



ASIGNATURA: QUÍMICA 4° MEDIO Común

NOMBRE DEL PROFESOR – CURSO: Mauricio Castro – 4° MEDIO COMÚN

Fecha Página Web 19/03/20

QUÍMICA 4° MEDIO COMÚN
Teorías Ácido - Base

INSTRUCCIONES:

- Clase correspondiente a los días 20 y 27 de marzo.
- Revisar guía contenidos adjunta más ppt a enviar y responder la siguiente guía.
- Actividad con nota
- La guía debe ser enviada al correo mauri.profequimica@gmail.com el día 30 de marzo para su evaluación.

1. ¿Qué son los ácidos y bases?

Cuando hablamos de ácidos y de bases, nos referimos a **dos tipos de compuestos químicos, opuestos en cuanto a su concentración de iones de hidrógeno**, es decir, su medida de acidez o alcalinidad, su pH. Sus nombres provienen del latín *acidus* (“agrio”) y del árabe *al-Qaly* (“cenizas”). El término “*bases*” es de uso reciente, antiguamente se los llamaba álcalis.

Se consideran ácidos los compuestos con un pH menor a 7.0 (equivalente al agua o término neutro). Cuando menor sea pH, mayor es el grado de acidez, siendo 0 el gradiente del ácido clorhídrico. **Se consideran alcalinos aquellos compuestos con un pH mayor 7.0**. Cuando mayor sea el pH mayor es el grado de alcalinidad o pH básico/alcalino, siendo 14 el gradiente de la soda cáustica.

Tanto ácidos como bases son sustancias conocidas por la humanidad desde hace cientos de años. Sin embargo, sólo se lo pudo comprender totalmente con la formulación de la teoría atómica en el siglo XIX y la comprensión de los aspectos subatómicos de la química.

En cuanto a su estructura química, **los ácidos suelen constar de átomos de hidrógeno** unidos a otros compuestos orgánicos e inorgánicos (por ejemplo, el ácido clorhídrico es HCl). **Las bases se caracterizan por aportar iones OH^-** al medio, cuando en una disolución acuosa, llevando generalmente (pero no exclusivamente) en su fórmula un grupo hidroxilo.

En las industrias humanas, ambos tipos de compuestos **son empleados como catalizadores de otras reacciones, o como reactivos** para obtener de ellos (o de otras sustancias) diversos elementos deseados, sacando provecho a su poder reductor o cáustico.

Es común su empleo en la industria alimenticia, química, de disolventes, purificadores, medicinas, en la manufacturación de jabones o de baterías eléctricas.

2. Características de ácidos y bases

Tanto ácidos como bases **pueden existir como líquidos, sólidos o gases**, dependiendo de su temperatura. Por otro lado, pueden existir como sustancias puras o diluidas, conservando muchas de sus propiedades.

Obviamente, **la diferencia de pH es el rasgo más notorio de cada uno**, siendo en sus variantes más extremas fuente de riesgos para la materia orgánica y poderosos catalizadores de otras reacciones.

Por otro lado, tanto ácidos como bases presentan características físicas diferentes, como son:

Ácidos:

- Sabor agrio, como evidencia el ácido presente en diversos frutos cítricos.
- Son altamente corrosivos, pudiendo generar quemaduras químicas en la piel, o daños respiratorios al inhalar sus gases.
- Buenos conductores de la electricidad en disoluciones acuosas.
- Reaccionan con metales produciendo sales e hidrógeno.
- Reaccionan con óxidos metálicos para formar sal y agua.

Bases:

- Presentan un sabor amargo característico.
- Buenos conductores de la electricidad en disoluciones acuosas.
- Son irritantes de la piel, pues disuelven la grasa cutánea, y pueden destruir por su efecto cáustico la materia orgánica. Su respiración también es peligrosa.
- Poseen tacto jabonoso.
- Son solubles en agua.

Fuente: <https://concepto.de/acidos-y-bases/#ixzz6GrkyXBjb>

Teorías ácido-base

Definición de Arrhenius



Svante Arrhenius.

La definición de Arrhenius de las reacciones ácido-base es un concepto ácido-base más simplificado, desarrollado por el químico sueco Svante Arrhenius, que fue utilizado para proporcionar una definición más moderna de las bases que siguió a su trabajo con Friedrich Wilhelm Ostwald en el que establecían la presencia de iones en disolución acuosa en 1884, y que llevó a Arrhenius a recibir el Premio Nobel de Química en 1903 como "reconocimiento de sus extraordinarios servicios... prestados al avance de la química por su teoría de la disociación electrolítica".

Tal como se definió en el momento del descubrimiento, las reacciones ácido-base se caracterizan por los ácidos de Arrhenius, que se disocian en disolución acuosa formando cationes hidrógeno (H^+), reconocidos posteriormente como ion hidronio (H_3O^+), y las bases de Arrhenius, que forman aniones hidroxilo (OH^-). Más recientemente, las recomendaciones de la IUPAC han sugerido el término de "oxonio",⁶ en lugar del más antiguo y también aceptado de "hidronio"⁷ para ilustrar los mecanismos de reacción –como los de las definiciones de Brønsted-Lowry y sistemas solventes– más claramente que con la definición de Arrhenius, que actúa como un simple esquema general del carácter ácido-base.⁵ La definición de Arrhenius se puede resumir como "los ácidos de Arrhenius, en disolución acuosa, forman cationes hidrógeno, mientras que las bases de Arrhenius forman aniones hidroxilo".

La *tradicional definición acuosa de ácido-base* del concepto de Arrhenius se describe como la formación de agua a partir de iones hidrógeno e hidroxilo, o bien como la formación de iones hidrógeno e hidroxilo procedentes de la disociación de un ácido y una base en disolución acuosa:

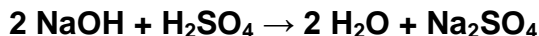


(En los tiempos modernos, el uso de H^+ se considera como una abreviatura de H_3O^+ , ya que actualmente se sabe que el protón aislado H^+ no existe como especie libre en disolución acuosa).

Esto conduce a la definición de que, en las reacciones ácido-base de Arrhenius, se forma una sal y agua a partir de la reacción entre un ácido y una base.⁵ En otras palabras, es una reacción de neutralización.



Los iones NEGATIVOS procedentes de una base forman una sal con los iones POSITIVOS procedentes de un ácido. Por ejemplo, dos moles de la base hidróxido de sodio (NaOH) pueden combinarse con un mol de ácido sulfúrico (H₂SO₄) para formar dos moles de agua y un mol de sulfato de sodio.



Definición de Bronsted-Lowry

La definición de Bronsted-Lowry, formulada independientemente por sus dos autores Johannes Nicolaus Brønsted y Thomas Martin Lowry en 1923, se basa en la idea de la protonación de las bases a través de la desprotonación de los ácidos, es decir, la capacidad de los ácidos de "donar" cationes hidrógeno (H⁺) a las bases, quienes a su vez, los "aceptan".⁸ A diferencia de la definición de Arrhenius, la definición de Brønsted-Lowry no se refiere a la formación de sal y agua, sino a la formación de *ácidos conjugados* y *bases conjugadas*, producidas por la transferencia de un protón del ácido a la base.⁵⁸

En esta definición, un "ácido es un compuesto que puede donar un protón, y una base es un compuesto que puede recibir un protón". En consecuencia, una reacción ácido-base es la eliminación de un catión hidrógeno del ácido y su adición a la base.⁹ Esto no se refiere a la eliminación de un protón del núcleo de un átomo, lo que requeriría niveles de energía no alcanzables a través de la simple disociación de los ácidos, sino a la eliminación de un catión hidrógeno (H⁺).

La eliminación de un protón (catión hidrógeno) de un ácido produce su *base conjugada*, que es el ácido con un catión hidrógeno eliminado, y la recepción de un protón por una base produce su *ácido conjugado*, que es la base con un catión hidrógeno añadido.

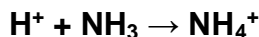
Por ejemplo, la eliminación de H⁺ del ácido clorhídrico (HCl) produce el anión cloruro (Cl⁻), base conjugada del ácido::



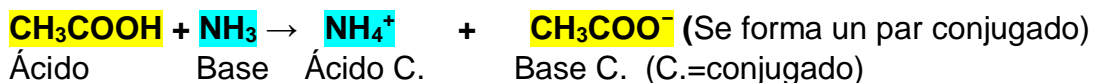
La adición de H⁺ al anión hidróxido (OH⁻), una base, produce agua (H₂O), su ácido conjugado:



Así, la definición de Brønsted-Lowry abarca la definición de Arrhenius, pero también extiende el concepto de reacciones ácido-base a sistemas en los que no hay agua involucrada, tales como la protonación del amoníaco, una base, para formar el catión amonio, su ácido conjugado:



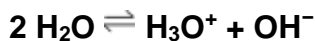
Esta reacción puede ocurrir en ausencia de agua, como en la reacción del amoníaco con el ácido acético:



Ácido y su base conjugada.

Base y su ácido conjugado.

Esta definición también proporciona un marco teórico para explicar la disociación espontánea del agua en bajas concentraciones de iones hidronio e hidróxido:



El agua, al ser anfótera, puede actuar como un ácido y como una base; aquí, una molécula de agua actúa como un ácido, donando un catión H^+ y formando la base conjugada, OH^- , y una segunda molécula de agua actúa como una base, aceptando el catión H^+ y formando el ácido conjugado, H_3O^+ .

En la teoría de Arrhenius, los ácidos se definen como sustancias que se disocian en solución acuosa para dar H^+ (iones de hidrógeno), las bases se definen como sustancias que se disocian en solución acuosa para dar OH^- (iones de hidróxido).

En 1923, los físicoquímicos Johannes Nicolaus Brønsted en Dinamarca y Thomas Martin Lowry en Inglaterra propusieron de manera independiente la teoría que lleva sus nombres.

Johannes Nicolaus Brønsted y Thomas Martin Lowry, independientemente, formularon la idea de que ácidos son donantes de protones (H^+) mientras que las bases son aceptadores de protones.

Además, en la teoría de Brønsted-Lowry, los ácidos y las bases se definen por la forma en que reaccionan entre sí, lo que permite una mayor generalidad. La definición se expresa en términos de una expresión de equilibrio.

ácido + base \rightleftharpoons conjugado base + conjugado ácido .

Con un ácido, HA, la ecuación se puede escribir simbólicamente como:



El signo de equilibrio, \rightleftharpoons (\leftrightarrow), se usa porque la reacción puede ocurrir en ambas direcciones, hacia adelante y hacia atrás. El ácido, HA, puede perder un protón para convertirse en su base conjugada, A^- . La base, B, puede aceptar un protón para convertirse en su ácido conjugado, HB^+ . La mayoría de las reacciones ácido-base son rápidas, de modo que los componentes de la reacción están generalmente en equilibrio dinámico entre sí.

Ácidos y bases de Lewis

Un **ácido de Lewis** es una especie química que contiene un orbital vacío que es capaz de aceptar un par de electrones de una base de Lewis para formar un aducto de Lewis.

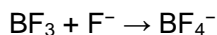
Una **base de Lewis**, entonces, es cualquier especie que tenga un orbital lleno que contenga un par de electrones que no esté involucrado en la unión, pero puede formar un enlace dativo con un ácido de Lewis para formar un aducto de Lewis. Por ejemplo, el NH_3 es una base de Lewis, ya que puede donar su par de electrones. El trimetilborano (Me_3B) es un ácido de Lewis, ya que es capaz de aceptar un par solitario. En un aducto de Lewis, el ácido y la base de Lewis comparten un par de electrones proporcionado por la base de Lewis, formando un enlace dativo.¹ En el contexto de una reacción química específica entre NH_3 y Me_3B , el par solitario de NH_3 formará un enlace dativo con el orbital vacío de Me_3B para formar un aducto $\text{NH}_3 \cdot \text{BMe}_3$. La terminología se refiere a las contribuciones de Gilbert N. Lewis.

Los términos **nucleófilo** y **electrófilo** son más o menos intercambiables con la base de Lewis y el ácido de Lewis, respectivamente. Sin embargo, estos términos, especialmente su

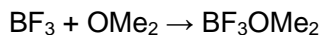
nombre abstracto, forman *nucleofilicidad* y *electrofilicidad*, enfatizan el aspecto cinético de la reactividad, mientras que la basicidad de Lewis y la acidez de Lewis enfatizan el aspecto termodinámico de la formación de aductos de Lewis.

Ácidos de Lewis simples

Algunos de los ejemplos más estudiados de tales ácidos de Lewis son los trihaluros de boro y los organoboranos, pero otros compuestos exhiben este comportamiento:

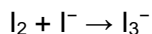


En este aducto, los cuatro centros de fluoruro (o más exactamente, los ligandos) son equivalentes.



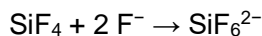
Tanto BF_4^- y BF_3OMe_2 son de Lewis aductos de base de trifluoruro de boro.

En muchos casos, los aductos violan la regla del octeto, como el anión triyoduro:



La variabilidad de los colores de las soluciones de yodo refleja las capacidades variables del solvente para formar aductos con el ácido Lewis I_2 .

En algunos casos, el ácido de Lewis es capaz de unirse a dos bases de Lewis, un ejemplo famoso es la formación de hexafluorosilicato:



GUÍA A EVALUAR

Colegio Francisco Encina
Departamento de Ciencias, Química.
Profesor: Mauricio Castro Amar.

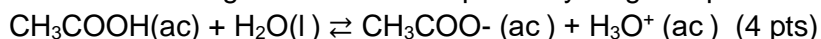
GUÍA 4° MEDIO, ÁCIDO-BASE

Nombre: _____ **4° MEDIO** **puntaje ideal 82 pts.**

I.- Completa la siguiente tabla resumen, analizando los aspectos más relevantes de las teorías ácido base de Arrhenius, Brønsted Lowry y Lewis. (13 pts)

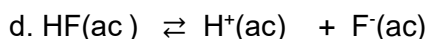
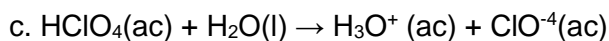
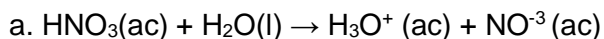
Aspectos	Teoría de Arrhenius	Teoría de Bronsted Lowry	Teoría de lewis
Característica del ácido.	Cede H ⁺ en disolución acuosa		Capta electrones
Característica de la base.		Acepta o capta H ⁺	
Ecuación global del ácido.	HA → H ⁺ + A ⁻		
Ecuación global de la base.		X ⁻ + H ₂ O → HX + OH ⁻	
Limitación			Teoría general
Ejemplo de ácido			BF ₃
Ejemplo de base			NH ₃

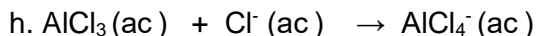
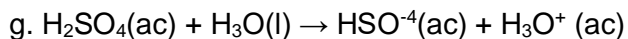
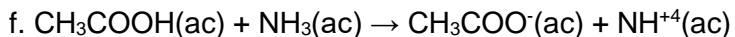
II.- Observa la siguiente ecuación química y luego responde las preguntas:



- Según la teoría de Arrhenius, ¿se puede identificar la base?
- ¿Cuál es el ácido de Brønsted?
- ¿Cuál es la base, según la teoría de Lewis?
- Según la teoría de Brønsted, ¿cuál es la base conjugada?

III.- En las siguientes ecuaciones químicas, identifica ácidos, bases y especies conjugadas cuando corresponda. Además, indica, cuál es la teoría empleada en cada caso. Para ello señala “Ácido de Arrhenius”, “Ácido de Brønsted”, “Base de Lewis”, etc. (4 pts C/U)





IV.- Asociación. Relaciona los conceptos numerados (1-8) con sus respectivas definiciones dispuestas en desorden, identificadas por letras (a-h). (8 Pts.)

1 Ácido según Arrhenius

2 Disolución amortiguadora

3 Base según Arrhenius

4 Disoluciones electrolíticas

5 Base de Brönsted

6 Disociación

7 Disoluciones no electrolíticas

8 Ácido de Brönsted

a. Proceso mediante el cual los compuestos se separan en sus componentes, generalmente por acción del agua.

b. Sustancia que en disolución captura iones de hidrógeno.

c. Sustancia formada por un ácido o una base y su sal, que experimenta pequeños cambios de pH por adición de sustancias ácidas o básicas.

d. Sustancia que en disolución acuosa libera iones de hidrógeno.

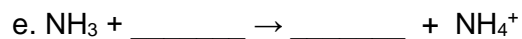
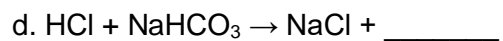
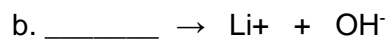
e. Disoluciones que presentan compuestos apolares, dispersión y no conducen electricidad.

f. Sustancia que en disolución acuosa se disocia, liberando iones hidroxilos.

g. Sustancia que en disolución puede donar iones de hidrógeno.

h. Disoluciones que contienen componentes polares o iónicos que son capaces de disociarse parcial o totalmente, conduciendo electricidad.

V.- Completa las siguientes ecuaciones químicas y reconoce ácidos, bases y especies conjugadas según corresponda. (7 Pts.)



3 Disocia las siguientes especies en agua. (8 pts.)

