



# ANUAL SAN MARCOS



[www.aduni.edu.pe](http://www.aduni.edu.pe)



# QUÍMICA

## ÁCIDOS, BASES Y AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

*Semana 32*

[www.aduni.edu.pe](http://www.aduni.edu.pe)

ACADEMIA  
**ADUNI**

**ANUAL  
SAN MARCOS**

## I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

1. **Conocer** las características de los ácidos y las bases.
2. **Reconocer** un ácido o una base según las teorías de **Svante Arrhenius** y los científicos **Bronsted-Lowry**.
3. **Reconocer** a un electrolito fuerte a partir de su fórmula química.
4. **Determinar** el grado de acidez de soluciones acuosas diluidas mediante su potencial de hidrógeno ( $pH$ ).



## II. INTRODUCCIÓN

- ❖ Los **ácidos** y **bases** forman parte de muchos productos, los podemos encontrar en alimentos, productos de limpieza y uso medicinal, por ejemplo.



Muchos ácidos orgánicos se presentan en el reino vegetal. Limones, naranjas y tomates contienen ácido ascórbico, también conocido como vitamina C ( $C_6H_8O_6$ ) y ácido cítrico ( $C_6H_8O_7$ ), las acelgas y las espinacas contienen ácido oxálico ( $H_2C_2O_4$ ).



Muchos productos tienen como componente principal a una base. La leche de magnesia contiene al hidróxido de magnesio ( $Mg(OH)_2$ ), los jabones de ropa contienen hidróxido de sodio ( $NaOH$ ) y la lejía contiene al hipoclorito de sodio ( $NaClO$ ).

## CARÁCTERÍSTICAS GENERALES DE LOS ÁCIDOS

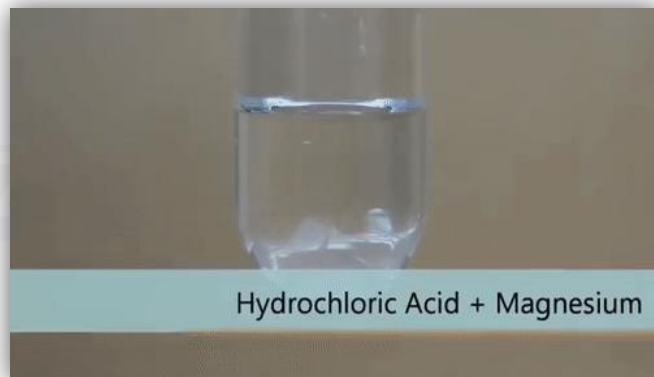
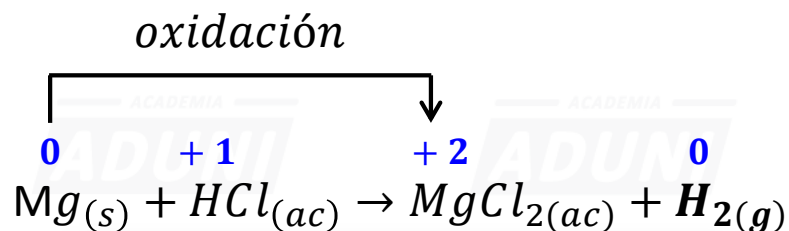
- Poseen sabor agrio.

## EJEMPLO

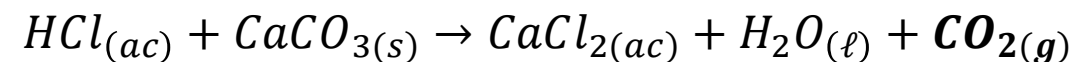
Sumo de limón, naranja, Camucamu, vinagre, etc.



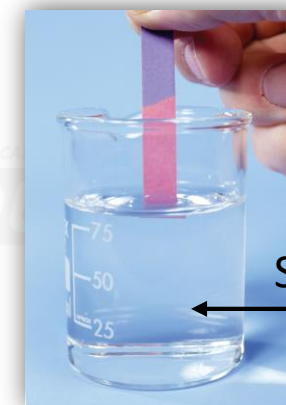
- Corroen a los metales reactivos, como el magnesio, zinc, hierro y producen hidrógeno gaseoso.



- Descomponen a los carbonatos y bicarbonatos liberando anhídrido carbónico ( $\text{CO}_2$ ).

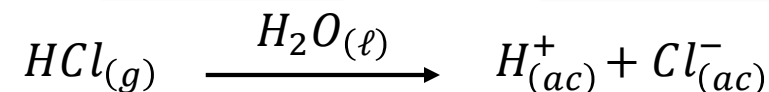


- Son corrosivos a la piel.
- Colorean de **rojo** al papel tornasol.



Solución ácida

- Son electrolitos, es decir en el agua se ionizan.



## CARÁCTERÍSTICAS GENERALES DE LAS BASES O ÁLCALIS

- Poseen sabor amargo.

### EJEMPLO

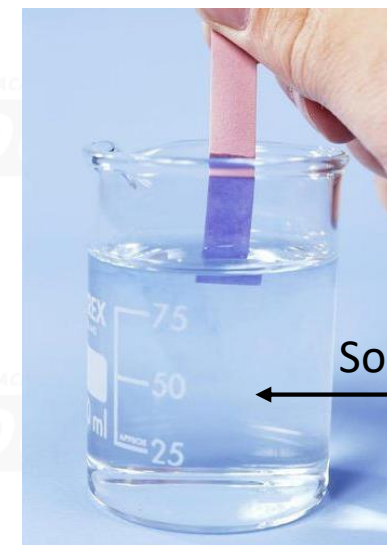
Té, Mylanta, leche de magnesia, jabón, etc.



- Se sienten resbalosas o jabonosas al tacto.

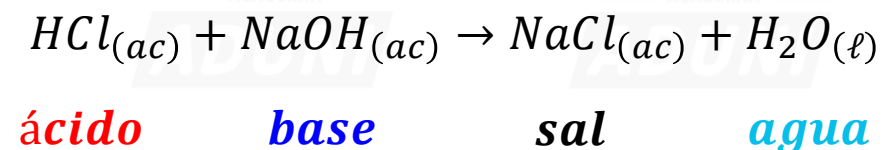


- Hacen que el **tornasol** cambie de rojo a azul.

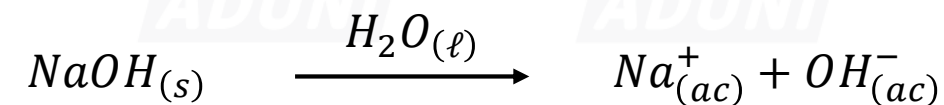


Solución básica

- Reaccionan con los ácidos para formar sal y agua.



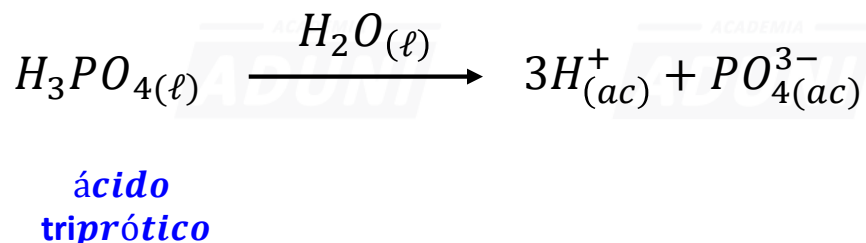
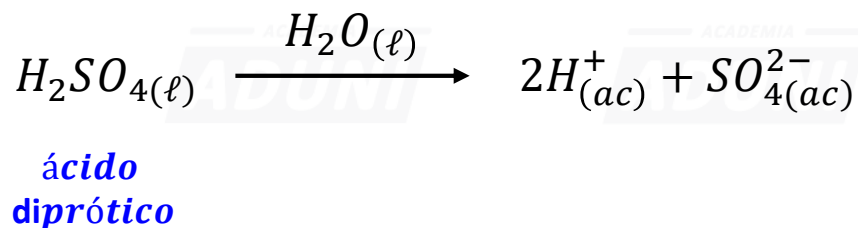
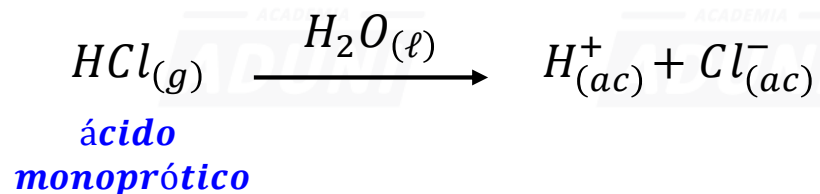
- Son electrolitos, es decir en el agua se ionizan.



## A) TEORÍA DE SVANTE ARRHENIUS

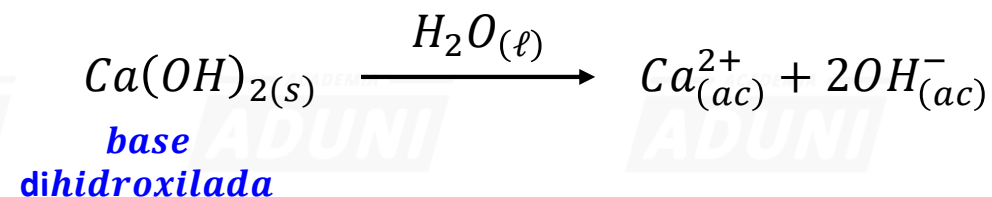
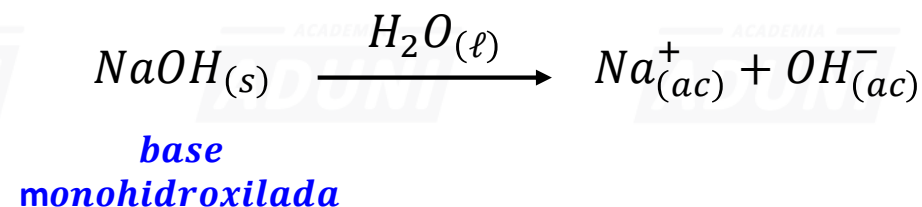
## ÁCIDO

Es una sustancia que forma **iones hidrógeno** ( $H^+$ ) cuando se disuelve en el agua.



## BASE

Es una sustancia que forma **iones hidróxido** ( $OH^-$ ) cuando se disuelve en el agua.



## ¿SABÍAS QUÉ...?

Los alcoholes son sustancias moleculares con fórmula general **R-OH**.

## EJEMPLO

metanol (**CH<sub>3</sub>-OH**) y etanol (**C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>-OH**).

Estas sustancias no son bases, son ácidos.



## EJERCICIO

Señale la sustancia que no es un ácido, según Arrhenius.

- A)  $\text{HNO}_2$
- B)  $\text{B(OH)}_3$
- C)  $\text{KOH}$
- D)  $\text{H}_2\text{CO}_3$

## RESOLUCIÓN

No es un ácido de Arrhenius el  $\text{KOH}$ , en todo caso el  $\text{KOH}$  es una base de Arrhenius.

El  $\text{B(OH)}_3$  es el ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ).

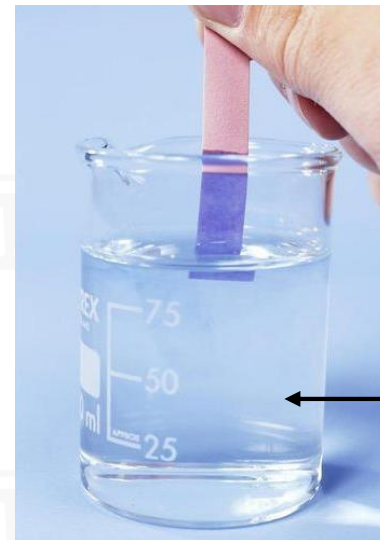
Rpta. C



El ácido bórico es un polvo blanco e inodoro, tiene diferentes usos. Bacteriostático, antitranspirante, Insecticida, conservación de madera.

## LIMITACIONES DE LA TEORÍA DE S. ARRHENIUS

- Arrhenius consideró como único solvente al agua.
- No podía explicar la naturaleza básica del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ).



$\text{NH}_3(ac)$

El color azul adquirido por el papel de tornasol indica que el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es una base y no un ácido.



## B) TEORÍA DE BRONSTED-LOWRY

- Consideran reacciones donde se establece la transferencia de un protón ( $H^+$ ) también llamada reacción de protólisis.
- Esta teoría permite considerar diferentes solventes y diferentes estados físicos.

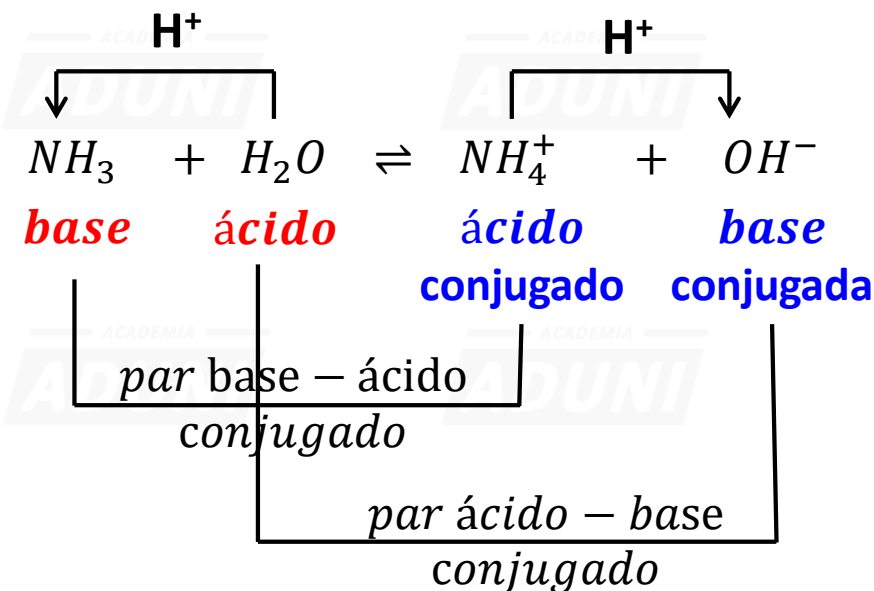
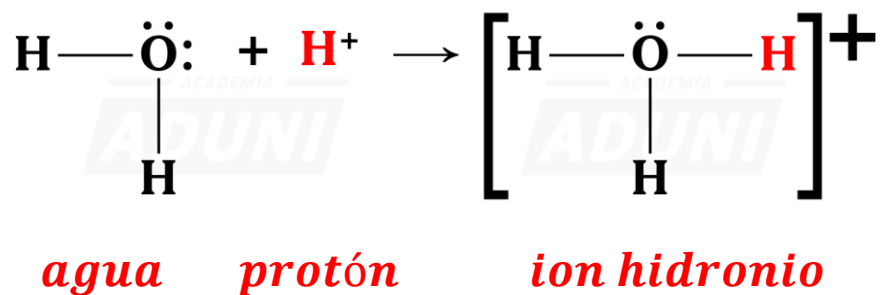
**ÁCIDO**

Sustancia capaz de **donar** un protón ( $H^+$ ).

**BASE**

Sustancia capaz de **aceptar** un protón ( $H^+$ ).

- En realidad, en el agua no existe un protón libre dissociado ( $H^+$ ). Su atracción hacia las moléculas polares de agua es tan fuerte que forma al ion hidrónio ( $H_3O^+$ ).

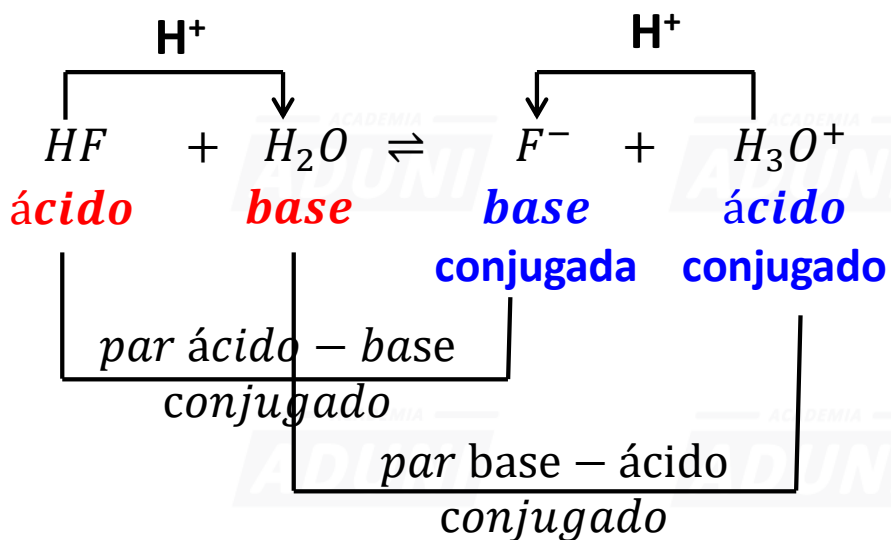


Notamos que los pares conjugados se diferencian en un protón ( $H^+$ ).

Par conjugado:  $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$

Par conjugado:  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$

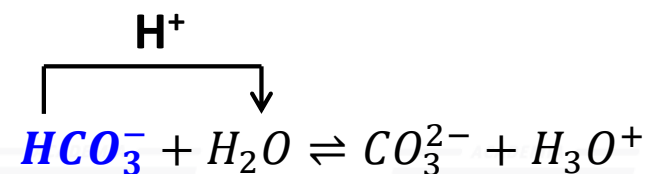
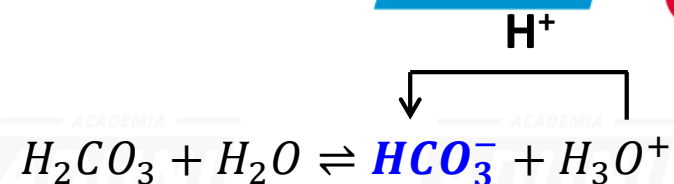
Notamos que en esta reacción, el agua actúa como **ácido**.



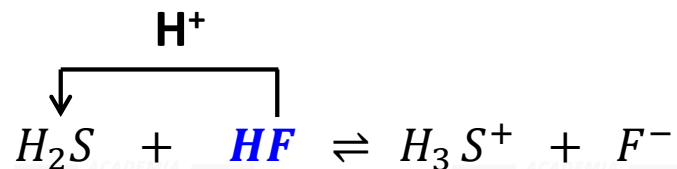
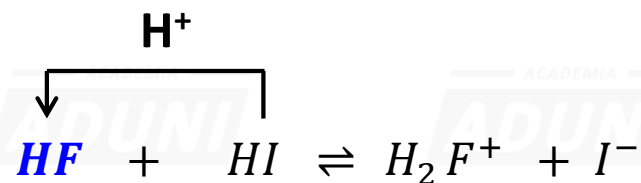
Notamos que en esta reacción, el agua actúa como **base**.

### ¿SABÍAS QUÉ...?

Según bronsted-Lowry, a las sustancias como el **agua** que tienen doble comportamiento ( se comportan como ácido frente a una base y se comporta como base frente a un ácido ) se les denomina **anfiprótico**.



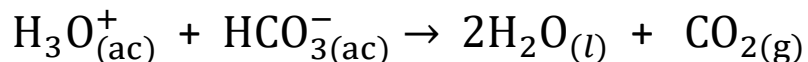
⇒ El ion bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) es anfiprótico.



⇒ El ácido fluorhídrico ( $\text{HF}$ ) es anfiprótico.

**UNMSM 2015-II**

En el proceso de panificación, para que la masa se eleve, se utiliza como ingredientes el bicarbonato de sodio y un ácido, llevándose a cabo la siguiente reacción:



Respecto a esta reacción, señale la proposición incorrecta.

- A) El ion  $\text{HCO}_3^-_{(\text{ac})}$  actúa como base.
- B) Es una reacción de neutralización.
- ☒ C) Se produce la oxidación del carbono.
- D) No se produce ni oxidación ni reducción.
- E) Solo los productos se hallan en estado molecular.

**RESOLUCIÓN**

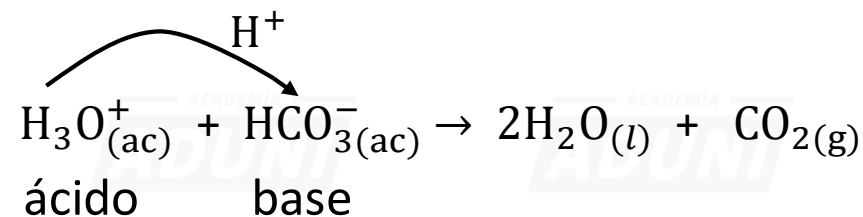
Una de las teorías ácido-base fue planteada por los científicos Bronsted-Lowry quienes plantearon lo siguiente.

**ÁCIDO**

Especie química que **dona** un protón,  $\text{H}^+$ .

**BASE**

Especie química que **acepta** un protón,  $\text{H}^+$ .



Reacción ácido – base  
de **neutralización**

A) **VERDADERO**B) **VERDADERO**C) **INCORRECTO**

En esta reacción, el carbono, C, mantiene su número de oxidación (+4), no es una reacción redox.

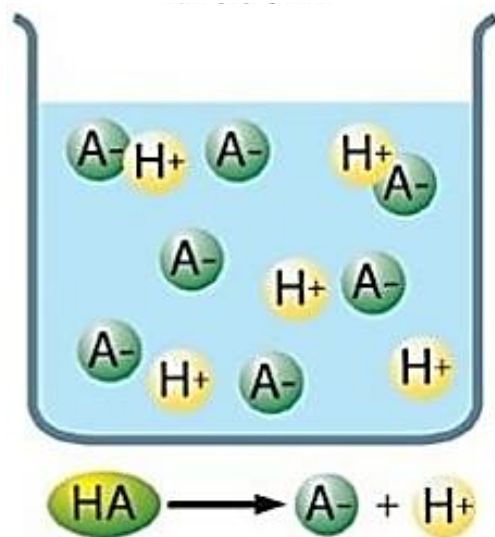
D) **VERDADERO**E) **VERDADERO****CLAVE: C**

## V. ELECTRÓLITOS

Sustancias que fundidas o disueltas conducen la corriente eléctrica. Se clasifican como:

### ELECTROLITOS FUERTES

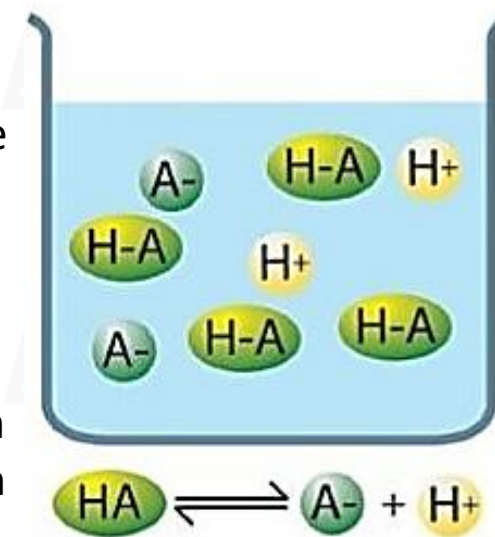
- Conducen bien la corriente eléctrica.
- Pueden ser:
  - ✓ Ácidos fuertes
  - ✓ Bases fuertes
  - ✓ Sales
- Se disocian o ionizan por completo.



Predominan los iones

### ELECTROLITOS DÉBILES

- No conducen bien la corriente eléctrica.
- Pueden ser:
  - ✓ Ácidos débiles
  - ✓ Bases débiles
- Se disocian o ionizan parcialmente, generando un **equilibrio iónico**.

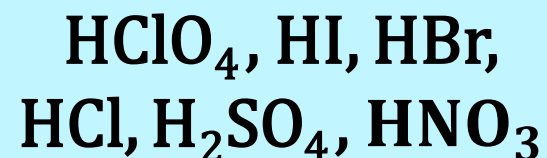


Predominan las moléculas

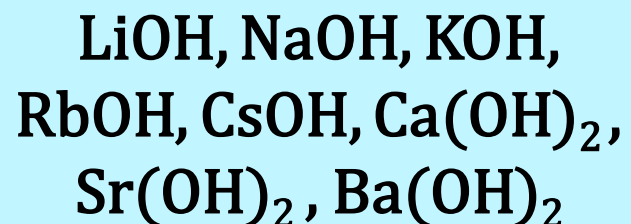
**A) ELECTROLITOS FUERTES** : En solución acuosa se disocian en proceso **irreversible** ( $\rightarrow$ ).

**ÁCIDO FUERTE**

- Son 6 ácidos fuertes.

**BASE FUERTE**

- Son 8 bases fuertes.

**EJEMPLO**

Para una concentración inicial del  $\text{NaOH}_{(\text{ac})}$   $0,1 \text{ M}$ ,  
¿cuál será la concentración final de  $\text{Na}^+$ ?



Inicio:  $0,1 \text{ M}$

0

0

Disocia:  $-0,1 \text{ M}$

$+0,1 \text{ M}$

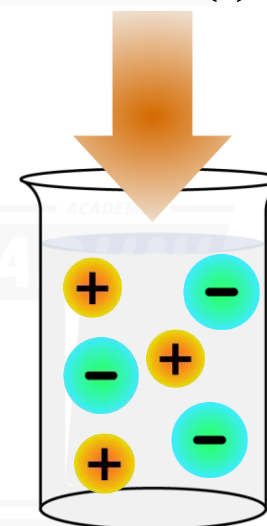
$+0,1 \text{ M}$

Final:

0

$0,1 \text{ M}$

$0,1 \text{ M}$



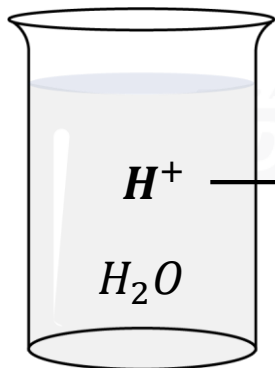
**Concluimos**

**MAYOR**  
GRADO DE DISOCIACION  $\rightarrow$  **MAYOR**  
CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA  $\rightarrow$  **MAYOR**  
FUERZA DE ACIDEZ

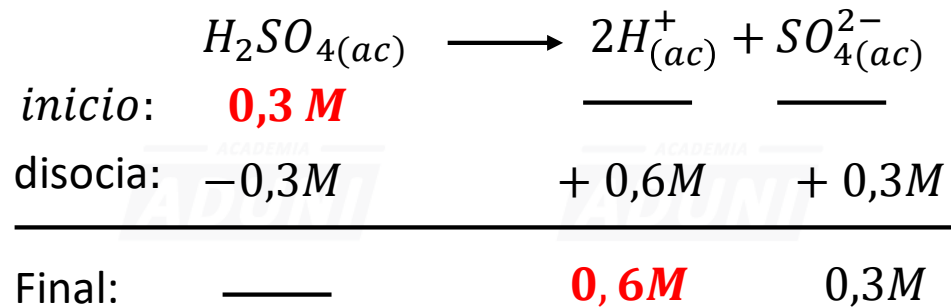
## EJERCICIO

Al tener una solución acuosa  $0,3\text{ M}$ , de ácido sulfúrico. Determine la concentración molar del ion hidrógeno,  $\text{H}^+$ .

## RESOLUCIÓN



$\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)}$   $\Rightarrow$  ácido fuerte diprótico  
 $0,3\text{M}$



Respuesta:  $0,6\text{ M}$

## ¿SABÍAS QUÉ...?

- Para **ácidos fuertes monoproticos** ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ), se cumple:

$$[\text{H}^+] = [\text{Solución}]$$

- Para **ácidos fuertes dipróticos** ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), se cumple:

$$[\text{H}^+] = \mathbf{2}[\text{Solución}]$$

También:

- Para **bases fuertes monohidroxiladas** ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ), se cumple:

$$[\text{OH}^-] = [\text{Solución}]$$

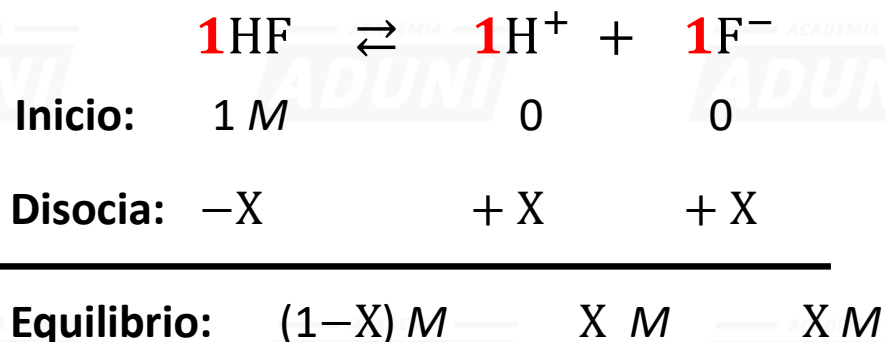
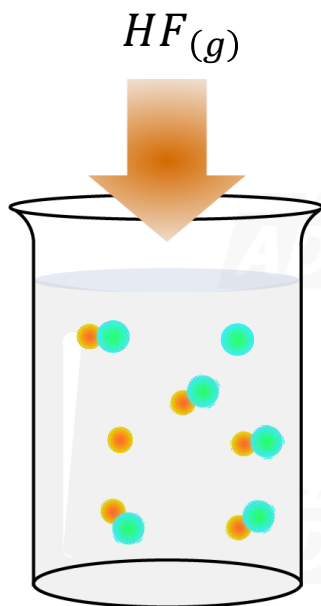
- Para **bases fuertes dihidroxiladas** ( $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ), se cumple:

$$[\text{OH}^-] = \mathbf{2}[\text{Solución}]$$

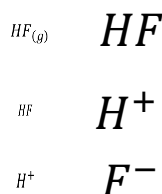
**B) ELECTROLITOS DÉBILES** : En solución acuosa se disocian en un proceso **reversible** ( $\rightleftharpoons$ ).

**EJEMPLO**

Para una concentración inicial del  $\text{HF}_{(\text{ac})}$   $1\text{ M}$ , ¿cuál será la concentración final de  $\text{H}^+$ ?



**Nota:** para determinar “X” se requiere el valor experimental de la constante de ionización ( $K_i$ ).



Los **electrolitos débiles** son aquellas sustancias que no pertenecen a la lista de los electrolitos fuertes.

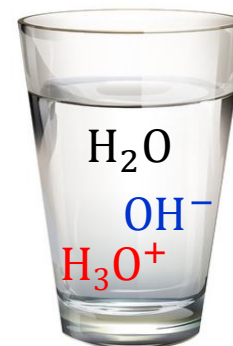
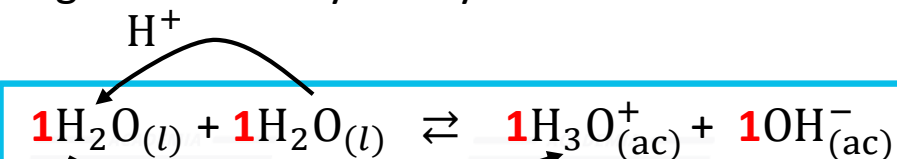
## VI. AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA PURA

El **agua pura** es un electrolito muy débil, es decir, se ioniza en una proporción muy pequeña en sus iones y es mal conductor eléctrico.

- Según Arrhenius:



- Según Brönsted y Lowry:

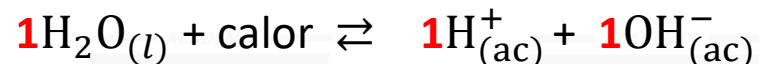


Agua pura

A cualquier temperatura cumple:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$



- Analizando la ionización del agua:



- Planteamos la constante ionización ( $K_i$ ):

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

La  $[\text{H}_2\text{O}]$  es prácticamente constante, (de cada 500 millones de moléculas agua solo una se ioniza).

$$K_i \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \dots\dots (\alpha)$$

$K_w$  : producto iónico del agua

- Experimentalmente a 25°C el valor de  $K_w = 10^{-14}$

Reemplazando en ( $\alpha$ ):

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

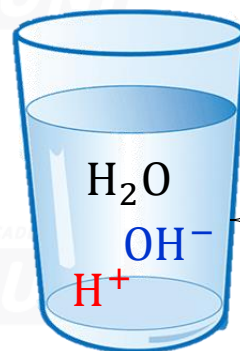
$$10^{-14} = (X) \cdot (X)$$

$$X = 10^{-7} \text{ M}$$

Recuerda que:

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

Definiendo la naturaleza ácida, básica y neutra de una solución diluida a 25 °C:

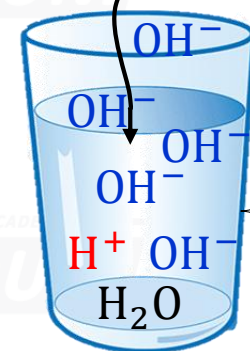


Agua es **NEUTRA**

Cumple que:  
 $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$   
 $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$



NaOH

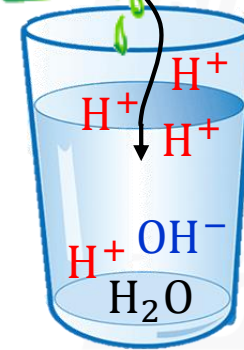


Solución **BÁSICA**

Cumple que:  
 $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$   
 $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$



limón



Solución **ÁCIDA**

Cumple que:  
 $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$   
 $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ M}$

## VII. POTENCIAL DE HIDRÓGENO ( $pH$ )

- El  $pH$  es una medida del grado de acidez o basicidad de una **solución acuosa diluida** (menor o igual a  $1\text{ M}$ ). Tiene una relación inversa con la concentración de los protones ( $H^+$ ).
- El  $pH$  es una cantidad adimensional y matemáticamente se expresa así:

$$pH = -\log_{10} [H^+]$$

 $\Rightarrow$ 

$$[H^+] = 10^{-pH} \text{ M}$$

$$pOH = -\log_{10} [OH^-]$$

 $\Rightarrow$ 

$$[OH^-] = 10^{-pOH} \text{ M}$$

- Solo a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  se cumple:

$$pH + pOH = 14$$

- Vamos a repasar la definición y las propiedades más importantes de logaritmos

$$\log N = x \Rightarrow N = 10^x$$

$$\log (A \cdot B) = \log A + \log B$$

$$\log \left( \frac{A}{B} \right) = \log A - \log B$$

$$\log N^m = m \log N$$

- Tener en cuenta

$$\diamond \log 2 = 0,3$$

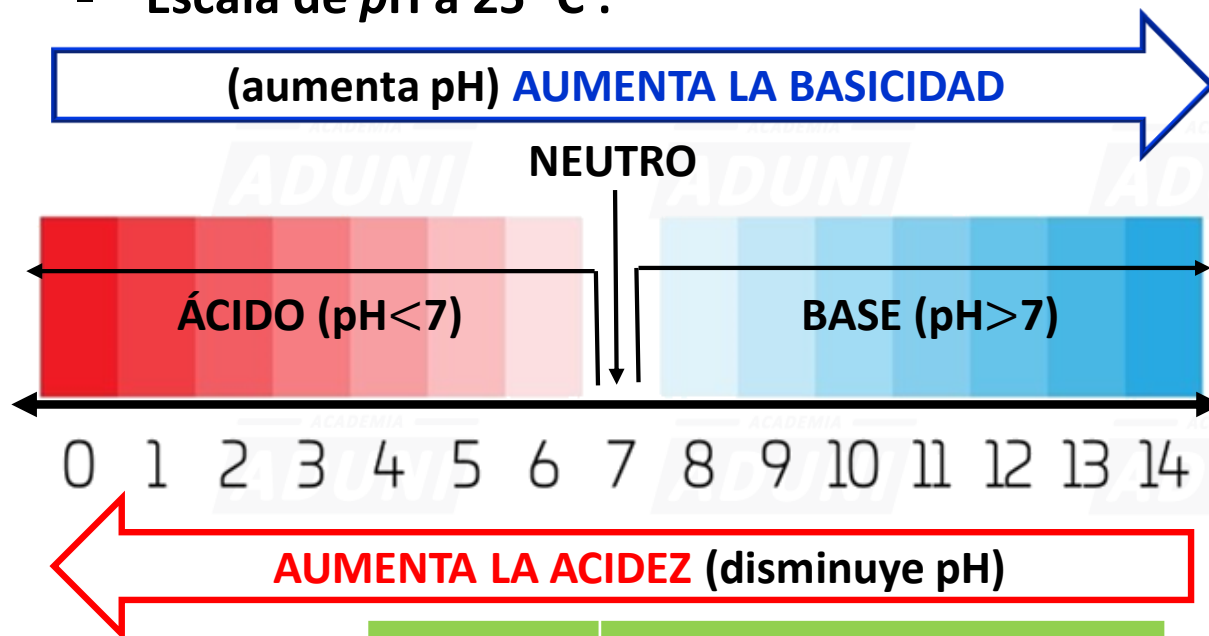
$$\diamond \log 3 = 0,48$$

$$\diamond \log 5 = 0,7$$

### ¿SABÍAS QUÉ...?

**Soren Peder Lauriz**, fue el químico danés que acuñó el concepto del  $pH$ , el cual se utiliza para medir la acidez o alcalinidad.

▪ Escala de pH a 25 °C :



pH	muestra
14,0	Soda cáustica ( $\text{NaOH}_{(ac)}$ )
10,6	Leche de magnesia
7,3 - 7,4	Sangre humana
4,0 - 4,5	Cerveza
2,4	Jugo de limón
1,0 - 2,0	Jugo gástrico

**EJEMPLO:** La soda cáustica es una solución de hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ , es un producto muy utilizado en el hogar para desatascar tuberías. Calcule el pH de una solución 0,02 M de soda cáustica.

Dato:  $\log 2 = 0,3$

- A) 2,6    B) 1,7    C) 11,5    D) 12,3

**Resolución:**

\* Calculando pOH.

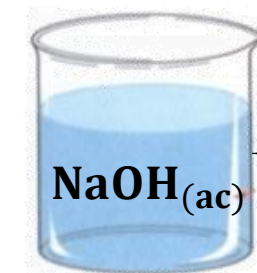
$$\begin{aligned}
 \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] \\
 &= -\log (2 \times 10^{-2}) \\
 &= -(\log 2 + \log 10^{-2}) \\
 &= 2 \log 10 - \log 2 \\
 &= 2(1) - 0,3
 \end{aligned}$$

$$\text{pOH} = 1,7$$

\* Finalmente:

$$\text{pH} = 14 - 1,7 = 12,3$$

Datos:



Soda cáustica

$$C_{\text{sol}} = 0,02 \text{ M}$$

$$\text{pH} = ?$$

\* El  $\text{NaOH}$  es una base fuerte.



~~0,02 M~~

0,02 M

0,02 M

**CLAVE: D**

## VIII. BIBLIOGRAFÍA

- **Química, colección compendios académicos UNI; Lumbreras editores**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones; 2019 Lumbreras editores.**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones.**
- **Química esencial; Lumbreras editores.**
- **Fundamentos de química, Ralph A. Burns; 2003; PEARSON**
- **Química, segunda edición Timberlake; 2008, PEARSON**
- **Química un proyecto de la ACS; Editorial Reverte; 2005**
- **Química general, Mc Murry-Fay quinta edición**

