

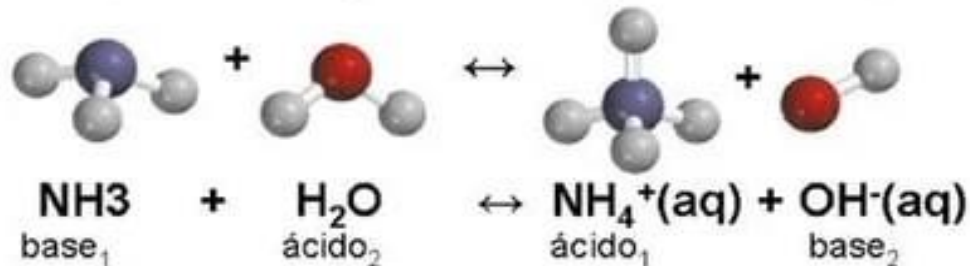
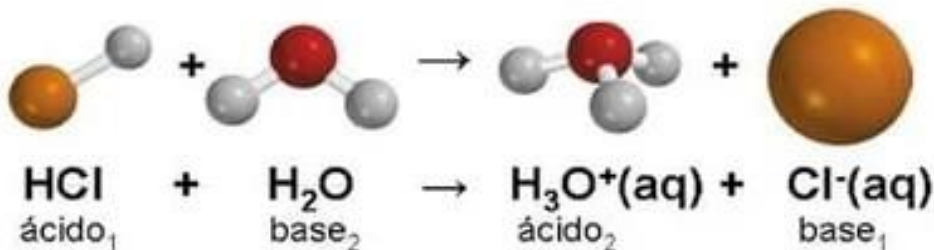


pH-Acidez – Basicidad

Propiedades Físicas y Químicas del Agua

10. El agua es un electrolito débil:

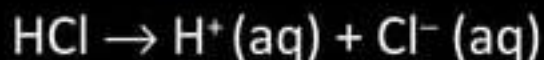
- Ello se debe a la naturaleza de su estructura molecular. Libera el mismo catión que los ácidos (H^+ ; ion hidrógeno o protón, o ion hidronio) y el mismo anión que las bases (OH^- ; ion hidroxilo).
- Por tanto, el agua es un anfólito o sustancia anfótera, es decir, puede actuar como ácido o como base.



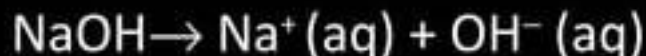
Definiciones acido - base

Svante August Arrhenius (1859-1927) fue un químico suizo (**1883**).

Ácido: Sustancia que, en disolución acuosa, da H^+



Base: Sustancia que, en disolución acuosa, da OH^-

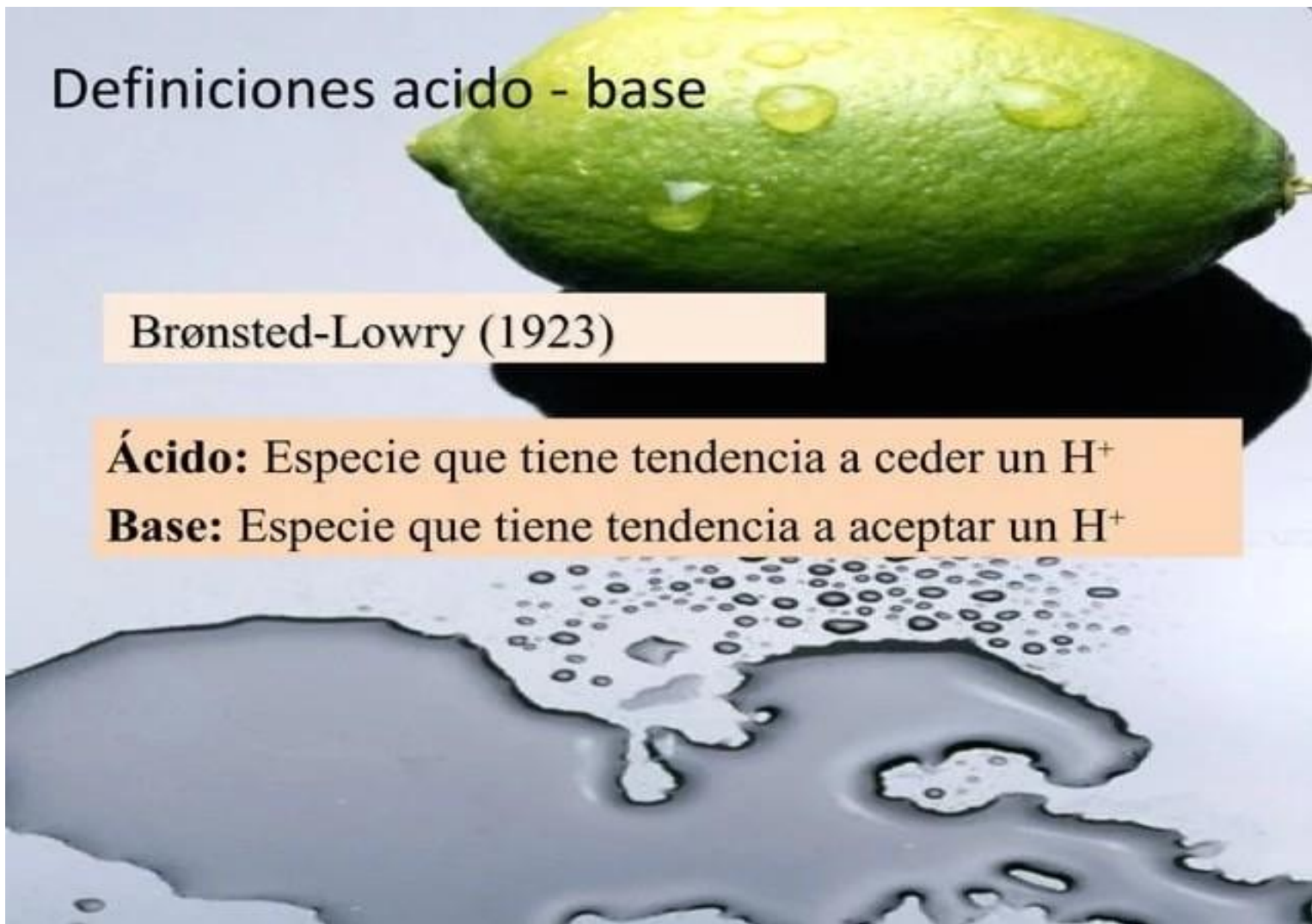


Definiciones acido - base

Brønsted-Lowry (1923)

Ácido: Especie que tiene tendencia a ceder un H^+

Base: Especie que tiene tendencia a aceptar un H^+



Brønsted-Lowry (1923)

Por ejemplo, HCl es un ácido fuerte en agua porque transfiere fácilmente un protón al agua formando un ion hidronio



En este caso la base conjugada de HCl, Cl^- , una base débil, y H_3O^+ , el ácido conjugado de H_2O , un ácido débil.

El agua también actúa como ácido en presencia de una base más fuerte que ella (como el amoníaco):



La teoría de Brønsted y Lowry también explica que el agua pueda mostrar propiedades anfóteras, esto es, que puede reaccionar como un ácidos o como una base. De este modo, el agua actúa como base en presencia de un ácido más fuerte que ella (como HCl) o, como ácido en presencia de una base (NH_3) más fuerte que ella.

pH

- Al disolver un ácido en agua, este se disociará totalmente (ácido fuerte) ó parcialmente (ácido débil) produciendo determinada $[H^+]$ en la solución.
 - Mientras mas fuerte sea el ácido, mayor será la $[H^+]$
- Se define el pH de una solución como:

$$pH = - \log [H^+] = \log 1/[H^+]$$

- Para concentraciones de H^+ menores a 0,0001 g/l y para no utilizar tantos ceros. El químico Sorensen expresa las bajas concentraciones, empleando el $- \log$ de dichas concentraciones.

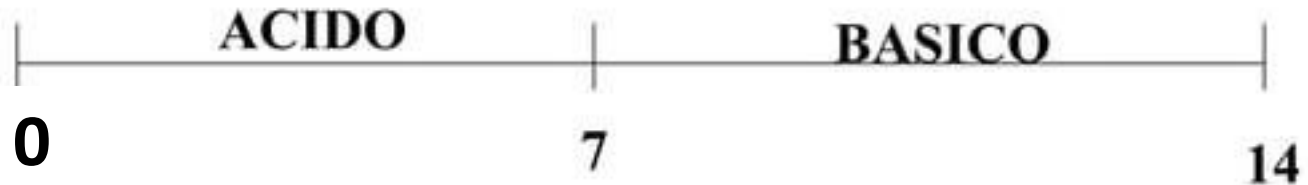
-

O sea que $pH = - \log (H^+)$

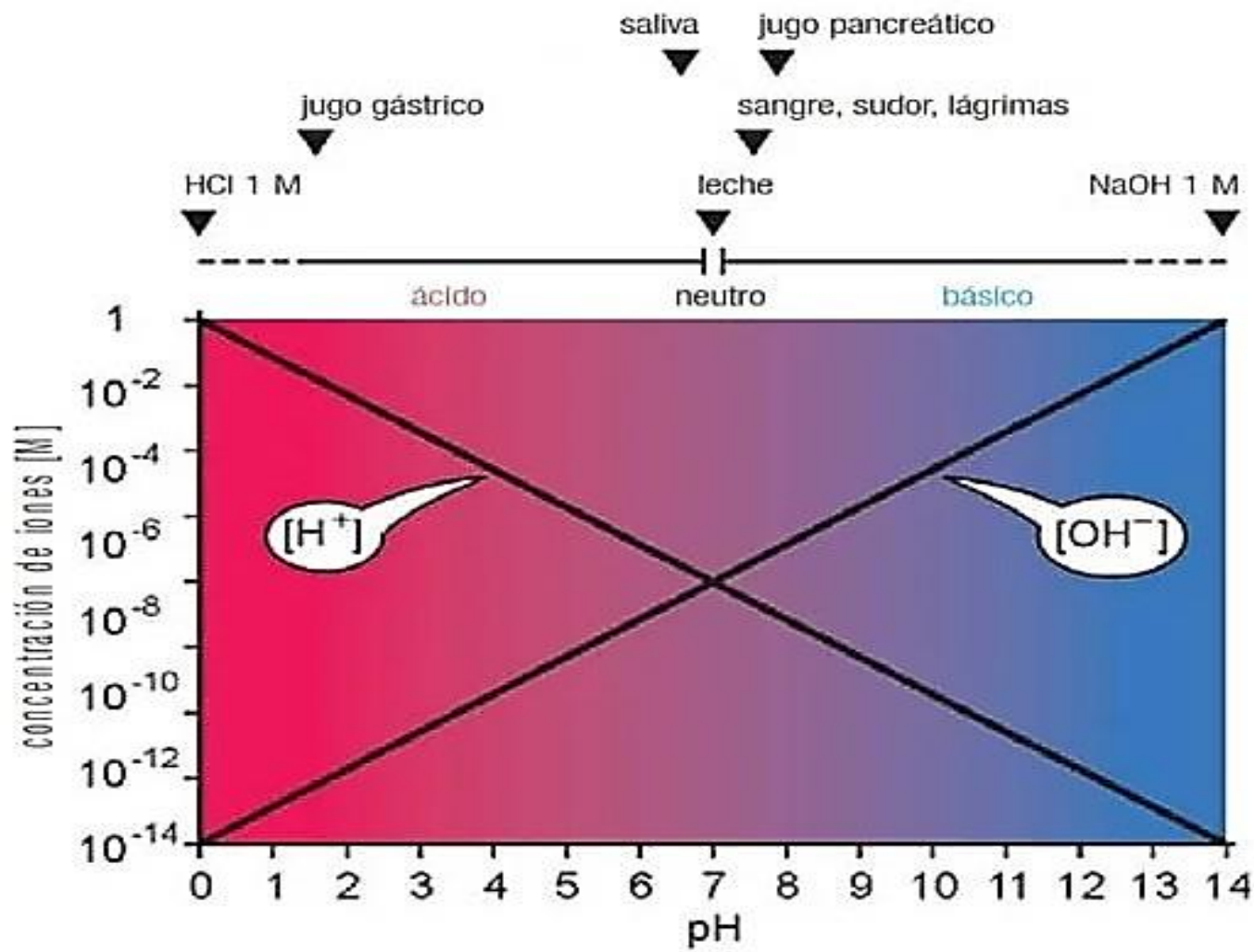
Que es lo mismo que $pH = \log(1/H^+)$

Entonces si la concentración de H^+ es igual a 0,000001, el pH es 6,0

ESCALA DE pH



- Las sustancias con $\text{pH} < 7$ son ácidos
- Las sustancias con $\text{pH} > 7$ son básicas
- Las sustancias con $\text{pH} = 7$ son neutras



Agua pura: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$

$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} = 7$

DISOLUCIÓN
ÁCIDA

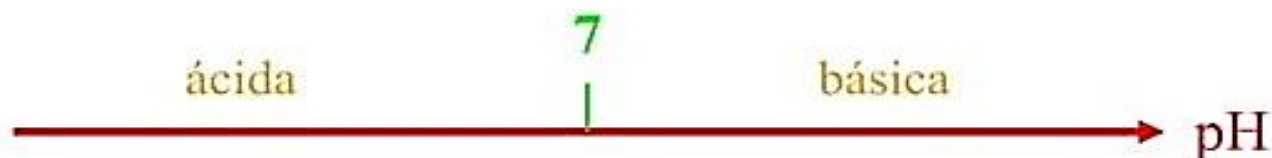
$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} < 7$

DISOLUCIÓN
NEUTRA

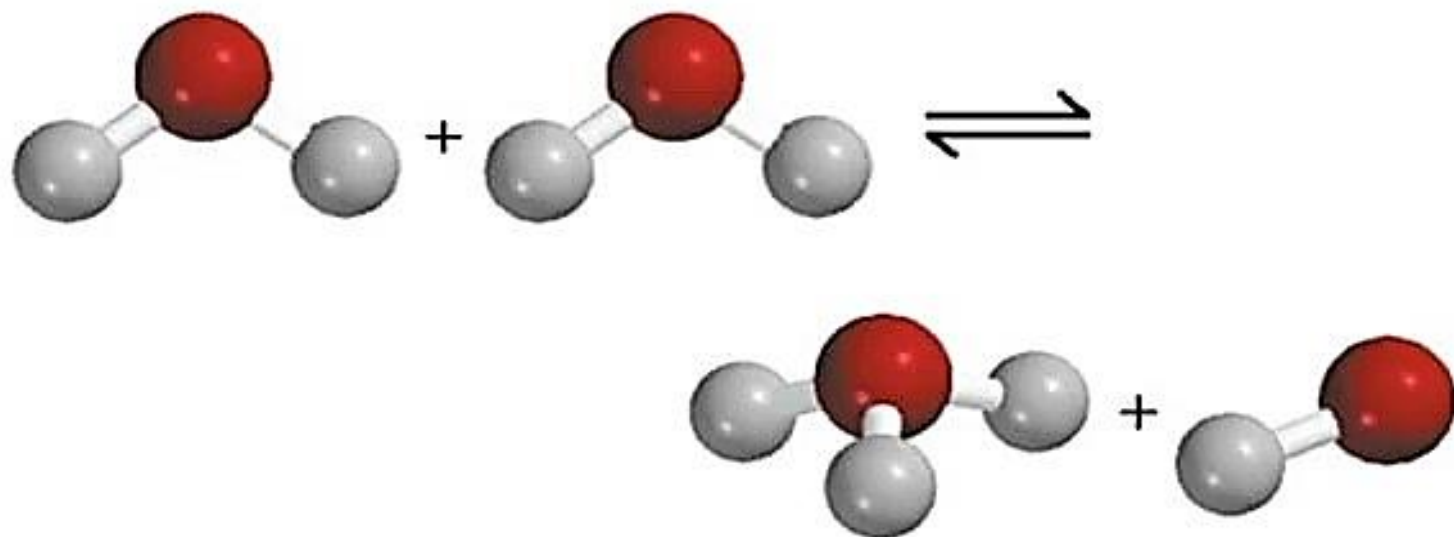
$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} = 7$

DISOLUCIÓN
BÁSICA

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$
 $\text{pH} > 7$

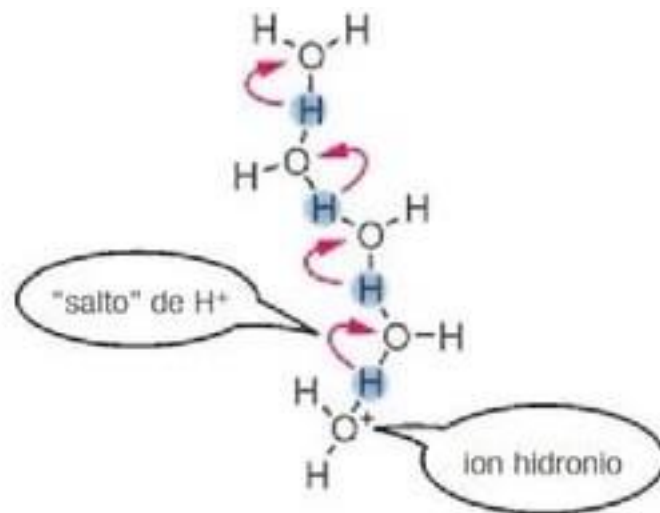


Auto ionización del agua



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

$$K_w = K [H_2O] = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$



1.20 Protones “saltadores”. Un ion hidronio puede ceder su protón “excedente” a una molécula de agua vecina. Por ello, el puente de H de los protones puede pasar al H_2O vecino para formar uniones covalentes: la molécula de H_2O vecina se transforma en H_3O^+ . Éste puede asimismo ceder de nuevo otro H^+ vía puente de H. Mediante este “efecto dominó” los protones se mueven de modo rápido, como si fuera posible por difusión auténtica: cada H^+ individual realiza un tramo diminuto, vuelve y envía al siguiente H^+ .

Producto iónico del agua

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

Si aplicamos - log:

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

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

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

BUFFERS O SOLUCIONES TAMPONES

- *Son soluciones que mantienen prácticamente constantes los valores de pH con pequeños agregados de ácidos o bases.*
- Son soluciones formadas por un ácido o una base débil y su par conjugado (una sal).
- Ej: ácido acético/acetato de sodio
amoníaco/cloruro de amonio

Soluciones amortiguadoras ó reguladoras

1. Sistema Ácido - Sal: Constituido por un ácido débil y una sal de ese ácido (una base fuerte).
Ejemplo: HAc / NaAc ; HCN / NaCN .

(Ácido Acético/Acetato de Sodio); Ácido Cianhídrico/Cianuro de Sodio)

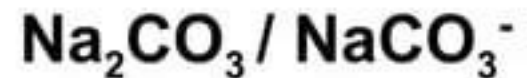
2. Sistema Base - Sal: constituido por una base débil y una sal de esa base (un ácido fuerte).
Ej.: $\text{NH}_3 / \text{NH}_4\text{Cl}$.

(Amoniaco/Cloruro de Amonio)

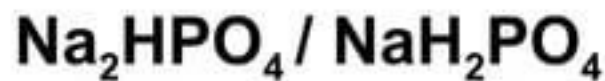
Sistemas amortiguadores biológicos. Principales soluciones reguladoras del organismo



- ***Sistema carbonato/ bicarbonato:***



- ***Sistema fosfatos:***



- ***Sistema de las proteínas***

Características importantes de una disolución amortiguadora:

- * Su pH $\Rightarrow$ depende de K_a y de las concentraciones
- * Su capacidad amortiguadora

Capacidad amortiguadora: Cantidad de ácido o base que se puede agregar a un tampón antes de que el pH comience a cambiar de modo apreciable.

¿De qué depende?

- * Del número de moles de ácido y base
(deben ser altos para que la capacidad también lo sea)
- * Del cociente $[\text{base}]/[\text{ácido}]$.
(para que la capacidad sea alta, ha de ser próximo a 1.
Si es < 0.1 ó > 10 , no será muy eficiente.
Mayor eficiencia: cuando $\text{pH} = \text{p}K_a$)

Por muy larga que sea la
tormenta, el sol siempre vuelve
a brillar entre las nubes.

Khalik Gibran

Gracias

