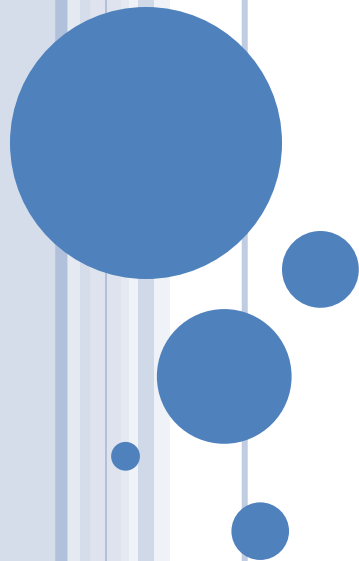


***QUÍMICA GENERAL**

**- Licenciatura en Ciencias
Biológicas**

2020



TEMA 1

FUNDAMENTOS DE QUIMICA GENERAL

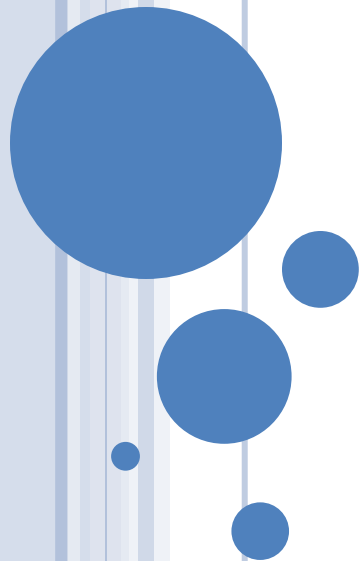
- **Átomo: estructura. Modelo atómico actual. Nuevas partículas subatómicas. Isótopos.**
- **Elementos y símbolos. Tabla Periódica. Propiedades.**
- **Uniones químicas. Regla del octeto. Enlaces iónicos, covalentes y metálicos. Uniones intermoleculares.**
- **Reacciones químicas: tipos. Ecuaciones químicas.**
- **Soluciones. Coloides. Ácidos y bases. pH. pOH. Soluciones amortiguadoras.**
- **Nociones de termodinámica. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Energía libre. Entalpía. Entropía.**



***SOLUCIONES.
COLOIDES.**

***ÁCIDOS Y BASES. PH
Y POH.**

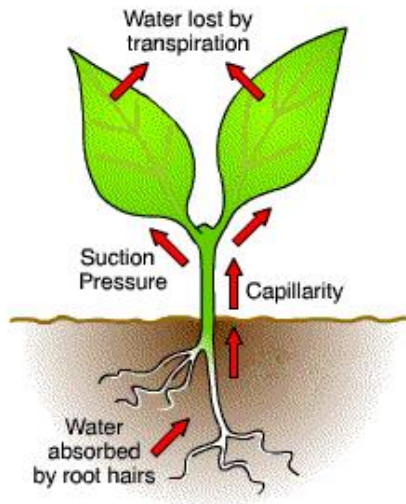
***SOLUCIONES
AMORTIGUADORAS.**



PROPIEDADES COLIGATIVAS

- Son aquellas que dependen sólo del número de partículas del soluto en la disolución, y son independientes de la identidad química (naturaleza) del soluto.

Ejemplos: ↓ presión de vapor; ↑ punto de ebullición; ↓ punto de congelación; presión osmótica.



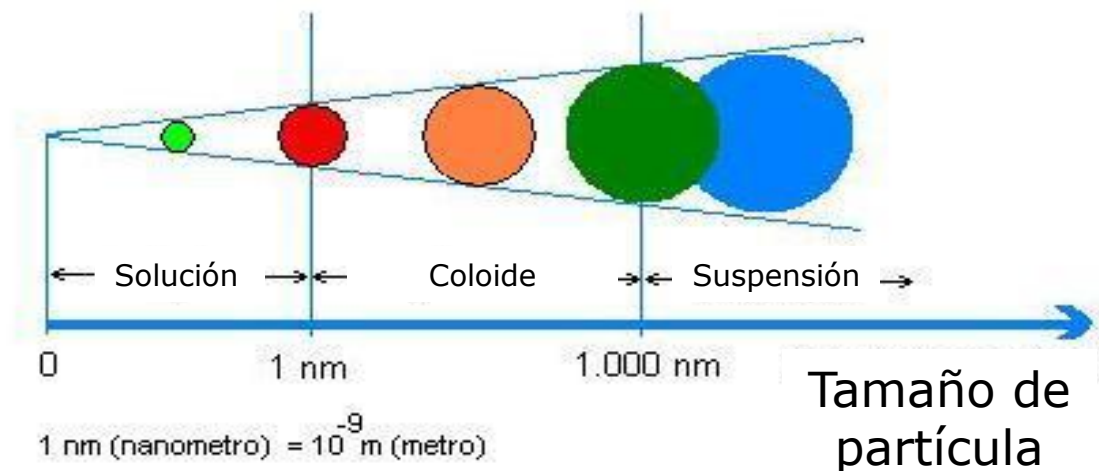
SISTEMAS DISPERSOS

- Son aquellos que presentan partículas de una o más sustancias distribuidas entre partículas constitutivas de una sustancia mayoritaria.
- Cada una de las sustancias del sistema mantiene su identidad y puede separarse. Los sistemas dispersos son **mezclas**.
- La sustancia que se encuentra en **mayor proporción** en la mezcla es el **medio dispersante**, el resto de las sustancias se denominan **sustancias dispersas**.



SISTEMAS DISPERSOS

- Según el **diámetro promedio de las partículas dispersas**, los sistemas pueden clasificarse en:
 - Soluciones ($< 1 \text{ nm}$).
 - Sistemas Coloidales (1 a 1000 nm).
 - Suspensiones ($> 1000 \text{ nm}$).



PROPIEDADES

Propiedad	Solución	Coloide	Suspensión
Tamaño de partícula	0,1-1 nm	1-1000 nm	> 1000 nm
¿Se asienta al reposar?	No	No	Sí
¿Se filtra con papel?	No	No	Sí
¿Se separa por diálisis?	No	Sí	Sí
¿Homogéneo?	Sí	Incierto	No

SUSPENSIONES

- Son sistemas **heterogéneos**, formados por una mezcla de un líquido con una fase dispersa.
- Las **partículas dispersas son poco solubles** en el medio dispersante.
- **Sedimentan** espontáneamente.
- Pueden separarse por filtración o centrifugación.



DISPERSIONES COLOIDALES

- Son sistemas **microheterogéneos**, es decir, sistemas que a simple vista parecen homogéneos pero al microscopio se puede apreciar su heterogeneidad.
- Está compuesto por una fase dispersante, normalmente fluida, y otra dispersa en forma de partículas.
- Las partículas dispersas **no sedimentan** al dejarlas en reposo y pasan a través del papel de filtro, por lo cual **no pueden ser separadas por filtración**.



DISPERSIONES COLOIDALES

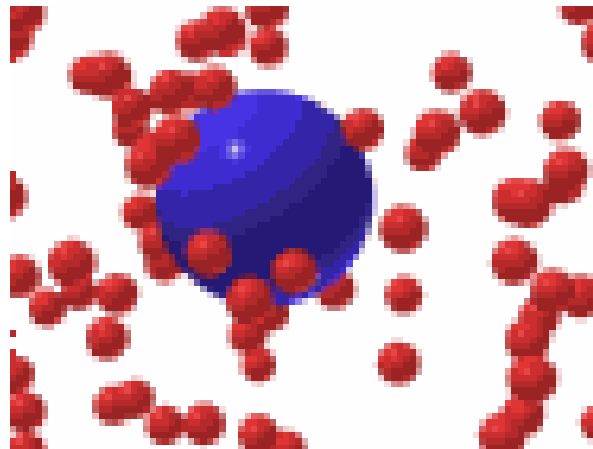
- Los coloides poseen dos características primordiales:
 1. Las partículas suspendidas son lo suficientemente grandes para dispersar la luz → **EFECTO TYNDALL**



DISPERSIONES COLOIDALES

2. Movilidad aleatoria contemplada en las partículas que se localizan en un ambiente fluido, ya sea gas o líquido, como consecuencia de los choques, contra las moléculas que se encuentran presentes en dichos fluidos →

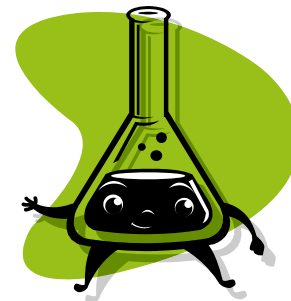
MOVIMIENTO BROWNIANO



COLOIDES

Tipo	Fase de la partícula (fase dispersa)	Fase del medio (disolvente)	Ejemplo
Espuma	Gas	Líquida	Crema batida, Espuma de afeitar
Espuma sólida	Gas	Sólida	Jabón flotante, Piedra pómez
Aerosol	Líquida	Gas	Fijadores para el cabello, niebla
Emulsión líquida	Líquida	Líquida	Leche, mayonesa, crema
Emulsión sólida (Gel)	Líquida	Sólida	Manteca, gelatina, vaselina sólida
Humo	Sólida	Gas	Polvo fino u hollín en el aire
Sol	Sólida	Líquida	Soluciones de almidón, jaleas, pinturas
Sol sólido	Sólida	Sólida	Piedras preciosas (vidrio con metales dispersos)

SOLUCIONES



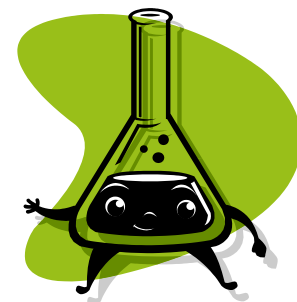
- Mezclas de dos o más sustancias puras, en donde una de ellas, **solvente**, se encuentra en mayor proporción que la(s) otra(s), **solute**(s).
- Normalmente, el **solvente determina el estado físico de la solución** (si es un sólido, un líquido o un gas).

HOMOGÉNEA

Sólida
Líquida - Acuosa
Gaseosa

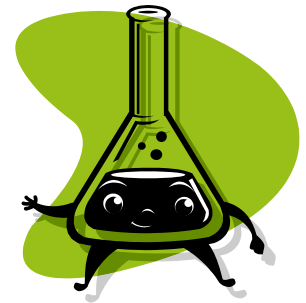


CLASIFICACIÓN SEGÚN ESTADOS DE AGREGACIÓN



Soluto	Disolvente	Solución	Ejemplo
Gas	Gas	Gaseosa	Aire (O_2 y otras sustancias en N_2)
Gas	Líquido	Líquida	Bebidas carbonatadas (CO_2 en H_2O)
Líquido	Líquido	Líquida	Vino (etanol en H_2O)
Líquido	Sólido	Sólida	Amalgama dental (Hg en Ag)
Sólido	Líquido	Líquida	Salmuera ($NaCl$ en H_2O)
Sólido	Sólido	Sólida	Acero (C en Fe) Latón (Cu en Zn)

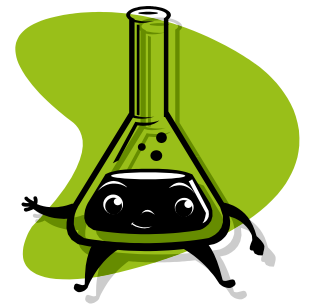
CLASIFICACIÓN SEGÚN LA CONCENTRACIÓN



- La **concentración** de una solución expresa la **cantidad de soluto** que se halla disuelta en una cierta **cantidad de solvente o de solución**, a una temperatura determinada.
 - Soluciones Saturadas.
 - ✓ Diluidas.
 - ✓ Concentradas.
 - Soluciones Sobresaturadas.



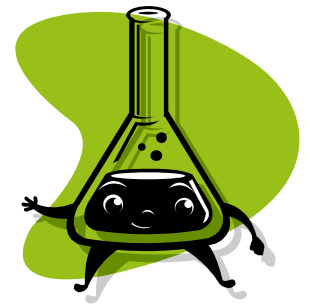
CLASIFICACIÓN SEGÚN LA CONCENTRACIÓN



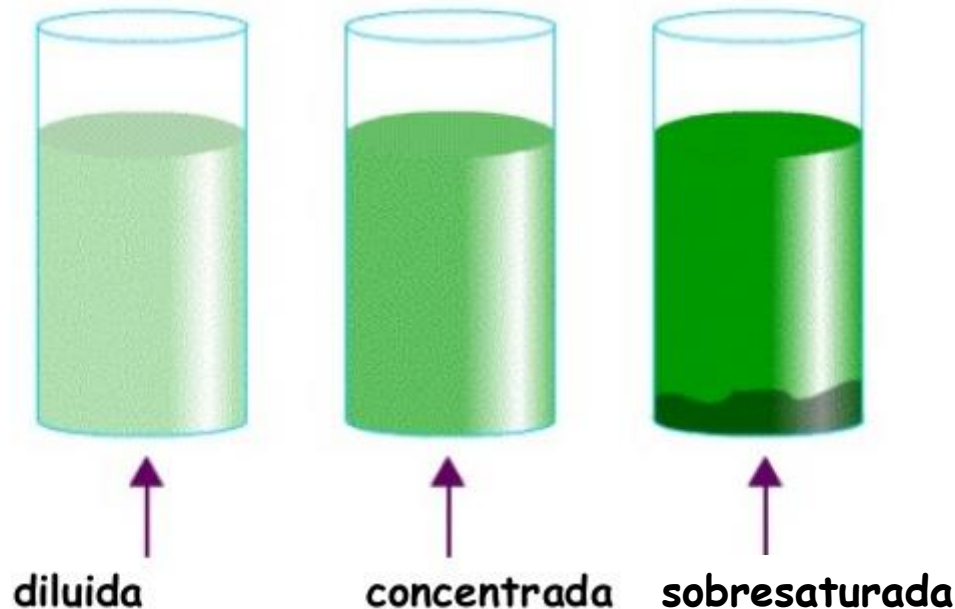
- ❑ **Soluciones Saturadas:** contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolver un solvente, a una temperatura definida y constante.
- ✓ **Diluidas:** el soluto está en una muy baja cantidad en relación con el solvente.
- ✓ **Concentradas:** tiene una cantidad considerable de soluto.



CLASIFICACIÓN SEGÚN LA CONCENTRACIÓN



- **Soluciones Sobresaturadas:** contiene mas cantidad de soluto que la que puede disolver, es muy inestable.



UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Concentración de una Solución

Unidades Físicas

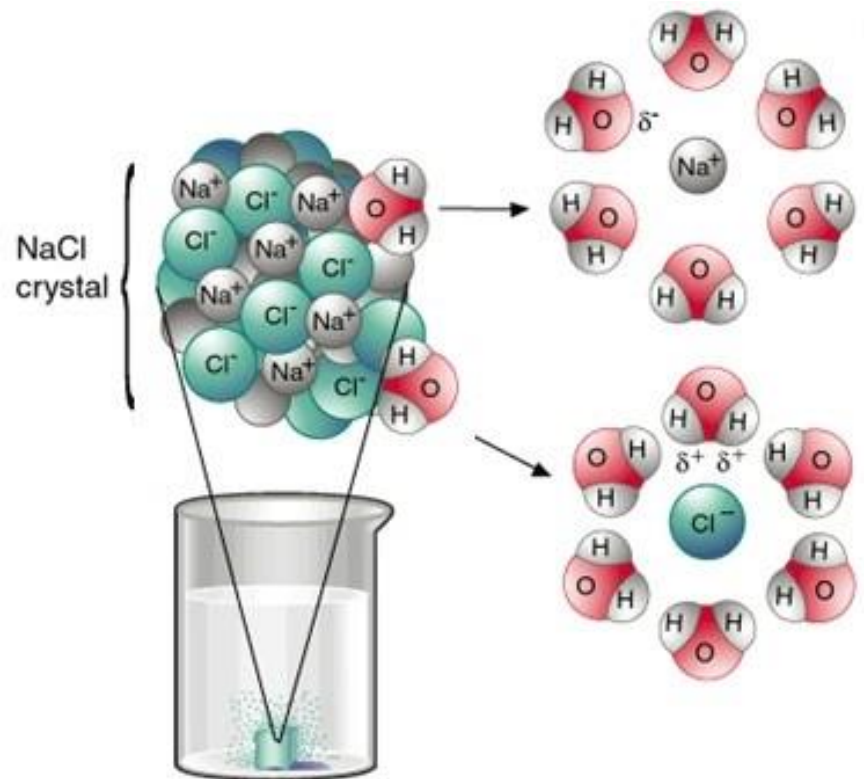
- % P/P
- % P/V
- % V/V
- ppm

Unidades Químicas

- ✱ Molalidad
- ✱ Molaridad
- ✱ Normalidad
- ✱ Fracción molar

SOLUBILIDAD

- De una sustancia es una **medida de cuánto soluto se disuelve en una cierta cantidad de disolvente** a una temperatura definida.
- La solubilidad de un determinado soluto respecto al agua depende de la atracción relativa entre las partículas en las sustancias puras y las partículas en la solución.



SOLUBILIDAD

- Los solutos no polares (o muy poco polares) se disuelven mejor en disolventes no polares (Regla: "lo similar disuelve lo similar").
- La solubilidad de los sólidos en líquidos, en general, aumenta con la temperatura; la presión tiene poco efecto.
- Los gases se vuelven menos solubles al aumentar la temperatura. En cambio, su solubilidad aumenta al incrementar la presión.



CARACTERÍSTICAS GENERALES

ÁCIDOS

- Sabor agrio.
- Son corrosivos y producen quemaduras.
- Cambios de color en pigmentos naturales.
- Reaccionan con algunos metales liberando H_2 .
- Reaccionan con carbonatos y bicarbonatos para dar $CO_{2(g)}$.
- Las disoluciones acuosas de ácidos conducen la corriente eléctrica.



CARACTERÍSTICAS GENERALES

BASES

- Sabor amargo.
- Al tacto son "jabonosos".
- La mayoría son irritantes.
- Cambios de color en pigmentos naturales.
- Reaccionan con los ácidos neutralizándolos.
- Las disoluciones acuosas de las bases conducen la corriente eléctrica.



RESEÑA HISTÓRICA

- En 1834 Michael Faraday descubrió que ácidos, bases y sales, disueltos en agua se disocian en partículas con carga o iones que pueden conducir la corriente eléctrica.



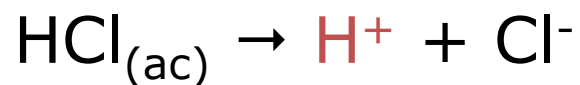
TEORÍA DE ARRENIUS (1883)



Svante Arrhenius
1857-1927

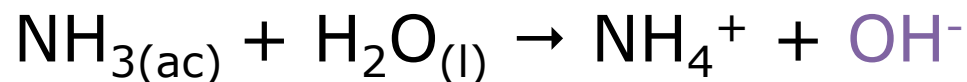
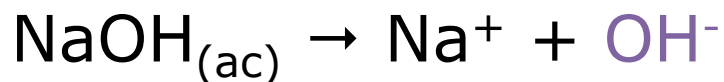
Ácido

Sustancia que en solución acuosa produce iones H^+



Base

Sustancia que en solución acuosa produce iones OH^-



TEORÍA DE ARRENIUS (1883)

- Limitaciones: sólo se aplican a soluciones acuosas y a sustancias que producen H^+ y OH^- .



Svante August Arrhenius (1859 - 1927)

1903 - Tercer premio Nobel de Química

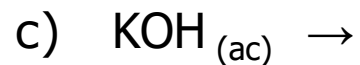
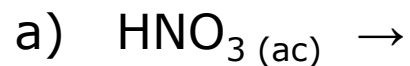


“En reconocimiento a los extraordinarios servicios que ha prestado al avance de la química mediante su teoría electrolítica de la disociación”.



Ejercicios:

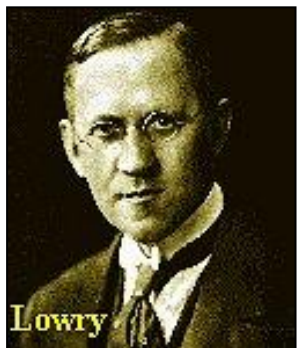
1.- Demuestre si las siguientes sustancias son ácidos o bases de Arrhenius:



TEORÍA DE BRONSTED-LOWRY (1923)



Johanes Bronsted
1879-1947



Thomas Lowry
1874-1936

Ácido

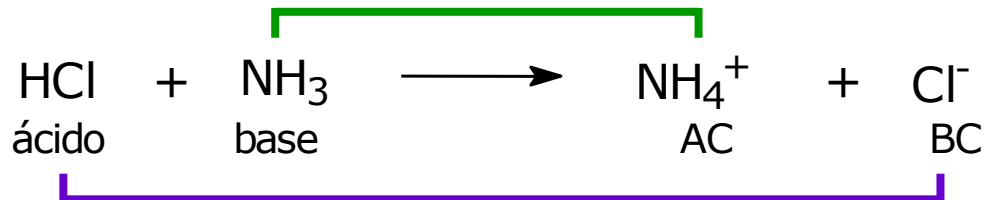
Sustancia que puede donar protones (H^+)

Base

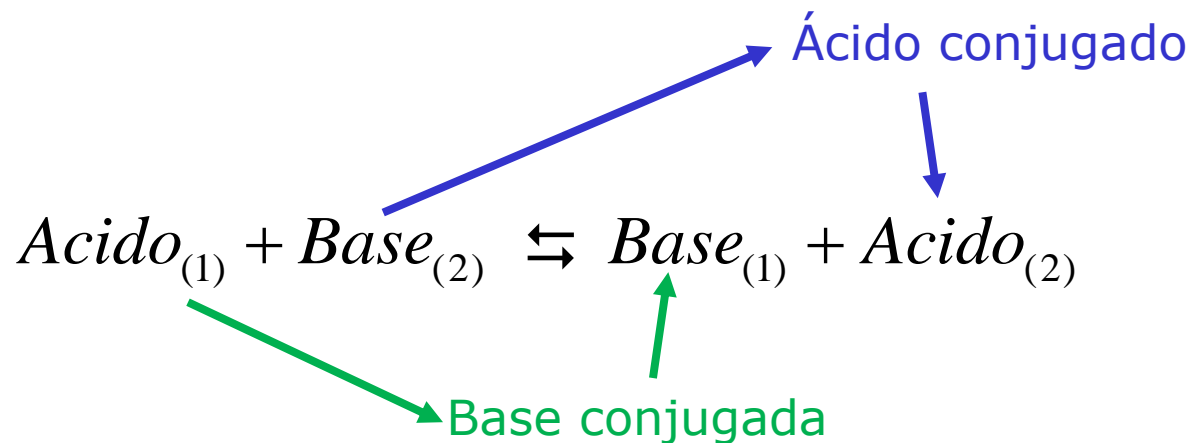
Sustancia que puede aceptar H^+

De la misma manera que una reducción esta ligada a una oxidación, un donador de protones (ácido), siempre está acompañado de un aceptor de protones (base).

Par conjugado ácido-base



TEORÍA DE BRONSTED-LOWRY (1923)



Par conjugado:

Ácido + Base Conjugada.
Base + Ácido Conjugado.



TEORÍA DE ARRENIUS (1883)

◦ Ventajas:

- Explica las propiedades básicas de sustancias que no contienen iones hidróxido.
- No se limita a soluciones acuosas.

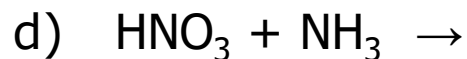
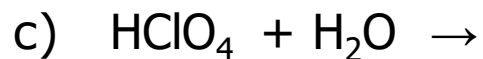
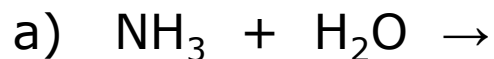
◦ Desventaja:

- Al igual que Arrhenius, el ácido debe tener protones.



Ejercicios:

2.- Complete las siguientes reacciones protolíticas, indicando los pares conjugados que se forman:



TEORÍA DE LEWIS (1923)

Ácido

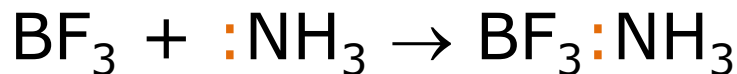
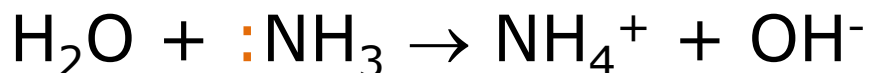
Sustancia que puede aceptar (y compartir) un par de e⁻



Gilbert Lewis
1875-1946

Base

Sustancia capaz de donar (y compartir) un par de e⁻



Ácido

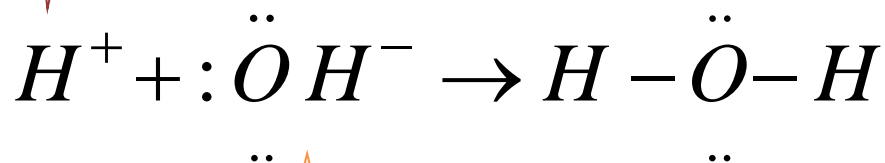
Base

Trifluoruro de
Boro-amoniaco

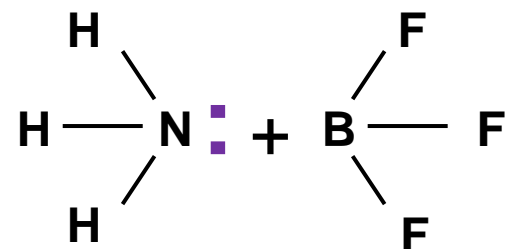


TEORÍA DE LEWIS (1923)

Ácido de
Lewis

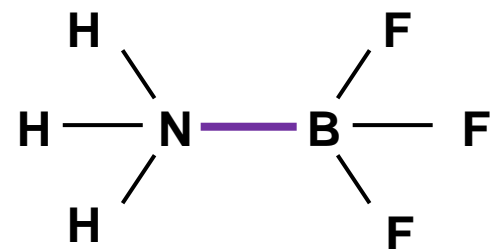


Base de
Lewis



Base de
Lewis

Ácido de
Lewis



TEORÍA DE LEWIS (1923)

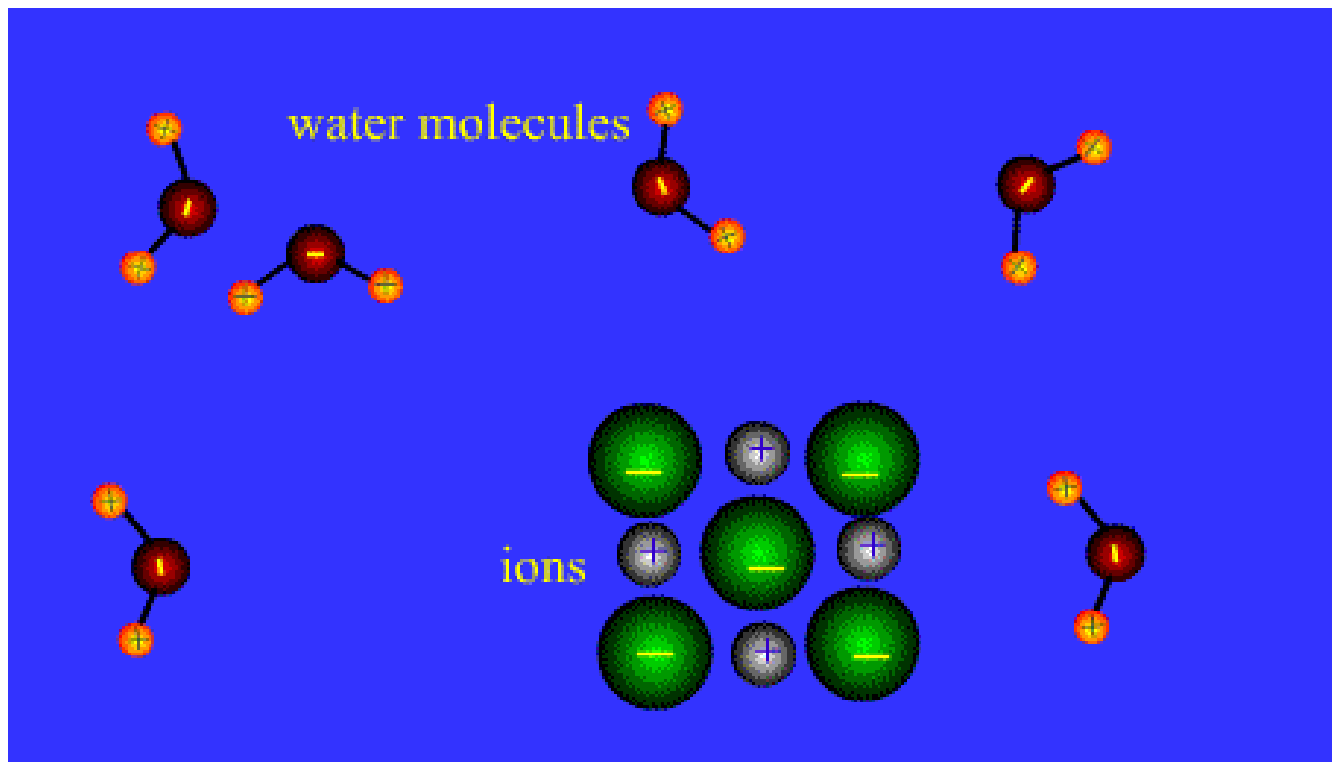
◦ Ventajas:

- Ofrece una definición más general que la aportada por Bronsted y Lowry.
- Todos los ácidos de Bronsted y Lowry son ácidos de Lewis, pero no todos los ácidos de Lewis son ácidos de Bronsted y Lowry.
- El H^+ es ácido de Lewis, pero no es el único.



IONIZACIÓN DE ÁCIDOS Y BASES

- Cuando un compuesto iónico es puesto en agua, éste se disocia en sus respectivos iones.



IONIZACIÓN DE ÁCIDOS Y BASES

FUERZA

La facilidad de un ácido para ceder un protón y la de una base para aceptarlo

Ácido fuerte

Cede fácilmente un protón

HCl, HClO₄, H₂SO₄

Base fuerte

Acepta fácilmente un protón

NaOH, KOH, Ca(OH)₂

Ácido débil

Cede con dificultad un protón

H₂CO₃, HCN, HF

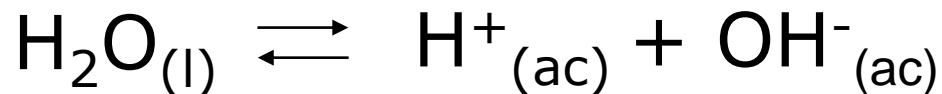
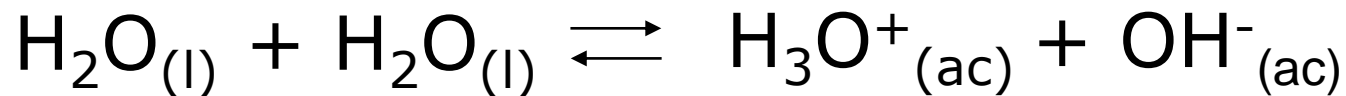
Base débil

Acepta un protón con dificultad

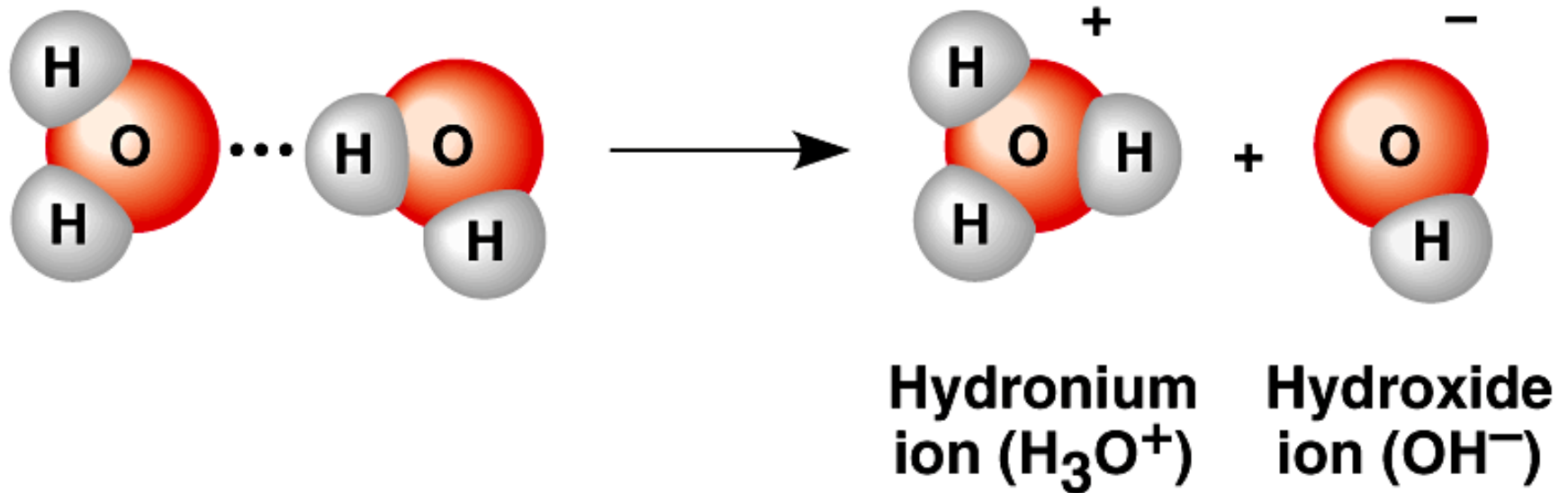
NH₃, C₆H₅NH₂

AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

- Una molécula en cada 500 millones transfiere un protón a otra, produciendo un ión hidronio (H^+ hidratado) y un ión hidróxido.



AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

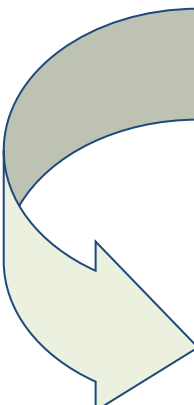


AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

En el agua pura a 25 °C:

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$$


$$K_{eq} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K_w = K_{eq} \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

↓
Constante del producto iónico del agua

Si aumenta la $[H^+]$, la $[OH^-]$ disminuirá hasta que el producto de las dos concentraciones sea igual a 1.10^{-14} , y viceversa.



ESCALA DE PH (SÖRENSEN, 1929)

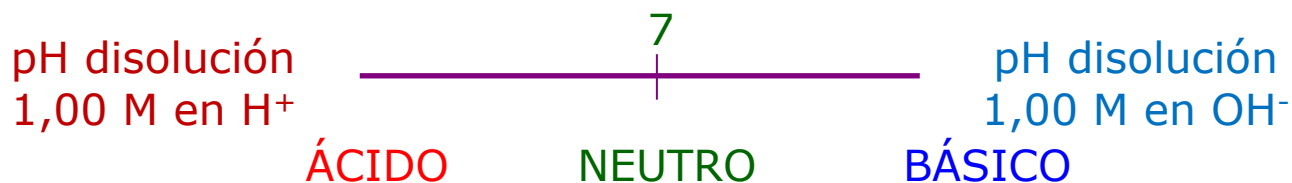
$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

$$pH = -\log[H^+] \quad pOH = -\log[OH^-]$$

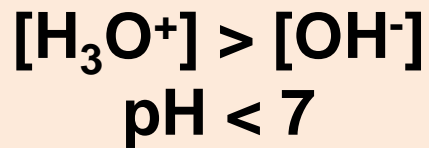
Escala de pH

Escala de 14 unidades a 25 °C

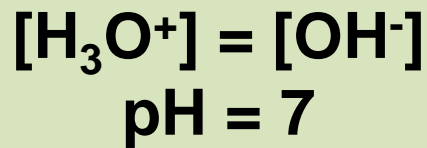


ESCALA DE pH

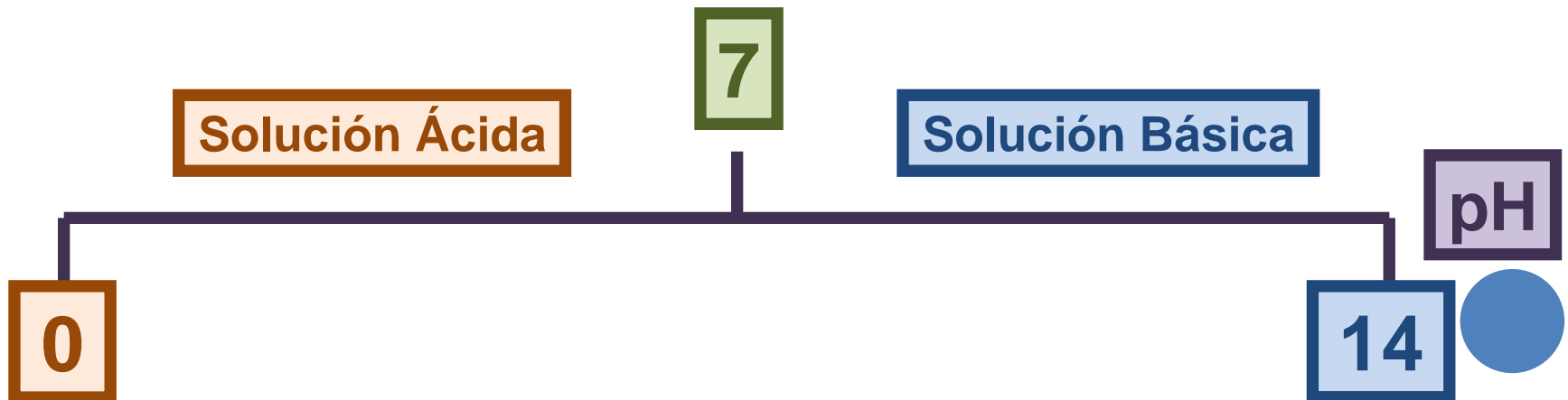
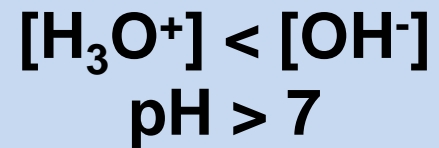
**DISOLUCIÓN
ÁCIDA**



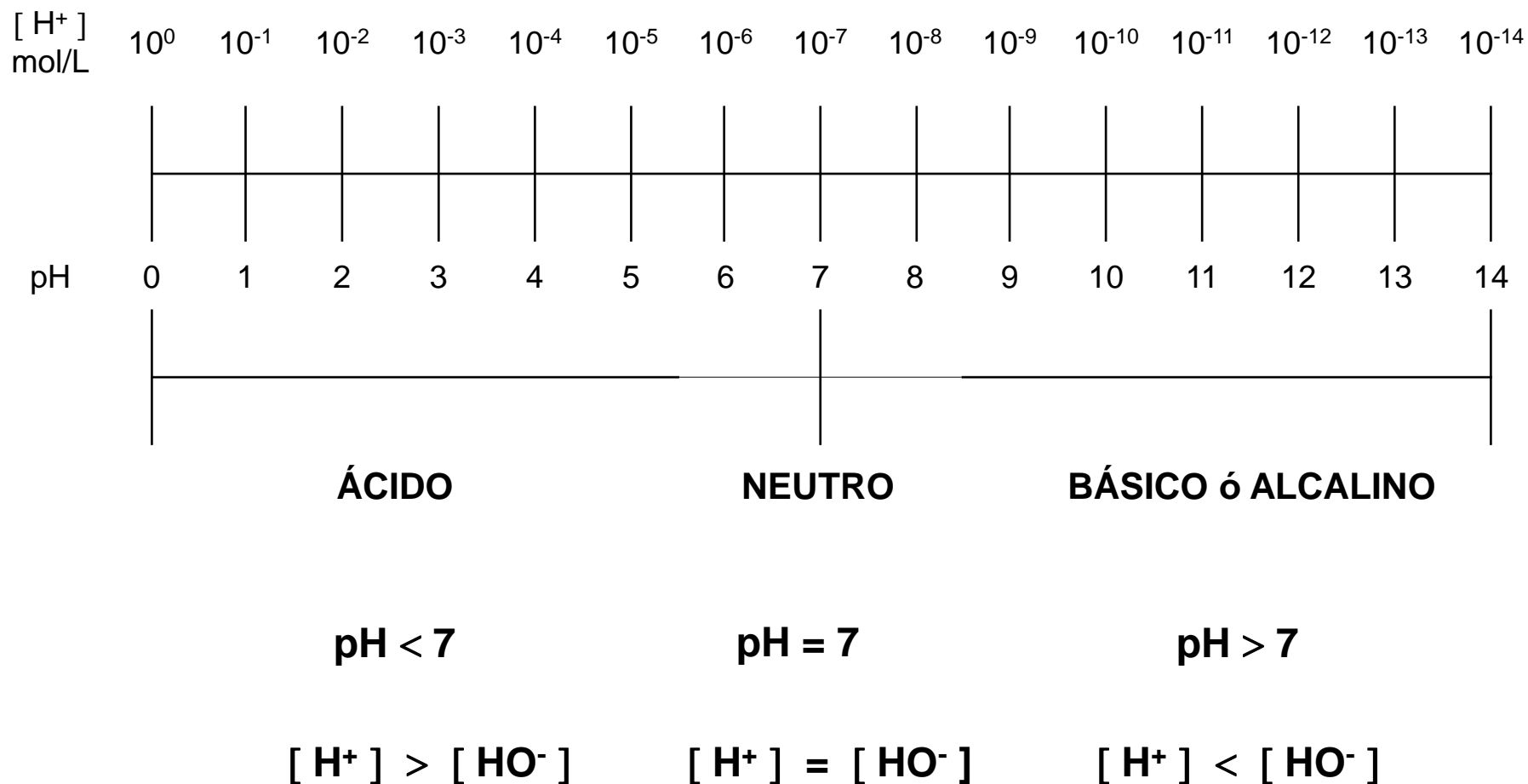
**DISOLUCIÓN
NEUTRA**



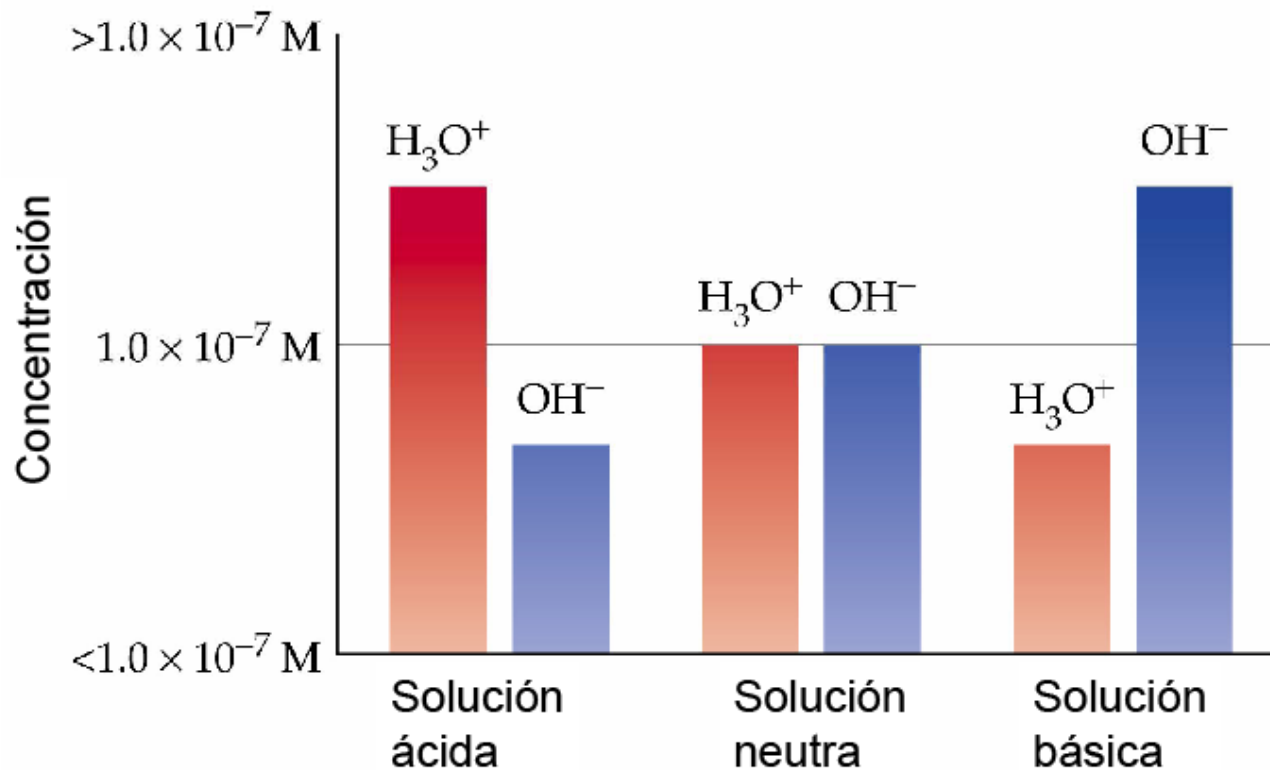
**DISOLUCIÓN
BÁSICA**



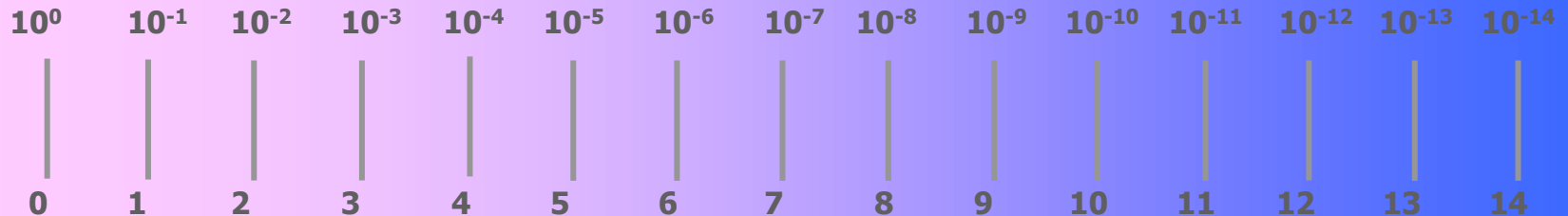
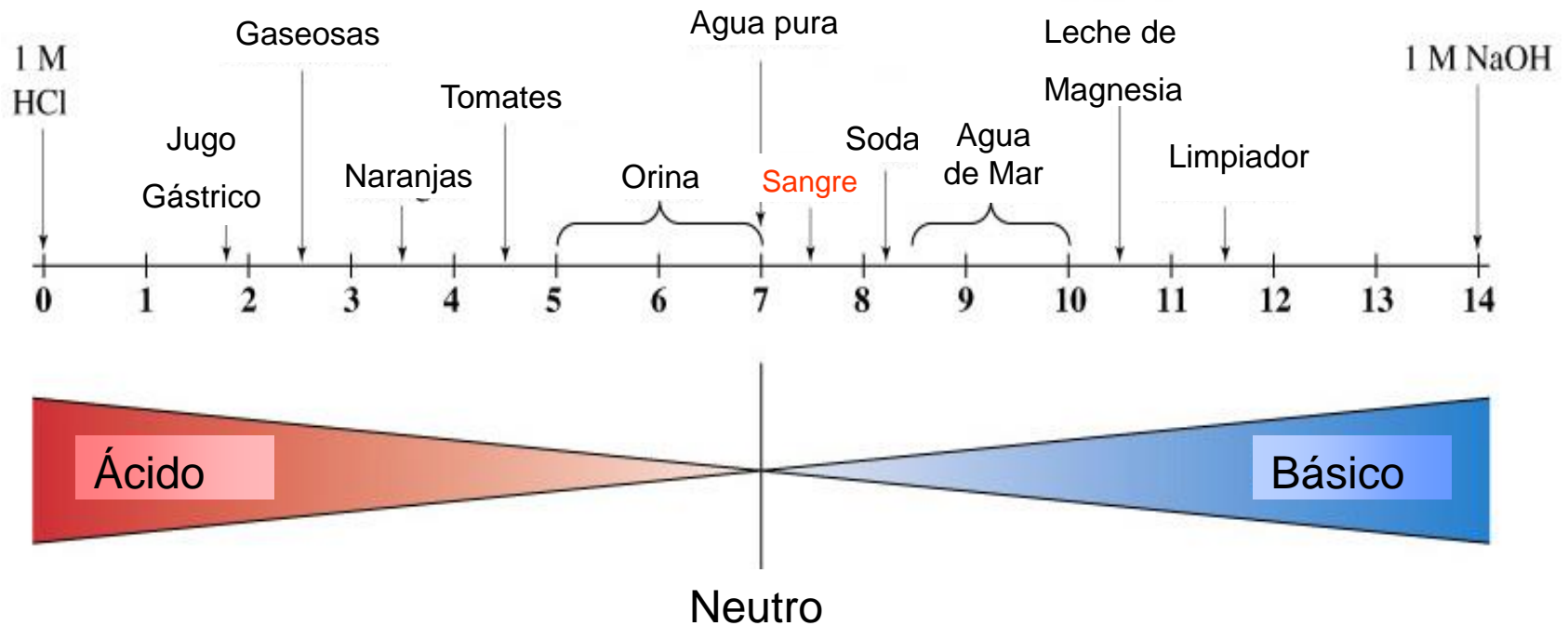
ESCALA DE pH



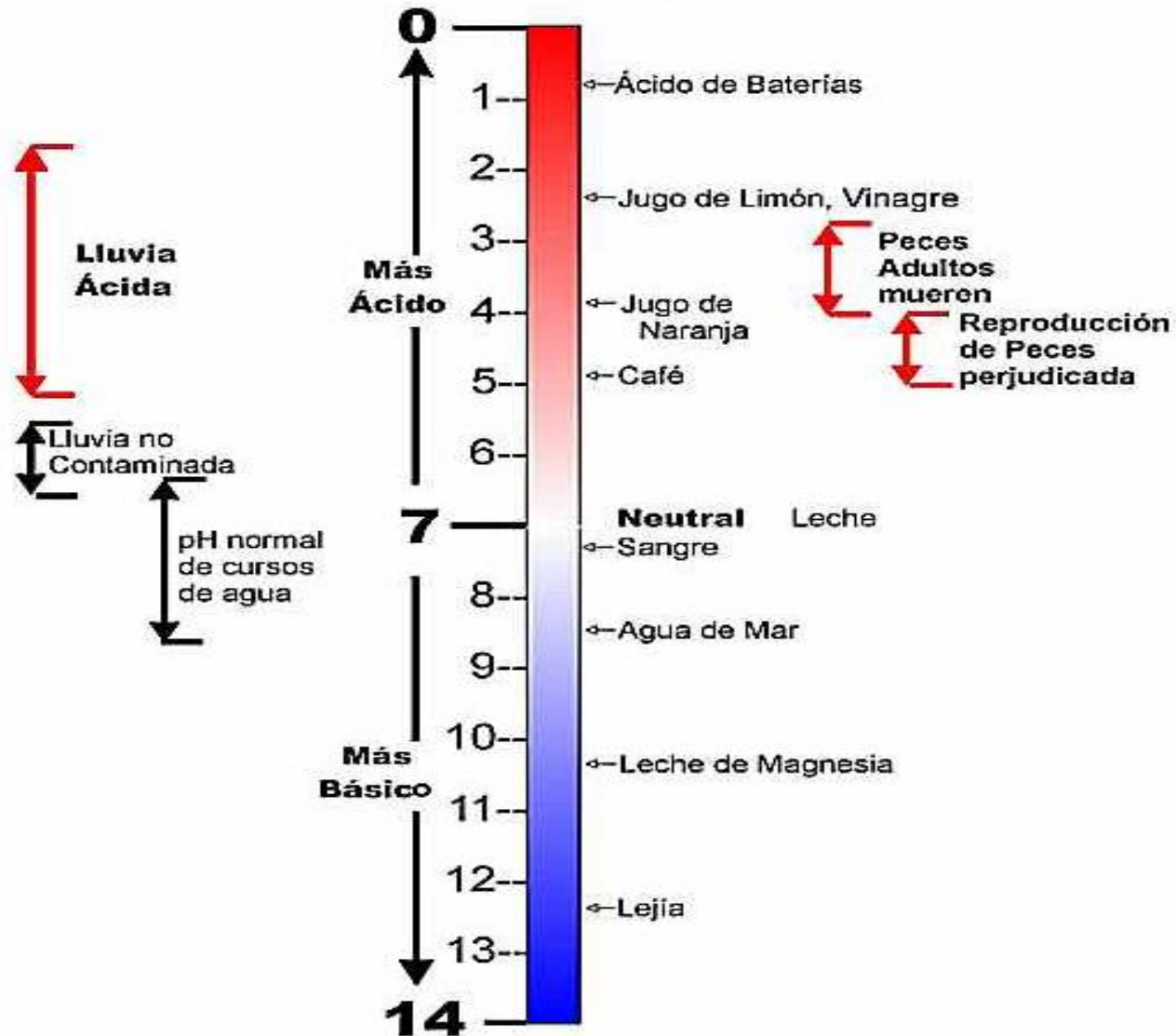
ESCALA DE PH



ESCALA DE PH

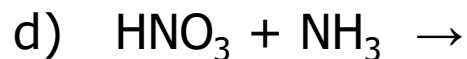
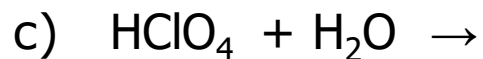
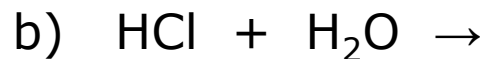
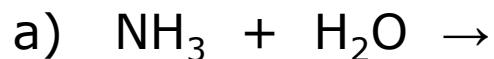


ESCALA DE PH



Ejercicios:

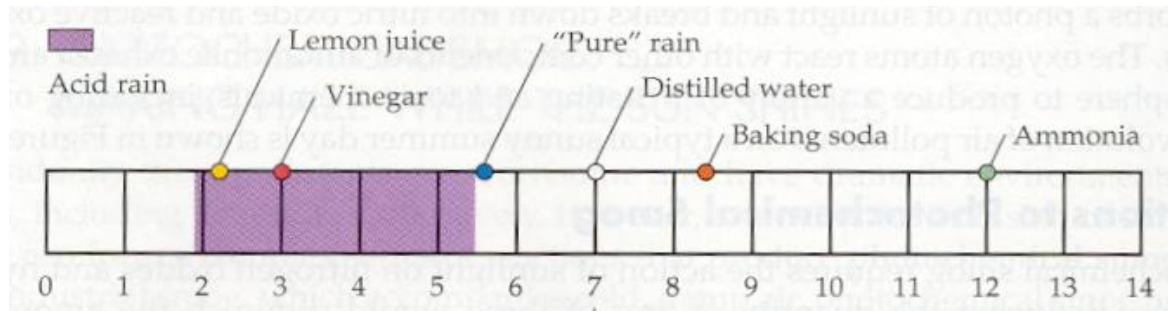
3.- Escriba la reacción protolítica correspondiente a la autoionización (autoprotólisis) de las sustancias:



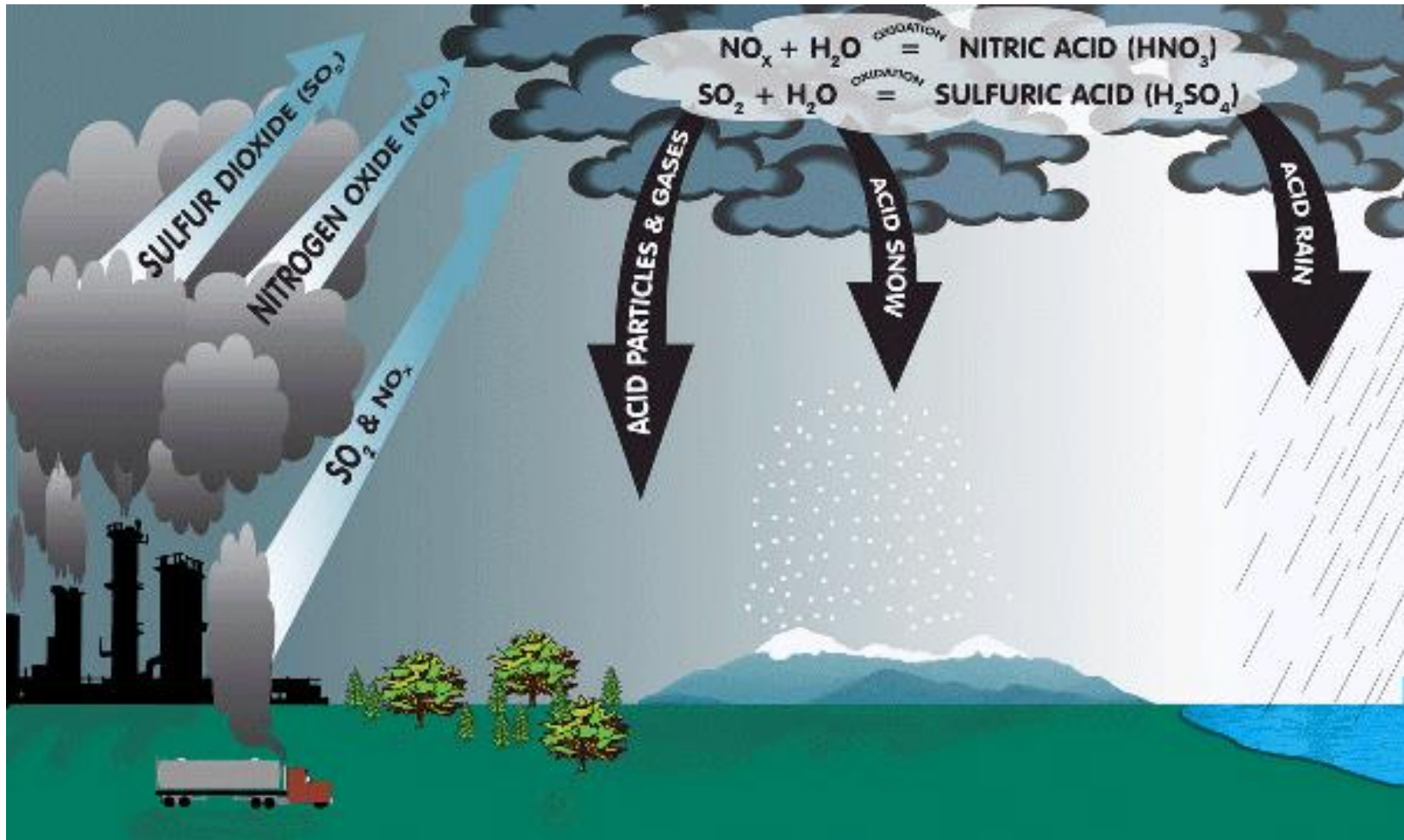
LLUVIA ÁCIDA



- El agua de lluvia pura puede tener un $\text{pH} \geq 5,5$ debido a la presencia de CO_2 en la atmósfera.
- Cualquier **pH por debajo de 5,5 es considerado lluvia ácida.**



LLUVIA ÁCIDA. FACTORES

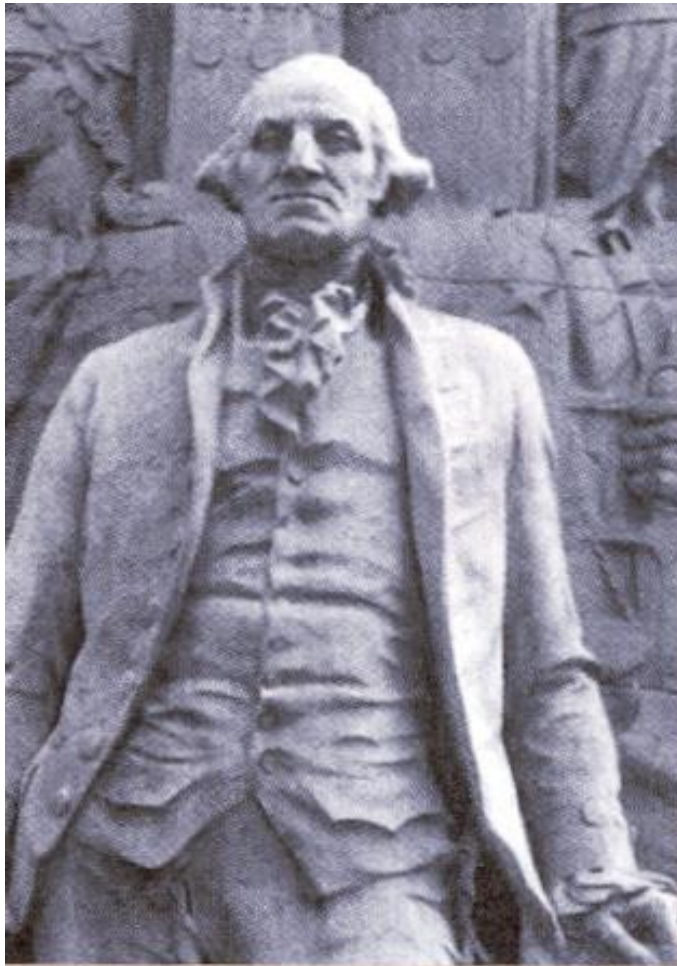


LLUVIA ÁCIDA. DAÑOS

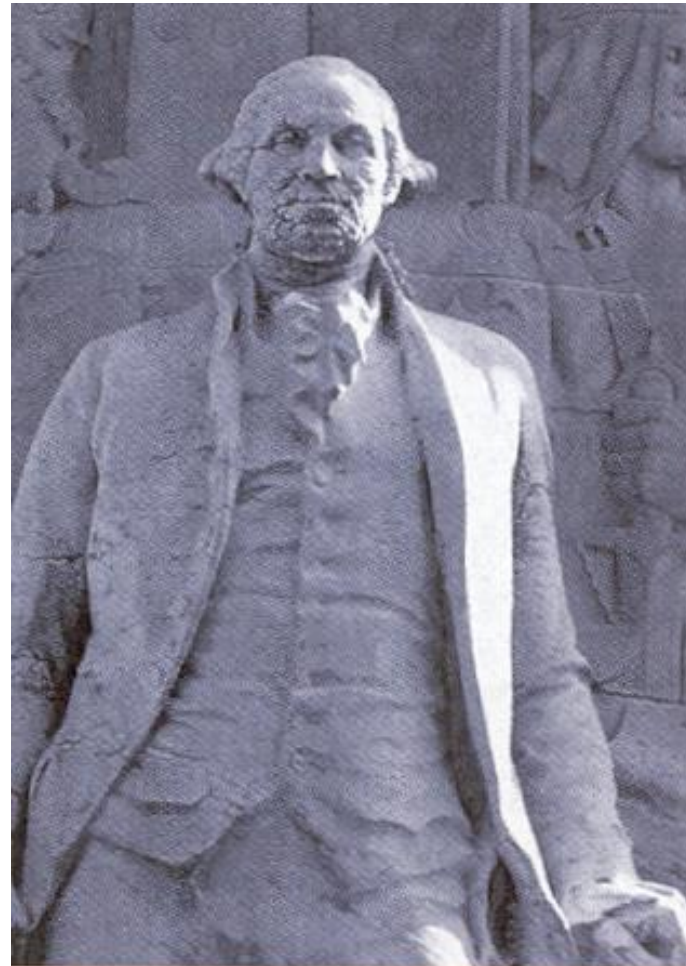
- Puede ocasionar la erosión de edificios y monumentos.
- Acidifica el suelo ocasionando la muerte de las raíces de las plantas.
- Acidifica el pH de lagos, ríos y mares ocasionando la muerte de la vida acuática.
- En el ser humano ocasiona muchas enfermedades entre ellas, varios tipos de cáncer.



LLUVIA ÁCIDA. DAÑOS



1935



1994



LLUVIA ÁCIDA. DAÑOS





Áreas del mundo donde enormes cantidades de dióxido de azufre son esparcidas en el aire



SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

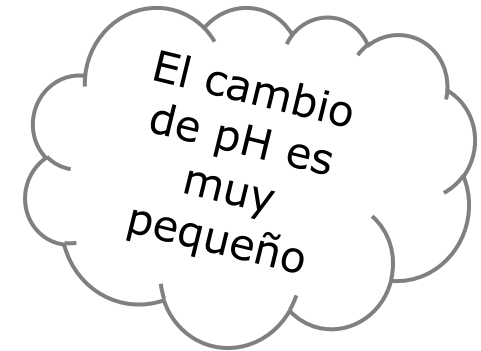
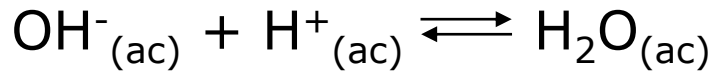
- Se prepara empleando un ácido débil y una sal del mismo ácido (o una base débil y una sal de esa base) en concentraciones aproximadamente iguales.
- Una solución amortiguadora contiene especies que van a reaccionar (y atrapar) con los iones H^+ o los iones OH^- agregados.



SOLUCIONES AMORTIGUADORAS



Adición de base



A nivel sanguíneo:

$\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$; $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$; proteínas
($-\text{COO}^-$ y NH_4^+)

