



GUÍA 3: Ácido y Base

GUÍA 3/UNIDAD 1
CURSO QUÍMICA ELECTIVO
Prof.: Camila Araya
Correo: camila.araya@soceduc.cl

Nombre: _____ Curso: _____

Objetivo de Aprendizaje

“Explicar fenómenos de ácido-base mediante las teorías de Arrhenius, Brönsted- Lowry y Lewis”

Indicador de evaluación

- Relaciona conceptos de los principios y leyes que explican las reacciones ácido-base.
- Interpretar el comportamiento de diferentes sustancias mediante las teorías ácido-base de Arrhenius, Brönsted-Lowry y Lewis.
- Aplicar conceptos que explican las reacciones ácido-base en ejemplos de la vida cotidiana.

Ácidos y Bases

Los ácidos y las bases son sustancias que están presentes en el equilibrio interno de los seres vivos. Las características que experimentalmente permiten clasificarlas, considerando su sabor y reactividad, entre otros.

El concepto **ácido** puede resultar bastante conocido para nosotros. Es más, probablemente lo empleas para referirte a ciertas características como el sabor del limón o de las naranjas. En cambio, el concepto **base** no suele emplearse con tanta cotidianeidad; sin embargo, en el hogar se usan bases como el hidróxido de sodio, comúnmente conocido como soda cáustica, para destapar desagües.

De hecho, un gran número de sustancias químicas reciben la categorización de ácidos y bases producto de su comportamiento, y se catalogan según su pH, concepto también conocido por nosotros. No resulta extraño que en el comercio se busquen jabones, champús, cremas, e incluso, alimentos de pH neutro, pero ¿sabes qué características tienen aquellas sustancias de pH neutro? ¿qué las hace tan especiales, que incluso en las propagandas de televisión los anunciantes incluyen el concepto?

A partir de los ejemplos mencionados, es imposible negar que las sustancias ácidas y básicas estén presentes en nuestro diario vivir. Las consumimos y, más aún, nuestro organismo depende de sistemas ácido base y registros de pH para funcionar correctamente. Por ejemplo, nuestro sistema digestivo realiza uno de sus procesos más importantes gracias al jugo gástrico, cuya condición más conocida es tener un pH muy ácido.

En síntesis, los ácidos y bases cumplen un rol extraordinariamente importante en nuestra vida. Gracias a su conocimiento, análisis y comprensión es posible que descubras un sinnúmero de respuestas a fenómenos tan cotidianos como el “ardor de estómago”.

Teoría Ácido-Base

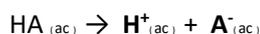
Muchos químicos intentaron responder una pregunta ¿qué es un ácido? La respuesta se obtuvo gracias a los químicos Svante Arrhenius, Johannes Nicolaus Brønsted, Thomas M. Lowry y S. Lewis, quienes contribuyeron enormemente en lo que es la teoría de los ácidos y bases, gracias a experimentos que hacían con la ayuda del papel tornasol, un papel impregnado de una disolución que cambia de color según distinga a una base o a un ácido.



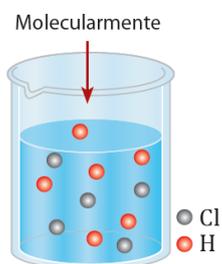
a. Teoría de Arrhenius

En 1887, el científico sueco **Svante Arrhenius** elaboró su teoría de disociación iónica, en la que establecía que hay sustancias (electrolitos) que en disolución se disocian. A partir de ella se establece, por primera vez, la siguiente definición para las sustancias ácidas y básicas:

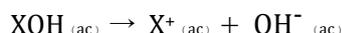
- **Ácido:** Es una sustancia que en disolución acuosa libera iones hidrógeno (H^+) o protones. Según la ecuación general:



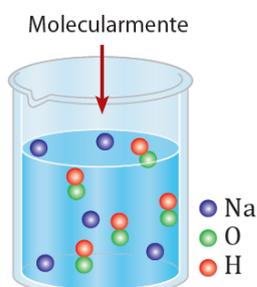
Donde: H^+ corresponde al ión hidrógeno con carga positiva (+1). A^- corresponde a un no metal o un anión con carga negativa (-1).



- **Base:** Es la sustancia que en disolución acuosa se disocia, liberando iones hidroxilos (OH^-). Según la ecuación general:



El término XOH , representa a la base que al disociarse libera iones X^+ y OH^- . El ion X^+ , corresponde a un metal de carga positiva



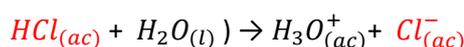
Como podrás observar el ion hidrógeno ($H^+_{(ac)}$) es un protón sin electrón de valencia (fue liberado para ser catión). Dicha partícula con carga positiva actúa fuertemente con los pares electrónicos desapareados de las moléculas del agua para formar iones hidrógeno hidratados o comúnmente conocido como ion hidronio ($H_3O^+_{(ac)}$). Se usan los símbolos $H^+_{(ac)}$ y $H_3O^+_{(ac)}$ indistintamente, para representar lo mismo: el protón hidratado al que se deben las propiedades características de las disoluciones acuosas de ácidos. Suele emplearse el ion $H^+_{(ac)}$ para simplificar y por conveniencia, aun cuando $H_3O^+_{(ac)}$ es más correcta y acorde a la realidad.



b. Teoría de Brønsted – Lowry

Otra de las teorías fundamentales en ácidos y bases es la que plantearon en 1923 los químicos **Johannes Brønsted** y **Thomas Lowry** en forma independiente. Proponen una definición más general para ácidos y bases, basándose en una idea revolucionaria “las reacciones ácido – base implican transferencia de iones hidrógeno de una sustancia a otra.

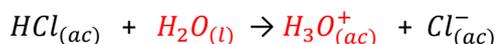
• **Ácido:** Es una sustancia que en disolución puede donar uno o más protones (iones H^+) Observemos por ejemplo el comportamiento del ácido clorhídrico en la siguiente ecuación:



que también es correcto expresar como: $HCl_{(ac)} \rightarrow H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$

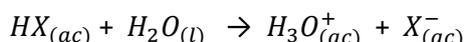
Comparando las especies presentadas en letras rojas, ¿qué observas? El HCl, presente en disolución acuosa se disocia para generar como productos iones cloruro (Cl^-) e iones hidronio (H_3O^+), para lo cual ha cedido o liberado un ion hidrógeno a la disolución.

• **Base:** Es una sustancia que en disolución capta protones (iones H^+). Mirando el mismo ejemplo anterior, observaremos el comportamiento del agua:



Comparando las especies presentadas en letras rojas, ¿qué observas? El H_2O presente en los reactivos forma el ion hidronio (H_3O^+), para lo cual ha captado un ion H^+

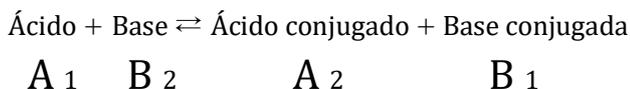
A diferencia de la teoría de Arrhenius, como ya se indicó, la de Brønsted- Lowry señala que las sustancias ácidas y básicas son complementarias entre sí al establecer una relación entre la capacidad de ciertas especies de donar (ácido) y aceptar (base) protones, como muestra el siguiente mecanismo general:



- En la reacción directa, HX dona un protón al H_2O , por tanto, HX es el ácido y el H_2O es la base.
- La reacción inversa, el H_3O^+ dona un protón al ion X^- , de modo que H_3O^+ es el ácido y X^- es la base. Cuando el ácido HX dona un protón, queda una sustancia, X^- , capaz de actuar como base.

Análogamente, cuando H_2O actúa como base, genera H_3O^+ que actúa como ácido. Como podrás observar el ion hidrógeno (H^+) es un protón sin electrón de valencia (fue liberado para ser catión). Dicha partícula con carga positiva actúa fuertemente con los pares electrónicos desapareados de las moléculas del agua para formar iones hidrógeno hidratados o comúnmente conocido como ion hidronio (H_3O^+) Se usan los símbolos H^+ y H_3O^+ indistintamente, para representar lo mismo: el protón hidratado al que se deben las propiedades características de las disoluciones acuosas de ácidos. Suele emplearse el ion H^+ para simplificar y por conveniencia, aun cuando H_3O^+ es más correcta y acorde a la realidad.

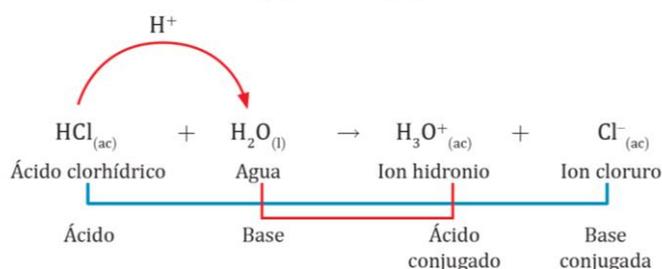
Un ácido y una base, por ejemplo, HX y X^- , que difieren solo en la presencia o ausencia de un protón, constituyen un **par conjugado ácido-base**. Todo ácido tiene una base conjugada, que se forma quitando un protón al ácido y toda base tiene un ácido conjugado asociado a ella, que se forma agregando un protón a la base. Así, en toda reacción ácido-base (de transferencia de protones) se identifican dos conjuntos de pares conjugados ácido-base, como se muestra a continuación:



EJERCICIO RESUELTO

Ejercicio 1:

Observemos nuevamente la reacción del ácido clorhídrico (HCl), constituyente primordial del jugo gástrico, cuya reacción química con el agua se expresa por la siguiente ecuación química, en la cual identificaremos ácidos, bases y pares conjugados:



Observando la ecuación propuesta, analicemos:

- La molécula de HCl , libera un H^+ al medio convirtiéndose en la especie iónica Cl^- . En este caso, el HCl se comporta como un ácido en disolución acuosa, ya que cede protones al medio.
- La molécula de H_2O capta el H^+ liberado por el HCl , para así convertirse en la especie H_3O^+ (ion hidronio). Por lo tanto, el H_2O se comporta como una base en disolución acuosa ya que capta protones desde el medio.

El agua tiene la capacidad para actuar ya sea como ácido o como base de Brønsted, según las circunstancias. En presencia de un ácido, el agua actúa como receptor de protones; en presencia de una base, el agua actúa como donador de protones. De hecho, una molécula de agua puede donar un protón a otra molécula de agua, lo que estudiaremos más adelante en "auto ionización del agua". La capacidad de comportarse como ácido o base según sea necesario se denomina comportamiento **anfótero**.

Aunque la teoría de Brønsted – Lowry mejora la comprensión de las sustancias ácido – base, permanece aún una limitación. No explica el comportamiento ácido – base de compuestos que no ceden ni captan iones de hidrógeno, como por ejemplo el trifluoroborano (BF_3)



c. Teoría de Lewis

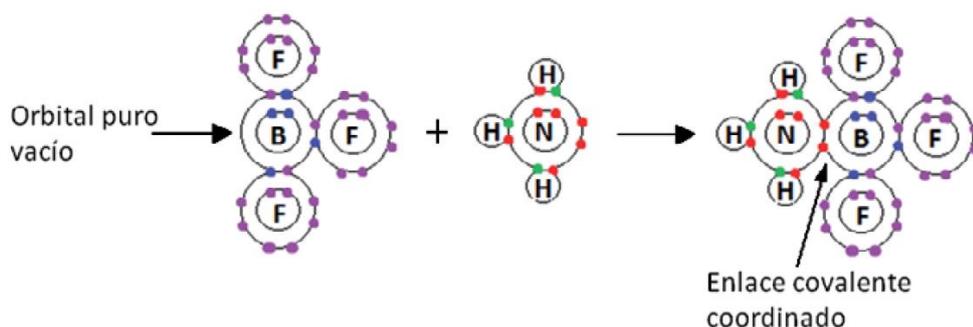
Gilbert Newton Lewis químico estadounidense formuló en 1938 la teoría del enlace covalente donde propuso que no todas las reacciones ácido - base implican transferencia de protones, pero forman siempre un enlace covalente dativo, ampliando el modelo ácido - base, lo que resulta de gran importancia en la química orgánica ya que el concepto de Lewis además identifica como ácidos ciertas sustancias que no contienen hidrógeno y que tienen la misma función que los ácidos comunes que contienen hidrógeno.

Ácido: Sustancia que puede aceptar un par de electrones de otros grupos de átomos, para formar un enlace covalente dativo, para lo cual debe tener su octeto de electrones incompleto, es decir, un orbital desocupado dispuesto a recibir un par de electrones provenientes de la base.

El protón (H^+) por ejemplo, tiene vacío el orbital $1s$ y en él es posible alojar el par de electrones, se considera un ácido. Se entiende entonces que todos los ácidos de Brønsted son ácidos de Lewis, pero, no todos los ácidos de Lewis son de Brønsted.

• **Base:** Sustancia que tiene pares de electrones libres (sin compartir), capaces de ser donados para formar enlaces covalentes dativos. Tiene octetos completos. Analicemos el siguiente ejemplo, para explicar cómo se comporta un ácido y una base de Lewis.

Observa la siguiente ecuación química $BF_3(ac) + :NH_3(ac) \rightarrow :H_3N:BF_3(ac)$ y el esquema que representa el proceso:



Finalmente, podemos decir que el trifluoroborano (BF_3) actúa como un ácido según la teoría de Lewis, ya que es la especie que acepta el par de electrones del amoníaco y este último, actúa como la base de Lewis, formando así el enlace covalente coordinado.

Las teorías ácido base, buscan relacionar las propiedades de los compuestos, con su composición y estructura. Los compuestos se estudian según el tipo de enlace que presentan, al encontrarse en disolución acuosa.

Nombre: _____ Curso: _____

Instrucciones:

- Lea con atención cada enunciado y actividad.
- Cualquier duda pregunte a la profesora en clase o vía email.
- En la parte inicial de la guía se encuentra material complementario al visto en clases.
- La forma de entrega es en la Tarea creada en Classroom Guía N°3 o en la carpeta del drive creada con su nombre, el formato puede ser entregado por fotos de su cuaderno //Guía impresa, formato Word o scanner de su guía. (Revise que las fotos no estén borrosas, desenfocadas o cortadas)

Actividad 1: Términos Pareados

A continuación, se presentan dos columnas, en la columna de la izquierda se encuentran definiciones con letras del abecedario asociadas y en la columna de la derecha los conceptos asociados a estas definiciones. Usted debe escribir en el espacio en blanco la letra de la definición que corresponde con el concepto.

Definición

Concepto

- a. Proceso mediante el cual los compuestos se separan en sus componentes, generalmente por acción del agua. _____ Ácido según Arrhenius
- b. Sustancia que en disolución captura iones de hidrógeno. _____ Ácido de Brönsted
- c. Sustancia que en disolución acuosa libera iones de hidrógeno. _____ Base según Arrhenius
- d. Sustancia que en disolución acuosa se disocia, liberando iones hidroxilos. _____ Base de Brönsted
- e. Sustancia que en disolución puede donar iones de hidrógeno. _____ Disociación

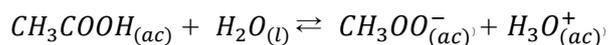
Actividad 2: Tabla Resumen

Completa la siguiente tabla resumen, analizando los aspectos más relevantes de las teorías ácidos – base de Arrhenius, Brönsted Lowry y Lewis.

Aspectos	Teorías		
	Arrhenius	Brönsted-Lowry	Lewis
Característica del ácido			
Característica de la base			
Ecuación Global ácido			
Ecuación Global base			
Limitación			
Ejemplo de base			

Actividad 3:

Observa la siguiente ecuación química y luego responde las preguntas:



a. Según la teoría de Arrhenius, ¿se puede identificar la base?

b. ¿Cuál es el ácido de Brønsted?

c. ¿Cuál es la base, según la teoría de Lewis?

d. Según la teoría de Brønsted, ¿cuál es la base conjugada?

Actividad 4:

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.

