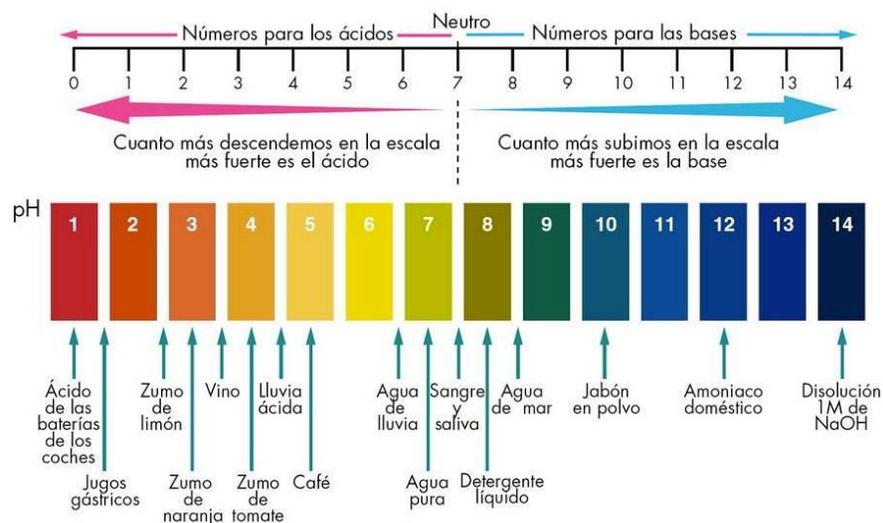




## Guía de contenido N°1

# UNIDAD DE ÁCIDO – BASE. QUÍMICA DIFERENCIADA



**TIEMPO ESTIMADO DE ESTUDIO: 6h pedagógicas**

### **OBJETIVOS DE APRENDIZAJE**

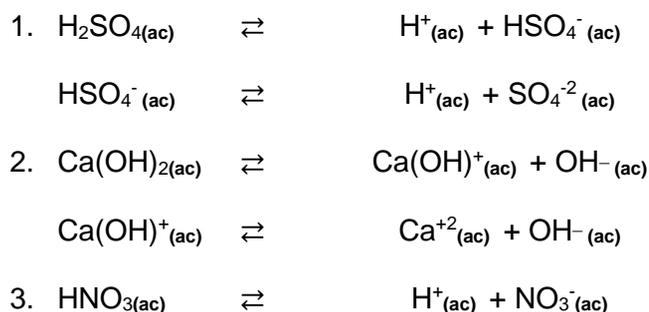
- **Explicar, por medio de investigaciones experimentales y no experimentales, fenómenos ácido-base en sistemas naturales y en aplicaciones tecnológicas.**
  - I. Identificar compuestos ácidos y básicos de acuerdo a las teorías más importantes.
  - II. Relacionar las reacciones ácido – base con equilibrio químico, especialmente con el equilibrio del agua.
  - III. Calcular pH y pOH en distintas disoluciones.

Identificar compuestos ácidos y básicos de acuerdo a las distintas teorías.

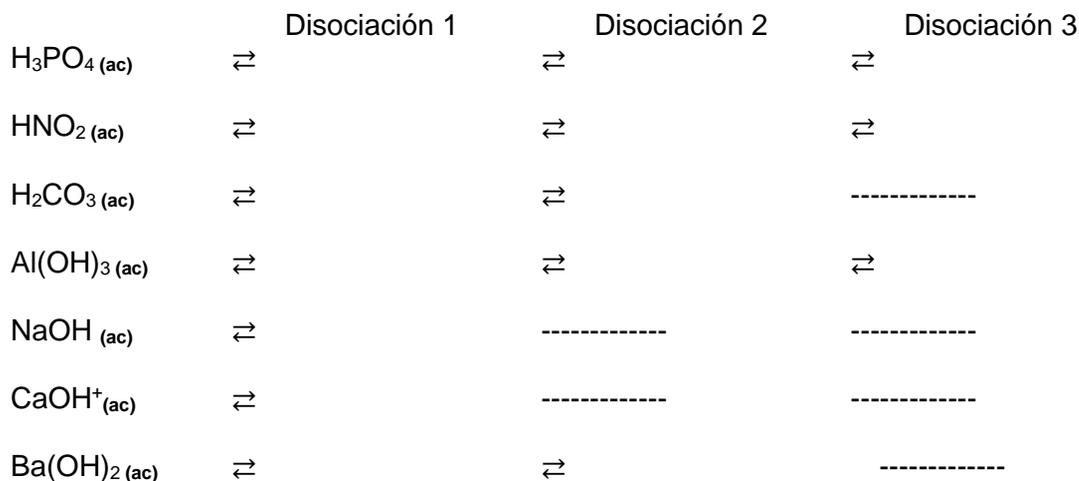
### Disociación

Los electrolitos son compuestos químicos capaces de disociarse en iones en un medio acuoso.

Ejemplos:



**Ejercicios: Escriba los iones que se forman en cada paso de la disociación de los siguientes compuestos químicos.**



### TEORIAS

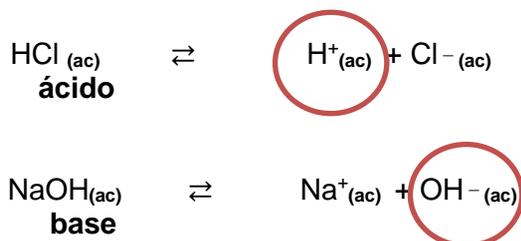
Las tres teorías más importantes de ácidos y bases son de Arrhenius, Lewis y Brönsted–Löwry:

#### 1. Arrhenius:

Svante August Arrhenius (1859 – 1927) fue un destacado químico sueco, galardonado con el Premio Nobel en 1903 por su teoría de disociación electrolítica.

Con respecto a la definición de ácidos y bases, postuló que los ácidos son aquellas especies que donan protones (iones  $\text{H}^+$ ), mientras que las bases son aquellas que donan iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) en medio acuoso.

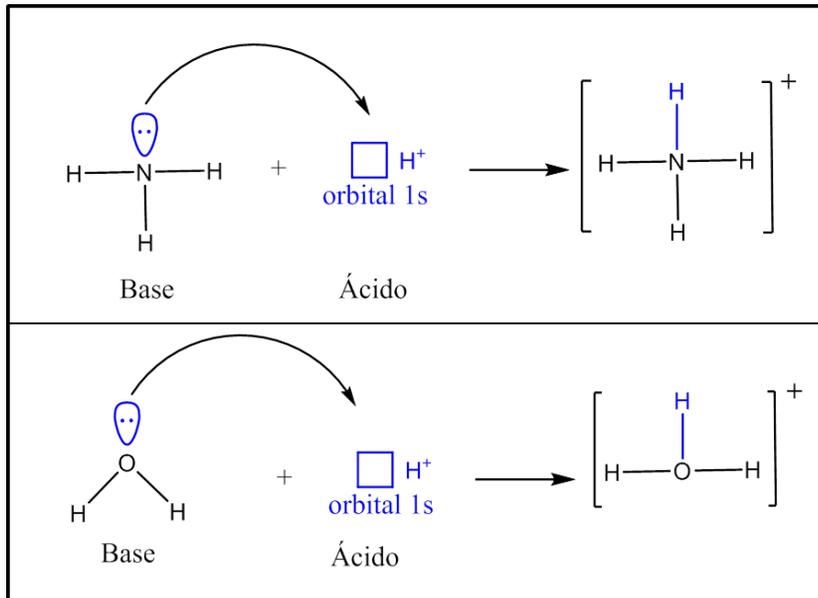
Ejemplos:



## 2. Lewis:

Gilbert Newton Lewis (1875 – 1946) fue un fisicoquímico estadounidense, quien entre otros descubrimientos, formuló la teoría del par electrónico para las reacciones ácido – base en 1923. Esta teoría postula que un ácido es aquella especie que presenta un orbital vacío y acepta un par de electrones, mientras que una base es aquella que cede un par de electrones.

Ejemplos:

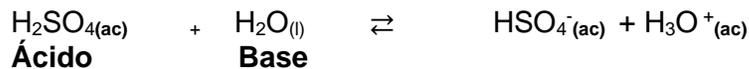


## 3. Brönsted- Lowry:

La teoría de Brönsted-Lowry es una teoría ácido-base, propuesta por el danés Johannes Nicolaus Brönsted y el británico Thomas Martin Lowry en 1923, de forma independiente.

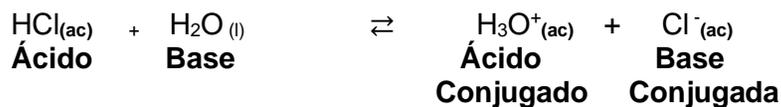
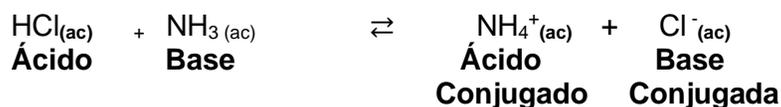
Definen **ácido** como una sustancia que proporciona iones hidrógeno (protones) H<sup>+</sup>, y **base** como una sustancia que acepta protones H<sup>+</sup>.

Ejemplo:



### PARES CONJUGADOS ÁCIDO – BASE:

Cuando un ácido se disocia, forma una base conjugada. Y cuando una base se disocia o acepta protones, forma un ácido conjugado:



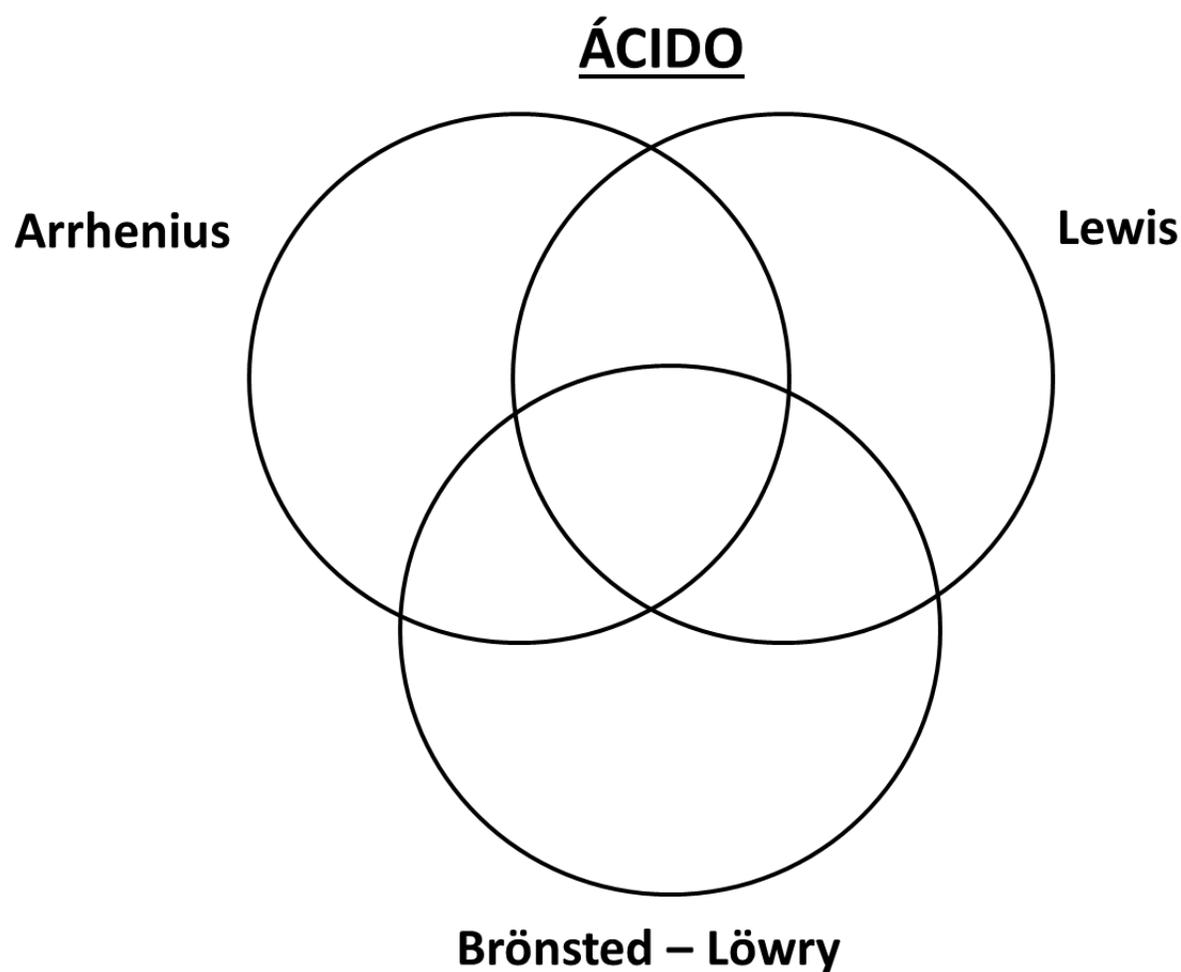
### Ejercicios

Indique en las siguientes reacciones ácido-base, los respectivos pares ácidos/base:



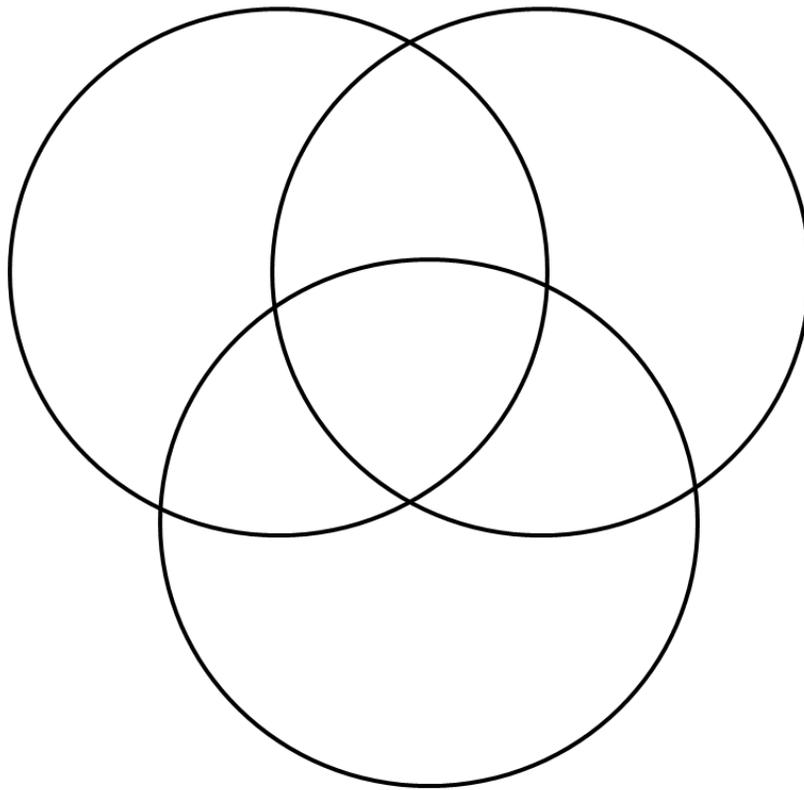


**Actividad:** Completa el siguiente diagrama de Venn indicando diferencias y similitudes con la definición de ácido y de base, de acuerdo a las distintas teorías planteadas:



## BASE

Arrhenius



Lewis

Brønsted – Löwry

### AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

El agua se disocia espontáneamente en  $H^+$  y  $OH^-$  de acuerdo a la siguiente reacción:



Su constante de equilibrio  $K_C$  es:

$$K_C = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Como  $[H_2O]$  es constante por ser un líquido y no se considera en la constante de equilibrio,  $K_C$  pasa a llamarse  $K_w$  (w=water) y se expresa de la forma siguiente:

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

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

Por lo tanto, siempre se cumple que:

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

Entonces, si por ejemplo si se altera el equilibrio químico agregando una solución de HCl y finalmente se obtuviera una  $[H^+] = 1 \times 10^{-3}$  en el equilibrio, entonces la concentración de iones hidroxilo ( $OH^-$ ) debe ser:

$$1 \times 10^{-3} \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-11}$$

¿Cuál es entonces la importancia **del Equilibrio del Agua?**


Algunas premisas importantes:

- Una gran  $[H^+]$  determina que la solución sea **ÁCIDA**.
- Una gran  $[OH^-]$  determina que la solución sea **BÁSICA**.
- Si  $[H^+] = [OH^-]$ , la solución es **NEUTRA**.

**Ejercicios:**

Usando tu calculadora científica, completa la siguiente tabla con diferentes soluciones:

Solución	$[H^+]$ Molar	$[OH^-]$ Molar	Tipo de Solución
1	$2,5 \cdot 10^{-1}$		
2		$3 \cdot 10^{-10}$	
3		$1 \cdot 10^{-1}$	
4	$1 \cdot 10^{-8}$		
5		$6,7 \cdot 10^{-2}$	
6	$4,7 \cdot 10^{-11}$		
7	$7 \cdot 10^{-3}$		
8		$1,9 \cdot 10^{-4}$	
9	$2,1 \cdot 10^{-5}$		
10		$9,8 \cdot 10^{-9}$	

Tabla 1. Concentraciones Molares de soluciones y su clasificación en ácidas y básicas.

**Calcular pH, pOH y aplicarlo en reacciones de neutralización.**

**CÁLCULO DE PH:**

El pH permite medir el grado de acidez de una solución.

Corresponde a la aplicación de la función  $(-\log)$  a la  $[H^+]$ , lo que ayuda a observar relaciones lineales entre soluciones, ya que si se comparan las concentraciones en unidades Molares se dificulta la comparación:

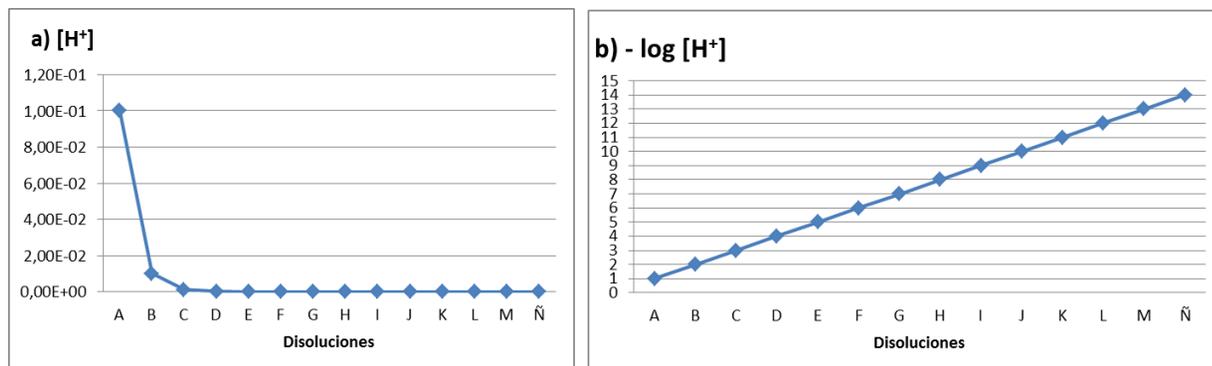


Figura 1. a) Gráfico de 14 disoluciones, con concentración molar desde 0,1 hasta  $1 \cdot 10^{-14}$   
 b) Gráfico de las mismas 14 disoluciones (A a la Ñ) pero en escala logarítmica.

Ejemplos:

1)  $[H^+] = 0,001 \text{ M} = 1 \times 10^{-3} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3$

2)  $[H^+] = 0,000001 \text{ M} = 1 \times 10^{-6} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -\log(1 \times 10^{-6}) = 6$

**CÁLCULO DE pOH:**

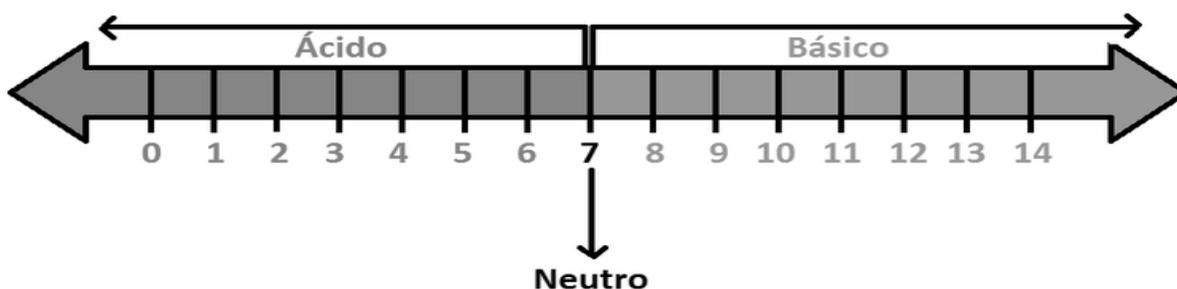
El pOH permite medir el grado de alcalinidad de una solución. Se puede relacionar pH y pOH, ya que **pH + pOH = 14**

Ejemplo: Determinar el pH y pOH de una disolución de  $OH^-$  de concentración 0,0001M

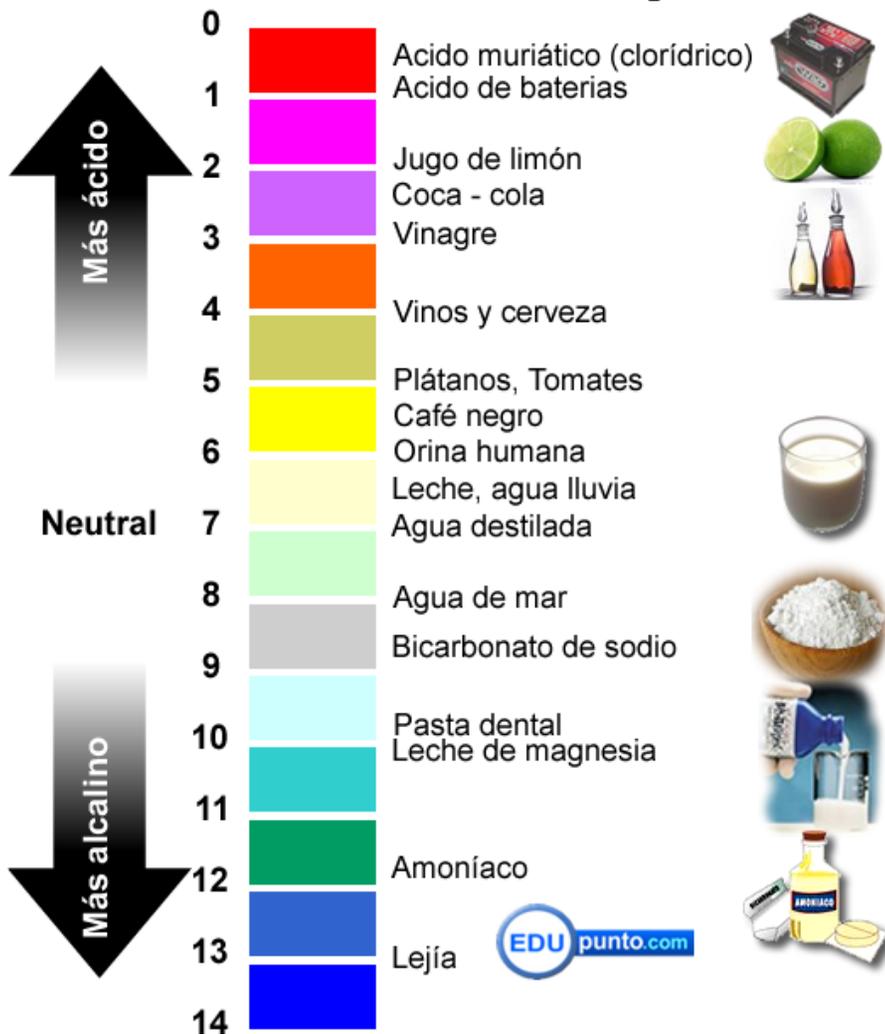
$[OH^-] = 0,0001 \text{ M} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = -\log(1 \cdot 10^{-4}) = 4$

Como  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , entonces:  $\text{pH} + 4 = 14 \rightarrow \text{pH} = 10 \rightarrow$  solución básica.

**Escala de pH**



# Escala del pH



## Ejercicios

Determine la concentración de  $H^+$  y/o  $OH^-$  de la siguientes disoluciones

- ✓ Disolución pH 2,3, la concentración de  $[H^+]$  es \_\_\_\_\_ y la de  $[OH^-]$  \_\_\_\_\_
- ✓ Disolución pOH 4,2, la concentración de  $[H^+]$  es \_\_\_\_\_ y la de  $[OH^-]$  \_\_\_\_\_
- ✓ Disolución pH 5,7, la concentración de  $[H^+]$  es \_\_\_\_\_ y la de  $[OH^-]$  \_\_\_\_\_
- ✓ Disolución pOH 9,4, la concentración de  $[H^+]$  es \_\_\_\_\_ y la de  $[OH^-]$  \_\_\_\_\_

**PARA REALIZAR ESTO COLOCAR EN CALCULADORA "ANTILOG"**

- ✓ EJEMPLO para calcular concentración de  $H^+$  en una solución pH 4,9

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

$$[H^+] = \text{Antilog} (- pH)$$

$$APRETAR 10^x (- 4.9) = 0,0000125 M = 1,25 \times 10^{-5} M = [H^+]$$

