

Escuela: Técnica Obrero argentino

Docente: Ing. Elizabeth Soria

Año: 6º2º - Turno Mañana – Ciclo Orientado Tecnicatura Química

Asignatura: Química Analítica II

Título: Teoría Ácido -Base.

Guía Pedagógica N° 9

Objetivos:

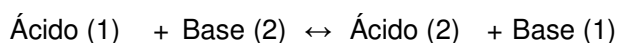
- ✓ Comprender las diferentes Teorías Acido Base.
- ✓ Comprender el comportamiento de sustancias Ácidas y Bases.

Marco Teórico:

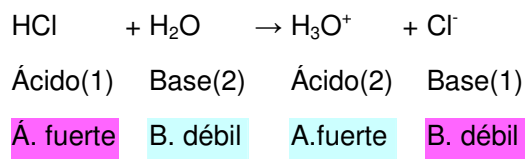
Teoría de Bronsted – Lowry:

Esta teoría establece que los ácidos son sustancias capaces de ceder protones (iones hidrógeno H^+) y las bases sustancias capaces de aceptarlos. Aún se contempla la presencia de hidrógeno en el ácido, pero ya no se necesita un medio acuoso.

El concepto de ácido y base de Brønsted y Lowry ayuda a entender por qué un ácido fuerte desplaza a otro débil de sus compuestos (lo mismo ocurre entre una base fuerte y otra débil). Las reacciones ácido-base se contemplan como una competición por los protones. En forma de ecuación química, la siguiente reacción de Acido (1) con Base (2):



Se produce al transferir un protón el Ácido (1) a la Base (2). Al perder el protón, el Ácido (1) se convierte en su base conjugada, Base (1). Al ganar el protón, la Base (2) se convierte en su ácido conjugado, Ácido (2). La ecuación descrita constituye un equilibrio que puede desplazarse a derecha o izquierda. El HCl es un ácido fuerte en agua porque transfiere fácilmente un protón al agua formando un ion hidronio (H_3O^+):



Vemos así que, cuanto más fuerte es el ácido frente a otra especie química, más débil es su

base conjugada.

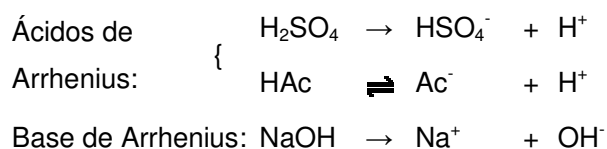
Visitar el sitio, y ver video

(<http://www.quimicafisica.com/teoria-acido-base-bronsted-lowry.html>)

Teoría de Arrhenius:

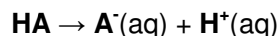
Arrhenius definió los ácidos como electrolitos que contienen hidrógeno y que, disueltos en agua, producen una concentración de iones hidrógeno o protones, H^+ , mayor que la existente en el agua pura. Del mismo modo, Arrhenius definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidróxido, OH^- (también llamados aniones hidroxilo).

La teoría de Arrhenius ha sido objeto de críticas. La primera es que el concepto de ácido se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidróxido. La segunda crítica es que la teoría solo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.

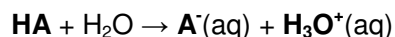


Según la diferente manera de disociarse en una disolución acuosa, definió a los ácidos y a las bases de la siguiente manera:

Ácido: sustancia que en medio acuoso **se disocia aportando iones hidrógeno H^+** (o su equivalente ión hidronio H_3O^+) al medio, de manera que:



o bien

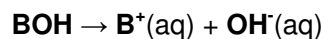


Ejemplos de Ácidos de Arrhenius:

- Ác. clorhídrico: $HCl \rightarrow Cl^-(aq) + H^+(aq)$...o bien... $HCl + H_2O \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$

- Ác. nítrico: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$...o bien... $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- Ác. sulfúrico: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq})$...o bien... $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Base: sustancia que en medio acuoso **se disocia produciendo iones hidróxido OH^-** al medio, de manera que:

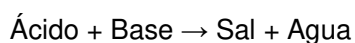


Ejemplos de Bases de Arrhenius:

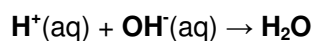
- Hidróxido potásico: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- Hidróxido de sodio: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- Hidróxido de Calcio: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
- Hidróxido de Aluminio: $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq})$

Reacciones de Neutralización:

La Teoría de Arrhenius explica fácilmente las reacciones de neutralización entre ácidos y bases:



En ella los iones H^+ del ácido **se neutralizan** con los OH^- de la base:



Ejemplos de reacciones de neutralización:

- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$

Limitaciones de la Teoría de Arrhenius:

La descripción de ácidos y bases de Arrhenius solo es válida para:

- Disoluciones acuosas
- Los ácidos deben tener un H en su molécula
- Las bases deben tener un OH en su molécula

Por lo tanto, esta teoría no puede explicar por qué el NH_3 o el Na_2CO_3 son bases.

Visitar el sitio y ver video:

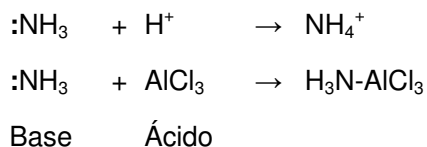
(<http://www.quimicafisica.com/teoria-acido-base-arrhenius.html>)

Teoría de Lewis:

El químico estadounidense Lewis dio una definición acerca del comportamiento de los ácidos y de las bases. Según esta, una base sería una especie que puede donar un par de electrones, y un ácido la que los puede aceptar.

El ácido debe tener su octeto de electrones incompleto y la base debe tener algún par de electrones solitario. El amoníaco es una base de Lewis típica y el trifluoruro de boro un ácido de Lewis típico. La reacción de un ácido con una base de Lewis da como resultado un compuesto de adición. Los ácidos de Lewis tales como el tricloruro de aluminio, el trifluoruro de boro, el cloruro estánnico, el cloruro de cinc y el cloruro de hierro (III) son catalizadores sumamente importantes de ciertas reacciones orgánicas.

De esta forma se incluyen sustancias que se comportan como ácidos pero no cumplen la definición de Brønsted y Lowry, y suelen ser denominadas ácidos de Lewis. Puesto que el protón, según esta definición, es un ácido de Lewis (tiene vacío el orbital 1s, en donde "alojar" el par de electrones), todos los ácidos de Brønsted-Lowry son también ácidos de Lewis:



Según Lewis, los ácidos y bases se definen como:

Ácido: un ácido de Lewis, se define como una sustancia capaz de compartir, o aceptar un par de electrones.

Base: una base de Lewis, es una sustancia con capacidad para compartir o dar pares de electrones.

Comparación de Teorías:

Teoría	<u>Arrhenius</u>	<u>Brönsted-Lowry</u>	<u>Lewis</u>
Fundamento	Ionización en medio acuoso	Transferencia de protones	Transferencia de electrones
Ácido	Sustancia que dona H^+	Sustancia que dona H^+	Sustancia que dona 2 electrones
Base	Sustancia que dona OH^-	Sustancia que capta H^+	Sustancia que acepta 2 electrones
Ecuación	$HA + BOH \rightarrow H_2O + A^- + B^+$	$AH + B \rightarrow A^- + BH^+$	$A + :B \rightarrow A-B^+$
Limitaciones	Solo en disoluciones acuosas Los ácidos deben tener H Las bases deben tener OH	Los ácidos deben tener H	Es la teoría general

Clasificación General de los Ácidos:

Los ácidos se pueden clasificar según diferentes criterios expuestos a continuación.

- 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: H_2SO_4 ác. sulfúrico H_2SO_3 ác. sulfuroso H_2CO_3 ác. carbónico...
- ÁCIDOS ORGÁNICOS:
 - Monocarboxílicos: compuesto orgánico con 1 grupo carboxilo (COOH). $CH_3CH_2CH_2COOH$...
 - Dicarboxílicos: compuesto orgánico con 2 grupos carboxilo (-COOH). $HOOC-(CH_2)COOH$...
 - 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: CH_3SO_2OH
- SEGÚN LA FUERZA DEL ÁCIDO:
 - Ácidos Fuertes: en disolución acuosa se disocia completamente ($HA \rightarrow H^+ + A^-$). HCl , H_2SO_4
 - Ácidos Débiles: en disolución acuosa se disocia parcialmente. ($HA \leftrightarrow H^+ + A^-$) CH_3COOH , HCN
- SEGÚN ÁTOMOS DE H QUE DONAN:
 - Ácidos Monopróticos: capaces de donar 1 protón por molécula en la disociación.
 $HCOOH$, C_6H_5COOH
 - Ácidos Dipróticos: capaces de donar 2 protones por molécula en la disociación.
 H_2SO_4
 - Ácidos Polipróticos: capaces de donar más de 2 protones por molécula.
 H_3PO_4

Actividades:

- 1- Explique con sus palabras lo dice las teorías de:
 - a- Arrhenius
 - b- Bronsted y Lowry
 - c- Lewis
- 2- Realice una comparación de teorías.
- 3- Dé un ejemplo de ácidos y bases de cada una de las teorías vistas.

Bibliografía:

Cualquier libro de Química Analítica.

<https://www.youtube.com/watch?v=rw1HKsRudnM>

https://www.youtube.com/watch?v=lgb21Z5_KKI

https://www.youtube.com/watch?v=E_xcackMzyQ&list=PLzF_b7Lq9k-9EeJsBQ_nyv57Xn6ASc_ta

Correo electrónico para consultas y envío de guías: rosi979.es@gmail.com

Director: Téc. Jorge Grosso

Docente: Ing. Elizabeth Soria