

CAPÍTULO VI.

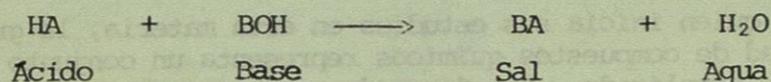
ACIDOS Y BASES.

A quien inicia sus estudios en esta materia, la gran diversidad de compuestos químicos representa un conjunto abundante y complicado. El número de compuestos inorgánicos, y el número aún mayor de compuestos orgánicos (algunos cálculos llegan hasta el millón de compuestos en total) y son la causa de que se pierda la esperanza de familiarizarse siquiera con una pequeña parte de ellos. En este capítulo veremos muchas de esas sustancias en unos cuantos grupos que comprenden varios compuestos y discutiremos sus características comunes. Aunque puede haber grandes diferencias en algunas propiedades de los miembros de un grupo dado, estas clasificaciones nos permitirán organizar una parte de la química.

6-1 CONCEPTOS ÁCIDO-BASE.

Los términos ácido y base se aplican a dos grupos de compuestos con una serie de características opuestas. Las definiciones específicas de los términos varían de acuerdo con los hechos estructurales particulares del compuesto, o con los aspectos del comportamiento químico en los que se va a poner énfasis. Algunas definiciones son más restringidas que otras y por eso requieren una menor cantidad de conocimientos. Por otro lado, mientras menos restringidas sean las definiciones aplicadas, más lejanas serán las semejanzas en las propiedades de las sustancias así definidas. Para diferentes aplicaciones se necesitan diferentes conceptos ácido-base. Examinaremos tres de ellos que encuentran aplicaciones extensas.

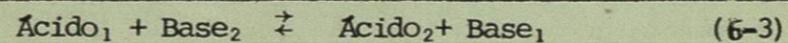
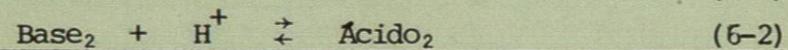
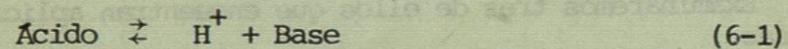
Concepto de Arrhenius. En el concepto de Arrhenius, un ácido se define como una sustancia que en solución acuosa desprende protones y una base es una sustancia que en solución acuosa desprende iones hidroxilos. Ciertas sustancias que en solución acuosa pueden dar ambos, H^+ y OH^- , se llaman anfóteras. Una reacción de neutralización entre un ácido y una base produce una sal y agua.



Este fue el primer concepto moderno de ácidos y bases y aún sirve como fundamento para la nomenclatura química de los mismos. La definición está restringida en el sentido de que el concepto se limita al disolvente agua; sin embargo, muchas reacciones químicas de naturaleza similar pueden llevarse a cabo en disolventes no acuosos y en reacciones sin muchas sustancias que tienen propiedades básicas en solución acuosa. El concepto es útil por su relación con la nomenclatura y porque con él se describen apropiadamente muchas reacciones de neutralización en solución acuosa.

Concepto de Bronsted Lowry. De acuerdo con este concepto, un ácido es una sustancia que desprende protones (un donador de protones) y una base es una sustancia que se combina con protones (aceptor de protones). Las reacciones de neutralización implican una transferencia de protones. Las sales son únicamente agregadas de iones que se producen en algunas, pero no en todas las reacciones de neutralización.

Al perder un protón, un ácido forma una base, puesto que por la reacción inversa, la sustancia formada puede ganar un protón. Del mismo modo una base forma un ácido al ganar un protón, estas relaciones se pueden representar con ecuaciones para una reacción de neutralización.



Entonces, vemos que una reacción de neutralización es una competencia por los protones entre dos bases. El ácido y la base representados en la ecuación (6-1 y 6-2) son un par conjugado; esto es, un ácido forma su base conjugada al perder un protón y una base forma su ácido conjugado cuando gana un protón. En la ecuación 6-3 las sustancias con el mismo subíndice son pares conjugados. Este concepto se puede ilustrar con algunos ejemplos:

	Ácido	+	Base	\rightleftharpoons	Ácido	+	Base
1	H_3O^+	+	OH^-	\rightleftharpoons	H_2O	+	H_2O
2	HCl	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+	+	Cl^-
3	H_2O	+	NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
4	H_2O	+	CO_3^{2-}	\rightleftharpoons	HCO_3^-	+	OH^-
5	H_2O	+	HCO_3^-	\rightleftharpoons	H_2CO_3	+	OH^-

La primera ecuación es una reacción de neutralización tanto en el concepto de Arrhenius, como en el de Bronsted Lowry, pero debido a que el primero consideraba bases sólo al ion hidróxido (OH^-), las otras reacciones según él están excluidas.

Obsérvese que en las ecuaciones 2 y 3 el agua actúa como base y como ácido respectivamente. De acuerdo con este concepto, el agua es anfótera, lo mismo que otras sustancias que pueden donar o aceptar protones. Funciona como un ácido en presencia de bases más fuertes que ella (NH_3) y como una base en presencia de un ácido también más fuerte que ella (HCl). Las posiciones de los equilibrios dados anteriormente dependen en cada caso de las posibilidades relativas de ambos ácidos para donar protones o de ambas bases para aceptar protones. Así, la ecuación 2 es para una reacción en el equilibrio que va bastante hacia la derecha, porque el HCl es un donador de protones mucho más fuerte que el ion H_3O^+ y el ion Cl^- es un aceptor de protones mucho más pobre que el H_2O . Obsér-

vese que la base conjugada de un ácido fuerte es una base débil. Así, Cl^- la base conjugada del ácido fuerte HCl , es un aceptor de protones pobres, por el contrario, la base conjugada de un ácido débil es una base fuerte. El ácido débil H_2O tiene una base conjugada fuerte OH^- .

Estas relaciones permiten establecer escalas de fuerza ácida o básica, la fuerza ácida relativa de los donadores de protones se mide por el grado hasta el que llegan las reacciones en equilibrio con una base común. La fuerza básica de los aceptores de protones se establece de un modo similar.

La tabla 6-1 enlista varias sustancias familiares acomodadas en orden decreciente de fuerza ácida.

TABLA 6-1. Reacciones ácido base en agua.

Ácido				Base
HClO_4	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + ClO_4^-
HCl	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + Cl^-
H_2SO_4	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + HSO_4^-
H_3PO_4	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + H_2PO_4^-
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
H_2S	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + HS^-
NH_4^+	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + NH_3
H_2O	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + OH^-
NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	H_3O^+ + NH_2^-

Ya que la base conjugada de un ácido débil es una base fuerte y viceversa, las bases que se forman en las reacciones están en el orden inverso de fuerza; esto es la base más fuerte está el final de la tabla.

El concepto de Bronsted Lowry también se puede aplicar a otros disolventes diversos al agua. De acuerdo con tal criterio cualquier proceso en el cual se transfiere un protón puede ser tratado como una reacción ácido-base. A menudo se aplica a disolventes tales como NH_3 líquido anhídrido y ácidos líquidos anhídridos, tales como H_2SO_4 y $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, estos disolventes sirven como materiales anfóteros, lo mismo que el agua. En estos disolventes los iones ácidos y básicos se forman por reacciones análogas a la autoionización del agua, algunas de estas reacciones se muestran en la tabla 6-2. Las sustancias que suministran NH_4^+ en NH_3 líquido son ácidos en este disolvente, del mismo modo que las sustancias que dan el H_3O^+ en H_2O , son ácidas en forma semejante, en NH_3 líquido. Las bases son sustancias que dan NH_2^- . Estos disolventes y otros que no contienen protones, pueden ser tratados aún por medio de otro concepto útil: el concepto del sistema de disolvente, los detalles de este sistema están fuera del alcance de nuestro libro.

El agua es una base suficientemente fuerte como para reaccionar en forma total con algunos de los mejores donadores de protones, tales como HC_4O , HNO_3 , HCl y HBr , según la reacción representada de un modo general como:



Debido a ello no es posible distinguir entre las fuerzas de estos ácidos en solución acuosa, en otras palabras el ácido más fuerte que puede ser medido en agua es H_3O^+ . Las sustancias que son mejores donadoras de protones que el H_3O^+ forman este ion en agua y todos aparecerán teniendo la misma fuerza.

Este es el llamado efecto de nivelación del agua sobre la fuerza ácida. Para distinguir entre las fuerzas de estos ácidos es necesario usar algún disolvente que sea un aceptor de protones más pobre que el agua y en el cual estas sustancias no se ionicen completamente. De este modo se ha establecido que la fuerza relativa de estos ácidos es:

