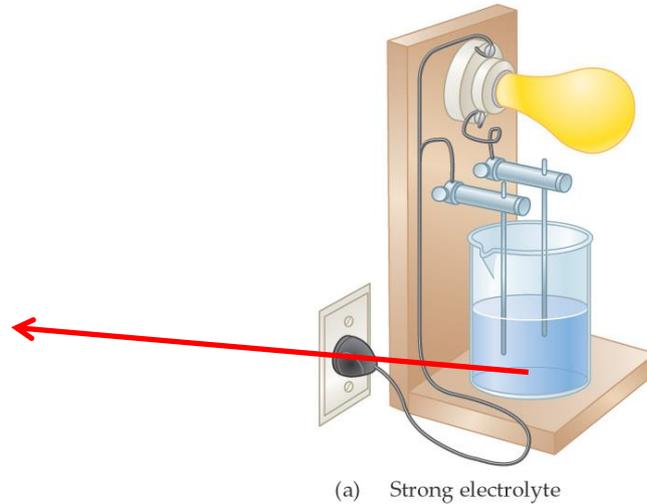


Unidad 4: Ácidos -bases

Contenidos

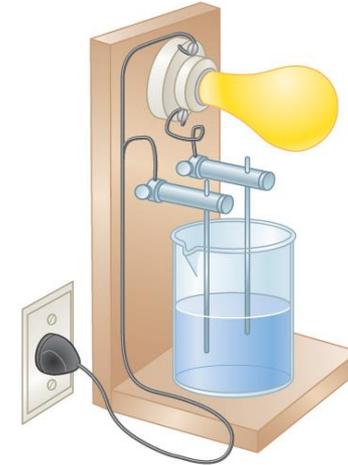
- Fuertes y Débiles.
- Equilibrio Ácido-Base: Autoionización del Agua, Pares de Ácidos y Bases Conjugados, Escala de pH y pOH, Ácidos de Arrhenius, Lowry-Bronsted y Lewis.
- Ácidos Débiles (mono y dipróticos) y Bases Débiles.
- Hidrólisis.
- Efecto del Ión Común.
- Disoluciones Buffer.

¿Por qué el agua pura es un mal conductor?

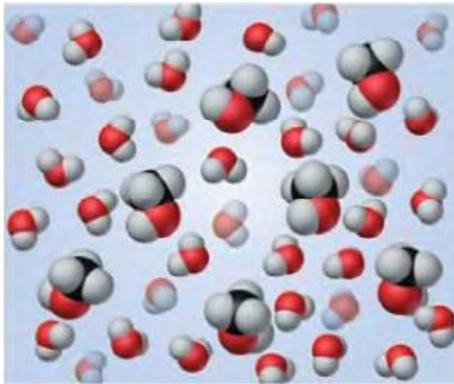


Electrolitos: Partículas Cargadas Móviles

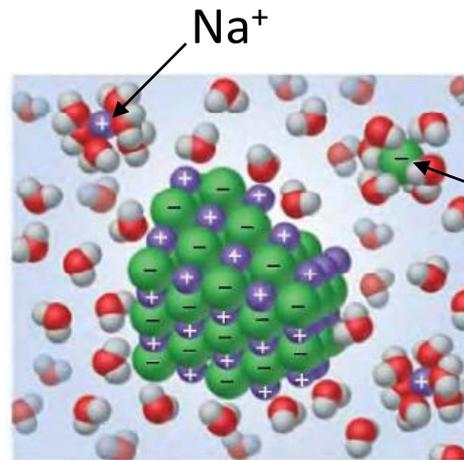
“Un Electrolito es una sustancia que en una disolución pueda formar iones”



(a) Strong electrolyte



Metanol

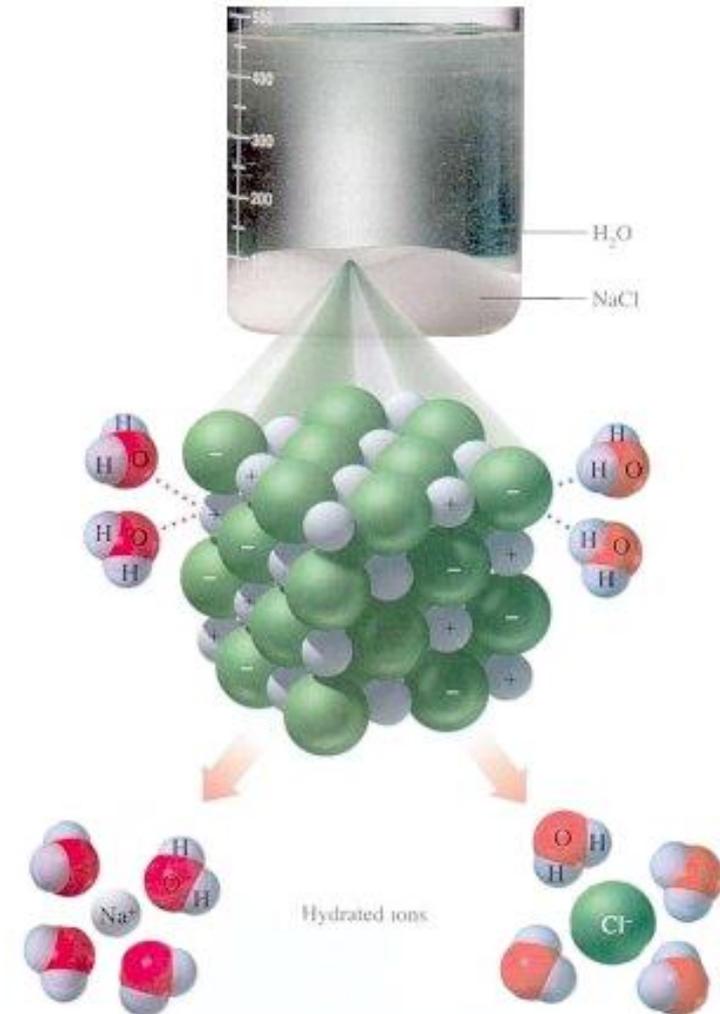


NaCl

Los iones pueden transportar las cargas eléctricas desde un electrodo a otro, completando el circuito eléctrico.

Electrolitos

- La mayoría de las sustancias moleculares no son electrolitos (sucralosa, alcoholes).
- Sin embargo, una solución salina (NaCl) sí es un electrolito debido a la formación de iones (Na^+ y Cl^-).



Electrolitos Fuertes y Débiles.

Electrolitos Fuertes

- Son aquellos solutos que en una disolución existen casi en un 100% como iones.

Ejemplo: Casi todos compuestos iónicos (NaCl), y algunos moleculares (HCl).

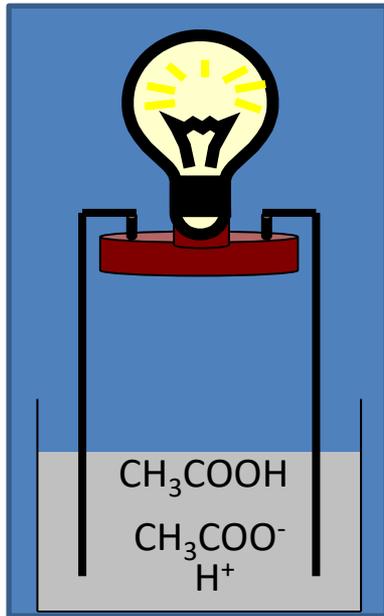
Electrolitos Débiles

- En una disolución, parte de los solutos existen como moléculas y unos pocos forman iones.

Ejemplo: Ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), sólo un 1% forma iones H^+ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$

Electrolitos Fuertes y Débiles.

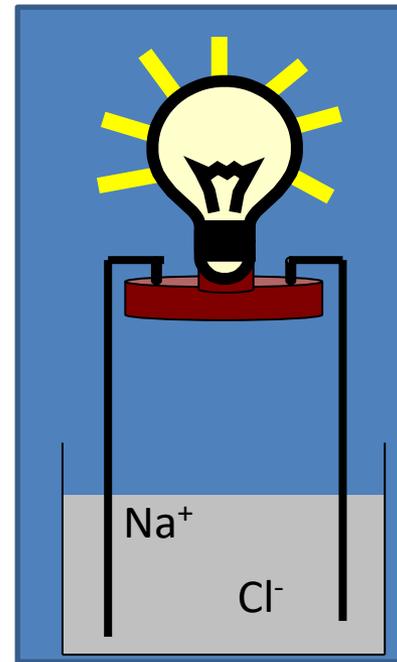
- Electrolito débil: Reacción reversible
 $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{ac}) \leftrightarrow \text{H}^+(\text{ac}) + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{ac})$
 \Rightarrow Existe un equilibrio



Electrolito débil:
Disociación parcial,
moléculas y iones
en solución.

Conductividad débil

- Electrolito fuerte: Reacción irreversible
 $\text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$



Electrolito fuerte:
Disociación completa,
todos los iones en
solución.

Alta conductividad

TABLE 15.5 STRONG ELECTROLYTES AND WEAK ELECTROLYTES

STRONG ELECTROLYTES

Strong Acids

hydrochloric acid, $\text{HCl}(aq)$
 nitric acid, $\text{HNO}_3(aq)$
 sulfuric acid, $\text{H}_2\text{SO}_4(aq)$
 perchloric acid, $\text{HClO}_4(aq)$

Strong Bases

sodium hydroxide, $\text{NaOH}(aq)$
 potassium hydroxide, $\text{KOH}(aq)$
 lithium hydroxide, $\text{LiOH}(aq)$
 calcium hydroxide, $\text{Ca}(\text{OH})_2(aq)$
 strontium hydroxide, $\text{Sr}(\text{OH})_2(aq)$
 barium hydroxide, $\text{Ba}(\text{OH})_2(aq)$

Soluble Salts

sodium chloride, $\text{NaCl}(aq)$
 potassium carbonate, $\text{K}_2\text{CO}_3(aq)$
 zinc sulfate, $\text{ZnSO}_4(aq)$

WEAK ELECTROLYTES

Weak Acids

hydrofluoric acid, $\text{HF}(aq)$
 nitrous acid, $\text{HNO}_2(aq)$
 sulfurous acid, $\text{H}_2\text{SO}_3(aq)$
 acetic acid, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(aq)$
 carbonic acid, $\text{H}_2\text{CO}_3(aq)$
 phosphoric acid, $\text{H}_3\text{PO}_4(aq)$
 most other acids

Weak Bases

ammonium hydroxide, $\text{NH}_4\text{OH}(aq)$
 insoluble hydroxides such as
 $\text{Mg}(\text{OH})_2(s)$, $\text{Al}(\text{OH})_3(s)$, $\text{Fe}(\text{OH})_3(s)$
 most other bases

Insoluble Salts*

silver chloride, $\text{AgCl}(s)$
 calcium carbonate, $\text{CaCO}_3(s)$
 barium sulfate, $\text{BaSO}_4(s)$

*Insoluble salts are very slightly soluble in water and dissociate into a sufficient number of ions to give a very weak electrolyte solution.



Equilibrio Ácido-Base:

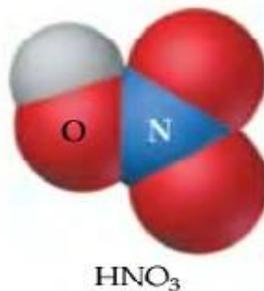
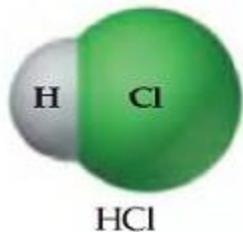
Autoionización del Agua, Pares de Ácidos y Bases Conjugados,
Escala de pH y pOH, Ácidos de Arrhenius, Lowry-Bronstead y Lewis.

Equilibrio Ácido-Base

Definiciones

“Ácidos: Son sustancias que al ser disueltas en agua, producen iones H^+ (protones). Es decir, aumentan la concentración de iones $H^+(ac)$.”

Ácidos = donadores de protones



Ácidos comunes

Hidroclorico - (muriatico)	HCl	<i>jugo gástrico</i>
Carbonico	H ₂ CO ₃	Agua carbonatada, sodas, sangre
Sulfurico	H ₂ SO ₄	Acido de bateria, contaminante en el aire, lluvia acida. Metalurgia
Acetico	HC ₂ H ₃ O ₂	Vinagre
Nitrico	HNO ₃	Explosivos, abonos, artes (grabados aguafuerte)
Fosforico	H ₃ PO ₄	Acidifica sodas, ATP, DNA
Citrico	H ₃ C ₆ H ₈ O ₆	Jugos de frutas
Lactico	HC ₃ H ₅ O ₃	Se genera en músculos

Carbonic, citric, and phosphoric acids

carbonic acid

citric acid

phosphoric acid

C. Ophardt, c. 2003

Equilibrio Ácido-Base

Definiciones

Ácidos Monopróticos: Producen un H^+ por cada molécula de ácido. Ejemplo: HCl , HNO_3 .

Ácidos Dipróticos: Producen dos H^+ por cada molécula de ácido.

Ejemplo: H_2SO_4



Equilibrio Ácido-Base

Definiciones

Bases: Son sustancias que reaccionan con H^+ , es decir, son aceptores de protones.”

Las bases forman iones hidroxilos OH^- cuando se disuelven en agua.

Ejemplos:

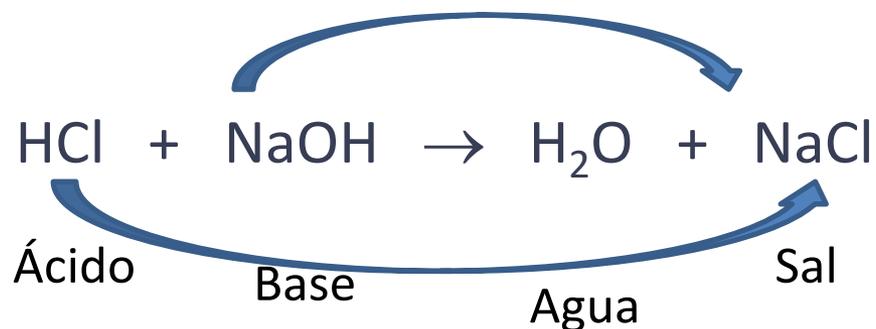


Neutralización y Formación de Sales

“Una neutralización ocurre cuando se mezcla un ácido y una base. Como producto de la reacción, se produce la formación de una sal”

Neutralización y Formación de Sales

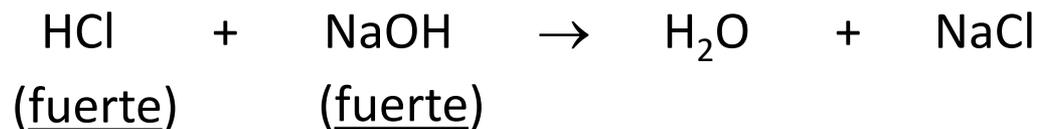
“Una neutralización ocurre cuando se mezcla un ácido y una base. Como producto de la reacción, se produce la formación de una sal”



Neutralización y Formación de Sales

Ecuación Iónica 1

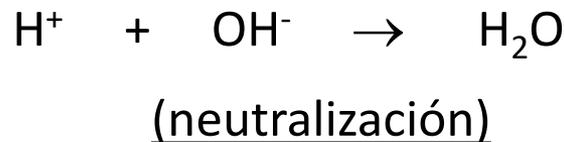
La ecuación química de la neutralización es:



Ecuación Iónica Completa es:



Luego, la Ecuación Iónica Neta queda...



Ácidos de Arrhenius

El químico sueco Svante Arrhenius (1859 -1927) relacionó el comportamiento de los ácidos con la presencia de iones H^+ , y el comportamiento de las bases con la presencia de iones OH^- .



“Los ácidos son sustancias que, cuando son disueltas en agua, aumentan la concentración de H^+ ”

“Las bases son sustancias que, cuando son disueltas en agua, aumentan la concentración de OH^- ”

HCl es un ácido Arrhenius
NaOH es una base Arrhenius.

Problema: definición limitada a soluciones acuosas!!!

Ácido de Brønsted-Lowry

Johannes Brønsted
(1879 - 1947)

Thomas Lowry
(1874 - 1936)

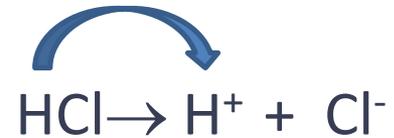
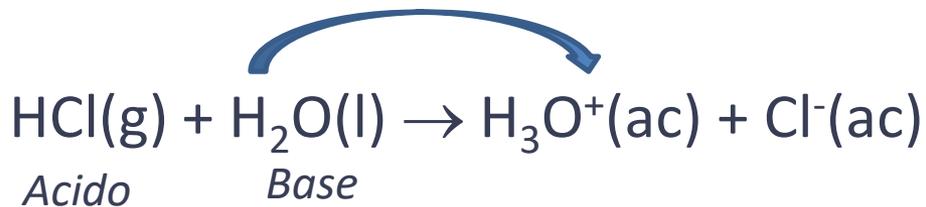
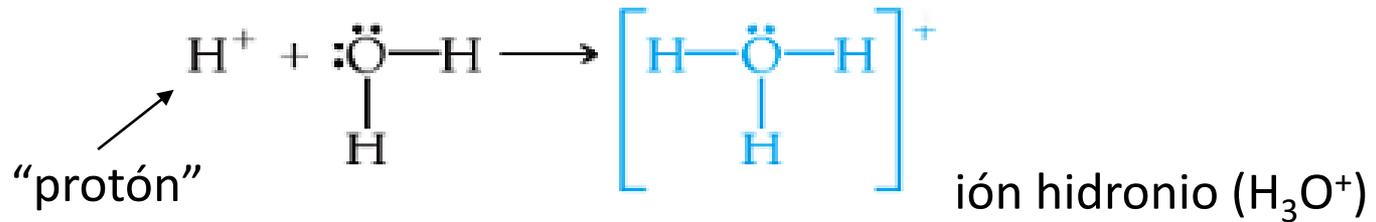
Johannes Brønsted y Thomas Lowry proponen algo más general:
Transferencia de iones H^+ .



“Un ácido es una sustancia que puede donar un protón (H^+) a otra sustancia”.

“Una base es una sustancia que acepta un protón”

Ácido de Brønsted-Lowry



“Un ácido es una sustancia que puede donar un protón (H⁺) a otra sustancia”.

“Una base es una sustancia que acepta un protón”.

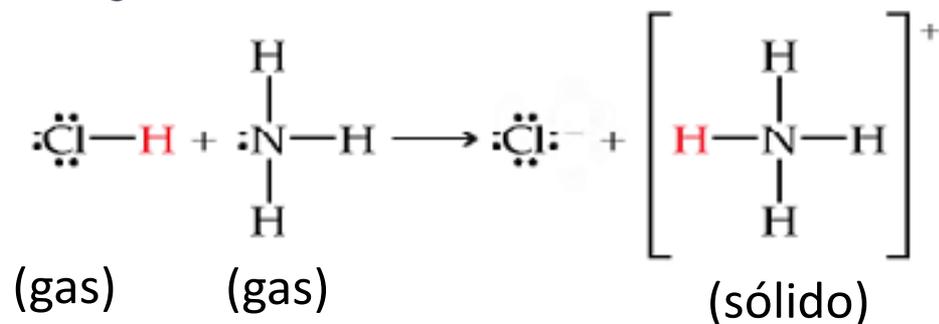
⇒ HCl es un ácido de Bronsted-Lowry (B-L)

H₂O es una base Bronsted-Lowry (B-L)

Ácido de Brønsted-Lowry

- La definición de Brønsted-Lowry puede aplicarse a reacciones sin agua.

Ejemplo: HCl con NH₃



“Un ácido B-L debe tener un átomo de H para donar como H⁺”

“Un base B-L debe tener un par de electrones no enlazados para enlazar al H⁺”

Ácido de Brønsted-Lowry

- Observemos el siguiente ejemplo:



⇒ NH_3 es una base Arrhenius ($[\text{OH}^-] \uparrow$).

⇒ NH_3 es una base Bronsted-Lowry (acepta un protón).

⇒ H_2O es un ácido Bronsted-Lowry (dona un protón).

El agua puede actuar como un ácido o una base!

Ácido de Brønsted-Lowry



El agua actúa como una base (cuando se coloca con HCl),
o como un ácido (cuando se coloca con NH₃)

⇒ El agua es un anfótero.

Pares Ácido-Base Conjugados

- En un equilibrio ácido-base, existe una transferencia de protones en ambas direcciones de la reacción.



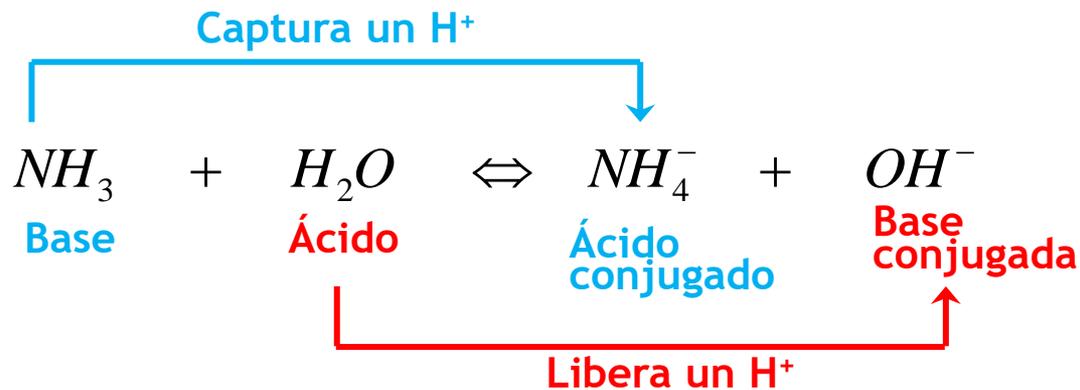
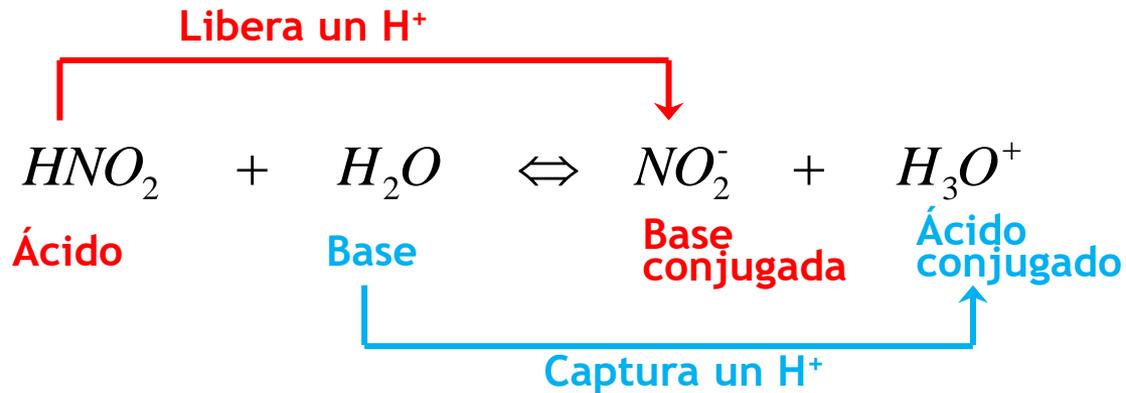
Hacia la derecha: HX dona al H₂O ⇒ HX (ácido) “forma” un X⁻ (base)

Hacia la izquierda: H₃O⁺ dona al X⁻ ⇒ H₂O (base) “forma” un H₃O⁺ (ácido)

⇒ HX y X⁻ es un par ácido-base conjugado
“X⁻ es la base conjugada del ácido HX”

⇒ H₂O y H₃O⁺ es un par ácido-base conjugado
“H₃O⁺ es el ácido conjugado de la base H₂O”

Pares Ácido-Base Conjugados



Fuerzas relativas Ácido-Base

- Algunas sustancias son mejores donores o aceptores de protones que otras.
- “Mientras más fuerte un ácido, más débil su base conjugada”



- “Mientras más fuerte una base, más débil su ácido conjugado”



Fuerzas relativas Ácido-Base

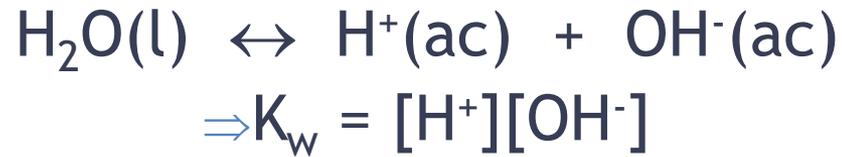
- Ácidos fuertes: Transfieren completamente sus protones al agua, todas sus moléculas se disocian en iones. Y sus bases conjugadas no pueden ser protonadas.
- Ácidos débiles: Sólo parte de sus moléculas se disocian, quedando una mezcla de moléculas y sus iones. Y sus bases conjugadas pueden remover protones del agua.
- “No Ácidos” (acidez despreciable): Tienen hidrógeno, pero en agua no muestran comportamiento ácido. Sus bases conjugadas son fuertes, sacando protones del agua y formando OH^- .

	ACID	BASE		
100% ionized in H_2O	Strong	HCl	Cl^-	Negligible
		H_2SO_4	HSO_4^-	
		HNO_3	NO_3^-	
	$\text{H}_3\text{O}^+(aq)$	H_2O		
Acid strength increases ↑	Weak	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Weak
		H_3PO_4	H_2PO_4^-	
		HF	F^-	
		$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	
		H_2CO_3	HCO_3^-	
		H_2S	HS^-	
		H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	
		NH_4^+	NH_3	
		HCO_3^-	CO_3^{2-}	
		HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	
	H_2O	OH^-		
Negligible		OH^-	O^{2-}	Strong
		H_2	H^-	
		CH_4	CH_3^-	
				100% protonated in H_2O

Base strength increases ↓

Autoionización del Agua

- El agua se autoioniza:



- Como la autoionización es un equilibrio, entonces:

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

- K_w es la Constante del Producto Iónico (del agua).
- A 25 °C, se tiene que:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Autoionización del Agua

- La anterior expresión se puede usar también en cualquier disolución acuosa diluída.
- Solución “Neutra” $\Rightarrow [H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- Para mantener el valor $1 \cdot 10^{-14}$: si aumenta uno, debe disminuir el otro.

Disoluciones básicas $\Rightarrow [H^+] < [OH^-]$

Disoluciones ácidas $\Rightarrow [H^+] > [OH^-]$

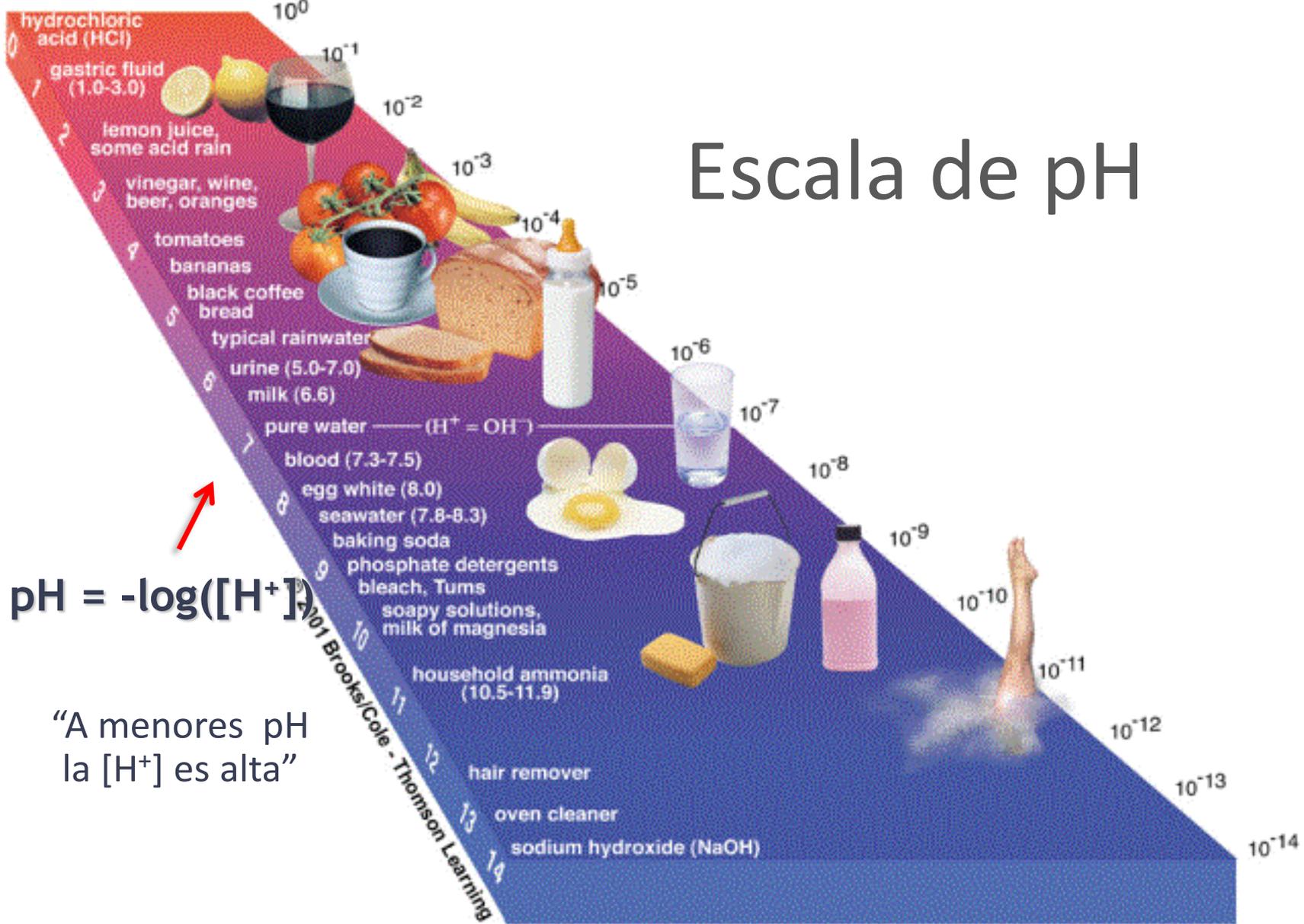
Escala de pH

“El pH es una medida de la acidez de una solución y se mide en base a la concentración de protones H^+ ”

Como los valores de $[H^+]$ son muy pequeños se usa la siguiente expresión:

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

Escala de pH



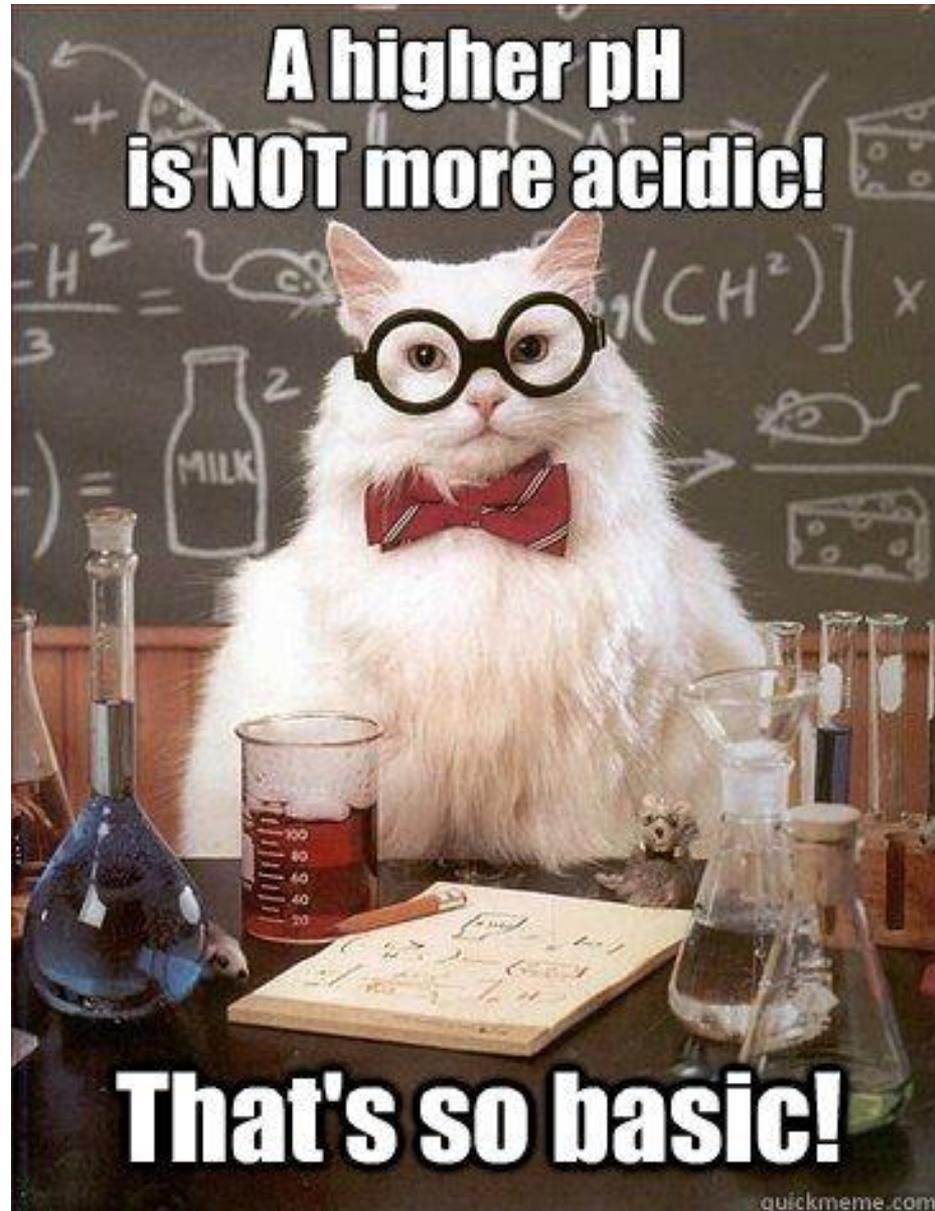
$$pH = -\log([H^+])$$

“A menores pH la $[H^+]$ es alta”

Disoluciones ácidas $\Rightarrow pH < 7$

Disoluciones básicas $\Rightarrow pH > 7$

Escala de pH



Calculo de pH

- En general se cumple que:

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

- Aplicando $-\log$ a ambos lados de la ecuación:

$$-\log([\text{H}^+]) + -\log([\text{OH}^-]) = -\log(10^{-14})$$

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

Calculo de pH

- También se puede calcular el pH conociendo el valor de $[\text{OH}^-]$. Supongamos que $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

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

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 2 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log(5 \cdot 10^{-12}) = 11,3$$

De manera alternativa:

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

$$\text{pH} = 14 - (-\log(2 \cdot 10^{-3})) = 11.3$$



Ácidos Débiles (mono y dipróticos) y Bases Débiles.

Ácidos y bases

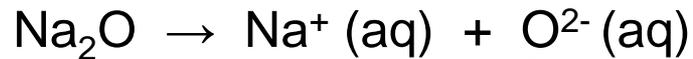
“Los ácidos fuertes son fuertes electrolitos, es decir, existen completamente como iones en disoluciones acuosas”

“En soluciones acuosas, la concentración de H^+ esta dada por la concentración de H^+ proveniente del ácido”

“El aporte de $[OH^-]$ en una disolución acuosa está dada en su totalidad por los $[OH^-]$ de la base fuerte”

Bases Fuertes

- Existen algunos óxidos iónicos metálicos (como Na_2O , CaO), que puestos en solución acuosa generan OH^- :



- Los hidruros y nitruros iónicos también reaccionan con agua para formar OH^- :



Ácidos Débiles

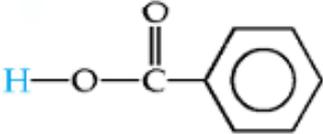
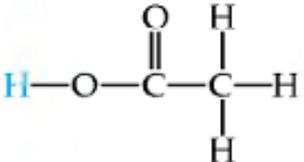
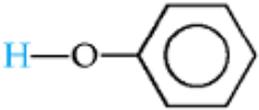
- La mayoría de los ácidos son débiles, es decir, están parcialmente ionizados en una disolución acuosa.
- Se puede usar la constante de equilibrio para conocer que tan ionizado se encuentra el ácido.
- Veamos el siguiente ejemplo donde HA : CH₃COOH (Ac. Acético)



$$K_{eq} = K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

“La constante K_a se llama Constante de Disociación Ácida”

Ácidos Débiles y Bases Débiles.

Acid	Structural Formula	Conjugate Base	Equilibrium Reaction	K_a
Hydrofluoric (HF)	$\text{H}-\text{F}$	F^-	$\text{HF}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{F}^-(aq)$	6.8×10^{-4}
Nitrous (HNO ₂)	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	NO_2^-	$\text{HNO}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{NO}_2^-(aq)$	4.5×10^{-4}
Benzoic (HC ₇ H ₅ O ₂)		$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-(aq)$	6.3×10^{-5}
Acetic (HC ₂ H ₃ O ₂)		$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(aq)$	1.8×10^{-5}
Hypochlorous (HClO)	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	ClO^-	$\text{HClO}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{ClO}^-(aq)$	3.0×10^{-8}
Hydrocyanic (HCN)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CN^-	$\text{HCN}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{CN}^-(aq)$	4.9×10^{-10}
Phenol (HC ₆ H ₅ O)		$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-(aq)$	1.3×10^{-10}

Ácidos Polipróticos Débiles

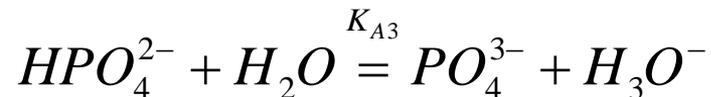
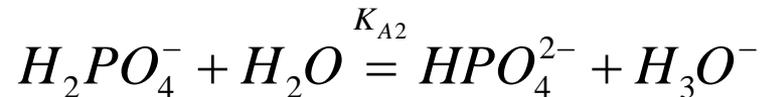
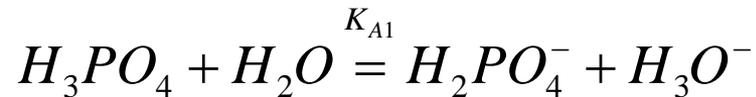
- Veamos el caso del H_2SO_3 :



$$\Rightarrow K_{a1} > K_{a2}$$

\Rightarrow Siempre es más fácil remover el primer protón en un ácido poliprótico que el segundo, y así sucesivamente.

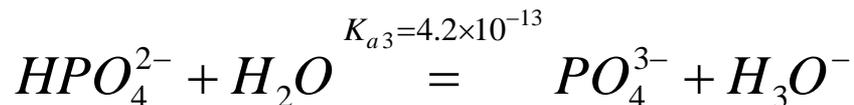
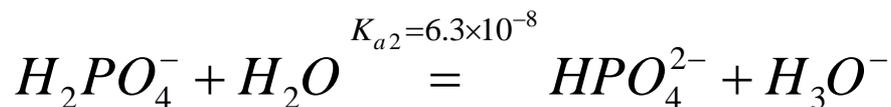
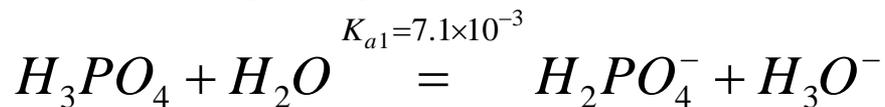
Ácidos Polipróticos Débiles



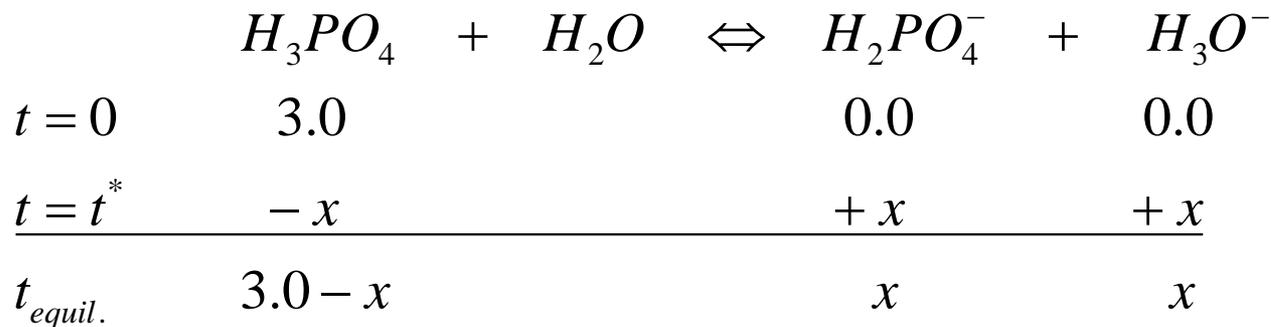
Name	Formula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ascorbic	$H_2C_6H_6O_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
Carbonic	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
Citric	$H_3C_6H_5O_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
Oxalic	$H_2C_2O_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
Phosphoric	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}
Sulfurous	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
Sulfuric	H_2SO_4	Large	1.2×10^{-2}	
Tartaric	$H_2C_4H_4O_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

En general, si es muy alta la diferencia entre K_{a1} y K_{a2} , entonces para resolver ciertos problemas se supone que el ácido se comporta como monoprótico.

Ejemplo: Calcular el pH y las concentraciones de los iones en una solución de H_3PO_4 de concentración 3.0 M



Como $K_{a1} \gg K_{a2}$ podemos suponer que todo el H_3O^+ proviene de la primera etapa de ionización. Esto equivale a suponer que el H_3PO_4 se comporta como ácido monoprótico.



$$K_{a1} = \frac{x \cdot x}{3.0 - x} \approx \frac{x^2}{3.0} = 7.1 \times 10^{-3} \Rightarrow x = [H_3O^+] = 0.14 \text{ M}$$

Si no se hace esta simplificación, $x=0,142$

$$pH = -\log(0.14) = 0.9$$

Bases Débiles

- Muchas sustancias son bases débiles en disoluciones acuosas. Remueven protones del agua, formando su ácido conjugado y OH^- .



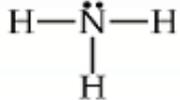
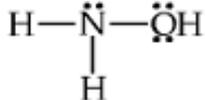
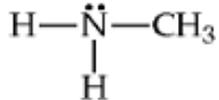
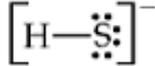
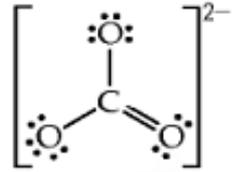
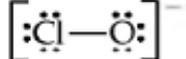
- La base débil más común es el amoníaco:



$$K_{eq} = K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

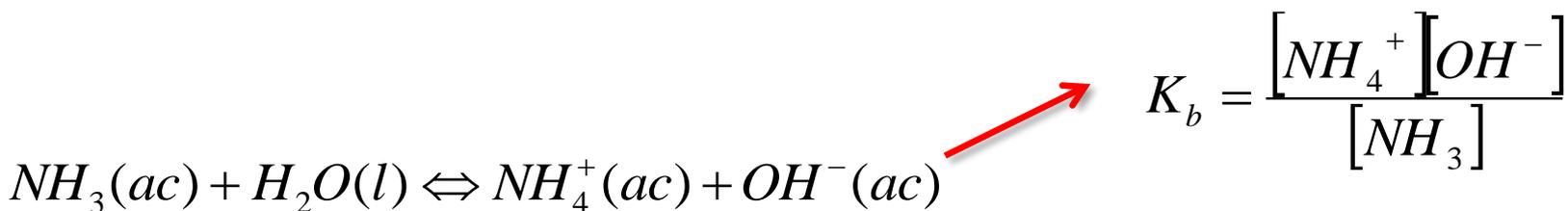
“La constante de equilibrio K_b se denomina Constante de Disociación Básica”

Bases Débiles

Base	Lewis Structure	Conjugate Acid	Equilibrium Reaction	K_b
Ammonia (NH ₃)		NH ₄ ⁺	NH ₃ + H ₂ O ⇌ NH ₄ ⁺ + OH ⁻	1.8 × 10 ⁻⁵
Pyridine (C ₅ H ₅ N)		C ₅ H ₅ NH ⁺	C ₅ H ₅ N + H ₂ O ⇌ C ₅ H ₅ NH ⁺ + OH ⁻	1.7 × 10 ⁻⁹
Hydroxylamine (H ₂ NOH)		H ₃ NOH ⁺	H ₂ NOH + H ₂ O ⇌ H ₃ NOH ⁺ + OH ⁻	1.1 × 10 ⁻⁸
Methylamine (NH ₂ CH ₃)		NH ₃ CH ₃ ⁺	NH ₂ CH ₃ + H ₂ O ⇌ NH ₃ CH ₃ ⁺ + OH ⁻	4.4 × 10 ⁻⁴
Hydrosulfide ion (HS ⁻)		H ₂ S	HS ⁻ + H ₂ O ⇌ H ₂ S + OH ⁻	1.8 × 10 ⁻⁷
Carbonate ion (CO ₃ ²⁻)		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻ + H ₂ O ⇌ HCO ₃ ⁻ + OH ⁻	1.8 × 10 ⁻⁴
Hypochlorite ion (ClO ⁻)		HClO	ClO ⁻ + H ₂ O ⇌ HClO + OH ⁻	3.3 × 10 ⁻⁷

Relación entre K_a y K_b

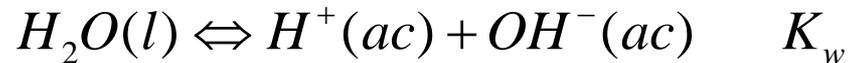
- Recordar que los ácidos fuertes tienen bases conjugadas débiles.
- Supongamos el par ácido-base conjugado NH_4^+ y NH_3 .



$$K_a = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]}$$

Relación entre K_a y K_b

- Al sumar ambas ecuaciones, nos queda:



- Recordando que la constante de la reacción final (global) es igual al producto de las constantes de las reacciones que se suman:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

Relación entre K_a y K_b

“El producto entre la constante de disociación ácida de un ácido y la constante de disociación básica de su base conjugada, es igual a la constante del producto iónico del agua”

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$-\log(K_a) + -\log(K_b) = pK_a + pK_b = -\log(K_w) = pK_w = 14$$

Acid	K_a	Base	K_b
HNO ₃	(Strong acid)	NO ₃ ⁻	(Negligible basicity)
HF	6.8×10^{-4}	F ⁻	1.5×10^{-11}
HC ₂ H ₃ O ₂	1.8×10^{-5}	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	5.6×10^{-10}
H ₂ CO ₃	4.3×10^{-7}	HCO ₃ ⁻	2.3×10^{-8}
NH ₄ ⁺	5.6×10^{-10}	NH ₃	1.8×10^{-5}
HCO ₃ ⁻	5.6×10^{-11}	CO ₃ ²⁻	1.8×10^{-4}
OH ⁻	(Negligible acidity)	O ²⁻	(Strong base)

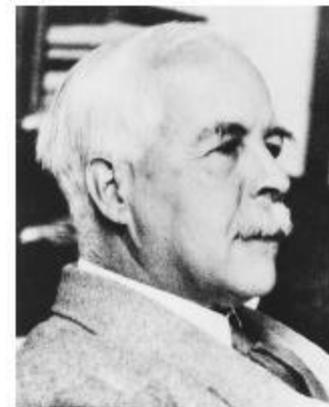
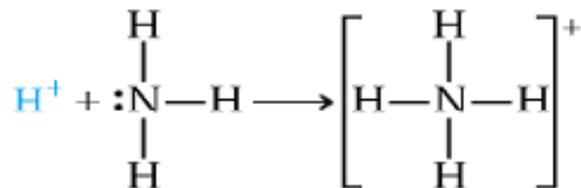
Ácidos y Bases de Lewis

- Lewis pone su atención en el par de electrones compartidos:

“Ácido de Lewis es un aceptor de un par de electrones”

“Base de Lewis es un donador de un par de electrones”

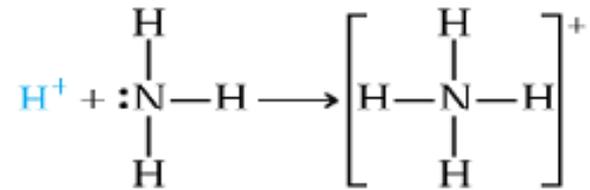
- Si consideramos una base de como el NH_3 , y dibujamos su estructura de Lewis, tenemos:



Gilbert N. Lewis
1875–1946

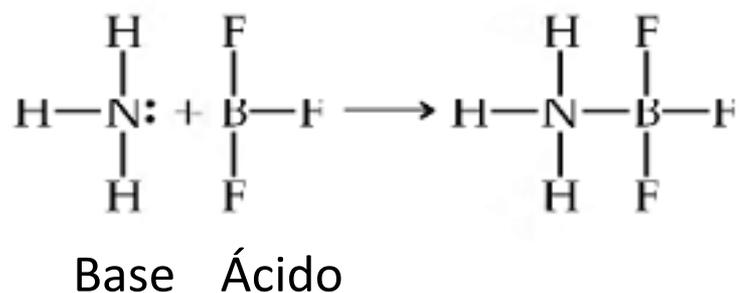
Ácidos y Bases de Lewis

- Todas las bases de Brønsted-Lowry (aceptor de protones) pueden ser bases de Lewis (donor de par de electrones).



Ácidos y Bases de Lewis

- Sin embargo, una base de Lewis puede donar su par de electrones a cualquier sustancia, y no sólo a un H⁺.



- La definición de ácido de Lewis incrementa el número de sustancias que puedan considerarse ácidos (y no sólo el H⁺):



Hidrólisis.

Hidrólisis

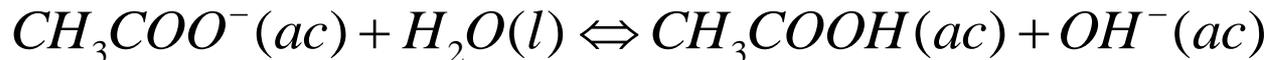
“La hidrólisis de una sal describe la reacción de un anión o un catión de una sal, o de ambos, con el agua”

⇒ La hidrólisis de una sal afecta el pH

Ejemplo: hidrólisis de acetato de sodio



El ion Na^+ no tiene propiedades básicas ni ácidas, pero el ion acetato CH_3COO^- es la base conjugada de un ácido débil CH_3COOH (ácido acético):



Ya que se incrementa el OH^- de la solución, la hidrólisis de acetato de sodio resultará en una solución básica.



Efecto del Ión Común.

Efecto del ion común

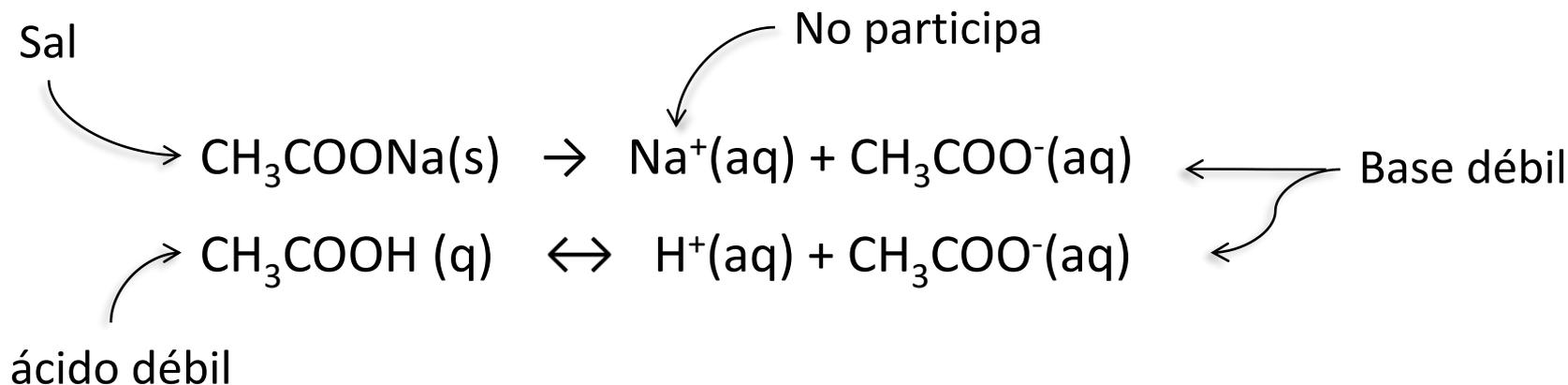
- Consideremos la disolución de acetato de sodio y ácido acético en la misma solución:



- Como el acetato de sodio es un electrolito fuerte se disocia completamente.
- Como el ácido acético es un ácido débil se disocia parcialmente.
- De acuerdo al principio de Le Chatelier, la adición de iones CH_3COO^- desde el CH_3COONa suprimirá la ionización del CH_3COOH (se desplaza de derecha a izquierda). Resultado: solución menos ácida que si el CH_3COOH estuviera sólo en la solución.

“ El efecto del ion comun es el cambio en el equilibrio causado por la adición de un compuesto que tiene en comun un ion de la sustancia disuelta ”

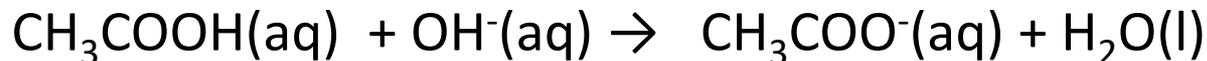
“Una solución buffer es una solución de un ácido débil y una base débil y su sal (ambos componentes deben estar presente). La solución tiene la habilidad de resistir a cambios de pH cuando se añade pequeñas cantidades ya sea de ácido o base”



Si se añade ácido, el ion H⁺ será consumido por la base conjugada CH₃COO⁻ :

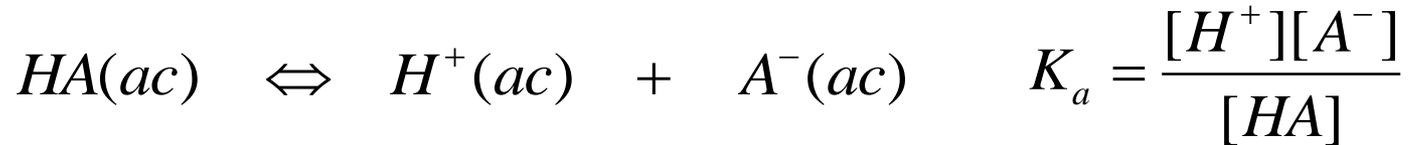


Si se añade base, el ion OH⁻ será neutralizado por el ácido CH₃COOH :



Disoluciones Buffer

- Si consideramos una solución conteniendo un ácido débil HA y su sal, se tiene:



- Reordenando la constante de ionización:

$$[H^+] = K_a \cdot \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$-\log([H^+]) = -\log(K_a) + -\log\left(\frac{[HA]}{[A^-]}\right)$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[base]}{[ácido]} \quad \text{Ecuación de Henderson-Hasselbalch}$$

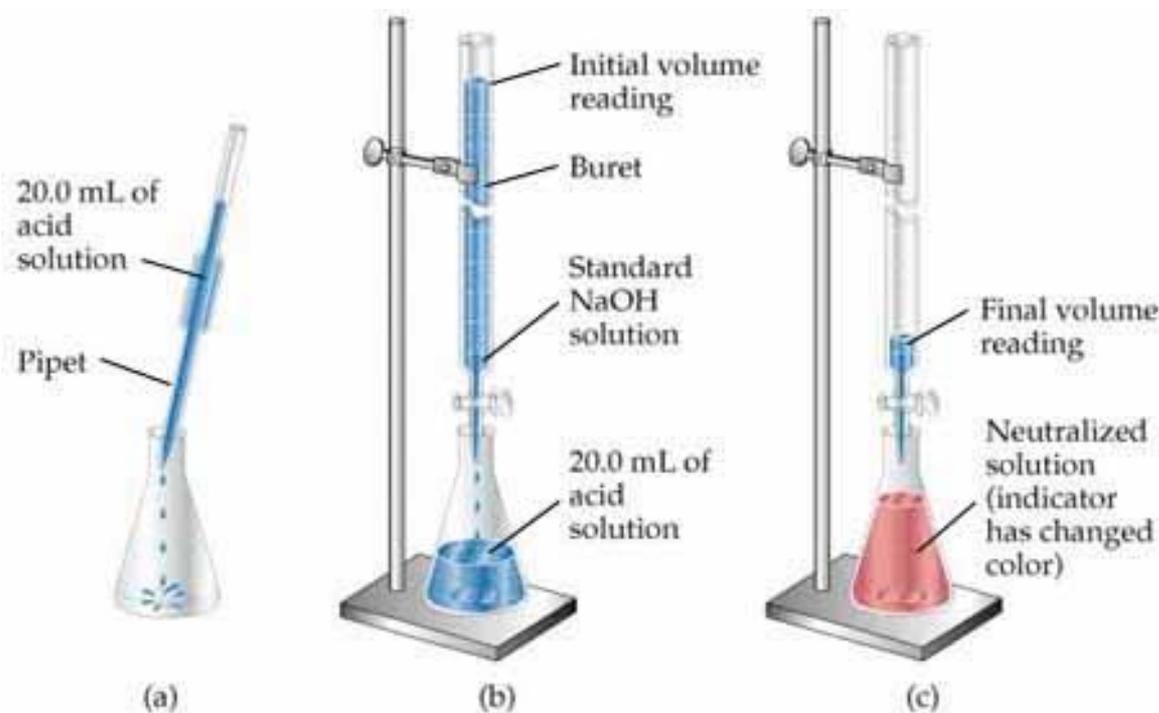
- Si se conoce K_a y las concentraciones del ácido y la sal del ácido, se puede calcular el pH de la solución.

Titulación Ácido-Base y producto de solubilidad

Contenidos opcionales

Titulación Ácido-Base

“Una titulación es un método utilizado para conocer la concentración de una disolución, que se realiza produciendo una reacción (ácido-base) de la muestra desconocida con otra disolución de concentración conocida”



Titulación Ácido-Base



Ácida



Punto Final (cambio color)
(~ Punto de Equivalencia)

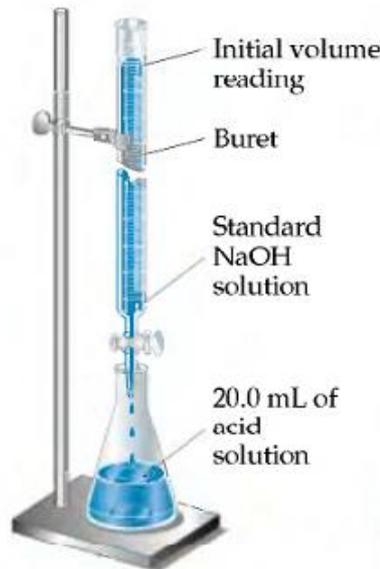


Básica



20.0 mL of acid solution

Pipet



Initial volume reading

Buret

Standard NaOH solution

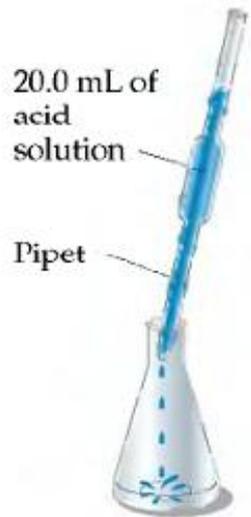
20.0 mL of acid solution



Final volume reading

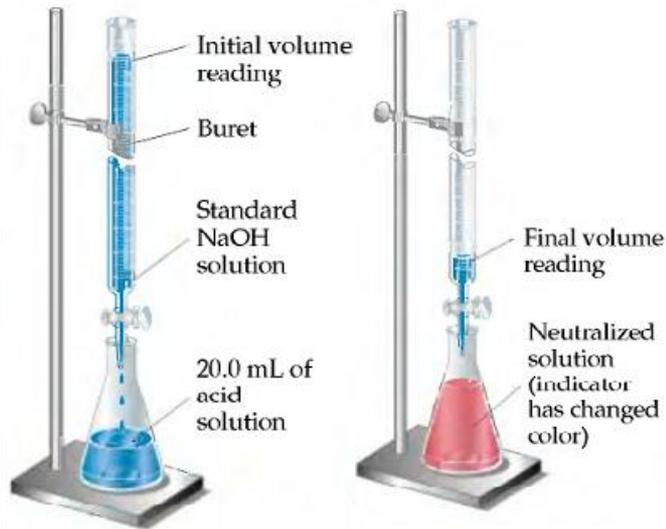
Neutralized solution (indicator has changed color)

Titulación Ácido-Base: Determinar la concentración de una cierta disolución de HCl (ácido) . Se cuenta con una disolución conocida de NaOH 0,1 M (base).



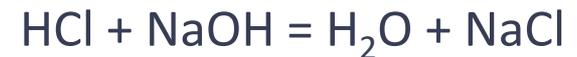
Primer paso:
Tomamos un volumen conocido de la muestra incógnita:

20 [mL] de HCl



Segundo paso: Lentamente, a este ácido se le agrega la solución conocida de NaOH de 0,1 M. En el cambio de color del indicador (neutralización) se detiene la adición de NaOH y se mide cuanto se gastó:
50 ml de NaOH.

Tercer paso: Usando la estequiometria de la reacción se calcula la concentración de los 20 ml de ácido:



Moles de NaOH gastados:

$$\text{NaOH: } \frac{0.1 \text{ mol}}{1000 \text{ ml}} \times 50 \text{ ml} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Según la reacción: cada mol de NaOH reacciona con igual moles de HCl:

$$\text{HCl: } \frac{5 \times 10^{-3} \text{ mol}}{20 \text{ ml}} \times \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ lt}} = 0.25 \text{ M}$$

Titulación Ácido-Base. Punto de Equivalencia

*“El **punto de equivalencia** se produce durante una titulación cuando la cantidad de sustancia titulante agregada es equivalente estequiométricamente a la cantidad presente de la sustancia a analizar”*

- Pero, ¿cómo sabemos que estamos en el punto de equivalencia?...
- Se usan indicadores de color de la disolución: estos son incoloros dependiendo si están en una disolución ácida (o básica), y se vuelven de un color cuando la disolución cambia a básica (o ácida).
- Ejemplo: La fenolftaleína es incolora en disoluciones ácidas, y se vuelve rosada en disoluciones básicas.



Ácida



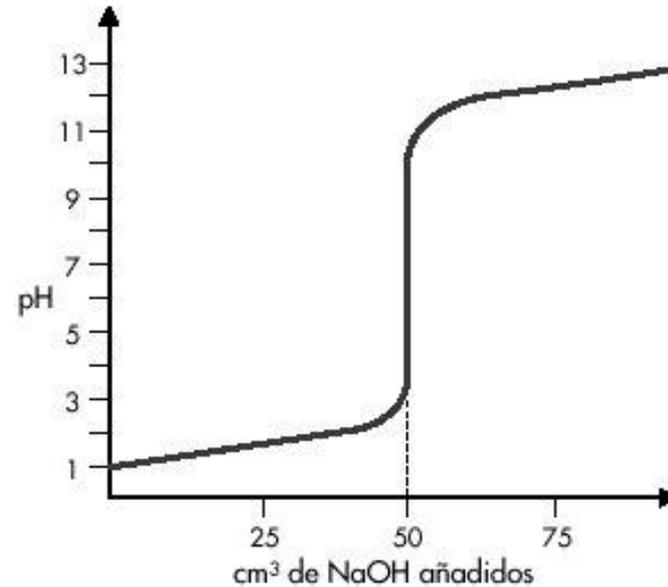
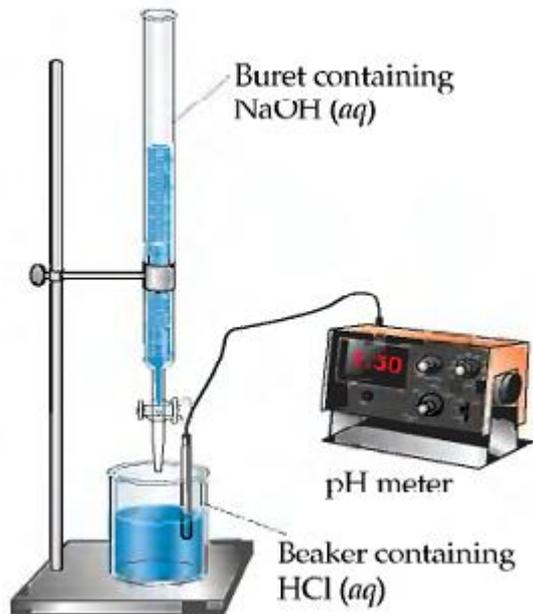
Punto de Equivalencia
(cambio color)



Básica

Curvas de Titulación Ácido-Base

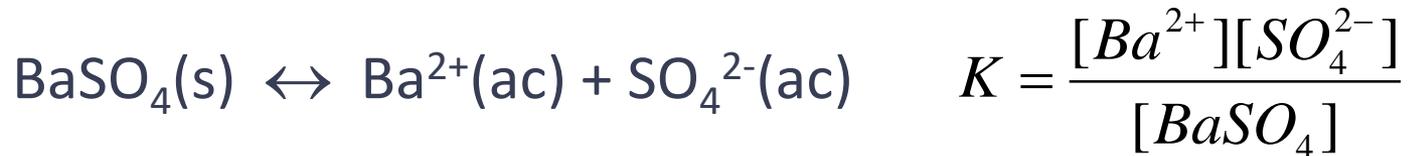
“La curva de titulación es una curva que relaciona el pH en función del volumen de titulante agregado”



Producto de Solubilidad - K_{ps}

“El producto de solubilidad o equilibrio de solubilidad, K_{ps} , es la constante de equilibrio de la reacción en la que una sal sólida se disuelve en sus iones en solución”

Producto de Solubilidad - K_{ps}



- Los líquidos, sólidos (puros) y disolventes no se agregan a la expresión de la constante de equilibrio. Luego:

$$K_{\text{eq}} = K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

- K_{ps} representa el producto de solubilidad. **Esta constante se define para disoluciones saturadas, donde coexisten sólidos y iones del compuesto.**
- Si K_{ps} es muy pequeña ($1 \cdot 10^{-10}$) \Rightarrow una pequeña cantidad del sólido se disolverá. Si K_{ps} es grande se disuelve mucho sólido.

Producto de Solubilidad (K_{ps}) versus Solubilidad

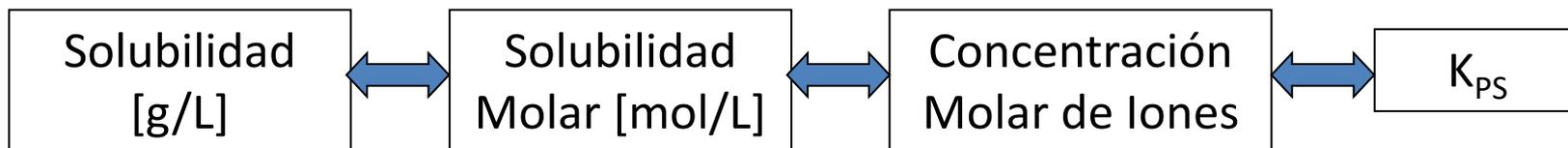
Solubilidad: Cantidad de sustancia que se disolverá antes que se alcance la saturación de la disolución (unidades son en [g soluto / L disolución]).



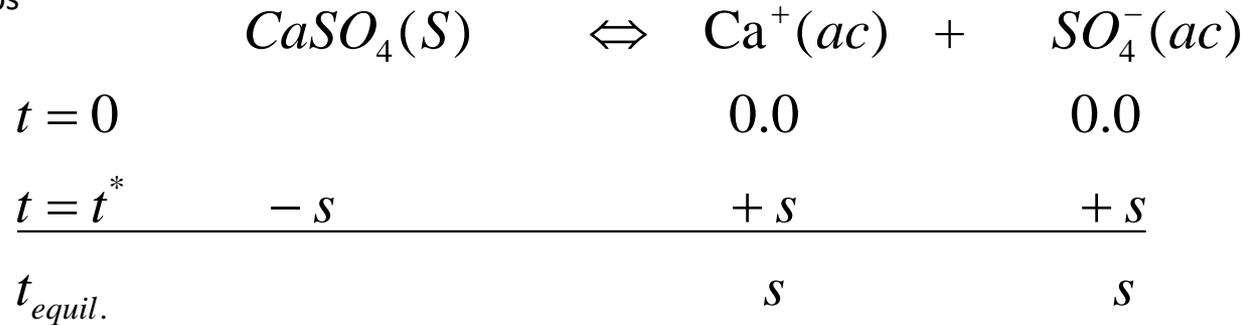
$-K_{ps}$: es el equilibrio entre el compuesto iónico y la disolución saturada (el sólido está presente).

- La solubilidad puede cambiar: con las concentraciones de otros solutos, con el pH.
- K_{ps} sólo cambia con la temperatura.
- Con el valor de K_{ps} se puede obtener la solubilidad de una sal (y viceversa).

Producto de Solubilidad (K_{ps}) versus Solubilidad



La solubilidad del sulfato de calcio (CaSO_4) es 0.67 g/lit. Calcular el valor del producto de solubilidad K_{ps} .



El producto de solubilidad K_{ps} será: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s^2$

Luego calculamos el número de moles de CaSO_4 disueltos en 1 L de solución:

$$\frac{0.67 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ lt}} \times \frac{1 \text{ mol CaSO}_4}{136.2 \text{ g CaSO}_4} = 4.9 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{lt}} = s$$

Por tanto, el producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = (4.9 \times 10^{-3})(4.9 \times 10^{-3}) = 2.4 \times 10^{-5}$$