH<sup>-</sup> ]

**Soluciones neutras:** [ H<sup>+</sup> ] = [ OH<sup>-</sup> ]

**Soluciones básicas:** [ OH<sup>-</sup> ] > [ H<sup>+</sup> ]

Siempre debe tenerse en cuenta que el producto de ambas concentraciones debe dar 10<sup>-14</sup> que es el producto iónico del agua.

Así puede calcularse cuanto OH<sup>-</sup> habrá si se conoce la molaridad en H<sup>+</sup> o a la inversa Como

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

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

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

**Ejercicio 1:** Calcular la concentración de H<sup>+</sup> 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

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

**Ejercicio 2:** Si tiene una solución 0.05 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 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:

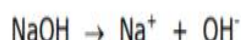
$$pH = -\log [ H^+ ] = -\log (2 \times 0,05) = -\log 0,1 = \boxed{1}$$

Si desea calcularse pH de soluciones de bases, aquí no se sabe en forma directa la [ H<sup>+</sup>].

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 x 10<sup>-4</sup> M de NaOH, ¿qué pH tendrá?

La disociación de la base en agua es:



Por cada mol de NaOH se obtiene un mol de OH<sup>-</sup>. Entonces por cada 1.2 x 10<sup>-4</sup> M en NaOH, tendremos una concentración de 1.2 x 10<sup>-4</sup> M en OH<sup>-</sup>. El pOH será:

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

como pH + pOH = 14, el pH será:

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

### 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.

- Qué tipo de reacción es?
- ¿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

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

$$\text{n}^\circ \text{ moles de NaOH} = \frac{0.05 \text{ mol}}{1000 \text{ ml}} \cdot 30 \text{ ml} = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

Considerando que reaccionan mol a mol, entonces:  $1.5 \cdot 10^{-3} - 1.35 \cdot 10^{-3} = 1.5 \cdot 10^{-4}$  moles de NaOH que queda sin reaccionar (exceso).

El volumen de la solución final será 45 + 30 = 75 ml =  $7.5 \times 10^{-3}$  litro

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.5 \cdot 10^{-4}}{7.5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} \quad \text{pOH} = - \log 2 \cdot 10^{-2} = 2,7$$

#### EJERCICIOS para resolver:

1) Calcular el pH de las siguientes soluciones:

- HCl  $1 \times 10^{-4}$  M
- HCl  $7.9 \times 10^{-6}$  M
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.45 M
- NaOH  $3.25 \times 10^{-4}$  M
- KOH 1. M
- Ca (OH) 2 M

2) Completar el siguiente cuadro

Solución	Conc. molar	[H <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]	pH	pOH
HNO <sub>3</sub>		$2.5 \times 10^{-4}$			
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			$3.75 \times 10^{-2}$		
Ba(OH) <sub>2</sub>					3.8
NaOH		$5.8 \times 10^{-9}$			