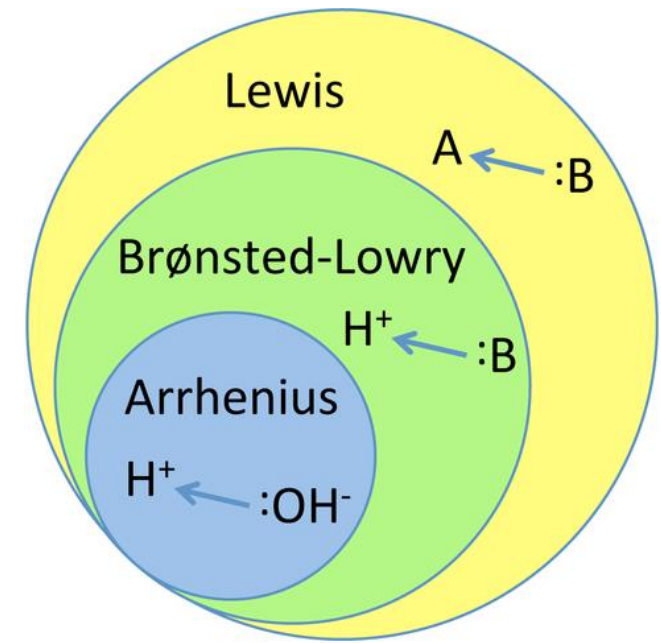


UNIDAD IV

REACCIONES QUÍMICAS

- 4.1 Ecuaciones químicas: reactivos y productos.
- 4.2 Reacciones de oxidación-reducción. Agentes oxidantes y reductores.
- 4.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción
- 4.4 Unidades de concentración más utilizadas en química
- 4.5 Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante, reactivo en exceso, rendimiento teórico.
- 4.6 Equilibrio químico y constante de equilibrio de una reacción.
- 4.7 Teorías de acidez y basicidad. Reacciones ácido-base.

Teorías de ácidos-bases: Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis



Arrhenius



Bronsted-Lowry



Lewis



Ácidos y Bases según Lavoisier

- El francés **Antoine-Laurent de Lavoisier**, en 1787, concluyó que el oxígeno era el elemento fundamental que hacía de una sustancia un ácido. De hecho, de esta interpretación de Lavoisier deriva el nombre del elemento químico, oxígeno, que significa “formador de ácidos”. Fue Lavoisier quien propuso el nombre del oxígeno.

Definición de ácido y base según Davy

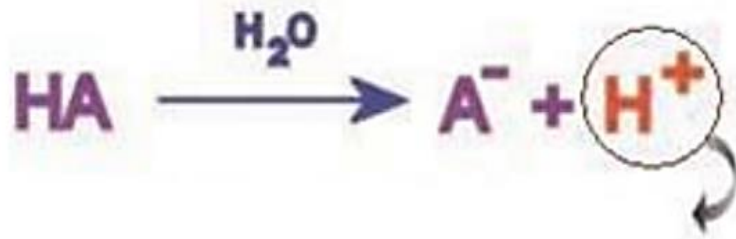
- Algunos años más tarde, en el 1810, el inglés **Humphry Davy**, llegó a la conclusión de que era el hidrógeno el componente fundamental de los ácidos.

Teoría ácido-base de Arrhenius

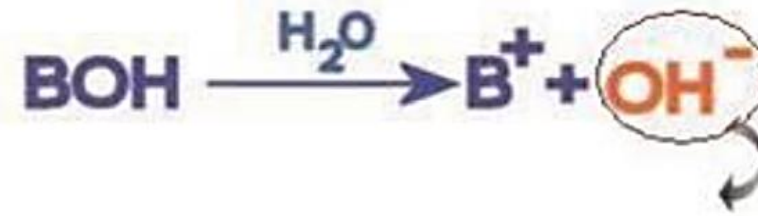
- En 1884, el químico sueco **Svante Arrhenius** presentó su teoría de la disociación iónica (**disociación electrolítica**).
- Según esta teoría, los ácidos son aquellas sustancias que disueltas en agua se dividen generando H^+ junto a un anión. Una base, por el contrario, según esta teoría, es una sustancia que en solución acuosa libera iones OH^- .



Swante Arrhenius



Iones “responsables” del carácter ácido
de la disolución



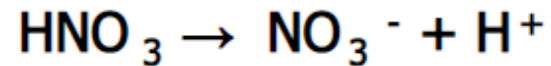
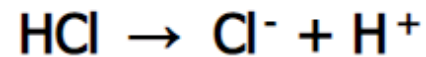
Iones “responsables” del carácter
básico de la disolución

Teoría ácido-base de Arrhenius

Ácido: Sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidrógeno (H^+) o iones hidronio (H_3O^+).

Ecuación general: $HA_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

Ejemplo: disociación del ácido clorhídrico y la disociación del ácido nítrico:



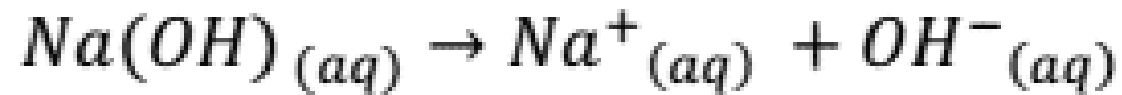
Teoría ácido-base de Arrhenius

Base:

Sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidróxido (OH^-).

Ecuación general:
$$M(\text{OH})_n (aq) \rightarrow M^+ (aq) + n \text{OH}^- (aq)$$

Ejemplo: disociación del hidróxido de sodio:



Teoría ácido-base de Arrhenius

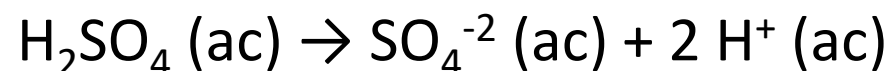
Limitaciones:

- No poder explicar el comportamiento de algunas bases, como el amoníaco, ni de ciertos iones como el ion bicarbonato.
- Limitaba las reacciones ácido-base a disoluciones acuosas y omite las reacciones que se producen en fase gaseosa.

Reacciones ácido-base: (según la teoría de Arrhenius)



Una sustancia es ácida cuando al disolverse en agua libera protones (iones H^+):



Una sustancia es básica cuando al disolverse en agua, origina iones hidróxido (OH^-). Por ejemplo, los hidróxidos son bases, y también el amoníaco, la lejía...



Los ácidos son muy reactivos y atacan a los metales (formando sales) y a la materia orgánica, descomponiéndola.



Svante Arrhenius

Teoría de Brönsted-Lowry

- En el 1923, **Brönsted** y **Lowry**, han propuesto paralelamente, una teoría acerca de los ácidos y las bases que ampliaba la teoría de ácidos y bases propuesta por Arrhenius.
- Según esta nueva teoría, llamada justamente teoría de Brönsted-Lowry, una sustancia manifiesta un comportamiento ácido cuando cede protones (es decir H^+) y como base cuando aceptaba protones.
- Un ácido es aquella sustancia que cede protones (iones H^+).
- Una base es aquella sustancia que acepta protones.



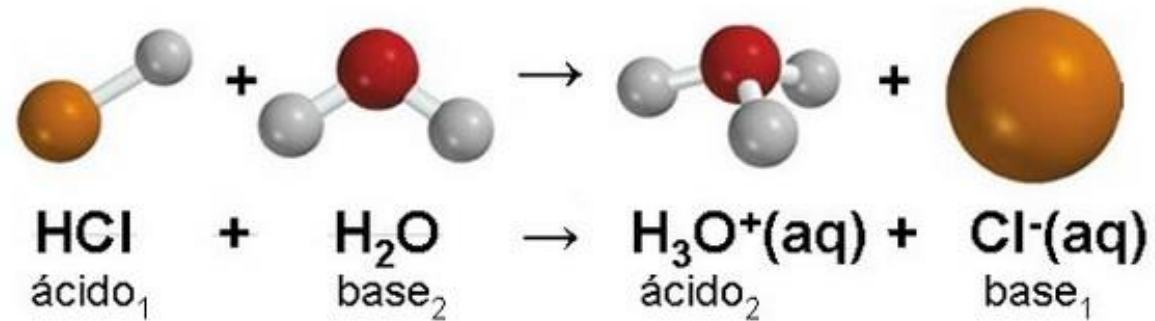
Johannes Brönsted



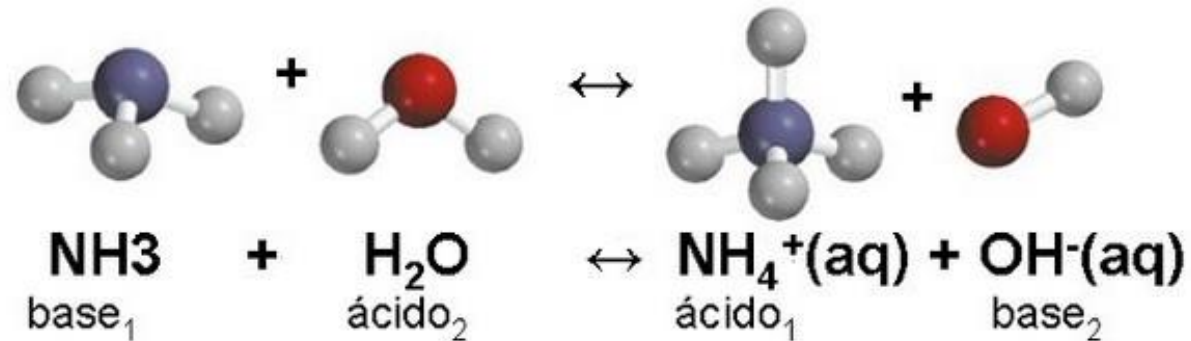
Thomas Lowry

Teoría de Brönsted-Lowry

- Un ácido es aquella sustancia que cede protones (iones H^+).



- Una base es aquella sustancia que acepta protones.



Teoría de Brønsted-Lowry

- Se puede concluir entonces que la **transferencia de protones** requiere la presencia de un donador de protones, es decir un ácido y de una base que los acepte.
- Esta nueva teoría, a diferencia de la teoría de Arrhenius no requiere la presencia de agua como solvente, sino que incluye cualquier tipo de disolvente, por lo que se pueden explicar reacciones ácido-base entre gases y las abundantes sustancias con comportamiento ácido o básico en ausencia de agua.
- Las definiciones de Brønsted y Lowry, permiten clasificar como bases, algunas sustancias que según Arrhenius no lo eran, como puedan ser: NH_3 , S^{2-} , HCO_3^- , CH_3HN_2 , etc. De esta manera se ha podido explicar el comportamiento básico del amoníaco (NH_3), que aun sin disociarse produciendo grupos OH^- , es igualmente una base. Efectivamente NH_3 puede aceptar un protón (H^+) y convertirse en NH_4^+ .
- Algunas especies pueden actuar como ácidos o como bases (anfóteros).

Teoría de Brønsted-Lowry

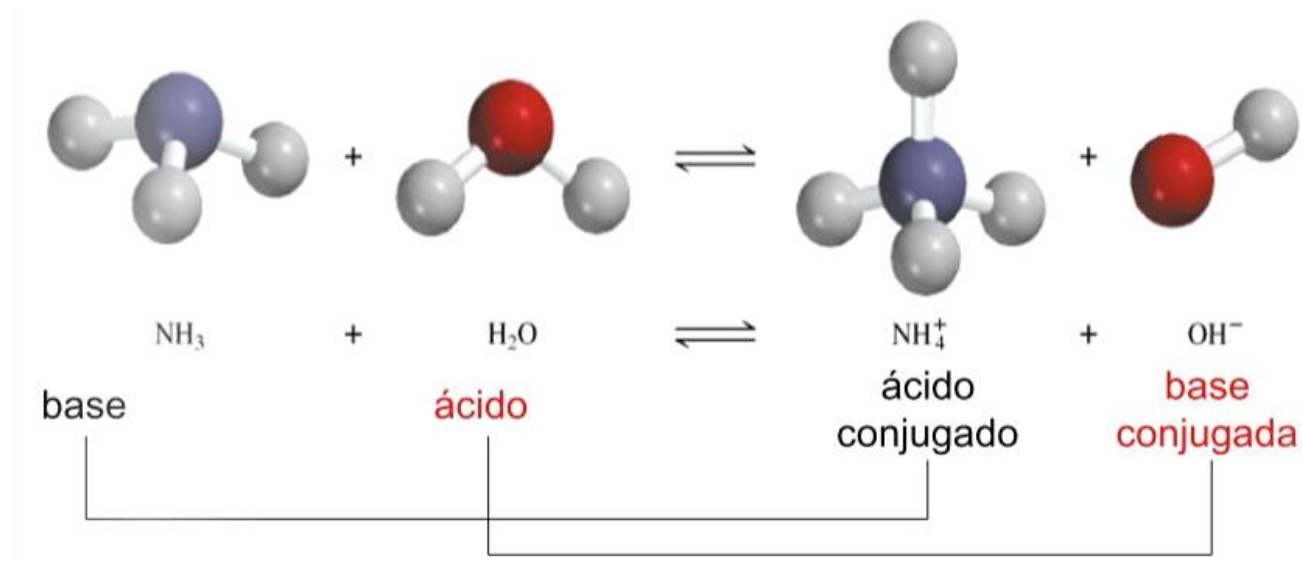
Ácidos: sustancias que ceden protones.

Bases: sustancias que aceptan protones.

Par conjugado: consta de dos sustancias relacionadas entre sí porque donan y aceptan el mismo protón.

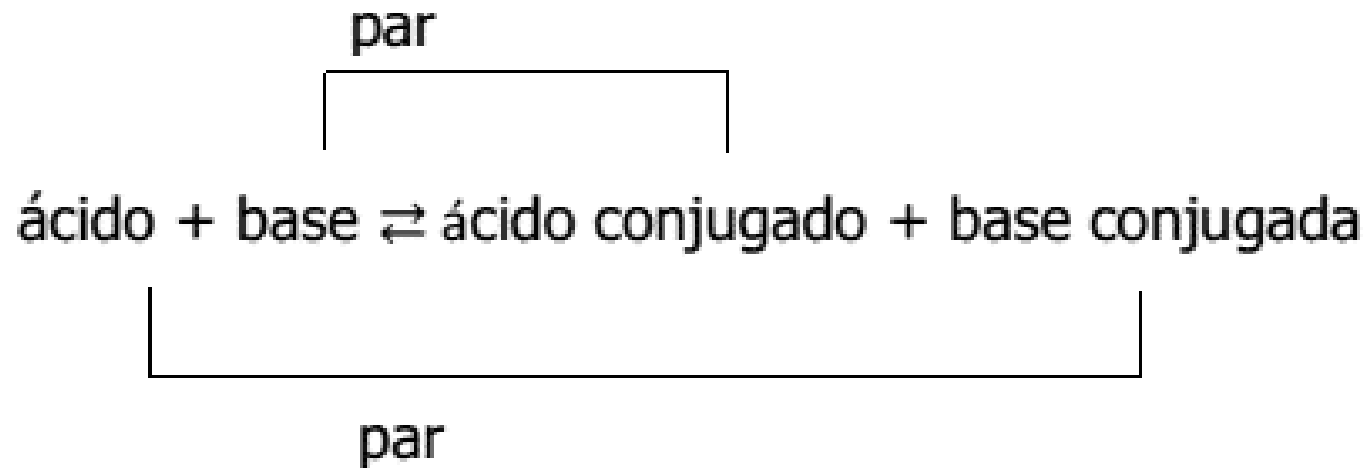
Ácido conjugado: se forma cuando la base acepta un protón.

Base conjugada: se forma cuando el ácido dona un protón.



Teoría de Brønsted-Lowry

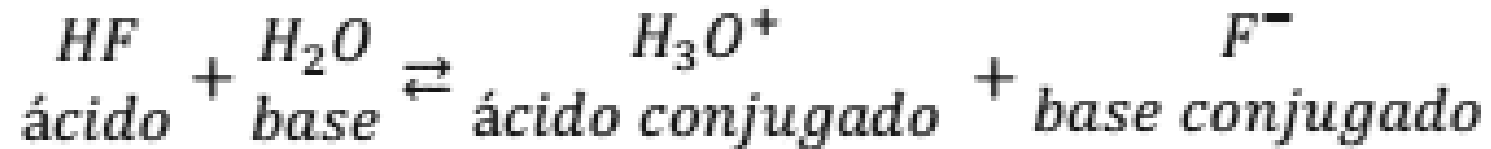
- Los ácidos, al ceder el protón, originan una base conjugada, es decir, una especie capaz de aceptar el protón y volver a generar el ácido inicial.
- Las bases, al aceptar un protón, forman un ácido conjugado, el cual puede donar el protón, volviendo a originar la base inicial.
- Así, la ecuación general para el par conjugado ácido-base será:



Teoría de Brönsted-Lowry

Ácidos:

Ejemplo : dilución de ácido fluorhídrico en agua.

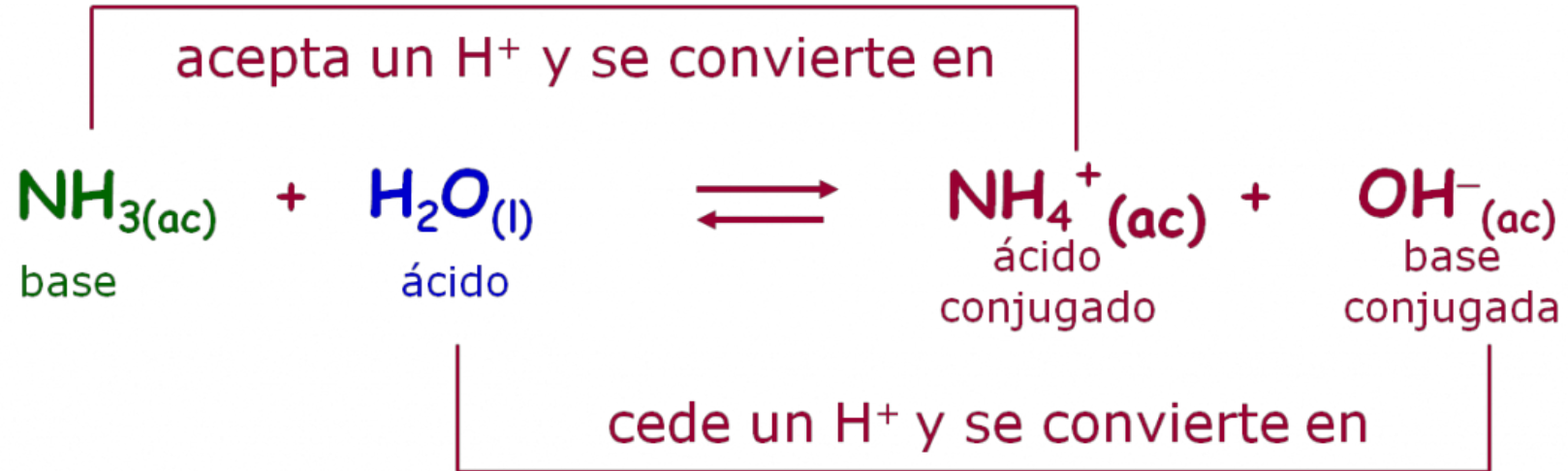


Bases:

Ejemplo : disolución del amoníaco en agua.



Teoría de Brønsted-Lowry



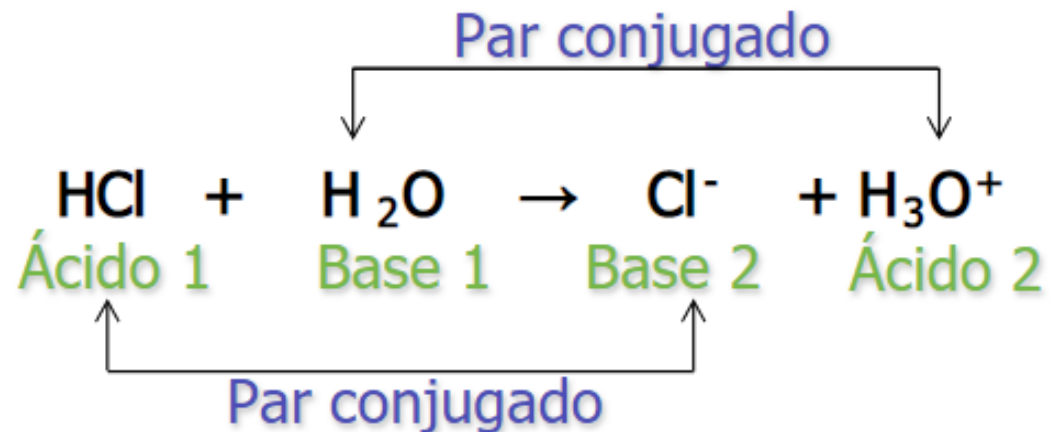
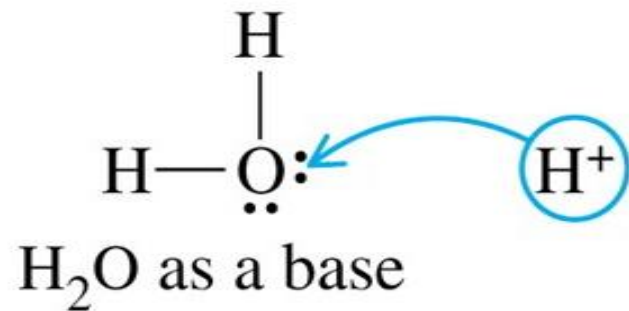
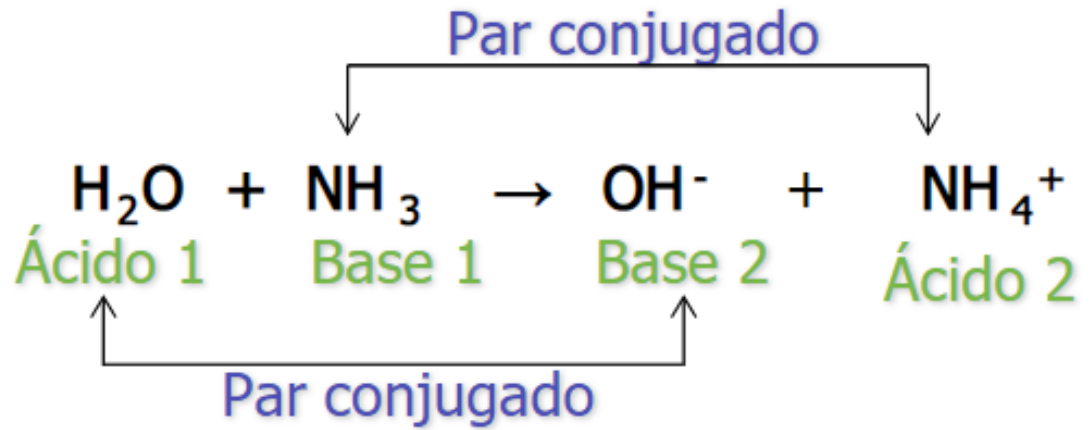
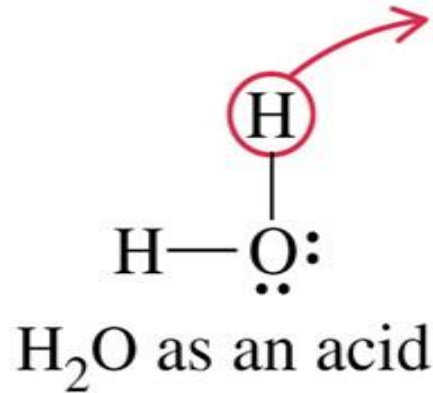
Teoría de Brønsted-Lowry

A una base y un ácido que difieren sólo en la presencia o ausencia de un protón, se les conoce como **par conjugado ácido-base**:



Teoría de Brønsted-Lowry

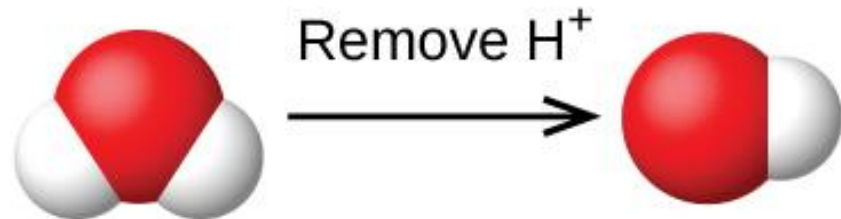
- El agua es una sustancia **anfótera**, actúa como ácido y como base.



Conjugate acid-base pair

H_2O (acid)

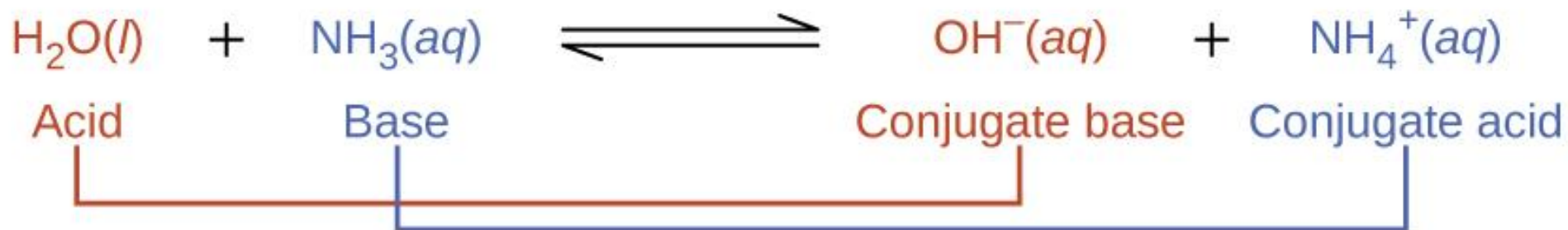
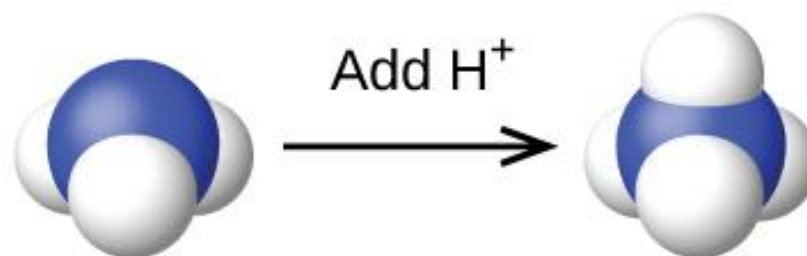
OH^- (conjugate base)



Conjugate acid-base pair

NH_3 (base)

NH_4^+ (conjugate acid)



Teoría de Brönsted-Lowry

Conclusiones:

- Reacciones de transferencia de protones.
- Ácido de Brönsted - Lowry: Molécula o ión que tiene un átomo de hidrógeno que puede perder como ión H^+
- Base de Brönsted-Lowry: Molécula o ión que tiene un par de electrones no enlazantes que pueda utilizar para formar un enlace con el H^+
- Un ácido y una base trabajan juntos para transferir un protón. Una sustancia solo actúa como ácido si hay otra que actúe como base.
- No es necesaria la solución acuosa para exhibir comportamiento ácido-base.

Ácidos y bases según Lewis

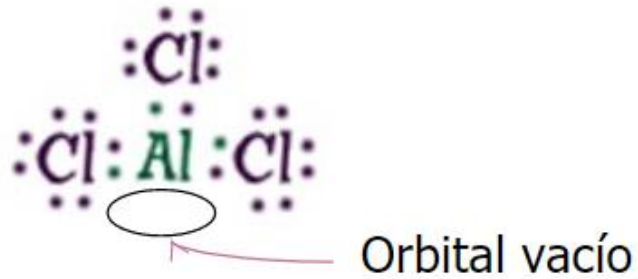
- Era 1938 Gilbert Lewis propuso la teoría que lleva su nombre (Teoría de Lewis). La Teoría de Lewis para la definición de ácidos y bases amplió el concepto propuesto por la teoría Brønsted-Lowry, que aunque era aceptable, excluía algunas sustancias que no entraban en su definición.
- La teoría de Lewis considera ácido a toda especie química que pueda **aceptar un par de electrones**, mientras una base sería toda especie química que sea capaz de ceder un par de electrones.
- Según Lewis una reacción de neutralización es una reacción de transferencia electrónica en la que una sustancia con espacio para alojar electrones, acepta un par de electrones de una base de Lewis.
- Un ejemplo de ácido de Lewis es el BF_3 , mientras un ejemplo de base es el amoníaco (NH_3).



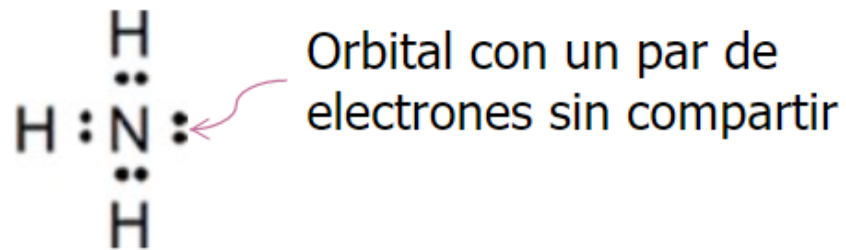
Gilbert Lewis

Ácidos y bases según Lewis

- **Ácido de Lewis:** sustancia deficiente en electrones y octeto incompleto.

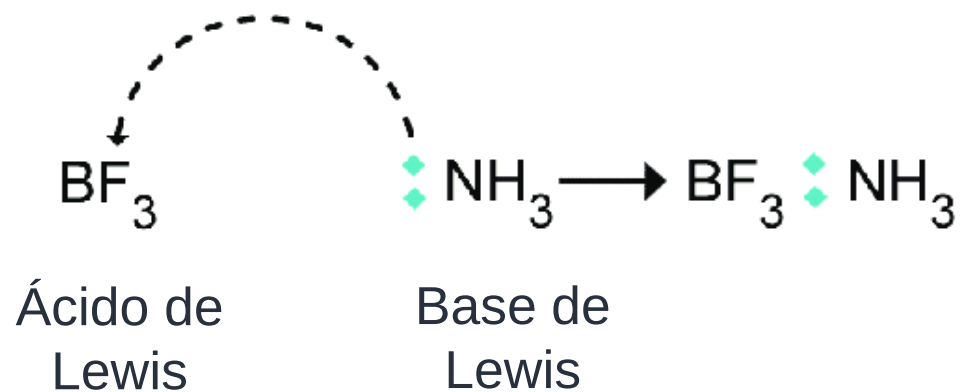


- **Base de Lewis:** especies con pares solitarios de electrones y octetos completos.



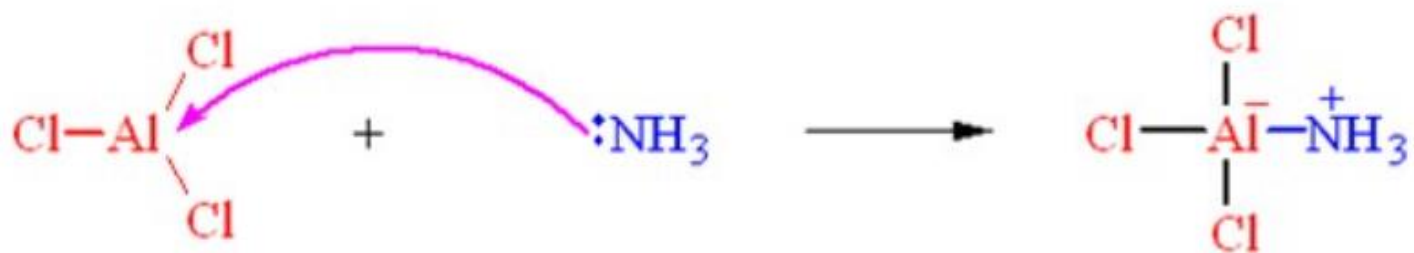
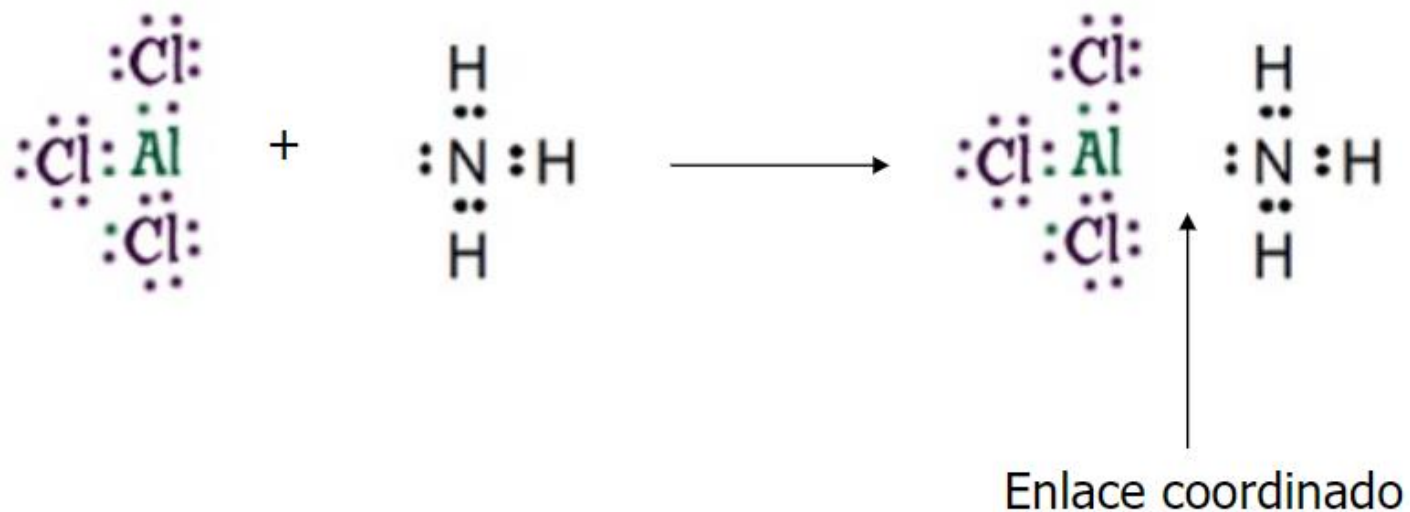
Reacciones ácido-base según Lewis

Toda reacción que conduce a un enlace covalente coordinado es una reacción ácido-base.

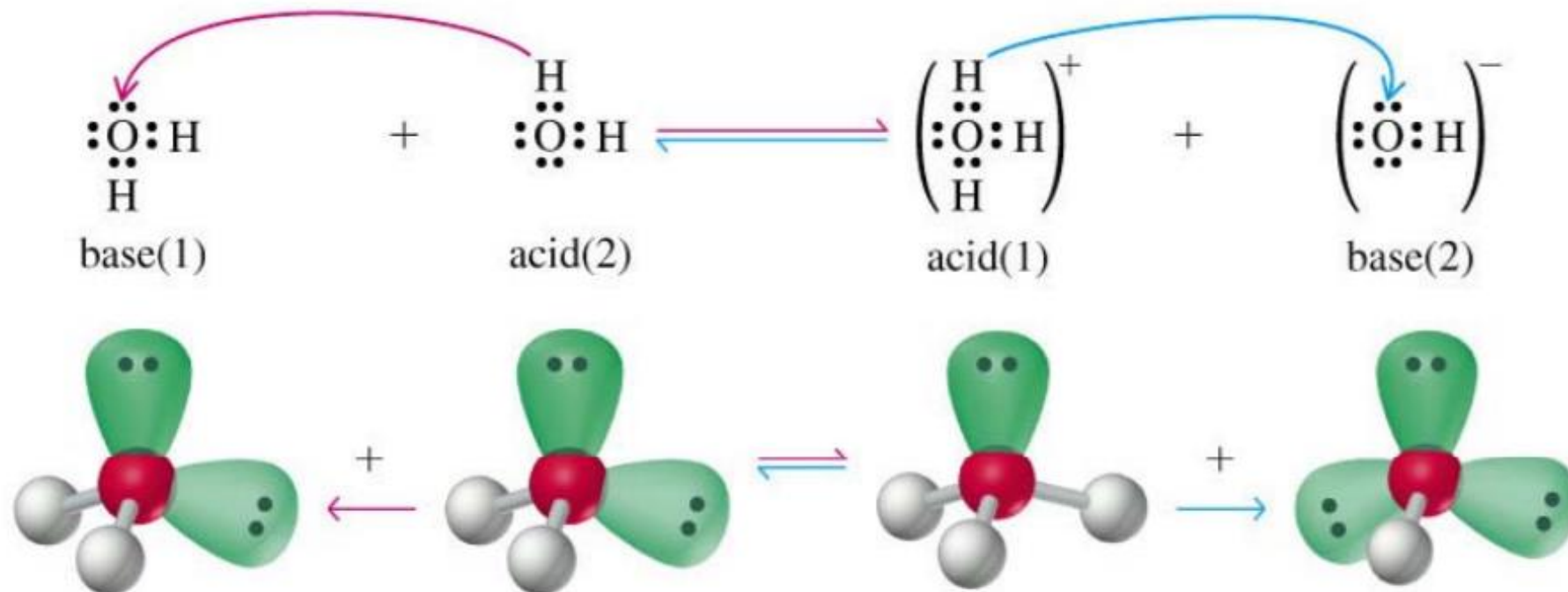


Reacciones ácido-base según Lewis

Toda reacción que conduce a un enlace covalente coordinado es una reacción ácido-base.



Auto-ionización del agua



Producto iónico del agua



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_w = K_c[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

pH y pOH



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

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

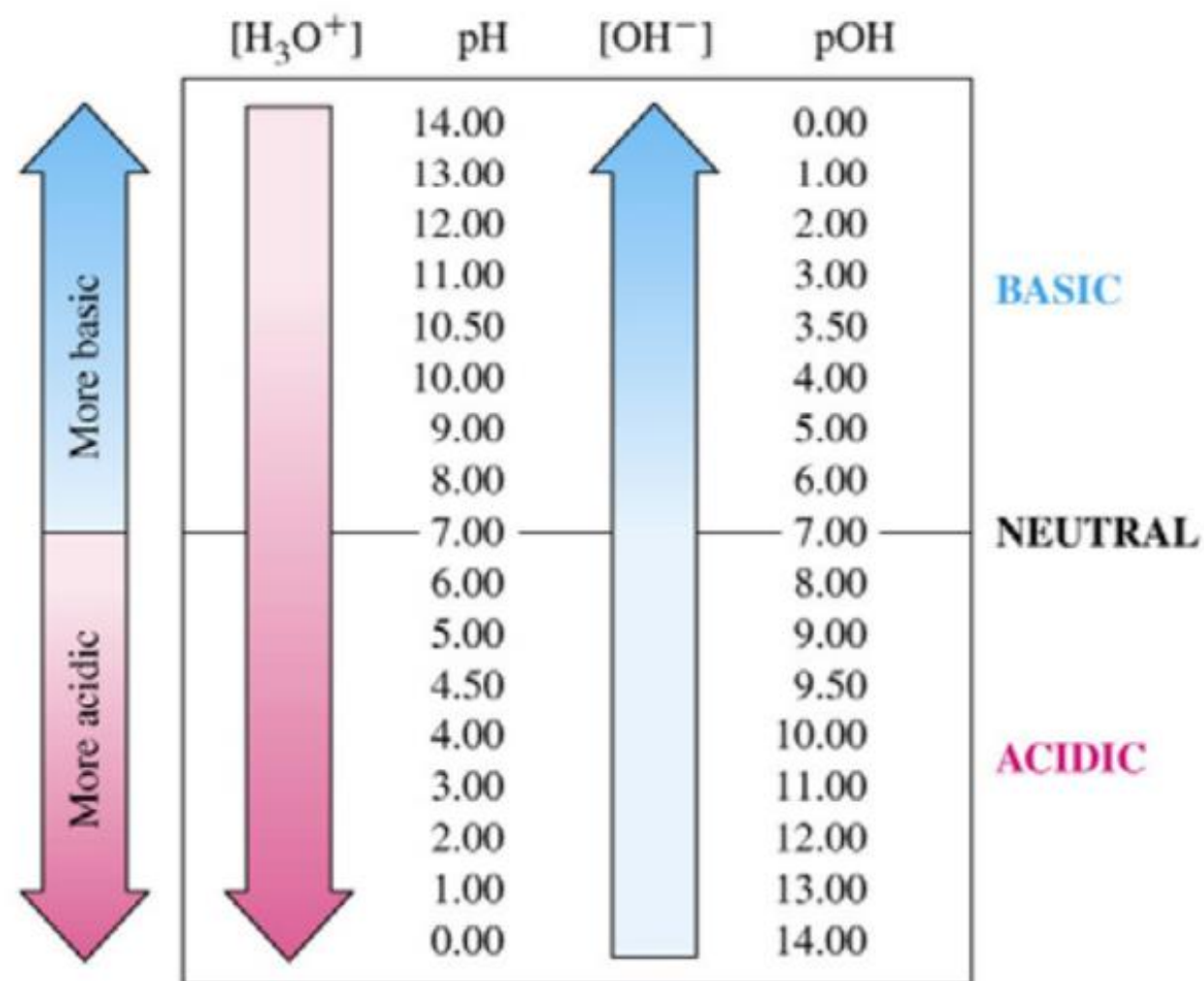
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = (10^{-14})^{1/2} = 10^{-7} \text{ M}$$

•Disolucion ácida: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	} $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
•Disolucion neutra: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$	
•Disolucion básica: $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$	

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

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

pH y pOH



Concepto de pH

Para medir el nivel de acidez o basicidad de una disolución se usa el concepto de pH. Mide la concentración en la disolución de iones H^+ (protones), responsables de la acidez.

En el agua pura, las moléculas de agua chocan entre ellas y en algunos de esos choques se puede producir la rotura de la molécula en dos iones, H^+ y OH^- . La reacción sería:



En el equilibrio, la concentración de H^+ y OH^- en el agua es muy baja. Se cumple la siguiente relación:

$$C(H^+) \cdot C(OH^-) = 10^{-14}$$

Cuando ambas concentraciones son iguales (10^{-7} moles/l cada una) la disolución es neutra.

Concepto de pH

- Si disolvemos un ácido, la concentración de H^+ aumenta, con lo que la de OH^- debe disminuir para que se cumpla la relación anterior. Al haber mayor cantidad de H^+ (mayor que $10^{-7} M$), la disolución será ácida.
- Al disolver una base, aumenta la concentración de OH^- , con lo que la de H^+ disminuirá, y será menor de $10^{-7} M$. La disolución se dice que es básica.

Para evitar trabajar con potencias de 10, se define un concepto nuevo, el pH.

El pH de una disolución se define como:

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

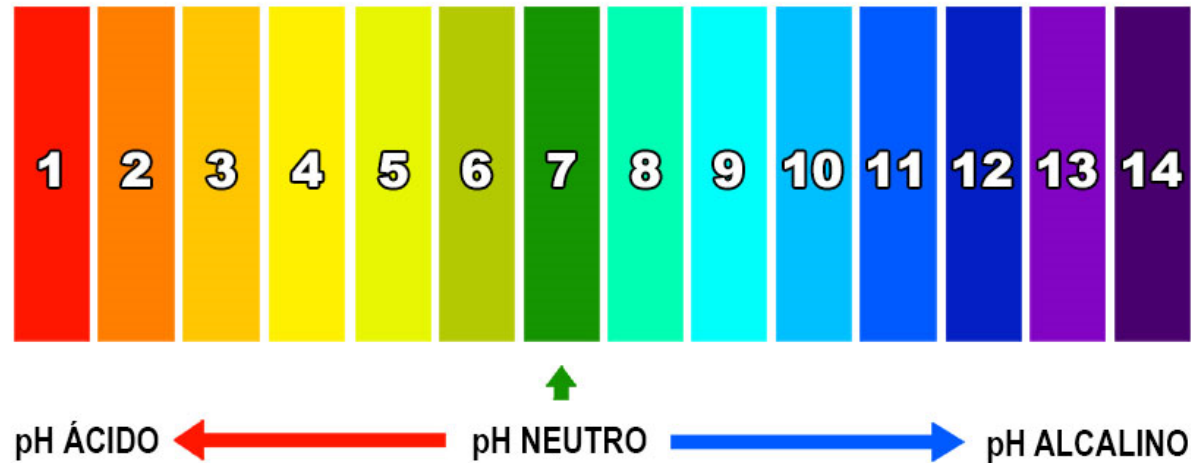
Así, si la disolución es neutra $C(H^+) = 10^{-7} M \rightarrow pH = - \log (10^{-7}) = 7$

Para una disolución ácida, en la que, por ej. $C(H^+) = 0,001 M = 10^{-3} M \rightarrow pH = 3$

Para una disolución básica, en la que, por ej. $C(H^+) = 10^{-9} M \rightarrow pH = 9$

ESCALA DE pH

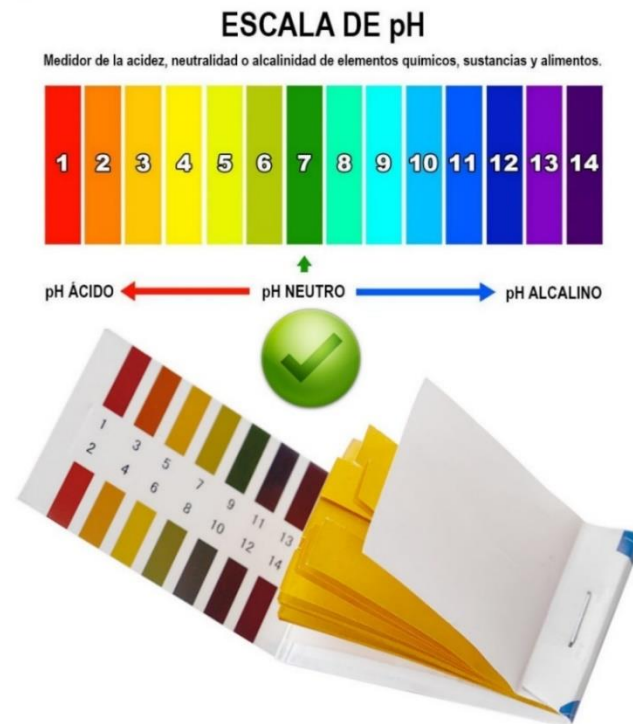
Medidor de la acidez, neutralidad o alcalinidad de elementos químicos, sustancias y alimentos.



- Una disolución neutra tiene un $\text{pH} = 7$
- Una disolución ácida tiene un $\text{pH} < 7$
- Una disolución básica tiene un $\text{pH} > 7$

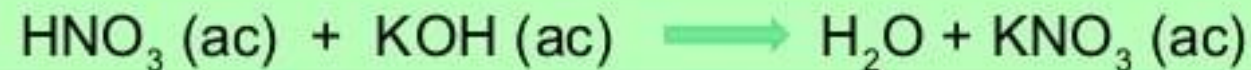
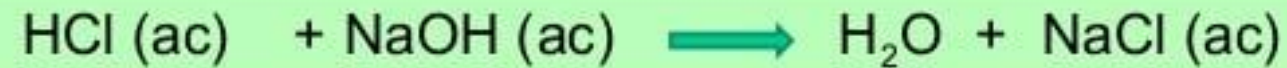
¿Cómo se mide el pH?

- De forma aproximada el pH se puede medir utilizando un papel absorbente impregnado de varias sustancias cuyo color varía en función de la concentración de iones H^+ .
- Este papel recibe el nombre de papel indicador, y para medir el pH con él basta con mojarlo con la sustancia y comparar el color resultante con una escala de colores que acompaña al papel.



Reacciones de Neutralización

- La neutralización es la reacción entre un ácido con una base para formar agua y sal.



ACID		BASE	
negligible	OH^-	O^{2-}	strong
	HS^-	S^{2-}	
← Relative acid strength increasing	H_2O	OH^-	Relative base strength increasing →
	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	
	HCO_3^-	CO_3^{2-}	
	NH_4^+	NH_3	
	HCN	CN^-	
	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	
	HSO_3^-	SO_3^{2-}	
	H_2S	HS^-	
	H_2CO_3	HCO_3^-	
	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	
	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	CH_3CO_2^-	
	HF	F^-	
	H_3PO_4	H_2PO_4^-	
	H_2SO_3	HSO_3^-	
	HSO_4^-	SO_4^{2-}	
	H_3O^+	H_2O	
strong	HNO_3	NO_3^-	negligible
	H_2SO_4	HSO_4^-	
	HCl	Cl^-	
	HBr	Br^-	

Fuerza relativa de ácidos y bases

	Perchloric acid	HClO_4	Perchlorate ion	ClO_4^-	
	Hydroiodic acid	HI	Iodide ion	I^-	
	Hydrobromic acid	HBr	Bromide ion	Br^-	
	Hydrochloric acid	HCl	Chloride ion	Cl^-	
	Sulfuric acid	H_2SO_4	Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	
	Nitric acid	HNO_3	Nitrate ion	NO_3^-	
	Hydronium ion ^a	H_3O^+	Water ^a	H_2O	
	Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	Sulfate ion	SO_4^{2-}	
	Nitrous acid	HNO_2	Nitrite ion	NO_2^-	
	Acetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	Acetate ion	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	
	Carbonic acid	H_2CO_3	Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	
	Ammonium ion	NH_4^+	Ammonia	NH_3	
	Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	Carbonate ion	CO_3^{2-}	
	Water	H_2O	Hydroxide ion	OH^-	
	Methanol	CH_3OH	Methoxide ion	CH_3O^-	
	Ammonia	NH_3	Amide ion	NH_2^-	

Clasificación General de los Ácidos:

Los ácidos se pueden clasificar según diferentes criterios:

ÁCIDOS INORGÁNICOS O MINERALES:

- **Hidrácidos:** compuestos binarios con fórmula **HX**, donde X es un no-metal (halógeno o anfígeno): **HF** ác. fluorhídrico **HBr** ác. bromhídrico, **HCl** ác. clorhídrico...
- **Oxácidos u Oxoácidos:** compuestos ternarios con fórmula **H_aX_bO_c**, donde X es un no-metal o metal de transición: **H₂SO₄** ác. sulfúrico **H₂SO₃** ác. sulfuroso **H₂CO₃** ác. carbónico...

ÁCIDOS ORGÁNICOS:

- **Monocarboxílicos:** compuesto orgánico con **1** grupo carboxilo (**-COOH**). **CH₃CH₂CH₂COOH**...
- **Dicarboxílicos:** compuesto orgánico con **2** grupos carboxilo (**-COOH**). **HOOC-(CH₂)-COOH**...
- **Policarboxílicos:** compuesto orgánico con **más de 2** grupos carboxilo (**-COOH**). Ej: ácido cítrico
- **Sulfónicos:** compuesto con fórmula **R-S(=O)₂-OH** donde R es una cadena carbonada. Ej: **CH₃SO₂OH**

SEGÚN LA FUERZA DEL ÁCIDO:

- **Ácidos Fuertes:** en disolución acuosa **se disocia completamente** ($HA \rightarrow H^+ + A^-$). **HCl, H₂SO₄ ...**
- **Ácidos Débiles:** en disolución acuosa **se disocia parcialmente** ($HA \leftrightarrow H^+ + A^-$). **CH₃COOH, HCN ...**

SEGÚN ÁTOMOS DE H QUE DONAN:

- **Ácidos Monopróticos:** capaces de donar **1** protón por molécula en la disociación. **HCOOH, C₆H₅COOH**
- **Ácidos Dipróticos:** capaces de donar **2** protones por molécula en la disociación. **H₂SO₄ ...**
- **Ácidos Polipróticos:** capaces de donar más de **2** protones por molécula. **H₃PO₄ ...**