físicos de separación. Como anticipado, las sustancias puras se clasifican en elementos y compuestos.

Las sustancias puras tienen propiedades específicas bien definidas. Dichas propiedades no varían, aun cuando la sustancia pura se encuentre formando parte de una mezcla.

**3.1.1     Elemento.**

Elementos (o sustancias puras simples).



Ejemplo de sustancia pura simple: el Oxígeno molecular. Formado por 2 átomos de oxígeno. O2

Son las sustancias formadas por un solo tipo de átomo y no se pueden descomponer en otras sustancias puras más sencillas por ningún procedimiento. Por ejemplo, son sustancias puras simples todos los elementos químicos de la tabla periódica.

**3.1.2**     **Compuesto.**

Compuestos



Ejemplo de compuesto: Sal común, o químicamente definida como Cloruro de Sodio (NaCl).

Los compuestos son sustancias que están formadas por dos o más elementos de la tabla periódica en proporciones fijas. Los compuestos poseen una fórmula química que describe los átomos que se han unido para formarlo y en que proporción lo han hecho. Este tipo de sustancias no puede ser separado a través de métodos físicos.

Ejemplo de fórmula química:

H2O – Indica que el compuesto (agua) está formado por Hidrógeno (2 átomos de H) y Oxígeno (1 solo átomo de O).

**3.4     Unidades de concentración de los sistemas dispersos:**

**UNIDADES DE CONCENTRACION DE LOS SISTEMAS DISPERSOS.**

**3.4.1**Porcentual.Esta forma de expresar la concentración de una mezcla relaciona la masa del soluto con la masa total de la solución, que equivale a la suma de las masas del soluto y del solvente.

**3.4.2**     Molar. La concentración molar o simplemente la molaridad (M) se define como la cantidad de moles de soluto por litro de solución.

**3.4.3**     Normalidad. La normalidad (N) de una solución se define como el número de pesos equivalentes de soluto por litro de solución.

**3.5     Ácidos y bases.**

Desde la Antigüedad se conocen distintas sustancias de características especiales y de gran interés práctico que hoy conocemos-como **ácidos-y-bases.**  
Ácidos y bases son reactivos químicos muy comunes y gran parte de su química se desarrolla en medio acuoso. Las reacciones en las que participan estas especies de denominan **reacciones ácido-base,** y su estudio requiere la aplicación de los principios del equilibrio químico a disoluciones. En estas reacciones, el disolvente juega un papel muy importante, ya que ácidos y bases intercambian protones con él, es por ello, que también se denominan reacciones de**trasferencia de protones.**

En esta teoría Arrhenius definió ácidos y bases como:

**Ácido:** es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidrógeno, H+

**Base:** sería toda sustancia que en disolución acuosa se disocia con formación de iones hidróxido, OH-

Siguiendo la teoría, las reacciones de neutralización ácido-base, tienen lugar cuando un ácido reacciona totalmente con una base, produciéndose una sal más agua. Se llega así a la conclusión de que una reacción de neutralización consiste en la combinación del ión H+ del ácido, con el ión OH- de la base para producir H2O no disociada.

La teoría de Arrhenius, a pensar de constituir un gran avance, tiene grandes limitaciones, ya que reduce muchísimo los conceptos de ácido y base.

**Teoría de Brönsted-Lowry**En el año 1923, **J.N.Brönsted** y **T.M. Lowry**, proponen por separado, pero casi simultáneamente, una teoría acerca de los ácidos y las bases que ampliaba considerablemente los conceptos anteriormente expuestos por Arrhenius.  
Según su propuesta, una sustancia se comportaba como ácido, cuando cedía protones y como base cuando aceptaba protones. La tendencia a transferir protones era lo que caracterizaba a los ácidos, mientras que la tendencia a aceptarlos, era algo característico de las bases según esta teoría.

Las ideas de ácido y base, son complementarias. Los ácidos sólo actuarán como tales, como dadores de protones, si existe presencia de algunas sustancias capaces de aceptarlos, es decir, una base. De la misma manera, las bases sólo pueden aceptar algún protón si hay ácidos que les transfieran algunos protones.  
Así, por ejemplo, en una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO3, éste actuará como ácido y la base será el agua, ya que el ácido nítrico se ioniza, cediendo al agua un protón:

HNO3 (aq) + H2O (l) → H3O+ (aq) (ión hidronio) + NO3- (aq)

Se puede considerar a las reacciones ácido-bases como equilibrios , en los que las sustancias formadas pueden trasferirse también H+ entre ellas. En general , si expresamos como un equilibrio la reacción acido-base, tenemos :

Ácido + Base ↔ Ácido conjugado de la base + Base conjugada del ácido

Siendo el ácido conjugado de la base, el que se forma cuando la base recibe un H+, y la base conjugada del ácido, es la base formada cuando el ácido cede un H+.  
Así, un par conjugado queda constituido por un ácido y su base conjugada, o viceversa.  
Estas reacciones de ácidos- bases, son las que, en la teoría de Brönsted –Lowry denominan como reacciones de neutralización.

La teoría de Brönsted-Lowry, tiene muchas mejorías con respecto a la teoría de Arrhenius, ya que las definiciones de ácidos-bases de Brönsted-Lowry, no se limitan a las disoluciones acuosas, y son válidas para cualquier disolvente, pues se conocen abundantes sustancias con comportamientos ácidos y básicos en ausencia de agua. También, aunque las definiciones en ambas teorías de los conceptos ácido-base, pueden considerarse casi análogas, las definiciones de Brönsted y Lowry, para las bases permite incluir sustancias que no eran base para Arrhenius, como puedan ser: NH3, S2-, HCO3-, CH3HN2, etc.

**Lewis**

Gilbert Lewis, en 1938, amplió el concepto de ácido-base propuesto por Brönsted-Lowry, que aunque era aceptable, existían compuestos que no se ajustaban a lo presupuesto por esa teoría.  
De este modo, Lewis amplió el concepto de ácido y base a términos de estructura electrónica.  
Su teoría considera ácido a todos los átomos, moléculas o iones que puedan aceptar un par de electrones, y base sería toda especie química que sea capaz de ceder un par de electrones. Así el H+ se considera un **“ácido de Lewis”** ya que posee un espacio electrónico en su estructura que es capaz de aceptar un par de electrones.  
De igual manera, el amoniaco sería una **“base de Lewis”**, pues la capa de valencia del nitrógeno tiene un par de electrones sin compartir.  
Para Lewis una reacción de neutralización, es el proceso en el cual una sustancia con espacio electrónico (como por ejemplo, el átomo del boro en el BF3), acepta un par de electrones de una base de Lewis, como puede ser el caso del amoniaco:

BF3 + :NH3 → F3B ← :NH3

Las teorías de ácidos y bases, son un excelente ejemplo del avance del conocimiento, donde las teorías nuevas, nacen para mejorar las anteriores, cuando estas dejan de explicar todos los hechos que se conocen.

***Referencias***

*Recuperado de wikipedia.org.*

*Sistemas dispersos (2011). Recuperado de wwwquimica303.blogspot.com.*

*Dispersion (chemistry). Recuperado de wikipedia.org.*

*Recuperado de wikipedia.org.*

*Dispersed systems. Recuperado de accesspharmacy.mhmedical.com.*