

# Ácido-Base



## Objetivos:

Comprender las características y propiedades de las teorías de ácido-base.

Calcular el pH de disoluciones simples.

# Introducción

- Existen algunos compuestos químicos que tienen algunas características comunes.
- Y según esas características fueron clasificados en: ácidos y bases o álcalis.

# Propiedades

## ACIDOS

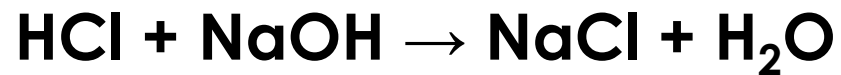
- Son conductoras de electricidad
- Reaccionan con ciertos compuestos orgánicos llamados indicadores, por ejemplo, el papel tornasol azul se vuelve color rojo
- Reaccionan con las bases, perdiendo sus propiedades ácidos (neutralización)
- Reacciona con ciertos metales liberando  $H_2(g)$
- Tienen un sabor agrio
- Son corrosivos

## BASES

- Son conductoras de electricidad
- Cambian de color frente a indicadores específicos. El papel tornasol rojo se vuelve azul y reacciona frente a la fenolftaleína tomando una coloración fucsia
- Reacciona con los ácidos y al hacerlo pierde sus propiedades
- Son viscosas al tacto
- Tienen sabor amargo

- Ambas soluciones al combinarse se neutralizan, formando por lo general sal y agua.

Ejemplo:





# TEORÍAS ÁCIDO-BASES



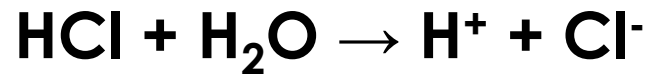
# Teoría de Arrhenius

- Svante August Arrhenius nació en Wijk (Suecia) en 1859 y murió en Estocolmo en 1927.
- Formuló su teoría de disociación electrolítica en su tesis doctoral en 1884.
- Ganó el Nobel de química en 1903.



# Teoría de Arrhenius

- Un **ácido** es una sustancia que en solución acuosa se disocia, produciendo iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ )

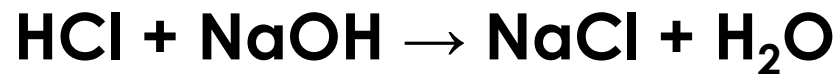


- Una **base** es una sustancia que en solución acuosa se disocia, produciendo iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ )



# Teoría de Arrhenius

- La reacción de neutralización entre ambas especies produce una sal y agua.





# Teoría de Bronsted-Lowry



**Lowry**

- Johannes Nicolaus Bronsted (1879-1947)
  - Químico y físico danés.
- Thomas Martin Lowry (1874-1936)
  - Químico inglés.



**Bronsted**

# Teoría de Bronsted-Lowry

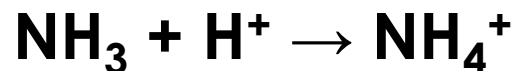
- Ambos científicos, en forma simultánea e independiente, formularon en 1923 trabajos semejantes con respecto a la teoría ácido base.
- Esta teoría resulta más satisfactoria que la anterior, ya que considera sistemas no acuosos.

# Teoría de Bronsted-Lowry

- Un **ácido** es una sustancia que en solución es capaz de donar hidrógeno ( $H^+$ )



- Una **base** es una sustancia que en solución es capaz de captar hidrógeno ( $H^+$ )



# Teoría de Lewis



- Gilbert Newton Lewis (1875-1946).
- Químico estadounidense.
- Nació en Weymouth, Massachusetts.
- Formuló su teoría ácido base en 1923.

# Teoría de Lewis

- En su teoría incluye sustancias que no tienen hidrógeno y que, a pesar de ello, se comportan como ácidos o bases.
- Su teoría funciona en soluciones no acuosas y no necesita de la formación del par conjugado ácido base y de una sal.

# Teoría de Lewis

- **Ácido:** es una molécula o ión capaz de recibir uno o varios pares de electrones.
- **Base:** es una molécula o ión capaz de donar uno o varios pares de electrones.

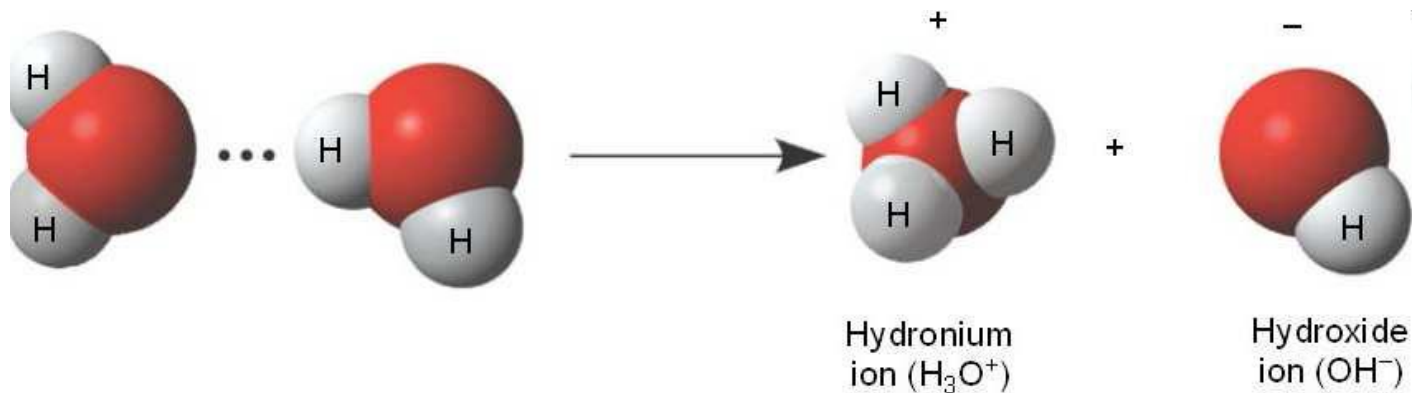
# Teoría de Lewis

- Ejemplo:



# Disociación del Agua

- El agua es capaz de actuar como base cuando acepta un  $H^+$  de un ácido.
- El agua es capaz de actuar como ácido cuando dona un  $H^+$  a una base.

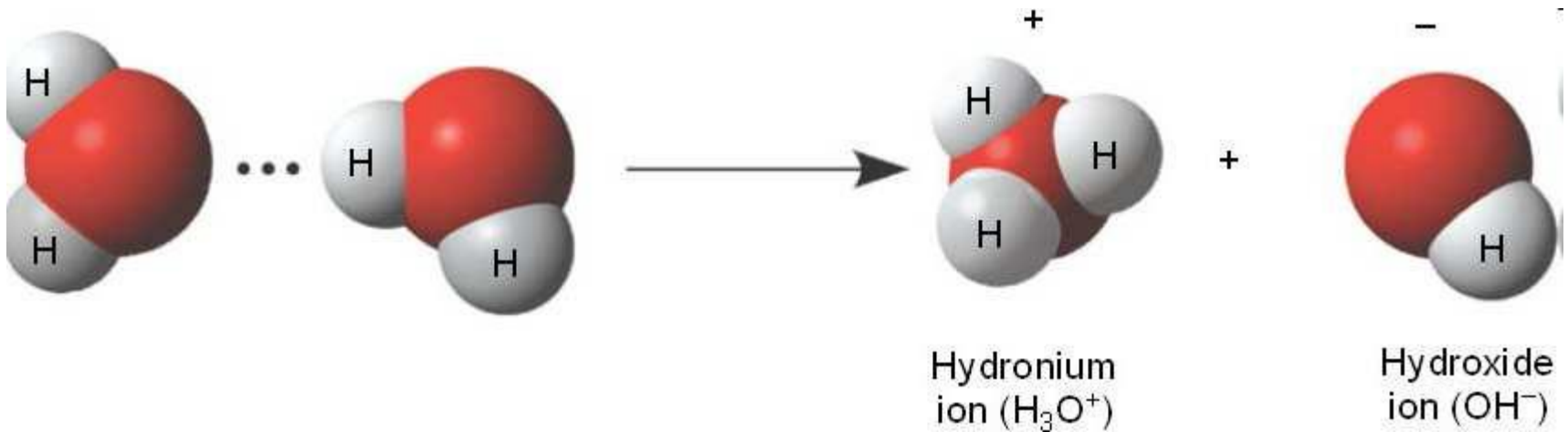


El agua actúa a la vez ganando  $H^+$  (base) y cediendo  $H^+$  (ácido)

**AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA**



## Según la teoría desarrollada por Brønsted-Lowry



Constante de equilibrio del agua

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_c [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Constante del producto iónico del agua a una  $t^{\text{a}}$  determinada

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

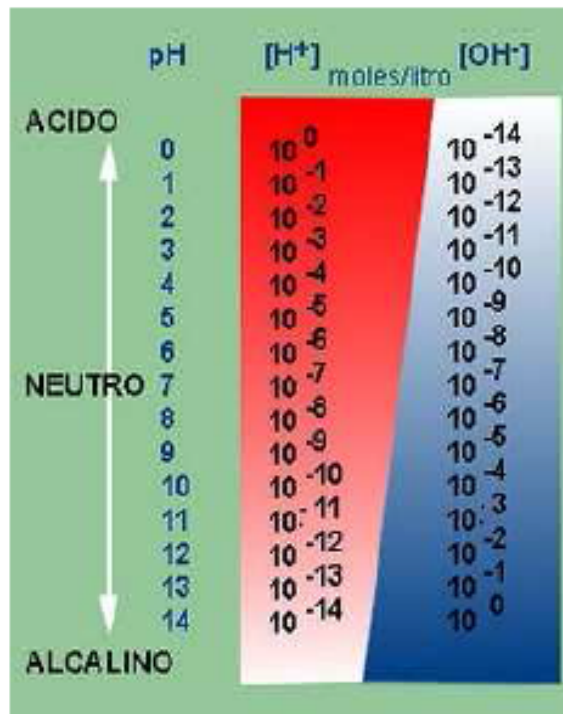
Según la teoría desarrollada por Brønsted-Lowry

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

En agua pura a 25°C  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$

$$K_W = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

En cualquier disolución acuosa a 25°C se cumple que  $K_w = 10^{-14}$



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

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  Disolución básica

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  Disolución ácida

# Ejercicios

## Disociación de agua

1. ¿Cuál es la concentración de iones OH<sup>-</sup> en una disolución de HCl cuya concentración de iones H<sup>+</sup> es de 1.3 M?

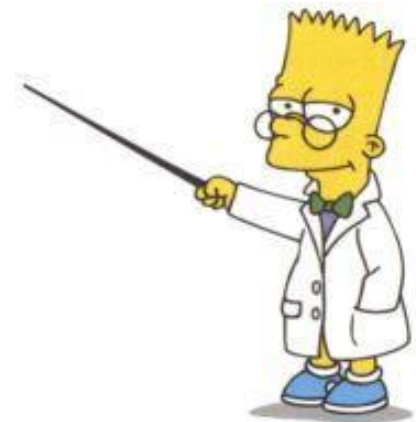
$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 1.3 \text{ M}$$

# Ejercicio resuelto

1. ¿Cuál es la concentración de iones OH<sup>-</sup> en una disolución de HCl cuya concentración de iones H<sup>+</sup> es de 1.3 M?

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3} = 7.7 \times 10^{-15} \text{ M}$$



# Ejercicios

## Disociación de agua

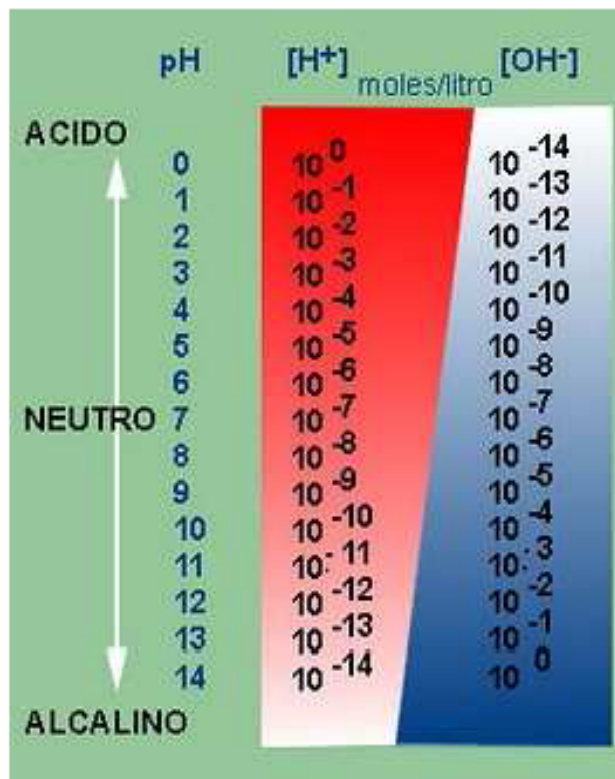
2. Si la concentración de  $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$  calcular la concentración de hidrógeno  $[\text{H}^+]$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

# Concepto de pH

En cualquier disolución acuosa a 25°C se cumple que  $K_w = 10^{-14}$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \quad \text{pH} = -\log [H^+]$$



**Si  $[H^+] > [OH^-]$ : disolución ácida**

$$[H^+] = 10^{-1} \quad [OH^-] = 10^{-13} \quad \text{pH} = -\log 10^{-1} = 1$$

**Si  $[H^+] = [OH^-]$ : disolución neutra**

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \quad \text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

**Si  $[H^+] < [OH^-]$ : disolución básica**

$$[H^+] = 10^{-13} \quad [OH^-] = 10^{-1} \quad \text{pH} = -\log 10^{-13} = 13$$

# Medida de pH

Efectos en el medio ambiente	Valores del PH	Ejemplos
<p>Ácido</p> <p>Mueren todos los peces (4.2)</p> <p>Mueren los huevos de rana, renacuajos, cangrejos de río y efímeras (5.5)</p>	pH = 0	Ácido de baterías
	pH = 1	Ácido sulfúrico
	pH = 2	Jugo de limón, vinagre
	pH = 3	Jugo de naranja, bebida gaseosa
	pH = 4	<b>Lluvia ácida</b> (4.2-4.4)
<p>Neutro</p> <p>Comienzan a morir las truchas arco iris</p>	pH = 5	<b>Lago ácido</b> (4.5)
	pH = 6	Bananas (5.0-5.3)
	pH = 7	<b>Lluvia limpia</b> (5.6)
	pH = 8	<b>Lago saludable</b> (6.5)
	pH = 9	Leche (6.5-6.8)
<p>Básico</p>	pH = 10	Agua pura
	pH = 11	Agua de mar, huevos
	pH = 12	Bicarbonato de soda
	pH = 13	Leche de magnesia
	pH = 14	Amoniaco
		Agua jabonosa
		Blanqueador
		Limpiador líquido para desagües



Efectos en el medio ambiente	Valores del PH	Ejemplos
Ácido	pH = 0	Ácido de baterías
	pH = 1	Ácido sulfúrico
	pH = 2	Jugo de limón, vinagre
	pH = 3	Jugo de naranja, bebida gaseosa
Mueren todos los peces (4.2)	pH = 4	<b>Lluvia ácida</b> (4.2-4.4)
Mueren los huevos de rana, renacuajos, cangrejos de río y efímeras (5.5)	pH = 5	<b>Lago ácido</b> (4.5)
		Bananas (5.0-5.3)
		<b>Lluvia limpia</b> (5.6)
		<b>Lago saludable</b> (6.5)
Neutro	pH = 6	Leche (6.5-6.8)
	pH = 7	Agua pura
	pH = 8	Agua de mar, huevos
	pH = 9	Bicarbonato de soda
	pH = 10	Leche de magnesia
	pH = 11	Amoníaco
	pH = 12	Agua jabonosa
	pH = 13	Blanqueador
Básico	pH = 14	Limpiador líquido para desagües



# Definición de pH

Es el logaritmo negativo de la concentración del  
ión hidrógeno (en mol/L)



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

# Fórmulas de pH

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

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

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

# Ejercicio pH

1. Calcular el pH de una solución de Ácido Clorhídrico al 0.01 mol/L

**Fórmula:**

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

# Ejercicio resuelto

- 1. Calcular el pH de una solución de Ácido Clorhídrico al 0.01 mol/L

**Fórmula:**

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

$$\text{pH} = - \log (0.01 \text{ M})$$

$$\text{pH} = 2$$

## Ejercicio pH

2. El pH de una disolución es 4.82 ¿Cuál es la concentración de iones  $H^+$  en dicha disolución?

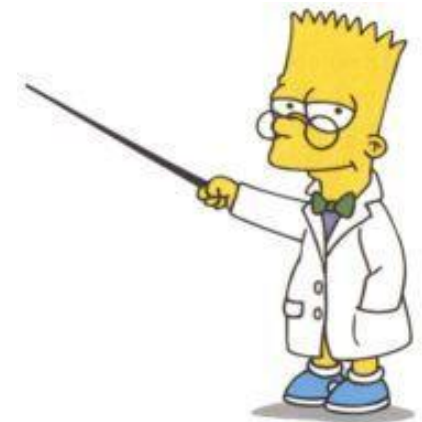
$$pH = -\log [H^+]$$

# Ejercicio resuelto

- 1. El pH de una disolución es 4.82. ¿Cuál es la concentración de iones  $H^+$  en dicha disolución?

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] / \text{antilog} \\ [H^+] &= \text{antilog} - (4.82) \end{aligned}$$

$$[H^+] = 1.51 \times 10^{-5} \text{ M}$$



# Ejercicio 1

- a) El pH de cierto jugo de naranja es 3.33. Calcule la concentración del ión de  $H^+$ .
- b) Calcular el pH de una solución de Ácido perclórico 0.001 M
- c) Calcule pH de una disolución de  $HNO_3$  que tiene una concentración de ión hidrógeno de 0.76 M

# Ejemplo

- Calcula el pH y el pOH de una solución que contiene una concentración de iones hidrogeno igual a 0,1M

## Resolución

*Utilizando fórmula*

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^{+1}]$$

*Resolvemos:*

$$\text{pH} = -\log(0,1)$$

$$\text{pH} = -(-1) = 1$$

Para calcular el pOH utilizamos la fórmula

$$\text{pKw} = \text{pH} + \text{pOH}$$

Datos:

$$\text{pKw} = 14$$

$$\text{pH} = 1$$

$$\text{pOH} = ?$$

$$14 = 1 + \text{pOH}$$

$$\text{pOH} = 13$$



## Ejercicio 2

Determina el valor de pH y carácter ácido o base si se sabe que:

- a)  $pOH = 12,45$
- b)  $pOH = 3,45$
- c)  $pOH = 6,21$
- d)  $pOH = 11,11$
- e)  $pOH = 9,82$
- f)  $pOH = 1,23$

## Ejercicio 3

Determinar valor de pOH y carácter ácido o base, si se sabe que:

- a)  $\text{pH} = 2,10$
- b)  $\text{pH} = 3,66$
- c)  $\text{pH} = 0,57$
- d)  $\text{pH} = 12,56$
- e)  $\text{pH} = 7,41$
- f)  $\text{pH} = 7,89$

## Ejercicio 4

Determinar el valor de pH, si se conoce el valor de la concentración de iones  $[H^+]$

- a)  $[H^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$
- b)  $[H^+] = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$
- c)  $[H^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$
- d)  $[H^+] = 0,001 \text{ M}$
- e)  $[H^+] = 0,01 \text{ M}$
- f)  $[H^+] = 1 \times 10^{-13} \text{ M}$