

Objetivo de la Clase

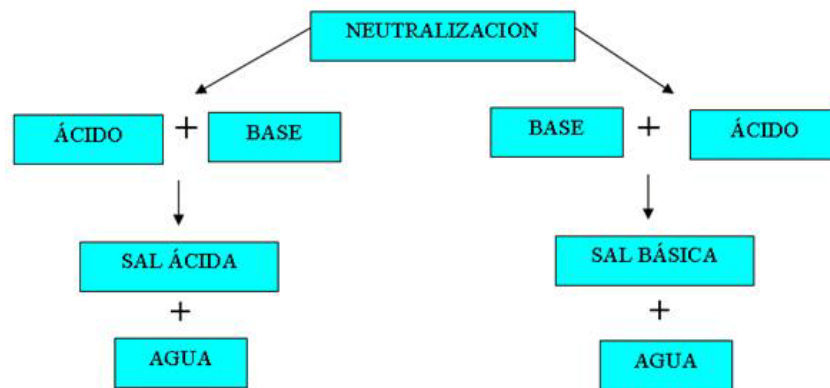
Que los alumnos conozcan como se logro la teoría de acido y base, y quienes han teorizado acerca de esto.

Introducción

Reacciones ácido-base. Concepto y teorías

Los ácidos y las bases son sustancias que el hombre conoce y utiliza desde muy antiguo. En el siglo XVIII se sabía que los ácidos tenían sabor agrio en disolución acuosa, que enrojecían el papel de tornasol y que reaccionaban con los metales. En cuanto a las bases, se conocía su sabor a lejía, su capacidad de volver azulado el papel de tornasol enrojecido por los ácidos y su poder neutralizante para con los ácidos. Las sustancias de carácter ácido reaccionan con las de carácter básico, denominándose a estas reacciones ácido-base.

Mapa Conceptual

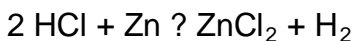


Desarrollo

Para poder entender un poco más sobre lo que se estudiará en esta clase pincha en el link:
http://es.wikipedia.org/wiki/Reacci%C3%B3n_%C3%A1cido-base

Conceptos de ácido y base

Al introducir una barra de cinc en una disolución acuosa de cloruro de hidrógeno, tiene lugar la siguiente reacción química:



Existe un grupo de compuestos que, al reaccionar con el cinc, producen hidrógeno. A estos compuestos se les denomina ácidos.

Hay gran número de sustancias que tienen no sólo esta propiedad común de desprender hidrógeno al reaccionar con el cinc, sino otras muchas propiedades comunes, como el sabor (todas ellas tienen sabor parecido al vinagre, aunque más fuerte) y la de enrojecer el papel de tornasol.

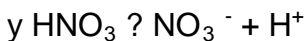
Otros compuestos, por el contrario, tienen sabor a lejía y azulean el papel de tornasol. A éstos se les denomina bases. Un ejemplo de bases, son las sustancias conocidas genéricamente como hidróxidos.

Teoría de Arrhenius de los ácidos y las bases

Según la teoría de Arrhenius (1859-1927), un ácido es una sustancia que en disolución acuosa disocia iones H^+ :



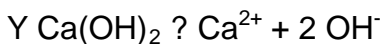
El cloruro de hidrógeno y el ácido nítrico presentan esta propiedad:



Para Arrhenius, las bases son compuestos que al disolverse en agua dan lugar a iones hidróxido (OH^-):



Son ejemplos de bases:



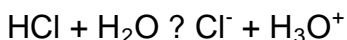
Los ácidos y las bases conducen la corriente eléctrica. Se ha comprobado experimentalmente que el agua pura (que no es buena conductora de la electricidad) conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en ella un ácido o una base.

Teoría de Brønsted-Lowry

Según Brønsted (1879-1947) y Lowry (1874-1936), el carácter ácido de las sustancias no se debe exclusivamente a que en disolución acuosa se disocian originando protones (H^+), sino a su facilidad para ceder protones a otras.

Así, llaman ácidos a las sustancias que ceden protones y bases a las sustancias que aceptan protones.

De esta forma, el carácter ácido de una disolución de ácido clorhídrico se debe a que éste cede protones al agua de acuerdo a la reacción

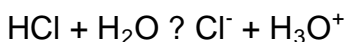


de manera que la sustancia que cede protones es el ácido (HCl) y la que los acepta, la base (H_2O). Al ion H_3O^+ se le denomina ion hidroxonio o ion hidronio.

Se sabe que el ion hidrógeno (H^+) nunca se encuentra libre como tal, según se desprende de la teoría de Arrhenius que, para la disociación del mismo ácido, da la reacción:



Sin embargo, esta ecuación puede considerarse como una forma simplificada de la siguiente:



por lo que ambas ecuaciones suelen utilizarse indistintamente.

Con esta teoría se explican las reacciones entre los ácidos y las bases, pues es evidente que ningún ácido podría ceder protones si no hubiese otras sustancias diferentes, las básicas, que los aceptasen.

Teoría de Lewis

Lewis (1875-1946) define un ácido como una sustancia que puede aceptar o compartir un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado. Una base es la sustancia que puede ceder o compartir un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado.

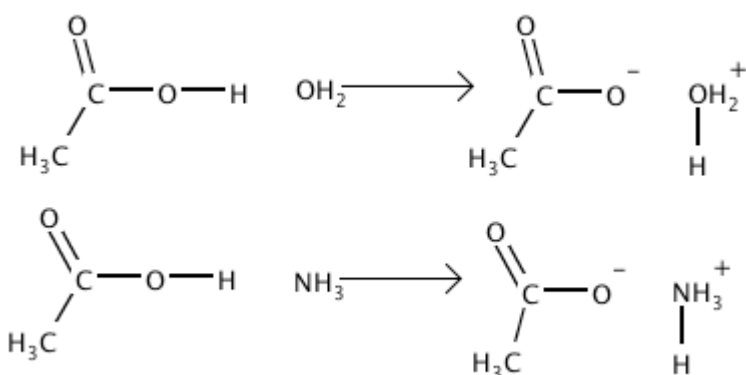
Así, Lewis explica por qué algunas sustancias que no contienen hidrógeno, como el CO_2 y el SO_3 , que no pueden ceder protones al disociarse, presentan ciertas características de los ácidos.

Normalmente, las teorías científicas que van apareciendo a lo largo del tiempo no invalidan las que existían anteriormente, sino que las perfeccionan. En el caso de los ácidos, mientras que la teoría de Brønsted generaliza el concepto de base de Arrhenius, sin contradecir la de éste, la teoría de Lewis generaliza, además, el concepto de ácido, ya que señala que no es el protón el único ente capaz de aceptar un par de electrones.

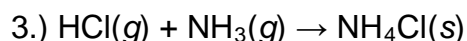
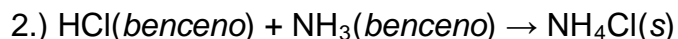
Sustancias anfóteras

Se denomina anfóteras a las sustancias que pueden actuar como ácidos o como bases. Es el caso del agua, que frente a un ácido fuerte actúa como base débil y frente a una base fuerte puede actuar como un ácido débil.

Aunque el concepto de Arrhenius es muy útil para describir muchas reacciones, también está un poco limitado en su alcance. En 1923, los químicos Johannes Nicolaus Brønsted y Thomas Martin Lowry reconocieron independientemente que las reacciones ácido-base involucran la transferencia de un protón. Un **ácido de Brønsted-Lowry** (o simplemente ácido de Brønsted) es una especie que dona un protón a una base de Brønsted-Lowry. La teoría ácido-base de Brønsted-Lowry tiene varias ventajas sobre la teoría de Arrhenius. Considere las siguientes reacciones del ácido acético (CH_3COOH), el ácido orgánico que le da al vinagre su sabor característico:



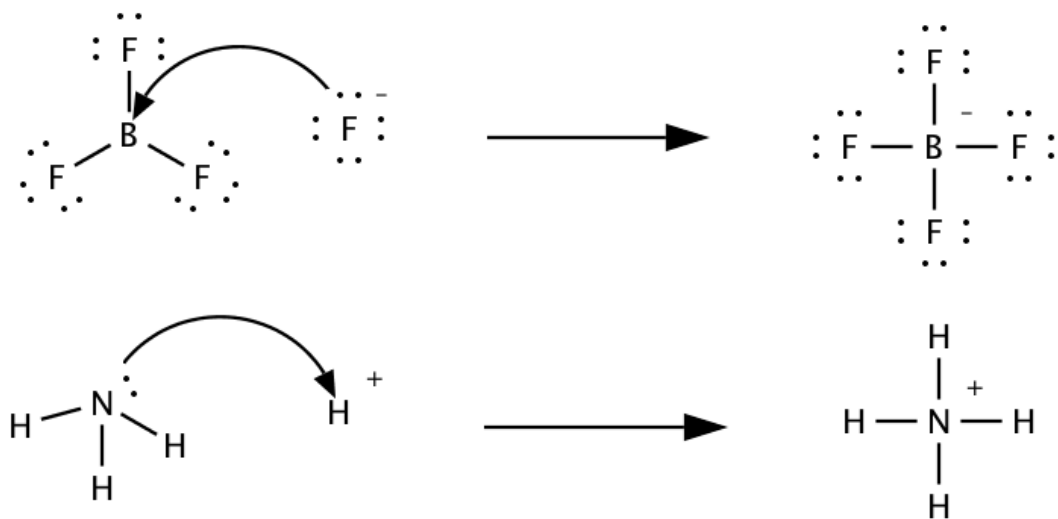
Ambas teorías describen fácilmente la primera reacción: el CH_3COOH actúa como un ácido de Arrhenius porque actúa como fuente de H_3O^+ cuando está disuelto en agua, y actúa como un ácido de Brønsted al donar un protón al agua. En el segundo ejemplo, el CH_3COOH sufre la misma transformación, donando un protón al amoníaco (NH_3), pero no puede ser descrito usando la definición de Arrhenius de un ácido, porque la reacción no produce cationes hidronio. La teoría de Brønsted-Lowry también puede ser usada para describir compuestos moleculares, mientras que los ácidos de Arrhenius deben ser compuestos iónicos. El cloruro de hidrógeno (HCl) y amoníaco se combinan bajo varias condiciones diferentes para formar cloruro de amonio, NH_4Cl . En solución acuosa, el HCl se comporta como ácido clorhídrico y existe como cationes hidronio y aniones cloruro. Las siguientes reacciones ilustran las limitaciones de la definición de Arrhenius:



Como con las reacciones del ácido acético, ambas definiciones trabajan para el primer ejemplo, donde el agua es el solvente y se forma ion hidronio. Las siguientes dos reacciones no involucran la formación de iones, pero pueden ser vistas como reacciones de transferencia de protones. En la segunda reacción, el cloruro de hidrógeno y el amoníaco reaccionan para formar cloruro de amonio sólido en un solvente benceno, y en la tercera, HCl gaseoso y NH_3 se combinan para formar el sólido.

Ácidos de Lewis

Un tercer concepto fue propuesto por Gilbert N. Lewis, el cual incluye reacciones con características ácido-base que no involucran una transferencia de protón. Un **ácido de Lewis** es una especie que acepta un par de electrones de otra especie; en otras palabras, es un aceptor de par de electrones. Las reacciones ácido-base de Brønsted son reacciones de transferencia de protones, mientras que las reacciones ácido-base de Lewis son transferencias de pares de electrones. Todos los ácidos de Brønsted son también ácidos de Lewis, pero no todos los ácidos de Lewis son ácidos de Brønsted. Las siguientes reacciones podrían ser descritas en términos de química ácido-base.



En la primera reacción, un anión fluoruro, F^- , cede un par electrónico al trifluoruro de boro para formar el producto tetrafluoroborato. El fluoruro "pierde" un par de electrones de valencia debido a

que los electrones compartidos en el enlace B-F están ubicados en la región de espacio entre los dos núcleos atómicos y, en consecuencia, están más distantes del núcleo del fluoruro que en el anión fluoruro solitario. BF_3 es un ácido de Lewis porque acepta el par de electrones del fluoruro. Esta reacción no puede ser descrita en términos de la teoría de Brønsted, debido a que no hay transferencia de protones. La segunda reacción puede ser descrita por cualquiera de las dos últimas teorías. Un protón es transferido desde un ácido de Brønsted no especificado hacia el amoníaco, una base de Brønsted; alternatively, el amoníaco actúa como una base de Lewis y transfiere un par libre de electrones para formar un enlace con un ion hidrógeno. La especie que gana el par de electrones es el ácido de Lewis; por ejemplo, el átomo de oxígeno en H_3O^+ gana un par de electrones cuando uno de los enlaces H-O se rompe, y los electrones compartidos en el enlace se localizan en el oxígeno. Dependiendo del contexto, los ácidos de Lewis también pueden ser descritos como agentes reductores o como electrófilo.

La definición de Brønsted-Lowry es la definición más ampliamente usada; salvo que se especifique de otra manera, se asume que las reacciones ácido-base involucran la transferencia de un catión hidrón (H^+) de un ácido a una base.

Resumen

La acidez y la basicidad constituyen el conjunto de propiedades características de dos importantes grupos de sustancias químicas: los ácidos y las bases. Las ideas actuales sobre tales conceptos químicos consideran los ácidos como dadores de protones y las bases como aceptadoras. Los procesos en los que interviene un ácido interviene también su base conjugada, que es la sustancia que recibe el protón cedido por el ácido. Tales procesos se denominan reacciones ácido-base.

Bibliografía

<http://quimicasextosict.blogspot.com/2007/10/actividad-iii-2-EJERCICIOS-teora-cido.html>

http://209.85.207.104/search?q=cache:IOFG9YUFKrMJ:www.cobach.edu.mx/programasPDF/propedeutico/temas_selectos_de_quimica_II.pdf+QUIMICA