

Química Inorgánica Universitaria

Ingeniería Química

**Universidad Tecnológica Facultad
Rosario**

Autor: Ing. Leonardo C. Ferrari

Año: 2016

Revisión N° 2

CONTENIDO

INTRODUCCIÓN

Tema 1: UNIDADES QUIMICAS

- 1.1 Peso atómico.
- 1.2 Átomo gramo.
- 1.3 Molécula gramo.
- 1.4 Mol.
- 1.5 Peso molecular.
- 1.6 Volumen molar o Volumen molecular gramo.

Tema 2: UNIONES QUIMICAS

Contenido:

- 2.1 Regla del octeto.
- 2.2 Símbolos de Lewis.
- 2.3 Tipos de enlace.
- 2.4 Estructuras de Lewis.
- 2.5 Híbridos de resonancia.
- 2.6 Transición entre enlace covalente e iónico.
- 2.7 Tipos de enlace y propiedades de las sustancias.

Tema 3: COMPUESTOS QUÍMICOS

Contenido

- 3.1 Ley de las proporciones definidas.
- 3.2 Composición y formula química.
- 3.3 Estado de oxidación.
- 3.4 Estado de oxidación y tabla periódica.
- 3.5 Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.
- 3.1 Ley de las proporciones definidas.

Tema 4: REACCIONES QUÍMICAS

Contenido

- 4.1 La reacción química.
- 4.2 La ecuación química.
- 4.3 Reacciones de óxido-reducción.
- 4.4 Ecuaciones iónicas.
- 4.5 Métodos de resolución de reacciones de óxido-reducción inorgánicas.

Tema 5: ESTEQUIOMETRIA

Contenido

- 5.1 Ley de conservación de la masa.**
- 5.2 Significado cuantitativo de las ecuaciones químicas.**
- 5.3 Ejemplos de cálculos estequiométricos.**
- 5.4 Reactivo limitante.**
- 5.5 Peso equivalente de elementos.**
- 5.6 Equivalente-gramo.**
- 5.7 Peso equivalente de compuestos.**

Tema 6: BALANCES DE MATERIA

Contenido

- 6.1 Definiciones.**
- 6.2 Estrategia para analizar los cálculos de balances de materia.**
- 6.3 Descripción breve de que es un diagrama de flujo de un proceso industrial.**
- 6.4 Ejemplo.**

BIBLIOGRAFIA

INTRODUCCIÓN

Definición de química inorgánica:

La química inorgánica se encarga del estudio integrado de la formación, composición, estructura y reacciones químicas de los elementos y compuestos inorgánicos (por ejemplo, ácido sulfúrico); es decir, aquellos que no poseen enlaces carbono-hidrógeno, porque éstos pertenecen al campo de la química orgánica. Dicha separación no es siempre clara, como por ejemplo en la química órgano metálica que es una superposición de ambas.

Tema 1: UNIDADES QUIMICAS

- 1.1 Peso atómico.
- 1.2 Átomo gramo.
- 1.3 Molécula gramo.
- 1.4 Mol.
- 1.5 Peso molecular.
- 1.6 Volumen molar o Volumen molecular gramo.

1.1 Peso atómico.

Es el peso promedio de los átomos de un elemento en relación con el peso de un átomo de carbono 12. La unidad de peso atómico es la u.m.a.

Arbitrariamente se define: 1 u.m.a. = 1/12 masa de un átomo de C-12 ~ $1,67 \times 10^{-27}$ Kg ~ $1,67 \times 10^{-24}$ g.

1.2 Átomo gramo.

Es el peso atómico de un elemento expresado en gramos.

1.3 Molécula gramo.

Es el peso molecular de una sustancia (elemento o compuesto) expresado en gramos.

1.4 Mol.

Es una unidad de cantidad de partículas. El número de partículas que constituyen un mol se conoce con el nombre de número de Avogadro y es igual a $6,022 \times 10^{23}$.

Una mol de átomos es igual al número de átomos contenidos en el átomo gramo. Una mol de moléculas es igual al número de moléculas contenidas en la molécula gramo.

Relaciones:

Átomo gramo = peso atómico en g = 1 mol de átomo = NA de átomos

1.5 Peso molecular.

El peso molecular de una sustancia es igual a la suma de los pesos atómicos de los elementos que forman una molécula.

Relaciones:

Peso molecular en g = molécula gramo = 1 mol de molécula = NA de moléculas

1.6 Volumen molar o Volumen molecular gramo.

Es el volumen que ocupa una molécula gramo o mol de una sustancia. El volumen molar de un gas, en condiciones normales de temperatura y presión (273°K y 1 atm), es igual a 22,4 litros.

Tema 2: UNIONES QUIMICAS

Contenido:

- 2.1 Regla del octeto.
- 2.2 Símbolos de Lewis.
- 2.3 Tipos de enlace.
- 2.4 Estructuras de Lewis.
- 2.5 Híbridos de resonancia.
- 2.6 Transición entre enlace covalente e iónico.
- 2.7 Tipos de enlace y propiedades de las sustancias.

Introducción:

Raramente los elementos se encuentran como átomos aislados, sino que el estado general es el de átomos enlazados. Por ejemplo, el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno y los halógenos son moléculas biatómicas. El carbono, en sus variedades diamante y grafito, se encuentra formando grandes moléculas compuestas por millones de átomos ligados, entre éstos elementos metálicos se disponen en estructuras cristalinas de diversas geometrías mediante el enlace de sus átomos, y así podríamos mencionar un sinnúmero de ejemplos en los que se observan átomos de un mismo elemento ligados entre sí. Y más frecuentes aún son los enlaces que se establecen entre átomos de elementos diferentes formando compuestos químicos, existiendo millones en la naturaleza.

¿Cómo se combinan los átomos y cuáles son las fuerzas que los unen? Las respuestas a estas preguntas son fundamentales en la comprensión de la naturaleza de la materia y sus cambios, dado que las transformaciones químicas son esencialmente alteraciones de los enlaces químicos.

Por el momento digamos que la fuerza que mantiene unidos a los átomos es de naturaleza electrostática.

2.1 Regla del octeto.

El descubrimiento de los gases nobles y su extraordinaria estabilidad, facilitó la comprensión de la fuerza motriz que conduce a la formación de los enlaces. De esa observación derivó lo que se denomina la regla del octeto: "Los átomos interaccionan modificando el número de electrones en sus niveles electrónicos externos de tal forma que tienden a adquirir la estructura electrónica de un gas noble".

Con excepción del helio (que posee dos electrones), los gases nobles poseen ocho electrones en su nivel externo, con una configuración ns^2np^6 , siendo n el número cuántico principal correspondiente a la última capa electrónica. De acuerdo con la regla del octeto, en la formación de un enlace químico los átomos modifican su estructura electrónica original intercambiando o compartiendo electrones con átomos

vecinos, de modo de alcanzar a contener ocho electrones en su capa más externa, salvo los elementos hidrógeno, litio y berilio que adquieren la configuración del helio (con dos electrones) y de esta manera quedan incluidos en la regla. No obstante, existen muchas excepciones a esta regla y hasta se han logrado sintetizar compuestos con los gases nobles.

2.2 Símbolos de Lewis.

Una representación de gran utilidad para visualizar la formación de enlaces químicos la constituyen los llamados símbolos de Lewis. Se trata de escribir los símbolos de los elementos rodeados de puntos donde cada uno representa a un electrón de valencia, es decir, los puntos corresponden a los electrones de la capa externa, que son los que intervienen en las uniones químicas. De acuerdo con la regla del octeto el símbolo de un elemento rodeado de ocho puntos representa una especie de gran estabilidad. Señalemos que las ubicaciones de los puntos alrededor del símbolo no indican de ninguna manera posible posición de los electrones. A los efectos de la utilidad práctica de estos símbolos, lo que interesa es el número de puntos y no sus ubicaciones.

Este simbolismo resulta muy adecuado para la descripción de los enlaces en los elementos representativos, pero presenta dificultades con los elementos de transición, debido a que estos utilizan, por lo general, electrones alojados en más de un nivel electrónico.

Para ejemplificar estos símbolos observemos en la tabla 1.1 algunos casos de elementos que mediante la ganancia o pérdida de electrones, adquieren la estructura de gas noble:

Especie	Símbolo de Lewis	Configuración electrónica	Gas noble isoelectrónico
Na	Na.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (*)	-
Na^+	Na	$1s^2 2s^2 2p^6$	Ne
Ca	Ca:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	-
Ca^{2+}	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Ar
Cl	$:\ddot{Cl}.$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	-
Cl^-	$:\ddot{Cl}:$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Ar
O	$:\ddot{O}::$	$1s^2 2s^2 2p^4$	-
O^{2-}	$:\ddot{O}::$	$1s^2 2s^2 2p^6$	Ne

Tabla 1.1

(*) En la columna que contiene las estructuras electrónicas se han resaltado los orbitales que corresponden a los electrones de valencia representados con puntos en el símbolo de Lewis respectivo.

Los elementos metálicos pierden fácilmente los pocos electrones que poseen en su última capa, pues así los cationes formados presentan la estructura del gas noble que se encuentra anterior a cada uno de ellos en la tabla periódica; mientras los no metales, mediante la ganancia de electrones, es decir, formando aniones, adquieren la estructura del gas noble que les sigue. En la tabla se han indicado dos ejemplos para cada caso, señalando, en la última columna, los gases nobles cuya estructura adquieren las especies iónicas estables formadas.

2.3 Tipos de enlace.

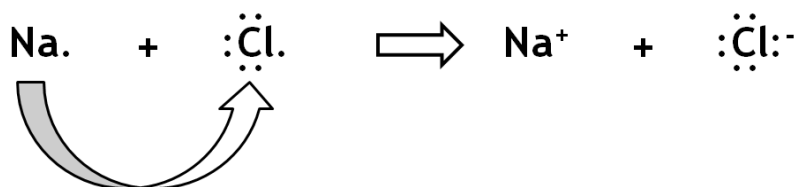
Más arriba señalamos que los átomos pueden alcanzar la estructura estable de gas noble mediante dos mecanismos: intercambiando o compartiendo electrones con sus vecinos. Según ocurra uno u otro de estos procesos, las uniones que se establecen entre los átomos en los compuestos químicos se clasifican en dos tipos: iónicas (también llamadas electrovalentes) y covalentes.

La naturaleza de las uniones en un compuesto ejerce gran influencia sobre sus propiedades, de modo que es muy importante conocer cómo se forman los enlaces, y más aún, dados dos átomos, predecir qué tipo de unión formarán, por lo cual constituyen objetivos fundamentales de este tema.

2.3.1 Enlace iónico o electrovalente.

El enlace iónico es el que se establece como resultado de la atracción electrostática entre iones de carga opuesta. Un compuesto iónico contiene cationes y aniones que se mantienen fuertemente ligados formando una estructura sólida en la que un catión se encuentra rodeado de varios aniones, y a su vez a cada anión lo rodean varios cationes. Es decir, no existen moléculas aisladas del compuesto, sino que se trata de un conglomerado de iones dispuestos regularmente.

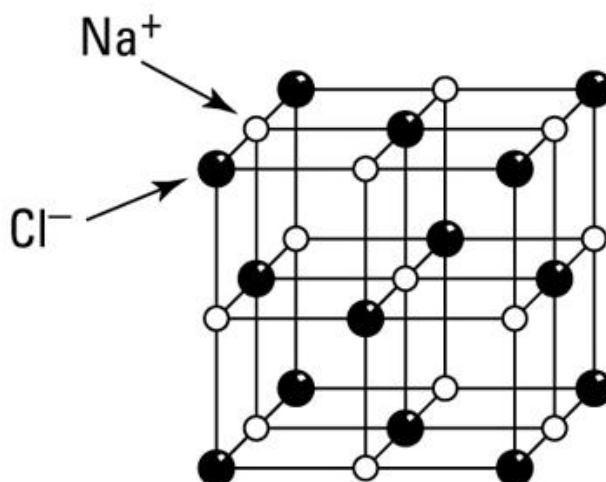
Tomemos como ejemplo un compuesto iónico típico: el cloruro de sodio (NaCl). Ya hemos considerado (tabla 1.1) la formación de los iones individuales a partir de los átomos neutros respectivos, pero debemos completar la descripción señalando que el electrón que gana el cloro fue cedido por el sodio, y de esa manera ambos alcanzaron la configuración del gas noble. Representemos la formación del compuesto iónico con símbolos de Lewis:



Aquí hemos representado la reacción entre un átomo de sodio y uno de cloro, en la que se ha obtenido un catión y un anión atraídos entre sí (un par iónico). Pero no

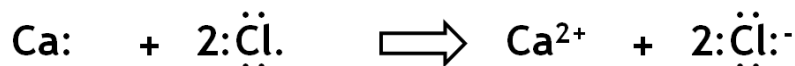
debemos considerar al compuesto como formado por pares iónicos aislados colocados uno a continuación de otro, sino que, como ya se indicó, en realidad la sustancia se compone de un sinnúmero de partículas cargadas que conforman una red cristalina, en la que cada ion se halla rodeado de un cierto número de iones de carga opuesta; en el caso particular del NaCl a cada catión Na^+ lo rodean 6 aniones Cl^- y viceversa.

Para mantener la electroneutralidad, debe existir el mismo número de aniones y de cationes, y esto es lo que indica la fórmula NaCl , la relación en el número de iones de cada elemento en el compuesto formado. El número real de iones presentes en un cristal (que será muy elevado) depende del tamaño del cristal bajo estudio. En la siguiente figura se puede observar la estructura que presenta el cristal de NaCl.



El número y tipo de cargas de un ion determinado, consecuencia obvia del número de electrones que gana o pierde el átomo neutro, y que generalmente no excede de tres, suele denominarse electrovalencia.

Consideremos otro ejemplo de compuesto electrovalente: el cloruro de calcio (CaCl_2). En la tabla 1.1 figura el Ca^{++} como ejemplo de ion estable, pues satisface la regla del octeto con dos electrones de menos respecto del átomo neutro. En la formación del compuesto a partir de los elementos, son necesarios dos átomos de cloro, recibiendo cada uno de ellos, un electrón de los dos cedidos por un átomo de calcio. En símbolos:



En este caso la fórmula CaCl_2 indica que en la estructura cristalina existe una relación entre los aniones y los cationes, de 2:1, y de esta manera se mantiene la electroneutralidad.

2.3.2 Enlace covalente.

La ganancia o pérdida de electrones no es el único mecanismo por el que los átomos pueden satisfacer la regla del octeto, sino que también, dos (o más) átomos pueden asociarse compartiendo electrones de modo que todos los miembros de la sociedad (a la que llamamos molécula) adquieren la estructura de gas noble. Los electrones compartidos establecen los enlaces manteniendo unidos a los átomos entre los que se encuentran ubicados, y cada par de electrones constituye un enlace.

El enlace covalente es muy común entre átomos de dos elementos no metálicos, ya que ambos requieren electrones para satisfacer la regla del octeto, y lo logran mediante esta coparticipación. Recordemos que los elementos no metálicos poseen alto potencial de ionización, es decir, difícilmente pierden electrones, pero si son capaces de compartirlos.

Comencemos por el ejemplo más sencillo: dos átomos de hidrógeno se unen formando una molécula muy estable (H_2), tan estable que esta es la forma en que se encuentra normalmente este elemento en estado libre. Cada átomo aporta su electrón para establecer el par electrónico que los une mutuamente, y de esta manera cada uno adquiere la configuración del helio, gas noble que le sigue. Con símbolos de Lewis:



2.4 Estructuras de Lewis.

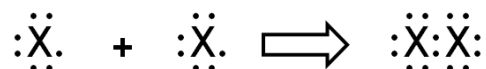
Las moléculas representadas con símbolos de Lewis se denominan estructura de Lewis y en ellas, cada par electrónico compartido, es decir, cada enlace- suele representarse por una línea: H-H. Señalemos que, en la asignación de los electrones a cada átomo, se considera que los que integran el par compartido pertenecen a ambos átomos simultáneamente. En este caso particular, por ejemplo, cada átomo de hidrógeno contiene los dos electrones, asemejándose así al helio.

Observemos que la fórmula de un compuesto covalente tiene un significado más real que en los iónicos, pues no solo indica la relación de número de átomos de cada elemento en el compuesto, sino que también presenta a una entidad discreta de existencia material, como es cada molécula. En una masa determinada del gas hidrógeno, las moléculas se atraen entre ellas por otro tipo de fuerzas, de naturaleza diferente y muchísimo más débiles que las que unen a los átomos, las que serán tratadas más adelante.

Hay otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas covalentes, como ser: los halógenos (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2), y así se los representa en las ecuaciones químicas.

Los halógenos poseen siete electrones de valencia. Mediante la formación de un enlace covalente entre dos átomos de un mismo elemento, cada uno se rodea de los ocho electrones que le confiere la estructura de gas noble. Dado que este

comportamiento es común a todos los halógenos, podemos generalizar representando con una "X" a un átomo de cualquiera de ellos:



Dos átomos pueden establecer su unión a través de más de un par electrónico (hasta un máximo de tres pares) y en estos casos el enlace recibe el nombre de múltiple: doble (dos pares de electrones) y triple (tres pares).

La molécula de nitrógeno es un ejemplo de enlace triple. Este elemento posee cinco electrones en su capa de valencia (recordemos que se trata de un elemento del quinto grupo) y para lograr los ocho electrones que exige la regla, cada átomo aporta a la sociedad tres electrones, de modo que comparten seis, es decir, tres pares:



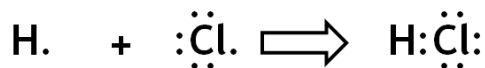
La molécula de oxígeno (elemento del sexto grupo) puede representarse por un enlace doble:



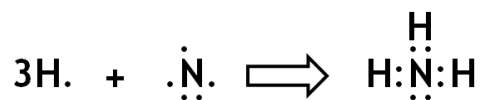
De esta manera queda plenamente satisfecha la regla del octeto, pero en realidad esta representación es válida solo parcialmente pues no da cuenta de algunas propiedades del oxígeno, las que deben ser explicadas mediante otra teoría que no se considerará por ahora.

Otros ejemplos sencillos de moléculas covalentes representadas con estructuras de Lewis, son:

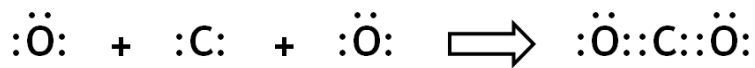
Cloruro de hidrógeno:



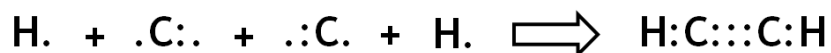
Amoníaco:



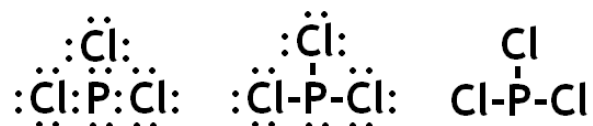
Dióxido de carbono:



Acetileno:



Se mencionó anteriormente que en estas estructuras, las uniones pueden representarse mediante líneas (cada una equivale a un par electrónico) y ahora digamos que los electrones que rodean a los átomos completando el octeto pero que no forman parte de la unión, pueden o no estar explícitamente indicados. Por ejemplo, la molécula de tricloruro de fósforo (Cl_3P) puede representarse de las tres maneras que se muestran a continuación:



En algunos casos, las estructuras de Lewis solo pueden escribirse correctamente considerando que ambos electrones integrantes del par compartido han sido aportados por uno de los dos átomos ligados. Por ejemplo, tratemos de formar la estructura de Lewis del dióxido de azufre (SO_2), en donde cada uno de los átomos intervinientes posee seis electrones de valencia. En principio, y solo a los efectos de facilitar la construcción de la estructura, distingamos a los electrones del azufre con triángulo y a los electrones del oxígeno con un punto, aunque en realidad en la molécula es imposible efectuar tal distinción. En primer lugar debemos disponer los átomos en el orden correcto: ambos oxígenos unidos al azufre que ocupa la posición central:



Para que cada átomo de oxígeno quede rodeado de ocho electrones, deberá "recibir" dos electrones adicionales por parte del azufre, por lo que la primera intención sería unir a cada oxígeno con el azufre a través de una doble ligadura:

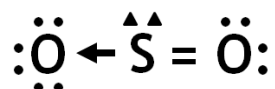


De este modo, ambos átomos de oxígeno cumplen con la regla del octeto, pero contemos los electrones que rodean al átomo de azufre: ¡son 10!, de modo que se está violando dicha regla, por lo que debemos reorganizar la distribución electrónica. De todos modos, debemos señalar que existen moléculas que no cumplen con la regla

del octeto (son las excepciones que confirman la regla) pero no las consideraremos aquí.

Si suponemos que una de las uniones está formada por electrones aportados sólo por el azufre, logramos una estructura correcta.

Este tipo de unión se denomina covalente coordinada o dativa y puede representarse por una flecha que señale el sentido en que fueron "donados" los electrones.



Es importante poner de relieve que la unión coordinada (así como la distinción entre electrones de átomos diferentes) es solo un medio para lograr la estructura adecuada, pero una vez establecida la unión es indistinguible de la unión covalente común y no le confiere a la molécula propiedades diferenciales respecto de esta. La molécula de SO_2 puede representarse:



Pues, sabiendo que el átomo de oxígeno aislado contiene seis electrones (por tratarse de un elemento del sexto grupo), es fácilmente deducible que la unión simple se forma con dos electrones aportados ambos por el azufre, sin necesidad de indicarlo explícitamente.

Podemos resumir el mecanismo que debe seguirse en la construcción de las estructuras de Lewis, mediante las siguientes reglas:

1°) Disponer los átomos en el orden correcto. No existen reglas definidas que lo indiquen (por lo que en muchas oportunidades se debe apelar al sentido común) pero de todas maneras podemos mencionar algunas generalizaciones, como ser: en los óxidos, comúnmente los oxígenos se ubican alrededor del elemento central; en los ácidos, los hidrógenos reemplazables se hallan ligados a los átomos de oxígeno, etc.

2°) Contar y utilizar todos los electrones de valencia de los átomos intervinientes.

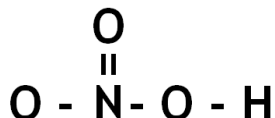
3°) Colocar un par de electrones entre cada dos átomos y organizar los demás electrones de a pares alrededor de cada átomo.

4°) Reordenar, en caso necesario, los pares de electrones colocando enlaces dobles o triples, de modo de lograr la estructura adecuada: ocho electrones para cada átomo, excepto el hidrógeno, litio y berilio que poseen dos.

Ejercicio: escribir la estructura de Lewis del ácido nítrico (HNO_3).

2.5 Híbridos de resonancia.

Existen algunas especies covalentes que pueden representarse por más de una estructura de Lewis mediante el simple hecho de modificar la distribución de los electrones que constituyen los enlaces, pero respetando siempre la regla del octeto y manteniendo fijas las posiciones de los átomos. Por ejemplo, en el caso del ácido nítrico, recientemente descrito, se pueden intercambiar la unión simple y la doble que mantienen ligado al nitrógeno con los dos oxígenos que no contienen hidrogeno, es decir, se puede proponer la siguiente estructura:

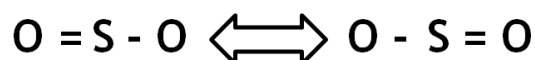
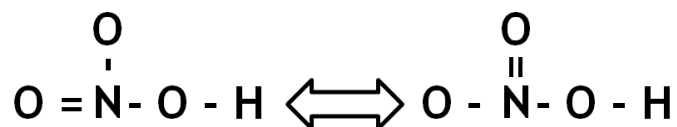


Ahora bien, dado que cualquiera de las dos situaciones describe lícitamente la posible estructura de este compuesto, ¿cuál es la verdadera?. Trataremos de responder analizando otra molécula en la que también se presenta esta situación. Es lógico suponer que la distancia que separa a dos átomos unidos por un enlace múltiple será menor que si se unen mediante un enlace simple, y así sucede realmente: una unión triple acerca más a los dos átomos que una unión doble, y esta a su vez, más que una unión simple. De acuerdo con esto, en la molécula de SO_2 por ejemplo, a la que hemos representado mediante la estructura:



Las longitudes de ambos enlaces deberían ser diferentes, pues tenemos una unión simple y otra doble. Sin embargo, las medidas experimentales demuestran que ambos oxígenos se encuentran a la misma distancia del átomo de azufre central, siendo ambas uniones equivalentes e indistinguibles. Y lo mismo sucede con los dos enlaces mencionados del ácido nítrico: experimentalmente "se los ve" exactamente iguales, y la longitud de enlace determinada no corresponde ni a un enlace simple ni a uno doble, sino que se trata de un valor intermedio entre ambos casos.

¿Cómo se explica esto? Sucede que ninguna de las dos estructuras por sí misma, representa estricta y cabalmente el carácter de esas uniones, sino que la situación real debe representarse a través de más de una estructura, y considerarla como una especie de promedio entre ellas. Cada fórmula, considerada individualmente, da una respuesta incorrecta y predice longitudes de enlace también incorrectas. Sin embargo, el conjunto de las dos fórmulas, aunque no rigurosamente preciso, es más adecuado. Las dos sustancias tomadas como ejemplo deben representarse de la siguiente manera:



Cuando una molécula puede describirse mediante dos o más estructuras, y ninguna de ellas es capaz de presentar por sí misma la situación verdadera, se dice que la molécula es un híbrido de resonancia de las estructuras electrónicas, a las que se denominan formas resonantes.

La notación indicada en los ejemplos anteriores no significa que la sustancia sea una mezcla de ambos tipos, dado que existe una sola clase de moléculas de SO_2 y de HNO_3 . El símbolo \longleftrightarrow tampoco denota movimiento, es decir, tampoco denota una situación donde los electrones oscilen de tal modo que la molécula en un instante aparezca de una manera y al siguiente de otra. La única forma de la molécula debe imaginársela superponiendo ambos tipos de formas resonantes, pues, como se dijo más arriba, la situación verdadera es un promedio de las indicadas.

Cada uno de los dos ejemplos elegidos contiene dos formas resonantes, pero existen algunas sustancias cuyas estructuras son resultado de tres o más formas contribuyentes. En la medida que un híbrido posea más formas resonantes, la sustancia que representa adquiere mayor estabilidad.

2.6 Transición entre enlace covalente e iónico.

Hemos efectuado una clara distinción entre ambos tipos de enlace (iónico y covalente) pero en realidad son muy pocas las sustancias que pueden ser consideradas iónicas o covalentes por excelencia. La mayoría de los compuestos poseen carácter intermedio entre puramente iónico y puramente covalente. Los mejores ejemplos del carácter iónico son los compuestos formados por un metal de muy bajo potencial de ionización (ubicado en el extremo inferior izquierdo de la tabla periódica) y un no metal fuertemente electronegativo del extremo superior derecho. Es decir, el ejemplo más representativo sería el fluoruro de cesio (CsF) (no mencionamos al francio (Fr) por tratarse de un elemento radioactivo inestable). En tales compuestos se produce una transferencia de electrones definida y completa desde el metal hacia el no metal y existen como un conjunto de iones en una estructura cristalina.

Una unión covalente pura solo puede establecerse entre dos átomos idénticos (tal como en la molécula de cloro) en donde cada uno posee exactamente la misma habilidad para atraer los electrones enlazantes, de modo que el par electrónico es compartido igualmente por ambos. Mientras que si el enlace covalente une a dos átomos diferentes, los electrones de la unión no están igualmente compartidos, sino que serán atraídos más fuertemente por uno de ellos, y hacia este se hallan desplazados, conformando lo que se denomina una unión polar, y la molécula recibe

el nombre de dipolo. Esta denominación proviene del hecho que el átomo que ejerce la mayor fuerza atractiva adquiere cierta polaridad negativa, y el otro, la misma polaridad pero de signo contrario producto de su parcial deficiencia electrónica. Y decimos "cierta polaridad" pues no alcanzan a ser cargas unitarias (como en el caso de los iones) sino que se trata de cargas parciales, a las que generalmente se las simboliza como δ^+ y δ^- .

En la medida que la diferencia en las fuerzas atractivas de los átomos sea mayor, más pronunciado será ese desplazamiento electrónico, y mayor será el carácter polar del enlace, acercándose cada vez más al iónico, esto es, los δ adquieren valores cada vez más cercanos a uno. Por lo tanto, de lo antedicho se desprende que el enlace covalente no polar y el enlace iónico son casos extremos de la distribución de un par electrónico entre dos núcleos.

Existe un parámetro cuyo valor indica la tendencia de un átomo a ejercer atracción sobre los electrones de enlace. Se trata de la electronegatividad, y aquí vamos a hacer uso de una de sus aplicaciones más interesantes como es la de predecir el tipo de enlace que ha de formarse entre dos átomos mediante la comparación de sus electronegatividades.

Si la diferencia entre las electronegatividades es cero o muy pequeña, puede concluirse que la unión será esencialmente covalente no polar, compartiendo ambos átomos por igual los electrones de enlace. A mayor diferencia en electronegatividad, mayor será el carácter polar del enlace, hallándose la unión desplazada (o "polarizada") hacia el átomo de mayor electronegatividad, y si la diferencia es mayor aun, se alcanza un carácter esencialmente iónico, es decir, con los electrones de enlace formando parte de la estructura electrónica del átomo más electronegativo, el cual se transformó decididamente en un anión, constituyéndose el otro en un catión.

El carácter de un enlace puede especificarse numéricamente asignándole una determinada fracción (porcentaje) de cada uno de los dos tipos extremos, en función de la diferencia de electronegatividades de los átomos enlazados. Recordemos que el valor máximo de electronegatividad, correspondiente al flúor, es 4,0 y el mínimo es 0,7, de modo que la máxima diferencia obtenible es de 3,3 para la cual tenemos prácticamente una electrovalencia del 100%. Obviamente, cuando la diferencia es cero, estamos en presencia de un enlace 100% covalente. Señalemos que a una diferencia de 1,7 le corresponde un enlace que puede considerarse constituido por un 50% de cada tipo. Por ese motivo, este valor suele tomarse como divisorio entre uno y otro carácter.

La energía que se debe gastar para romper un enlace entre dos átomos, denominada energía de enlace, es mayor cuanto más polar sea la unión entre ellos. Recordemos que Pauling utilizó datos experimentales de energías de enlace para asignar electronegatividades. En la tabla siguiente podemos visualizar la variación en el carácter de las uniones que forman los halógenos con el hidrógeno, cuyo valor de

electronegatividad es 1,9. Lógicamente, el carácter más polar lo posee la unión H-F, y es la que posee mayor energía.

Enlace	Diferencia de electronegatividad	Porcentaje de carácter iónico	Porcentaje de carácter covalente
H - F	1,9	58	42
H - Cl	0,9	27	73
H - Br	0,7	21	79
H - I	0,4	12	88

Lo mencionado anteriormente le puede resultar conocido al lector como la “Escala de Pauling”, la cual es una clasificación de la electronegatividad de los átomos. En ella el índice del elemento más electronegativo (el flúor) es 4,0 y el valor correspondiente al menos electronegativo (el cesio) es 0,7. A los demás átomos se les han asignado valores intermedios.

Globalmente puede decirse que en la tabla periódica de los elementos la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y que decae hacia abajo. De esta manera los elementos de fuerte electronegatividad están en la esquina superior derecha de la tabla. A continuación se muestra la misma:

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	H 2.1																	He
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.4	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.7	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantánidos	*	La 1.10	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.10	Gd 1.10	Tb 1.10	Dy 1.10	Ho 1.10	Er 1.10	Tm 1.10	Yb 1.10	Lu 1.27		
Actínidos	**	Ac 1.10	Th 1.30	Pa 1.40	U 1.40	Np 1.40	Pu 1.22	Am 1.30	Cm 1.30	Bk 1.30	Cf 1.30	Es 1.30	Fm 1.30	Md 1.30	No 1.30	Lr		

Ejercicio: ordenar las siguientes moléculas según el orden creciente del carácter iónico de sus enlaces: CaS; MgF₂; HI; KBr; NaCl.

2.7 Tipos de enlaces y propiedades de las sustancias.

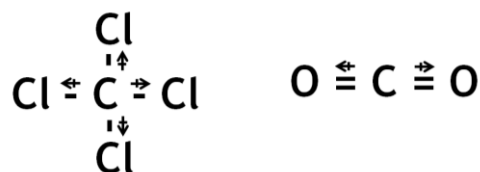
Al comienzo de este capítulo dijimos que muchas de las propiedades físicas y químicas de una sustancia son consecuencia de la naturaleza de los enlaces que mantienen unidas a sus partículas constitutivas, lo que a su vez está determinado por la estructura electrónica de los átomos intervinientes. Aquí efectuaremos una breve descripción de las propiedades físicas características y generales de los diferentes grupos de sustancias clasificadas según sus tipos de enlace, teniendo en cuenta no solo las uniones individuales átomo-átomo ya descriptas, sino también, las fuerzas atractivas que se establecen entre las moléculas en las sustancias covalentes. La fuerza de las uniones es la característica que ejerce mayor influencia sobre las propiedades, y depende de la naturaleza de las unidades estructurales que constituyen la sustancia, de modo que efectuaremos la clasificación en base al tipo de unidad estructural, y de esta manera encontramos cinco grupos de sustancias:

2.7.1. Cristales iónicos

Ya hemos descripto la estructura cristalina que adoptan los compuestos iónicos, en la que fuerzas electrostáticas mantienen fuertemente unidos a los iones de carga opuesta que forman la red. Como consecuencia, los sólidos iónicos son duros y de alto punto de fusión, dado que se les debe entregar suficiente energía térmica para romper esos fuertes enlaces y obtener el estado fluido. Sus puntos de ebullición son también altos, puesto que al proceso de evaporación se le oponen las fuertes atracciones inter-iónicas existentes en el líquido. En el estado sólido, los iones se encuentran ocupando posiciones fijas, (en torno a las cuales solo pueden vibrar), razón por la cual en ese estado no pueden conducir la corriente eléctrica, pero si lo hacen en estado fundido o en solución, donde disponen de movilidad.

2.7.2. Moléculas covalentes no polares.

Como se describió anteriormente, en estas sustancias los átomos se unen a través de enlaces covalentes formando pequeñas unidades estructurales (moléculas) en las que no existen zonas con carga, es decir, no se forman iones ni dipolos, ya sea porque los átomos poseen electronegatividades iguales en moléculas diatómicas (caso de Cl_2 o H_2 , por ejemplo) o bien, porque en moléculas que poseen tres átomos o más los centros cargados que se forman se encuentran simétricamente distribuidos alrededor de un átomo central de modo que se anulan entre sí, conformando una molécula no polar, como en Cl_4C y CO_2 según puede observarse en la figura siguiente:

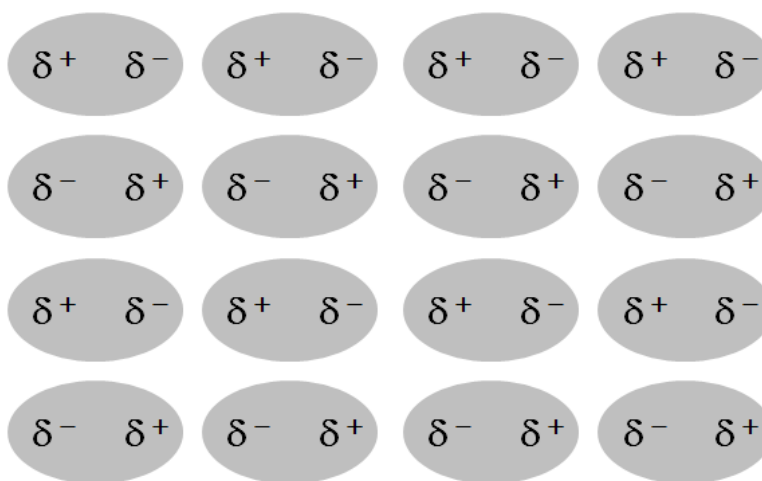


Las moléculas de este tipo se atraen entre sí en forma extremadamente débil, y de este modo la mayoría de estas sustancias son gases o bien líquidos muy volátiles, y debido a la ausencia de partículas cargadas, no conducen la corriente eléctrica.

Brevemente, diremos que las moléculas se mantienen atraídas debido a la formación de dipolos temporarios que se producen por desplazamientos momentáneos de sus electrones, y que originan débiles fuerzas atractivas denominadas fuerzas de London, en honor al investigador que brindó su explicación. No intentaremos profundizar en el mecanismo que da origen a las fuerzas de London, pero señalemos que su acción posee un alcance muy limitado, perdiendo efecto rápidamente en la medida que aumenta la distancia entre las moléculas (lo que sucede en el estado gaseoso) y además, que la fuerza con que se atraen dos moléculas mediante este mecanismo, aumenta en la medida que sus átomos posean mayor número de electrones, es decir, posean mayor número atómico. Esto último se encuentra claramente ejemplificado observando el estado físico de los halógenos en condiciones ambientales: el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido, todos ellos formados por moléculas diatómicas covalentes no polares. Obviamente, el número de electrones que posee cada elemento aumenta en el orden señalado, y con ello, las fuerzas atractivas entre sus moléculas.

2.7. Moléculas covalentes polares.

Hemos visto que cuando existe cierta desigualdad entre las electronegatividades de los átomos enlazados, y no es lo suficientemente elevada como para que se forme un enlace iónico, el enlace covalente adquiere carácter polar, y la unidad estructural formada se denomina "molécula covalente polar", las cuales poseen propiedades intermedias entre las iónicas y las covalentes no polares. Las fuerzas que se establecen entre las moléculas, se originan en la atracción que los dipolos sufren entre sí, ya que los extremos de carga opuesta de dos moléculas vecinas se atraen mutuamente, de acuerdo a lo que se muestra en la figura:



Este tipo de atracción intermolecular, es mucho más intenso que las fuerzas de London, razón por la cual este tipo de sustancias posee puntos de fusión y ebullición

más altos que las no polares. En condiciones ambientales pueden ser gases, líquidos o sólidos, aunque estos por lo general, de bajo punto de fusión.

A pesar de la existencia de centros cargados, no conducen la corriente eléctrica (aun en estado líquido) debido a que dichos centros se encuentran sobre una misma partícula, y ésta, consecuentemente, sufre idéntica atracción: hacia ambos polos de un campo eléctrico, orientándose en la dirección del campo, pero sin desplazamiento neto alguno.

2.7.4. Cristales moleculares (macromoleculares).

Algunos sólidos cristalinos poseen una estructura tal que constituyen una gran molécula gigante, formada por millones de átomos unidos entre sí por un conjunto de enlaces covalentes conformando una red única en la que no existen moléculas o iones individuales. Un ejemplo típico de este tipo de cristales lo constituye el diamante, en el que un número enorme de átomos de carbono se encuentran unidos por enlaces covalentes en una estructura tridimensional.

Estas sustancias son extremadamente duras y poseen muy alto punto de fusión, debido al gran número de enlaces covalentes que se deben romper para destruir el cristal. Tampoco conducen la corriente eléctrica, ya que no existen cargas.

2.7.5. Cristales metálicos.

Los sólidos metálicos forman una estructura cristalina, a la que puede imaginarse como una red de iones positivos y de electrones (estos últimos gozando de gran movilidad) en una relación numérica tal que componen un conjunto eléctricamente neutro.

Los enlaces entre los átomos metálicos están formados solo por sus electrones más externos, los que pueden moverse libremente a través de la red, manteniéndolos fuertemente unidos, como lo demuestran: el empaquetamiento cerrado, la alta densidad, y el alto punto de fusión que presentan la mayoría de los metales. Las excepciones a estas propiedades (como los metales alcalinos y el mercurio) se pueden explicar teniendo en cuenta otros factores, como el radio atómico y la presencia de orbitales electrónicos vacantes.

La movilidad de los electrones mencionada es la responsable de la alta conductividad eléctrica de los metales.

Con fines comparativos, y mostrando algunos ejemplos de cada uno, los cinco tipos de sustancias se encuentran resumidos en el siguiente cuadro:

Tipo	Partículas constitutivas	Fuerzas atractivas	Propiedades	Ejemplos
Cristal iónico	Iones positivos y negativos	Atracciones electrostáticas	Alto punto de fusión. Alto punto de ebullición. Dureza. Brillo. Buenos conductores en estado fundido.	NaCl; CaO; K ₂ SO ₄
Molecular polar	Moléculas polares	Dipolo - dipolo	Bajo punto de fusión. Malos conductores.	H ₂ O; HCl; HNO ₃ ; SO ₃
Molecular no polar	Moléculas no polares	Fuerzas de London	Muy bajo punto de fusión. En general son gases en condiciones ambientales. Malos conductores.	H ₂ ; F ₂ ; N ₂ ; O ₂ ; CO ₂
Macromolecular	Átomos	Uniones covalentes	Muy altos puntos de fusión. Muy duros. No conducen la corriente eléctrica.	Diamante; SiO ₂ ; SiC
Metálico	Iones positivos y electrones móviles	Unión metálica	En general alto punto de fusión. Brillo. Maleabilidad. Buenos conductores.	Fe; Cu; Al; Na

Tema 3: COMPUESTOS QUÍMICOS

Contenido

- 3.1 Ley de las proporciones definidas.
- 3.2 Composición y fórmula química.
- 3.3 Estado de oxidación.
- 3.4 Estado de oxidación y tabla periódica.
- 3.5 Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.
- 3.1 Ley de las proporciones definidas.

3.1 Ley de las proporciones definidas.

Los compuestos son el producto de la combinación química de dos o más elementos. Los compuestos y los elementos constituyen las denominadas sustancias puras, debiendo comprenderse claramente la distinción entre estas y las mezclas. Remarquemos esta diferencia en sus dos aspectos:

- cualitativamente, diciendo que cuando los elementos forman un compuesto, pierden su identidad, dado que la nueva sustancia posee características propias y diferentes a las de cualquiera de los elementos constitutivos. En cambio, los constituyentes de una mezcla (ya sean elementos o compuestos) retienen su identidad puesto que no se han combinado químicamente, pudiendo separarse mediante simples operaciones físicas de fraccionamiento.
- desde el punto de vista cuantitativo: mientras las sustancias mezcladas pueden hacerlo en proporciones variables, los elementos combinados en un compuesto lo hacen en una proporción definida y constante. La ley de las proporciones definidas lo establece claramente: “todo compuesto químico está formado por los mismos elementos en una proporción constante de masas”.

3.2. Composición y fórmula química.

3.2.1. Composición centesimal o porcentual.

Una manera de indicar la composición de una sustancia, es expresando que porcentaje en masa contiene de cada elemento; característica que debe ser constante para cada compuesto, según la ley de “las proporciones definidas”.

Tomando como ejemplo el cloruro de sodio (NaCl), vamos a calcular cuántos gramos de cada elemento (Cl y Na) están contenidos en 100 gramos del compuesto. Para ello debemos comenzar calculando su peso molecular, el que se obtiene en este caso mediante la suma directa de pesos atómicos:

$$\text{Peso molecular: } 35,5 + 23,0 = 58,5$$

Aplicando la relación existente entre el peso molecular y el mol podemos decir que 1 mol del compuesto contiene 58,5 g, de los cuales 35,5 g corresponden al cloro y 23,0 g corresponden al sodio. Por lo tanto podemos llegar al resultado buscado planteando las siguientes reglas de tres:

En 58,5 g de NaCl \rightarrow están contenidos \rightarrow 35,5 g de Cl

En 100 g de NaCl \rightarrow están contenidos \rightarrow x g de Cl

Resolviendo: x = 60,7 g de Cl en 100 g del compuesto, lo que se indica como 60,7% de Cl.

De la misma manera se plantea el cálculo para el sodio:

En 58,5 g de NaCl \rightarrow están contenidos \rightarrow 23,0 g de Na

En 100 g de NaCl \rightarrow están contenidos \rightarrow x g de Na

Resolviendo: x = 39,3% de Na

Podemos efectuar la comprobación de que los cálculos se han resuelto correctamente:

$$60,7\% + 39,3\% = 100\%$$

De acuerdo con estos resultados podemos afirmar que en cualquier porción de cloruro de sodio analizada hallaremos un 60,7% de Cl y un 39,3% de Na.

Esta manera de expresar la proporción en que se encuentran combinados los elementos en un compuesto, es decir, indicando la masa de cada uno en 100 gramos del mismo, se denomina composición centesimal porcentual, y puede determinarse experimentalmente mediante el análisis químico del compuesto. A partir de la composición centesimal puede derivarse la fórmula del compuesto, como veremos más adelante, lo cual implica recorrer el camino inverso al seguido en este último cálculo.

Ejemplo:

Determinar la composición centesimal del Fe_2O_3 (óxido de hierro III).

Resolución:

Un mol del compuesto contiene:

$$2 \text{ átomo-gramo (at-g) de Fe} = 2 \times 55,8 \text{ g} = 111,6 \text{ gr}$$

$$3 \text{ átomo-gramo (at-g) de O} = 3 \times 16,0 \text{ g} = 48,0 \text{ gr}$$

$$\text{Por lo tanto: } 111,6 \text{ gr} + 48,0 \text{ gr} = 159,6 \text{ gr}$$

Porcentaje de hierro:

$$\text{En } 159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{están contenidos} \rightarrow 111,6 \text{ g de Fe}$$

$$\text{En } 100 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{están contenidos} \rightarrow x = 69,8 \% \text{ de Fe}$$

Porcentaje de oxígeno:

$$\text{En } 159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{están contenidos} \rightarrow 48,0 \text{ g de Fe}$$

$$\text{En } 100 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{están contenidos} \rightarrow x = 30,1 \% \text{ de O}$$

$$\text{Comprobación: } 69,8 \% + 30,1 \% = 100\%$$

3.2.2. La fórmula molecular.

Sabemos que todas las moléculas que constituyen un compuesto cualquiera, poseen la misma composición elemental. Esto es: la clase y número de elementos que se combinan, es invariante para un compuesto dado, y esta información queda expresada en su fórmula molecular, en la cual se indican los elementos que componen la sustancia mediante sus símbolos correspondientes, y el número con que lo hacen, mediante subíndices colocados junto a cada símbolo. La fórmula H_2O , por ejemplo, significa que cada molécula está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno combinados químicamente. Si estos mismos elementos se combinan en cualquier otra proporción diferente a la indicada, lo hacen para formar otro compuesto, por ejemplo: H_2O_2 (agua oxigenada).

De todos modos, es importante destacar que si bien cada compuesto posee una única fórmula molecular, lo inverso no es cierto: una misma fórmula molecular puede representar a dos o más compuestos diferentes, y esto sucede cuando sus respectivas moléculas poseen los mismos elementos en clase y número, pero los átomos se distribuyen de manera diferente, es decir, forman diferentes estructuras. Esta “coincidencia” se presenta más frecuentemente entre los compuestos orgánicos.

Una fórmula molecular no indica sólo la composición individual de cada molécula sino que, aplicando los conceptos de mol y de peso atómico, también expresa las cantidades relativas en que se haya combinados los elementos. Siguiendo nuestro ejemplo, la fórmula H_2O también nos dice que cada mol de agua ($6,023 \times 10^{23}$ moléculas) está compuesto por dos moles de átomos (o dos átomo-gramo) de hidrógeno, es decir, $2 \times 6,023 \times 10^{23}$ átomos de H, y 1 mol de átomos (o 1 at-g) de oxígeno.

En términos de masas, la fórmula también indica que "cada" 18 g de agua contienen 16 g de oxígeno y 2 g de hidrógeno.

A continuación se representan los distintos significados (todos relacionados entre sí) de la fórmula del agua:

H ₂ O	1 molécula = 1 átomo de O + 2 átomos de H
	18 u.m.a. = 16 u.m.a. de O + 2 u.m.a. de H
	1 mol-g = 1 at-g de O + 2 at-g de H
	$6,023 \times 10^{23}$ moléculas = $6,023 \times 10^{23}$ átomos de O + $2 \times 6,023 \times 10^{23}$ átomos de H
	18 g = 16 g de O + 2 g de H

Ejemplo

Indicar que información puede extraerse de la formula molecular: C₃H₅O₂Na.

Resolución:

La fórmula propuesta indica que cada molécula del compuesto está formada por 3 átomos de C, 5 átomos de H, 2 átomos de O y 1 átomo de Na.

También indica que:

- 1 mol de la sustancia contiene 3 moles de átomos (o at-g) de C, 5 at-g de H, 2 at-g de O y 1 at-g de Na.
- N moléculas del compuesto contienen 3xN átomos de C; 5xN átomos de H; 2xN átomos de O y N átomos de Na, siendo $N = 6,023 \times 10^{23}$.
- Recurriendo a la tabla de pesos atómicos podemos expresar su significado en masas: C: 12; O: 16; H: 1; y Na: 23. De modo que el peso molecular de este compuesto es: $3 \times 12 + 5 \times 1 + 2 \times 16 + 1 \times 23 = 96$. Por lo tanto:
- 96 u.m.a. del compuesto están formadas por 36 u.m.a. de C; 5 u.m.a. de H; 32 u.m.a. de O y 23 u.m.a. de Na.
- 96 g del compuesto contienen 36 g de C; 5 g de H; 32 g de O y 23 g de Na.

Ejemplo

Calcular: a) Cuántos átomos; b) Cuántos átomos-gramo y c) Cuántos - gramos de cada elemento están contenidos en 19,6 g de H₂SO₄.

Resolución:

En un primer paso debemos averiguar el peso atómico de cada elemento constituyente: S: 32; O: 16; H: 1. Por lo tanto, el peso molecular del compuesto es:

$$32\text{g} + (4 \times 16)\text{g} + (2 \times 1)\text{g} = 98\text{g}$$

Esto es: en 98 g están contenidos $6,023 \times 10^{23}$ moléculas del compuesto, y de acuerdo con la fórmula, en dicha cantidad están contenidos $6,023 \times 10^{23}$ átomos de S, ($4 \times 6,023 \times 10^{23}$) átomos de O, y ($2 \times 6,023 \times 10^{23}$) átomos de H.

Por lo tanto podemos plantear:

a)

$$98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

$$19,6 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow x = 1,204 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

Mediante planteos similares se llega a:

$$2,408 \times 10^{23} \text{ átomos de H y } 4,816 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

b)

$$98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1 \text{ at-g de S}$$

$$19,6 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow x = 0,2 \text{ at-g de S}$$

Mediante planteos similares se llega a:

$$0,8 \text{ at-g de O y } 0,4 \text{ at-g de H}$$

c)

$$98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 32 \text{ g de S}$$

$$19,6 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow x = 6,4 \text{ g de S}$$

Mediante planteos similares se llega a:

$$12,8 \text{ g de O y } 0,4 \text{ g de H}$$

Podemos comprobar que esta última parte se ha resuelto correctamente:

$$6,4 \text{ g} + 12,8 \text{ g} + 0,4 \text{ g} = 19,6 \text{ g}$$

3.2.3. La fórmula mínima o empírica.

Se denomina fórmula mínima a la fórmula que indica la relación numérica que guardan los elementos que forman un compuesto, expresada de la forma más simple, estos es, mediante el menor número entero posible de los átomos de cada uno.

En muchos compuestos, la fórmula mínima coincide con la fórmula molecular, como por ejemplo en los siguientes: H_2O ; CO_2 , NH_3 , SO_2 , etc.; en estos casos la menor relación posible de números enteros es coincidente con la composición de cada

molécula. Mientras que a las siguientes fórmulas moleculares: N_2H_4 , $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$, C_6H_6 , y $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ les corresponden, respectivamente, las siguientes fórmulas mínimas: NH_2 , BNH_2 , CH y CH_2O . Obsérvese que en todos los casos se han dividido los coeficientes por el menor de ellos.

De lo antedicho se desprende que la formula molecular, o coincide con la mínima, o es un múltiplo de la misma. En términos matemáticos:

$$\text{Formula molecular} = \text{Formula mínima} \times n, \text{ donde } n = 1, 2, 3, \text{ etc.}$$

Se mencionó anteriormente que mediante el análisis químico de un compuesto puede obtenerse su composición centesimal, y esta puede ser transformada en una formula. Pues bien, la fórmula obtenida a través de este mecanismo, se denomina "fórmula empírica" (termino que significa: "fruto de la experiencia"), indicando así que surgió como consecuencia de un proceso experimental, pero no es otra cosa que la formula mínima, dado que el análisis arroja como resultado la relación en que se encuentran combinados los elementos constituyentes, pero no informa acerca de la constitución de cada molécula del compuesto. Por lo tanto, una vez obtenida la formula empírica o mínima, debemos conocer el valor de "n" de la ecuación anterior para llegar a la formula molecular. Una manera de lograrlo, es a través de la determinación experimental del peso molecular del compuesto en estudio, y compararlo con el que surge de la formula mínima. Dicha comparación nos dirá cuántas veces la formula mínima está contenida en la molecular.

Ejemplo

Una muestra de un compuesto contiene 6,30 g de carbono y 5,60 g de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica? (Pesos atómicos: C: 12 y O: 16).

Resolución:

El análisis permitió establecer la relación en peso de los elementos que constituyen el compuesto, mientras que una fórmula establece esa relación en número de átomos (o de at-g) de modo que debemos efectuar la correspondiente transformación, haciendo uso de los pesos atómicos, ya que son los factores de equivalencia entre ambas formas de expresar una misma relación entre cantidades:

$$12 \text{ g de C} \rightarrow 1 \text{ at-g de C}$$

$$6,3 \text{ g de C} \rightarrow x = 0,525 \text{ at-gr de C}$$

Y:

$$16 \text{ g de O} \rightarrow 1 \text{ at-g de O}$$

$$5,6 \text{ g de O} \rightarrow x = 0,35 \text{ at-gr de O}$$

Estos resultados nos indican que "cada" 0,525 at-g de carbono se combinan, en este compuesto, con 0,350 at-g de oxígeno. Para expresar esta relación en una fórmula (con números enteros) dividimos ambas cantidades por la menor de ellas, sabiendo que la relación no se modifica.

$$0,525/0,35 = 1,5$$

$$0,35/0,35 = 1$$

De modo que la relación entre números de átomos de carbono a oxígeno es 1,5:1,0, la cual puede transformarse en relación de números enteros sencillamente multiplicando por 2, y así se llega a la fórmula empírica o mínima: C_3O_2

Ejemplo

Determinar las fórmulas mínima y molecular de un óxido de fósforo que contiene 43,6% de P y 56,4% de O, y su peso molecular es 284. (Pesos atómicos: P: 31 y O: 16). De la misma manera que en el ejemplo anterior, para hallar la fórmula mínima debemos transformar la relación en pesos, en relación de átomos-gramo (**adoptando como base de cálculo 100 g**):

$$31 \text{ g de P} \rightarrow 1 \text{ at-g de P}$$

$$43,6 \text{ g de P} \rightarrow x = 1,41 \text{ at-gr de P}$$

Y:

$$16 \text{ g de O} \rightarrow 1 \text{ at-g de O}$$

$$56,4 \text{ g de O} \rightarrow x = 3,53 \text{ at-gr de O}$$

El paso siguiente consiste en dividir ambas cantidades por la menor de ellas, y así se obtiene: 1 at-g de P por cada 2,5 at-g de O. Para que la relación quede expresada en números enteros, multiplicamos ambos números por 2, y se llega a: P_2O_5 .

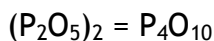
Hasta aquí hemos obtenido la fórmula establecida, puede coincidir o no con la fórmula molecular. Para averiguarlo disponemos del peso molecular del compuesto, por lo que estamos en condiciones de compararlo con el peso que surge de la fórmula mínima encontrada:

$$(2 \times 31)\text{g} + (5 \times 16)\text{g} = 142 \text{ g}$$

El valor de "n" lo arroja la relación entre el peso molecular y el peso obtenido a través de la fórmula (denominado, justamente, peso fórmula):

$$n = \text{Peso molecular} / \text{Peso fórmula} = 284 \text{ g} / 142 \text{ g} = 2$$

De aquí se desprende que la fórmula molecular del compuesto es:



Ejercicios

1- Calcular que porcentaje en peso de nitrógeno contiene el compuesto N_2O . (Rta.: 64% de N).

2- Ídem en el compuesto: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. (Rta.: 21,2% de N).

3- Determinar el porcentaje en peso de agua que contiene el compuesto: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. (Rta.: 55,9%).

4- Determinar la fórmula empírica de los siguientes compuestos a partir de la correspondiente composición porcentual:

a) 75% de C y 25% de H.

b) 69,6% de Fe y el resto de O.

c) 40,3% de K, 26,7% de Cr y 33,0% de O.

d) 52,8% de Sn; 12,4% de Fe; 16,0% de C y 18,8% de N.

(Rtas.: a) CH_4 ; b) Fe_2O_3 ; c) K_2CrO_4 ; d) $\text{Sn}_2\text{FeC}_6\text{N}_6$).

5- Una muestra de compuesto puro contiene 2,63 mg de Ca; 4,22 mg de S y 3,15 mg de O. Determinar su fórmula empírica. (Rta.: CaS_2O_3).

6- Determinar la fórmula molecular de un compuesto que contiene 85,0 % de Hg, el resto de cloro y su peso molecular es 472,2. (Rta.: Hg_2Cl_2).

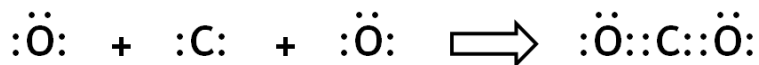
7- Un compuesto posee un 12,26% de N, 3,54% de H, 28,1% de S y 56,1% de O. Su peso molecular es 228,2. Además, se sabe que contiene el ion amonio (NH_4^+) en su estructura. Escribir su fórmula molecular. (Rta.: $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$).

8- Determinar la fórmula molecular de un compuesto cuyo peso molecular es 561,2 y contiene un 71,5% de Hg; 5,0% de N; 17,1% de O y 6,4% de H_2O . (Rta.: $\text{Hg}_2\text{N}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)).

3.3. Estado de oxidación.

Un concepto relacionado con el término “valencia”, pero de mayor utilidad a nuestros fines, es el que se conoce como estado de oxidación o número de oxidación y el cual surge de la asignación teórica, a modo de reparto, de los electrones que forman los enlaces en un compuesto entre sus distintos átomos de acuerdo con sus electronegatividades. Esto es, dado un determinado compuesto, se asignan supuestamente los electrones que forman cada unión entre dos átomos, al más electronegativo de los dos, y luego, finalizado el “reparto”, se compara el número de electrones totales que “le queda” de esta manera a cada átomo en su capa de valencia, con el número que posee en dicha capa cuando se encuentra en estado elemental (es decir, no combinado), condición a la que le corresponde número de oxidación 0 (cero). De este balance surge un número de oxidación positivo si al átomo combinado le corresponden menos electrones de valencia que en el estado libre, mientras que, si ha ganado electrones, se le asigna número de oxidación negativo, y su valor está dado por el número de electrones de diferencia.

A modo de ejemplo consideraremos el CO_2 : ambos átomos de oxígeno poseen 6 electrones en su capa de valencia y el átomo de carbono 4. Al realizar la estructura de Lewis queda:



Y debido a que la electronegatividad del oxígeno es de 3,5 y la del carbono de 2,5, tenemos:

- el oxígeno al ser el más electronegativo: $6 - 8 = -2$
- el carbono al ser el menos electronegativo: $4 - 0 = +4$

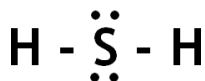
Lo que indica que el estado de oxidación del O = -2 y del C = +4.

Es nuestra obligación aclarar que, en muchos compuestos, el “reparto” al que nos hemos referido no es arbitrario, sino que ha habido una verdadera transferencia electrónica. En esos compuestos, el número de oxidación es directo y no convencional. Obviamente, nos estamos refiriendo a los compuestos iónicos.

A continuación se muestran más ejemplos, adoptando 3 compuestos que contienen azufre, con la intención de mostrar que un mismo elemento puede actuar con diferentes estados de oxidación.

a) H_2S (Sulfuro de hidrógeno):

Para visualizar los electrones de enlace, representemos la estructura de Lewis, teniendo en cuenta, obviamente, el número de electrones de valencia del azufre (6) y del hidrógeno (1).



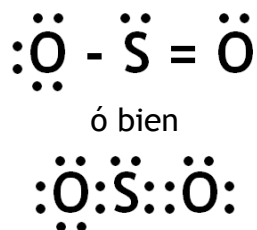
ó bien



Tratándose el azufre de un elemento más electronegativo que el hidrógeno, le asignamos los 4 electrones de ambas uniones, de modo que le corresponden los 8 electrones, mientras a cada hidrógeno no le corresponde ninguno. Ahora, comparando con los que posee cada átomo de acuerdo al grupo de la tabla a que pertenece, vemos que, mientras el átomo de azufre “ha ganado” 2 electrones, cada átomo de H “ha perdido” 1 electrón. Obviamente, no puede haber ganancia ni pérdida netas de electrones. De acuerdo con estas comparaciones, al azufre le corresponde número de oxidación (-2), y a cada hidrógeno (+1). Consecuentemente con el hecho de que no se produce ganancia ni pérdida netas de electrones, la suma algebraica de los números de oxidación en un compuesto neutro, debe ser igual a 0 (cero), lo cual se verifica en el ejemplo citado: $-2 + 2 \times (+1) = 0$.

b) SO₂ (dióxido de azufre):

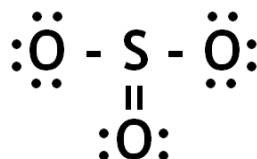
La estructura de Lewis de este compuesto puede representarse:



El oxígeno es más electronegativo que el azufre, de modo que debe asignársele los electrones compartidos en ambas uniones, la simple y la doble. De esta manera, ambos átomos de oxígeno “poseen” 8 electrones, mientras el azufre solo los dos que no forman parte de los enlaces. Comparando con el número de electrones de valencia que cada elemento posee normalmente, 6 cada uno, concluimos que los estados de oxidación de los elementos de estos compuestos son: azufre: (+4) y oxígeno: (-2).

c) SO₃ (trióxido de azufre):

Desarrollando su estructura de Lewis:



No le será difícil, lector, llegar a la conclusión de que el azufre posee número de oxidación +6, ya que no le quedan electrones de valencia asignados, mientras a cada oxígeno le corresponde -2.

En estos ejemplos se ha efectuado una descripción detallada del mecanismo de asignación de los números de oxidación a los elementos de un compuesto a través de su estructura electrónica, para que Ud. se ilustre claramente acerca del origen de este concepto, pero afortunadamente no es necesario desarrollar todo el mecanismo indicado para efectuar dichas asignaciones en cada compuesto, sino que puede arribarse a los mismos resultados de manera mucho más sencilla observando las siguientes reglas generales:

- 1- El número de oxidación de un elemento en estado libre, es decir, que no forma parte de un compuesto, como: Na, H₂, O₂, Cl₂, P₄, etc., es cero.
- 2- La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de un compuesto es cero.
- 3- El número de oxidación de un ion monoatómico, como: Na⁺, Cl⁻, Fe⁺³, etc., es igual a su carga.

- 4- La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos y ión poliatómico, como: SO_4^{2-} , NO_3^- , NH_4^+ , etc., es igual a la carga del ion.
- 5- El hidrógeno combinado generalmente posee número de oxidación +1, excepto en los hidruros -compuestos que forma con los metales de los grupos IA y IIA- en los que le corresponde el estado -1.
- 6- El oxígeno por lo general posee número de oxidación -2, excepto en los peróxidos, como el H_2O_2 (agua oxigenada), en que posee -1.

Apliquemos estas reglas en algunos ejemplos, obteniendo el estado de oxidación del elemento central de las siguientes especies; sugiriéndole al lector que, como ejercitación adicional, trate de arribar a los mismos resultados mediante la asignación de los electrones de cada unión al átomo más electronegativo:

a) H_2CO_3 :

Aplicando las reglas 2, 5 y 6, podemos escribir:

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del C}] + [3x(\text{N}^\circ \text{ de oxid. del O})] + [2x(\text{de oxid. del H})] = 0$$

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del C}] + [3x(-2)] + [2x(+1)] = 0. \text{ Por lo tanto:}$$

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del C}] + 6 - 2 = 0$$

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del C}] = 4$$

b) Al_2O_3 (óxido de aluminio):

Aplicando las reglas 2 y 6:

$$[2x(\text{N}^\circ \text{ de oxid. del Al})] + [3x(-2)] = 0$$

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del Al}] = 6/2 = +3$$

c) NO_3^- (ion nitrato):

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del N}] + [3x(-2)] = -1$$

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del N}] + 6 = -1$$

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del N}] = +5$$

d) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (ion bicromato):

$$[2x(\text{N}^\circ \text{ de oxid. del Cr})] + 7x(-2) = -2$$

$$[2x(\text{N}^\circ \text{ de oxid. del Cr})] - 14 = -2$$

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxid. del Cr}] = 12/2 = +6$$

Ejercicio:

Establecer el número de oxidación de los elementos de los siguientes compuestos:

- a) N_2O_5 ; Rta.: N: +5 y O: -2,
- b) CaBr_2 ; Rta.: Ca: +2 y Br: -1,
- c) HNO_2 ; Rta.: N: +3 y H: +1,
- d) NaClO_4 ; Rta.: Cl: +7 y Na: +1,
- e) MgSO_4 ; Rta.: S: +6 y Mg: +2,
- f) Al_2S_3 ; Rta.: Al: +3 y S: -2.

2.4. Estado de oxidación y tabla periódica.

Los estados de oxidación son característicos para cada grupo y varían con cierta regularidad al recorrer la tabla en sentido horizontal.

En términos generales, podemos comenzar diciendo que los elementos metálicos se presentan siempre con estado de oxidación positivo, mientras que los no metales pueden actuar con estado de oxidación positivo o negativo, a excepción de los dos más electronegativos (el flúor y el oxígeno) que siempre lo hacen con estado de oxidación negativo.

El número del grupo al que pertenece un elemento es el factor más orientador para establecer a priori su(s) posible(s) estado(s) de oxidación.

Con respecto a los estados de oxidación positivos, los únicos elementos que actúan siempre con el mismo número son los de los grupo IA (lo hacen con el estado +1), y IIA (actúan con +2), a los que debemos agregar: el aluminio (+3), el boro (+3), la plata (+1), el cinc (+2) y el cadmio (+2), para mencionar los más comunes. Los elementos restantes presentan más de un estado positivo, pero de todos modos, el número del grupo al que pertenece cada uno indica el “máximo” número de oxidación que puede adoptar. Esto es aplicable especialmente a los elementos representativos, pues algunos elementos de transición nunca alcanzan el número que indicaría su correspondiente grupo (caso del hierro, cobalto y níquel a los que no se les conoce el estado +8) y, por otro lado, algunos pocos exceden ese número (como el cobre, que perteneciendo al grupo IB, presenta como estado más frecuente, el +2); pero podemos considerar a estos casos como excepciones a la regla orientadora destacada más arriba.

Por otro lado, los elementos que pueden actuar con estados de oxidación negativos (los no metálicos), generalmente presentan el mismo número, el cual puede deducirse restándole 8 al número del grupo al cual pertenece cada uno. Esto es: los del grupo V (N, P, etc.) actúan con -3, los del grupo VI (O, S, etc.), lo hacen con -2, y los

halógenos con -1. A lo indicado debemos agregar el estado -1 que presenta al oxígeno en los peróxidos, y los estados -1 y -2 que suele adoptar el nitrógeno en algunos compuestos orgánicos.

De esta manera hemos brindado un panorama generalizado de los diferentes estados que adquieren los elementos en sus compuestos. Para completar todo lo dicho a este respecto, presentamos en la siguiente tabla los números de oxidación que presentan algunos de los elementos:

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA																	
IA																	VIIIA
H +1																	He
Li +1	Be +2											III A	IV A	V A	VI A	VII A	Ne
Na +1	Mg +2											B ±3	C +2, ±4	N ±1, ±2, ±3 +4, +5	O -1, -2	F -1	Ar
												Al +3	Si +2, ±4	P ±3, +5	S ±2, +4, +6	Cl ±1 +3, +5, +7	
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +2, +3, +4	V +2, +3 +4, +5	Cr +2, +3 +6	Mn +2, +3 +4, +6, +7	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2	Ga +1, +3	Ge +2, +4	As ±3, +5	Se -2, +4, +6	Br ±1 +3, +5, +7	Kr
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +3, +4	Nb +2, +3 +4, +5	Mo +2, +3 +4, +5, +6	Tc +4, +5 +6, +7	Ru +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Rh +2, +3 +4, +5, +6	Pd +2, +4	Ag +1	Cd +2	In +1, +3	Sn +2, +4	Sb ±3, +5	Te ±2, +4, +6	I ±1 +3, +5, +7	Xe
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3, +4	Ta +3, +4, +5	W +2, +3 +4, +5, +6	Re +2, +3 +4, +5, +6 (+4, +6, +7)	Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Ir +2, +3 +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po ±2, +4, +6	At ±1, +5	Rn
Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3, +4	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Figura 12.1 Estados de oxidación más comunes de los elementos

De todos modos, el estudiante no debe intentar ahora su memorización, ni siquiera parcial, pues en la medida que se ejercite en la escritura de fórmulas y ecuaciones, el uso continuo de los distintos estados le va a permitir su paulatino aprendizaje sin demasiado esfuerzo. Además, teniendo en mente las reglas enunciadas para la asignación de los números de oxidación a los elementos en un compuesto, no va a encontrar dificultad en su aplicación a los distintos casos que se le vayan presentando a lo largo de la ejercitación.

Ejemplo

Establecer el número de oxidación de los elementos de los siguientes compuestos:

- N_2O_3 ; Rta.: N: +3 y O: -2,
- NaNO_3 ; Rta.: N: +5 y Na: +1,
- MgCl_2 ; Rta.: Mg: +2 y Cl: -1,

- d) KClO_3 ; Rta.: Cl: +5 y K: +1,
e) MgSO_3 ; Rta.: S: +4 y Mg: +2,
f) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; Rta.: Al: +3 y S: +6,

3.5. Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.

Aquí trataremos de aprender a escribir fórmulas de compuestos inorgánicos y a nombrarlos. Este aprendizaje se desarrolla en gran parte asentado sobre una metodología sistemática que surge de los estados de oxidación de los elementos, y que conduce a la deducción del nombre o fórmula de un compuesto, aunque en parte debe recurrirse también a la memoria, lamentablemente. De todas maneras una intensa ejercitación le permitirá familiarizarse rápidamente con el simbolismo y vocabulario químicos.

Las reglas indicadas aquí son las que rigen de acuerdo a lo establecido en la materia por la I.U.P.A.C.. En principio, y en forma general, digamos que la porción más positiva de un compuesto se escribe en primer término en las fórmulas, pero se nombra último y generalmente está constituida por un metal (en óxidos, hidróxidos y sales); el hidrógeno (en los ácidos) o un no metal combinado con otro no metal más electronegativo, como el oxígeno (en los óxidos ácidos), el azufre o los halógenos.

A los efectos de una descripción ordenada y de complejidad creciente, dividiremos a los compuestos en los siguientes tipos:

3.5.1. Compuestos binarios.

Formulación.

En los compuestos binarios (formados solo por dos elementos) uno de los componentes actuara con estado de oxidación negativo (el que sea más electronegativo de los dos) y el otro lo hará con estado positivo, combinadas en relación numérica tal que el compuesto sea neutro, lo cual se logra, en principio, mediante la intervención de tantos átomos de cada uno de los elementos como número de oxidación posea el otro, pues de esta manera se neutralizan mutuamente. Esto se indica en las fórmulas, colocando como subíndice de cada símbolo, el número de oxidación del otro elemento, escribiendo en primer término, como ya se indica, el símbolo del que actúa con estado de oxidación positivo. Ahora bien, si los números de oxidación son iguales, (aunque, obviamente, de signo contrario) la mencionada neutralización se alcanza con la simple intervención de un átomo de cada elemento, independientemente de que dichos números sean superiores a uno, y como consecuencia, a cada símbolo le corresponde el subíndice "1" (el cual, por costumbre, se omite) del mismo modo que si el compuesto estuviera formado por un átomo mono-positivo y uno mono-negativo. Veamos un ejemplo de cada caso: la fórmula del compuesto que forman el oxígeno con estado -2 y el calcio con +2 debe escribirse: CaO , el que forman el hidrógeno (+1) con el cloro (-1), se formula: HCl . Además, si los subíndices surgidos de la colocación de los estados de oxidación "cruzados", son distintos pero múltiplos entre sí, se

simplifican a la mínima expresión. Esta situación se presenta, por ejemplo, si se desea escribir la fórmula del compuesto que forman el plomo (+4) con el oxígeno (-2): en principio, colocando los subíndices de acuerdo a los números "cruzados" se obtiene la fórmula Pb_2O_4 , la cual puede simplificarse a: PbO_2 . Obviamente, aquí se está suponiendo que la fórmula mínima así obtenida corresponde a la fórmula molecular, caso contrario debe indicarse la composición real de la molécula a través de la fórmula múltiple de la mínima.

Ejemplo

Escribir las fórmulas de los compuestos que forman los siguientes pares de elementos, cada uno actuando con el número de oxidación que se indica entre paréntesis.

- a) Hierro (+3) con azufre (-2),
- b) Sodio (+1) con oxígeno (-2),
- c) Cobre (+2) con azufre (-2),
- d) Aluminio (+3) con nitrógeno (-3),
- e) Cromo (+6) con oxígeno (-2),
- f) Fósforo (+5) con cloro (-1).

Resolución

- a) Intercambiando los números de oxidación, se deben unir 2 átomos de hierro con 3 de azufre: Fe_2S_3 .

Puede comprobarse la neutralidad multiplicando el número de oxidación de cada elemento por su correspondiente subíndice, obteniéndose de esta manera, el número de cargas que "aporta" cada uno, cuya suma, obviamente debe ser cero:

$$2x(+3) + 3x(-2) = 0$$

- b) Colocando los números de oxidación "cruzados" se arriba directamente a la fórmula sin pasos adicionales.: Na_2O .
- c) La fórmula surge en primera instancia: Cu_2S_2 puede simplificarse a la expresión correcta: CuS .

Siguiendo las indicaciones, Ud. llegará sin dificultades a las siguientes fórmulas en los ejemplos restantes:

- d) AlN ,
- e) CrO_3 ,
- f) PCl_5 ,

Nomenclatura

En los compuestos, aunque en la fórmula se coloca en último término el elemento más electronegativo, este se nombra primero, y en el caso de los compuestos binarios, a su nombre se le agrega la terminación “uro” excepto cuando se trata del oxígeno, en cuyo caso se lo indica directamente como “óxido”. Luego se nombra el otro elemento colocando la posición “de” entre ambos. Cuando el compuesto en cuestión es el único que forman ambos elementos, no se requiere información adicional, como en los siguientes:

- H_2S : “sulfuro de hidrógeno”,
- HBr : “bromuro de hidrógeno”,
- CaCl_2 : “cloruro de calcio”,
- K_2O : “óxido de potasio”,
- Al_2S_3 : “sulfuro de aluminio”.

Recordar:

- **al escribir la fórmula del compuesto: primero el elemento electropositivo,**
- **al nombrar el compuesto: primero el elemento electronegativo.**

Esta situación sencilla, se presenta solo cuando ambos elementos actúan con un estado de oxidación único, mientras que, si al menos uno de ellos puede actuar con dos o más estados distintos, la nomenclatura debe establecer claramente de cual se trata. Esta situación es la más frecuente, pues, aunque prácticamente no se presentan estados de oxidación negativos múltiples en un mismo elemento, la mayoría posee dos o más estados de oxidación positivos, a excepción de los elementos ya mencionados.

La especificación del compuesto formado puede efectuarse mediante alguno de los tres sistemas de nomenclatura siguientes, según la I.U.P.A.C.:

a) Sistema de prefijos griegos

Es el sistema de nomenclatura de aplicación más sencilla, según el cual, se indica directamente el número de átomos de cada elemento que posee el compuesto, es decir, el subíndice que afecta a cada símbolo en su fórmula mediante prefijos griegos de significado numérico cuya lista se expone a continuación:

Prefijo	Número
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
octa-	8

nona-	9
deca-	10

Ejemplos

- P_2O_5 : “pentóxido de difósforo”,
- As_2S_3 : “trisulfuro de diarsénico”,
- As_2S_5 : “pentasulfuro de diarsémico”,
- N_2O : “monóxido de dinitrógeno”.

El prefijo "mono" no se indica cuando el subíndice 1 le corresponde al elemento electropositivo:

- SO_2 : “dióxido de azufre”,
- PCl_3 : “tricloruro de fósforo”,
- CCl_4 : “tetracloruro de carbono”.

Arriba se calificó a este sistema como el de aplicación más sencilla, por el hecho de que su uso no requiere tener presente los estados de oxidación, efectuándose de manera totalmente directa la traducción nombre - fórmula y viceversa.

b) Nomenclatura sistemática de Stock o de numeración romana

En este sistema, se indica el estado de oxidación del elemento electropositivo mediante un número romano colocado entre paréntesis a continuación de su nombre. Cuando se expresa oralmente el nombre del compuesto, se lo menciona como número cardinal.

Ejemplos

- $CuCl$: “cloruro de cobre (I)” (léase: “cloruro de cobre uno”),
- $CuCl_2$: “cloruro de cobre (II)”,
- FeS : “sulfuro de hierro (II)”,
- Fe_2S_3 : “sulfuro de hierro (III)”,
- N_2O_5 : “óxido de nitrógeno (V)”,
- Cl_2O_3 : “óxido de Cloro (III)”,
- SnO_2 : “óxido de estaño (IV)”.

Como puede observarse, la lectura de una fórmula mediante este sistema, exige conocer cuáles son los estados de oxidación con que actúan ambos elementos en ese compuesto. De todas maneras, en la práctica todo se reduce a una rápida deducción, a partir de la fórmula, del estado de oxidación del elemento electropositivo dado que al estado del electronegativo, por lo general se lo tiene presente como consecuencia de que casi siempre es el mismo para un elemento dado.

Existe tendencia general a aplicar el método de los prefijos griegos a los compuestos formados por dos elementos no metálicos, mientras que con los números romanos se acostumbra a indicar el estado de oxidación de los metales, aunque en ninguno de los dos casos existe exclusividad, siendo lícita la utilización de cualquiera de los dos sistemas para ambos tipos de compuestos. Por ejemplo, el último compuesto de la lista de ejemplos mostrada más arriba, es nombrado mucho más frecuentemente como “dióxido de estaño”, a pesar de que contiene un elemento metálico, y por otro lado, el compuesto de fórmula As_2S_5 es más conocido como “sulfuro de arsénico (V)”.

c) Sistema clásico o funcional.

Se trata del antiguo método que agrega la terminación “-oso” o “-ico” al elemento electropositivo, según actúe con el menor o con mayor estado de oxidación, respectivamente. Debemos señalar que la I.U.P.A.C. ha reemplazado a este método por el de los números romanos o de Stock, pero de todas maneras, dado que aún hoy permanece bastante arraigado en el léxico químico, lo hemos incluido aquí considerando conveniente que Ud. se encuentre en condiciones de utilizarlo, pues lo va a encontrar aún en la bibliografía, salvo en la muy moderna.

Este método es el que exige mayor memorización de los estados de oxidación de los elementos, pues, aunque uno los deduce rápidamente de la fórmula, se deben conocer los otros estados posibles con que se puede presentar el elemento electropositivo, para decidir si el que posee en el compuesto dado es el menor o el mayor, y en base a ello nombrarlo. Además pierde efectividad cuando el elemento posee más de dos estados posibles.

Los siguientes nombres corresponden, según este sistema, a los compuestos de la lista con que se ejemplificó el sistema de Stock. A modo de ejercitación, trate de escribir sus fórmulas sin observar dicha lista: cloruro cuproso; cloruro cúprico; sulfuro ferroso; sulfuro férrico; óxido cloroso; óxido estannico.

Ejemplo

Nombrar los siguientes compuestos según los 3 sistemas de nomenclatura:

- a) FeBr_2 ,
- b) As_2O_3 ,
- c) HgCl_2 ,
- d) Sb_2S_3 ,
- 3) PbI_2 ,
- f) Au_2S_3 ,
- g) SnF_4 ,
- h) CuO ,
- i) PI_5 .

Rta.:

	Sistema de prefijos griegos	Sistema de Stock	Sistema funcional antiguo
a)	Dibromuro de hierro	Bromuro de hierro (II)	Bromuro ferroso
b)	Trióxido de diarsenico	Oxido de arsénico (III)	Oxido arsenioso
c)	Dicloruro de mercurio	Cloruro de mercurio (II)	Cloruro mercurio
d)	Trisulfuro de diantimonio	Sulfuro de antimonio (III)	Sulfuro antimonio
e)	Diyoduro de plomo	Yoduro de plomo (II)	Yoduro plumboso
f)	Trisulfuro de dioro	Sulfuro de oro (III)	Sulfuro aurico
g)	Tetrafluoruro de estaño	Fluoruro de estaño (IV)	Fluoruro estannico
h)	Monóxido de cobre	Oxido de cobre (II)	Oxido cúprico
i)	Pentayoduro de fósforo	Yoduro de fósforo (V)	Yoduro fosfórico

Ejemplo

Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- a) sulfuro de aluminio,
- b) fluoruro estañoso,
- c) óxido de arsénico (V),
- d) dióxido de titanio,
- e) nitruro de magnesio,
- f) tetróxido de di-nitrogeno,
- g) sulfuro de oro (I),
- h) yoduro ferroso.

3.5.2. Ácidos binarios (hidrácidos).

Al comienzo de este tema figuran como ejemplos, las sustancias: H_2S y HBr , habiéndolas nombrado como: sulfuro de hidrógeno y bromuro de hidrógeno, respectivamente, según la nomenclatura aplicada a los compuestos cuyos elementos poseen un solo estado de oxidación, de modo que no es necesaria ninguna información con respecto a los subíndices (el hidrogeno posee como único estado positivo, el +1, mientras el azufre y el bromo solo actúan con -2 y -1, respectivamente, como estados negativos).

Ahora bien, los compuestos binarios en los que el elemento electropositivo lo constituye el hidrógeno, suelen nombrarse como ácido: agregando la terminación “hídrico” al nombre del elemento electronegativo. En estos dos casos, sus nombres son: ácido sulfhídrico y ácido bromhídrico, respectivamente.

En rigor de verdad, se debe señalar su calidad de ácidos, cuando estos compuestos se encuentran en solución acuosa, pues en esta condición pasan al estado iónico formándose el ion H^+ , característico de los ácidos. Si uno se refiere al compuesto puro, se lo debe nombrar según lo indicado anteriormente.

Existen dos excepciones evidentes, constituidas por dos compuestos que reúnen las características señaladas aquí (es decir, compuestos binarios en los que el elemento electropositivo es el hidrógeno) pero que no son hidrácidos y tampoco se los nombra mediante sistema alguno, sino que poseen nombre propio: el agua (H_2O) y el amoníaco (NH_3). Además en este último se escribe en primer término el símbolo del nitrógeno, a pesar de ser el que actúa con estado de oxidación negativo

3.5.3. Iones poliatómicos nombrados como iones simples.

Existen algunos compuestos que, a pesar de que contienen más de dos elementos, sus nomenclaturas responden a las reglas aplicadas a los compuestos binarios. En general, podemos agruparlos en tres clases según contengan alguno de los tres iones siguientes:

a) Hidróxidos.

Son los compuestos cuya porción negativa está constituida por el ion OH^- (oxidrilo, o más correctamente hidroxilo), el cual se combina con un catión metálico. Cuando es necesario aclarar el estado de oxidación del metal, se lo indica mediante el sistema clásico o el de Stock. Por lo general, no se acostumbra aplicar los prefijos griegos a este tipo de compuestos.

Ejemplos

- $Ca(OH)_2$: “hidróxido de calcio”,
- $Fe(OH)_3$: “hidróxido férrico” o “hidróxido de hierro (III)”,
- $Mn(OH)_2$: “hidróxido manganoso” o “hidróxido de manganeso (II)”.

b) Cianuros.

El anión diatómico monocargado CN^- (llamado “cianuro”) se combina con cationes metálicos o con el hidrógeno, formando compuestos que se nombran como binarios. Por ejemplo:

- $AgCN$: “cianuro de plata”,
- HCN : “cianuro de hidrógeno” o “ácido cianhídrico”,

- $\text{Pb}(\text{CN})_2$: “cianuro de plomo (II)”,
- $\text{Fe}(\text{CN})_3$: “cianuro férrico” o “cianuro de hierro (III)”.

c) Sales de amonio.

El catión NH_4^+ (llamado “amonio”) forma compuestos comportándose como si fuera un catión metálico, y así se lo considera a los efectos de su nomenclatura. Dado que siempre actúa con la misma carga (+1), no es necesario el empleo de ningún sistema especificatorio. Veámoslo en los siguientes ejemplos:

- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$: “sulfuro de amonio”,
- NH_4CN : “cianuro de amonio”,
- NH_4Cl : “cloruro de amonio”,

En realidad, como veremos más adelante, existen varios cationes mono cargados similares al amonio, formados por otros elementos no metálicos en estado de oxidación negativo unidos al hidrógeno, a los que se les aplica el mismo sistema de nomenclatura que el descripto aquí, pero se ha representado a todos ellos en el amonio por tratarse del más común.

3.5.4. Ácidos ternarios.

Los ácidos ternarios son compuestos formados por un elemento no metálico (aunque a veces puede tratarse de un metal de transición) en estado de oxidación positivo, combinado con el oxígeno y el hidrógeno, y se agrupan bajo la denominación general de oxácidos. Pueden representarse por la formula general: H_yMO_x en la que M simboliza al elemento central con numero de oxidación positivo. Existen ciertos ácidos que poseen más de un átomo del elemento central en sus moléculas (denominados poliácidos), pero no serán considerados por ahora.

Salvo pocas excepciones, los elementos formadores de oxácidos poseen más de un estado de oxidación positivo, por lo que la nomenclatura de estos compuestos debe indicar unívocamente de cual se trata en cada caso.

Existen dos tipos de nomenclatura para los oxácidos: la funcional, utilizada tradicionalmente y de mayor difusión aun, y la sistemática o de stock.

De la misma manera que en los compuestos binarios, esta última nomenclatura provee un mecanismo más claro y sencillo de conversión de un nombre en fórmula y viceversa, pero la nomenclatura funcional permanece tan arraigado entre nosotros, que nos obliga a darle prioridad en el desarrollo y ejemplificación expuestos aquí.

a) Nomenclatura funcional o clásica.

En este sistema, a la palabra “ácido” le sigue el nombre del elemento central -o su raíz latina- al que se le agrega un sufijo para que termine en “-oso” o en “-ico” según

actúe en su estado de oxidación inferior o superior, respectivamente. Veamos los ejemplos: H_2SO_3 (“ácido sulfuroso”) y H_2SO_4 (“ácido sulfúrico”); en el primero, el azufre actúa con número de oxidación +4, mientras que en el último lo hace con +6. Ahora bien, ¿qué sucede con los elementos que poseen más de dos estados de oxidación positivos? Afortunadamente, esta característica se presenta en muy pocos elementos, siendo típico de los halógenos, que poseen hasta cuatro estados diferentes: +1, +3, +5, +7. En estos casos, se aplica el método de los sufijos descripto a los estados intermedios (+3, +5) y los dos estados extremos se indican agregando un prefijo para cada caso: “hipo-” cuando se trata del mínimo (+1) “per-” cuando actúan con el máximo (+7). De este modo, los cuatro ácidos que puede formar el cloro, por ejemplo, según actúe con cada uno de sus cuatro estados de oxidación positivos, son:

N° de oxidación	Fórmula	Nombre
+1	HClO	Ácido hipocloroso
+3	HClO_2	Ácido cloroso
+5	HClO_3	Ácido clórico
+7	HClO_4	Ácido perclórico

Para compuesto con tres estados de oxidación, se asigna la terminación “-oso” al de menor estado de oxidación, descartándose de esa manera el prefijo “hipo-”.

El bromo y el yodo pueden formar ácidos semejantes, a excepción del ácido yodoso (HIO_2) que no se conoce.

De la misma manera que en los compuestos binarios, este sistema de nomenclatura exige el conocimiento previo de los posibles estados de oxidación, en este caso del elemento central, y la rápida determinación del estado que posee en la fórmula dada de un ácido, pues su nombre surge de la combinación de ambos datos, lo que se puede considerar como un inconveniente del método. De todas maneras, los elementos formadores de los oxácidos más comunes no sobrepasan la docena, y de la tabla periódica puede obtenerse en forma directa el máximo estado de cada uno, de acuerdo al grupo de elementos a que pertenezca y lamentablemente debiendo memorizarse los restantes.

La determinación del número de oxidación con que actúa el elemento central de un ácido, dada su fórmula, se debe efectuar aplicando la reglas correspondientes, a la fórmula general H_yMO_x . Recordando que el oxígeno actúa con -2 y el hidrógeno con +1, y que la suma total debe ser igual a 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$[\text{N}^\circ \text{ de oxidación de M}] + Xx(-2) + yx(+1) = 0$$

Despejando la incógnita:

$$\text{N}^\circ \text{ de oxidación de M} = 2xX - y$$

Ejemplo

Determinar el estado de oxidación del elemento central en los siguientes ácidos:

- a) H_2MnO_4 ; Rta.: +6,
- b) HVO_3 ; Rta.: +5,
- c) H_3VO_4 ; Rta.: +5,
- d) HIO_4 ; Rta.: +7,
- e) H_5IO_6 ; Rta.: +7,
- f) H_2SiO_3 ; Rta.: +4,
- g) H_4SiO_4 ; Rta.: +4.

Autoevaluación.

En la siguiente lista se muestran las formulas de la mayoría de los oxácidos más comunes (además de los ya mencionados), diseñada de manera que Ud. pueda utilizarla como ejercicio de autoevaluación. Para ello se han colocado en las dos columnas de la derecha, el estado de oxidación del elemento central y la nomenclatura pero en un renglón más abajo del que corresponde, y de este modo Ud. puede comprobar si es capaz de nombrar cada uno, ocultando (con un papel, por ejemplo) los renglones que están por debajo de la fórmula en estudio, y observando si lo ha nombrado correctamente cuando pase a la formula siguiente.

Formula	Nº de oxidación del elemento central	Nombre
H_3PO_4	-	-
H_3PO_3	+5	Ácido fosfórico
H_2CO_3	+3	Ácido fosforoso
HNO_2	+4	Ácido carbónico
HNO_3	+3	Ácido nitroso
H_3BO_3	+5	Ácido nítrico
H_3AsO_3	+3	Ácido bórico
H_3AsO_4	+3	Ácido arsenioso
H_5IO_6	+5	Ácido arsénico
-	+7	Ácido peryódico

3.5.5 Formulación de oxácidos a partir de la nomenclatura funcional.

Hasta aquí hemos tratado de nombrar un oxácido dado su fórmula. ¿Existe algún mecanismo que permita deducir unívocamente la fórmula de un ácido a partir de su nombre clásico? Posiblemente Ud. conozca el antiguo y laborioso método consistente en combinar previamente el elemento central con el oxígeno, y luego hacer reaccionar (en el papel, por supuesto) el óxido formado, con agua, obteniendo de esta manera el ácido buscado. En muchos casos esa secuencia de reacciones representa al proceso real de obtención del ácido en el laboratorio o en su producción industrial, y por lo tanto, en ese sentido; el mecanismo seguido puede contener algún valor didáctico. Pero aquí vamos a intentar el arribo a la posible fórmula mediante otro mecanismo, el cual, aunque carente de la ortodoxia del anterior pues se trata sólo de un artificio, permite llegar al mismo resultado en forma mucho más práctica y breve. Consiste en el siguiente procedimiento: dado el elemento central y su estado de oxidación (datos que, obviamente, surgen del nombre del ácido) se neutralizan en

exceso sus "cargas" positivas, adicionándole tantos átomos de oxígeno como sean necesarios para que el balance de carga arroje el primer resultado negativo (= mínimo exceso de cargas negativas), el cual consistirá en -1 o -2 según los casos, recordando que cada átomo de oxígeno "provee" dos cargas negativas. Luego se neutralizan las cargas negativas resultantes con uno o dos átomos de hidrógeno, respectivamente. A lo largo de la ejemplificación comprobaremos que la carga negativa resultante es (-2) en los casos en que el estado de oxidación es par (con lo cual estos ácidos poseerán 2 átomos de hidrógeno), mientras que es (-1) cuando el elemento central posee estado de oxidación impar, y como consecuencia, los ácidos de este tipo de elementos poseerán 1 átomo de hidrógeno, al menos en principio. Ilustremos lo dicho en un par de ejemplos:

- Ácido sulfúrico

De su nomenclatura deducimos que se trata de un ácido del azufre en su máximo estado de oxidación. Dado que este elemento pertenece al grupo VI A de la tabla periódica, el estado será el +6. De modo que partimos con: S (+6) y le asociamos átomos de oxígeno obteniendo sucesivamente: SO (+4), SO₂ (+2), SO₃ (0) y SO₄ (-2). Es decir: han sido necesarios 4 oxígenos para alcanzar un estado negativo, al que neutralizamos con 2 hidrógenos, logrando así la fórmula correcta: H₂SO₄.

- Ácido arsenioso

De acuerdo con la nomenclatura, se trata del arsénico en su estado de oxidación inferior. Por lo tanto, partiendo de As (+3) y efectuando la "adición" sucesiva de oxígenos, llegamos a la situación: AsO₂ (-1), que conduce a la fórmula correcta: HAsO₂.

Intente Ud. la obtención de otras fórmulas a partir de los nombres correspondientes, como los de la columna de la derecha de la tabla anterior, y compruebe que, invariablemente, si el estado de oxidación M es impar, se llega a: HMO_x, mientras que si es par, el ácido obtenido responde a la fórmula general: H₂MO_x. En ambos casos, x puede tomar valores entre 1 y 4.

Ahora bien, de acuerdo con lo supuesto aquí, sólo existirían ácidos con uno o con dos átomos de hidrógeno en su molécula, sin embargo Ud. conoce ácidos con mayor número de hidrógenos que éstos - ¡el último indicado en la tabla anterior posee 5!- y más aún: la fórmula del ácido arsenioso obtenida recientemente no coincide con la que figura en esa tabla, a pesar de que en ambas, el arsénico posee estado de oxidación +3. Además, observando la fórmula indicada para el ácido perclórico: HClO₄, sería de esperar que la correspondiente al ácido peryódico sea: HIO₄, y ésta, sin embargo, difiere bastante de la asignada a este ácido: H₅IO₆. Y podríamos encontrarnos con algunos otros casos similares que, aparentemente, descalificarían al método expuesto para la "construcción" de los ácidos. Aquí cabe preguntarse: ¿Cómo es posible que para un elemento dado, actuando con el mismo estado de oxidación, puedan plantearse dos o más fórmulas de ácidos diferentes?. La respuesta

se obtiene mediante la comparación de los pares de fórmulas correspondientes, tratando de visualizar en que se diferencian. En los ejemplos mencionados, debemos comparar: HAsO_2 con H_3AsO_3 y HIO_4 con H_5IO_6 , para lo cual efectuemos la “resta” entre las fórmulas de cada par:



Resulta evidente que la “discrepancia” es causada por la incorporación de un cierto número de moléculas de agua a la estructura del ácido cuya fórmula contiene el número mínimo de hidrógenos. Esta característica se presenta en los ácidos de algunos elementos, y debe ser indicada en sus nomenclaturas. La correspondiente indicación se realiza mediante el agregado de sendos prefijos a los nombres de los ácidos que presentan esta característica: “meta-” para referirse a la especie sin moléculas de agua adicionales, y “orto-” para destacar que el ácido contiene una o más moléculas de agua adicionales en su estructura.

A continuación se muestran los casos especiales (formados por “n” moléculas de óxido y “n” moléculas de agua):

	Meta	Piro	Orto	Elementos
Valencia impar (1; 3; 5)	1 de óxido + 1 de agua	1 de óxido + 2 de agua	1 de óxido + 3 de agua	P; As; Sb
Valencia par (2; 4; 6)	1 de óxido + 1 de agua	2 de óxido + 1 de agua	1 de óxido + 2 de agua	S; Se; Te

En los elementos con valencia impar, el prefijo orto se suele suprimir por ser la más estable y en los elementos con valencia par el prefijo meta el que se suprime.

En la tabla siguiente se indican los ácidos más comunes que presentan esta característica, limitándonos siempre a los que contienen un solo átomo del elemento central. Los ácidos que no figuran en esa tabla no incorporan agua a sus moléculas, de modo que contienen sólo 1 o 2 hidrógenos, según número de oxidación impar o par, respectivamente.

- HAsO_2 : Ácido metaarsenioso,
- H_3AsO_3 : Ácido ortoarsenioso,
- HAsO_3 : Ácido metaarsénico,
- HAsO_4 : Ácido ortoarsénico,
- HPO_3 : Ácido metafosfórico,
- H_3PO_4 : Ácido ortofosfórico,
- H_2SiO_3 : Ácido metasilícico,
- H_4SiO_4 : Ácido ortosilícico,
- HBO_2 : Ácido metabórico,

- H_3BO_3 : Ácido ortobórico,
- HIO_4 : Ácido metaperyódico,
- H_5IO_6 : Ácido ortoperyódico,
- HVO_3 : Ácido metavanádico,
- H_3VO_4 : Ácido ortovanádico.

Existe cierta tendencia general a prescindir del prefijo “orto-“ de modo que cuando se observan los nombres de estos ácidos sin prefijo alguno, se sobreentiende que se trata de la especie hidratada. Es decir, ácido fosfórico para indicar la especie H_3PO_4 , ácido bórico H_3BO_3 , etc.

Por último, debemos señalar que muchos ácidos cuyas fórmulas pueden deducirse teóricamente a partir de un elemento y su número de oxidación, en realidad nunca se han aislado, de modo que su existencia es dudosa, aunque en algunos casos se conocen sus compuestos derivados (sales). Esto ocurre frecuentemente con los elementos de transición en sus estados de oxidación superiores. Por ejemplo, es muy común la especie K_2CrO_4 (“cromato de potasio”), pero no se conoce el ácido correspondiente: H_2CrO_4 .

b) Nomenclatura sistemática de Stock.

La I.U.P.A.C. ha establecido una nomenclatura que logra la máxima sistematización en la denominación de los ácidos. Se indica el número de oxígenos que posee mediante un prefijo antepuesto a “oxo”, continuando con el nombre del elemento central terminado en “ico”, y señalándose su número de oxidación con números romanos, en caso necesario. De este modo quedan eliminados los prefijos “orto” y “meta”, y el sufijo “oso”, puesto que, al indicarse el número de átomos de oxígeno y el estado de oxidación del átomo central, el número de hidrógenos queda automáticamente fijado en aras del electro neutralidad. Los ejemplos de la tabla siguiente explican por sí solos el criterio aplicado.

Fórmula nomenclatura sistemática:

- HClO : Ácido oxoclórico (I),
- HClO_2 : Ácido dioxoclórico (III),
- HClO_3 : Ácido trioxoclórico (V),
- HClO_4 : Ácido tetraoxoclórico (VII),
- H_2SO_3 : Ácido trioxosulfúrico (IV),
- H_2SO_4 : Ácido tetraoxosulfúrico (VI),
- H_2CO_3 : Ácido trioxocarbónico (IV),
- H_4SiO_4 : Ácido tetraoxosilícico (IV),
- HNO_2 : Ácido dioxonítrico (III),
- HNO_3 : Ácido trioxonítrico (V),
- H_5IO_6 : Ácido hexaoxoyódico (VII),
- H_6TeO_6 : Ácido hexaoxotelúrico (VI),

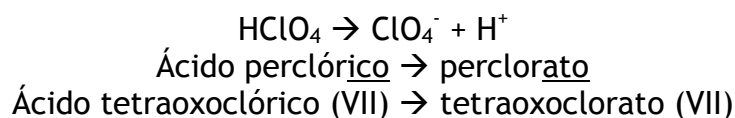
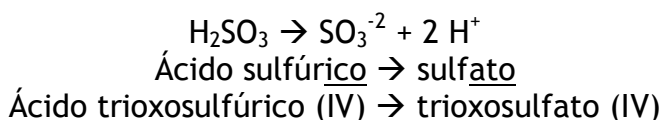
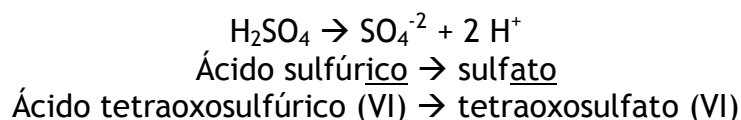
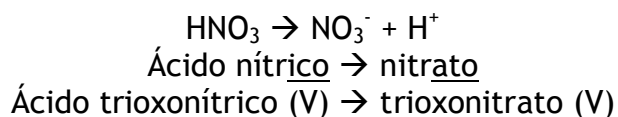
A Ud. que recién comienza a introducirse en el vocabulario químico ¿no le resultaría mucha más sencilla la aplicación de este último sistema? Sus ventajas son evidentes, pero la costumbre hace que predomine el nombre tradicional, posiblemente porque en general, es más corto y además, una vez alcanzada la familiarización con los ácidos a través del uso continuo, su sola mención permite ubicar inmediatamente de cuál se trata. De todos modos, quizá futuras generaciones de estudiantes puedan “gozar del beneficio” que implicaría el uso masivo del método sistemático.

3.5.6 Iones poliatómicos.

No sólo existen iones simples o de un solo átomo, sino que también, un grupo de átomos unidos entre sí mediante uniones covalentes, pueden formar una especie que, como consecuencia de un exceso o un defecto en sus electrones, constituye un anión o un catión, respectivamente.

3.5.6.1 Aniones.

Los aniones se generan (o puede considerarse que se generan) como consecuencia de la separación de uno o más cationes hidrógeno de las moléculas de los ácidos (propiedad que caracteriza justamente a estos compuestos: la cesión de iones hidrógeno en sus reacciones). El nombre de un anión deriva del ácido correspondiente, modificándose su terminación. El sufijo “-oso” se reemplaza por “-ito”, y cuando el ácido termina en “-ico” su anión termina en “-ato”. Obviamente, todos los aniones poseerán esta última terminación cuando se los nombre mediante el método sistemático, mientras que en la nomenclatura clásica se presentarán con una u otra, según el caso. En los siguientes ejemplos presentamos algunos aniones comunes mostrando su generación a partir de los ácidos correspondientes, y sus nombres según ambos sistemas:



Ácido metaarsenioso → metaarsenito
 Ácido dioxoarsénico (III) → dioxoarseniato (III)

3.5.6.2 Cationes.

Los cationes poliatómicos son menos numerosos que los aniones, existiendo dos tipos, según estén formados por:

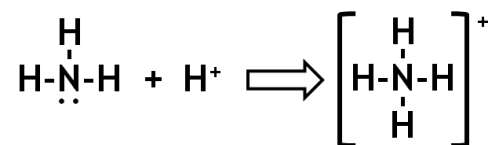
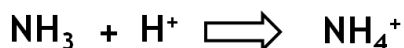
$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{PO}_4^{-3} + 3 \text{H}^+$
 Ácido ortofosfórico → ortofosfato
 Ácido tetraoxofosfórico (V) → tetraoxofosfato (V)

$\text{HBrO} \rightarrow \text{BrO}^- + \text{H}^+$
 Ácido hipobromoso → hipobromito
 Ácido oxobromico (I) → oxobromato (I)

- a) Un catión metálico o no metálico con alto número de oxidación al que se le unen uno o más átomos de oxígeno pero cuyo número resulta insuficiente para neutralizar las cargas positivas del ion, esto es, no se llega a formar el óxido. Sus nombres terminan en “-ilo”. En la siguiente tabla se muestran algunos de los más comunes con sus nombres correspondientes:

Catión	Nombre funcional	Nombre sistemático
NO^+	Ion nitrosilo	Ion oxinitrógeno (III)
NO_2^+	Ion nitroilo	Ion dioxinitrógeno (V)
VO^+	Ion vanadilo (III)	Ion oxovanadio (III)
VO^{++}	Ion vanadilo (IV)	Ion oxovanadio (IV)
UO_2^{++}	Ion uranilo (VI)	Ion dioxouranio (VI)
SO_2^{++}	Ion sulfonilo	Ion dioxoazufre (VI)

- b) Un elemento no metálico con estado de oxidación negativo unido a un cierto número de átomos de hidrógeno los cuales exceden en uno ese número de oxidación, constituyendo por lo tanto un ion monopositivo. También pueden considerarse consecuencia de la unión de un catión hidrógeno a una especie neutra que posee un par de electrones libres, como el amoníaco:



Estos iones se nombran agregando el sufijo “-onio” al elemento central, o a su raíz latina, aunque en algunos casos se agrega esa terminación al nombre del compuesto neutro del cual se originan:

- NH_4^+ : ion amonio (nitronio),
- PH_4^+ : ion fosfonio,
- AsH_4^+ : ion arsonio,
- H_3O^+ : ion hidronio (oxonio),
- H_3S^+ : ion sulfonio.

En los tres primeros cationes mencionados se mantiene la costumbre de escribir en primer término el símbolo del elemento electronegativo.

Los siguientes ejemplos corresponden a algunos compuestos en que intervienen cationes poliatómicos, junto a su nomenclatura funcional:

- $(\text{VO})_2\text{SO}_4$: sulfato de vanadio (III),
- $\text{SO}_2(\text{ClO}_4)_2$: perclorato de sulfonilo,
- NOCl : cloruro de nitrosilo,
- AsH_4I : yoduro de Arsenio.

En páginas anteriores se mostraron ejemplos de algunos compuestos del amonio.

3.5.7 Sales.

Las sales son el producto de la unión electrovalente que se establece entre un catión, excepto el H^+ , y un anión, excepto el O_2^- , OH^- y H^- . Cada uno de los iones componentes puede ser monoatómico o poliatómico. Si ambos son monoatómicos, su unión producirá, obviamente, un compuesto binario, los que ya fueron tratados.

Habiendo aprendido a nombrar los iones, resultará muy sencilla la nomenclatura de las sales, pues simplemente se trata de nombrar primero el anión y luego el catión, interponiendo la preposición “de”. Su formulación surge de considerar la compensación de cargas de modo que resulte una especie neutra. Obviamente, si ambos iones poseen el mismo número de cargas opuestas, no serán necesarios los subíndices, formándose, por ende, una sal de tipo 1:1. Si las cargas son distintas, se colocan los subíndices en forma “cruzada”, pudiendo efectuarse, en algunos casos, una posterior simplificación. En los iones poliatómicos, el subíndice que le corresponda se coloca fuera de un paréntesis que encierre la fórmula del ion. Los siguientes ejemplos ilustran todo lo dicho:

Anión	Catión	Sal	Nomenclatura funcional
ClO_4^-	Mg^{+2}	$\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$	Perclorato de magnesio
SO_3^{-2}	Cr^{+3}	$\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$	Sulfito de cromo (III)
PO_4^{-3}	NH_4^+	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	Fosfato de amonio

NO_2^-	Fe^{+3}	$\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$	Nitrito de hierro (III)
CO_3^{-2}	Ca^{+2}	CaCO_3	Carbonato de calcio
AsO_2^-	Cu^{+2}	$\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$	Metarsenito de cobre (I)
SO_4^{-2}	Pb^{+2}	PbSO_4	Sulfato de plomo (II)
ClO_3^-	Hg^{+2}	$\text{Hg}(\text{ClO}_3)_2$	Clorato de mercurio (II)
PO_3^-	Ce^{+4}	$\text{Ce}(\text{PO}_3)_4$	Metafosfato de cerio (IV)

Nombrando a los compuestos anteriores con la nomenclatura sistemática (respectivamente) obtenemos:

- tetraoxoclorato (VII) de magnésio,
- trioxosulfato (IV) de cromo (III),
- tetraoxofosfato (V) de amônio,
- dioxonitrato (III) de hierro (III),
- trioxocarbonato (IV) de cálcio,
- dioxoarseniato (III) de cobre (II),
- tetraoxosulfato (VI) de plomo (II),
- trioxoclorato (V) de mercurio (II),
- trioxofosfato (V) de cerio (IV).

Según lo puntualizado en ocasión del estudio de los compuestos binarios, en la bibliografía no actualizada se va a encontrar la nomenclatura antigua que indica el estado de oxidación del catión mediante los sufijos “-oso” o “-ico”, pero que la I.U.P.A.C. ha reemplazado por el sistema de los números romanos.

3.5.7.1 Sales ácidas o hidrogenadas.

Cuando tratamos los aniones provenientes de los ácidos, se indica que estos pierden todos sus hidrógenos en la formación del anión correspondiente. Pero no siempre sucede de esa manera, pues los ácidos que contienen dos o más hidrógenos reemplazables, pueden desprenderse solo parcialmente de los mismos, quedando entonces uno o más hidrógenos formando parte del anión. Las sales formadas por estos aniones hidrogenados se denominan sales ácidas. Anteriormente se las indicaba mediante el prefijo “bi” antepuesto al nombre del anión, y en algunos casos esa costumbre se mantiene, como en el caso típico del “bicarbonato” (HCO_3^-). También suele nombrárselas agregando la palabra ácido a continuación del nombre del anión (carbonate ácido de ...), pero la nomenclatura adoptada por la I.U.P.A.C. consiste en colocar la palabra : “hidrógeno” antepuesta al nombre de la sal. Si cabe la posibilidad de que su número sea variable, se lo indica mediante un prefijo griego.

Ejemplos

Anión	Catión	Sal	Nomenclatura
HSO_4^-	K^+	KHSO_4	Hidrógeno sulfato de potasio
HCO_3^-	NH_4^+	$\text{NH}_4\text{CO}_3\text{H}$	Hidrógeno carbonato de

			amonio
H_2PO_4^-	Fe^{+3}	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_3)_3$	Dihidrógeno fosfato de hierro (III)
HPO_4^{-2}	Ca^{+2}	CaHPO_4	Monohidrógeno fosfato de calcio
HS^-	Co^{+2}	$\text{Co}(\text{HS})_2$	Hidrógeno sulfuro de cobalto
HAsO_3^{-2}	Cr^{+3}	$\text{Cr}_2(\text{HAsO}_3)_3$	Monohidrógeno arsenito de cromo (III)

Ejercicios

1. Determinar el estado de oxidación del elemento subrayado en cada una de las siguientes especies:

- FeCl_2 ; Rta.: +2,
- KMnO_4 ; Rta.: +7,
- Na_2SiO_3 ; Rta.: +4,
- HClO ; Rta.: +1,
- SO_4^{-2} ; Rta.: +6,
- HAsO_2 ; Rta.: +3,
- ClO_2^- ; Rta.: +3,
- H_3AsO_3 ; Rta.: +3,
- BO_2^- ; Rta.: +3,
- HSO_3^- ; Rta.: +4,
- BO_3^{-3} ; Rta.: +3,
- Al_2S_3 ; Rta.: -2,
- NH_3 ; Rta.: -3.

2. Nombrar los siguientes compuestos:

- KF,
- CuCl ,
- HgCl_2 ,
- Fe_2S_3 ,
- NH_4Cl ,
- Cl_2O_7 ,
- HClO ,
- H_3AsO_3 ,
- $\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$,
- NaH_2PO_4 ,
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$,
- KHSO_3 ,
- HNO_2 .

3. Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- a) Nitrato de plata,
- b) Óxido de cromo (III),
- c) Sulfuro de calcio,
- d) Ácido fluorhídrico,
- e) Trióxido de dinitrógeno,
- f) Pentafluoruro de antimonio,
- g) Ácido cloroso,
- h) Perclorato de plomo (II),
- i) Metaarsenito de potasio,
- j) Monohidrógeno sulfito de hierro (II),
- k) Ortofosfato de manganeso,
- l) Metafosfato de estaño (IV),
- m) Pentóxido de dibromo.

4. Nombrar los siguientes aniones:

- a) ClO^- ,
- b) SO_3^{-2} ,
- c) PO_4^{-3} ,
- d) HPO_4^{-2} ,
- e) H_2PO_4^- ,
- f) IO_4^- ,
- g) HCO_3^- ,
- h) ClO_2^- .

5. Escribir las fórmulas de los siguientes aniones:

- a) Carbonato,
- b) Monohidrógeno sulfato,
- c) Borato,
- d) Nitrito,
- e) Seleniato,
- f) Monohidrógeno ortoarseniato.

Tema 4: REACCIONES QUÍMICAS

Contenido

- 4.1 La reacción química.
- 4.2 La ecuación química.
- 4.3 Reacciones de óxido-reducción.
- 4.4 Ecuaciones iónicas.
- 4.5 Métodos de resolución de reacciones de óxido-reducción inorgánicas.

4.1 La reacción química.

Cuando una o más sustancias sufren cambios para formar sustancias diferentes, se dice que se produce una “reacción química”. Las sustancias reactivas se transforman en otras, los productos, como consecuencia de una redistribución de sus átomos. En esta redistribución, se producen rupturas y nuevas formaciones de uniones químicas.

Dadas dos o más sustancias puestas a reaccionar (posibles “reactivos”), no existen reglas rígidas que permitan establecer a priori si se producirá reacción, y en caso de que se produzca, debe determinarse experimentalmente el resultado (es decir, los productos formados).

Los cambios que se producen en las reacciones no incluyen la posibilidad de que un elemento se transforme en otro elemento, lo cual implicaría una modificación en la naturaleza misma de los átomos (más precisamente, en el núcleo) fenómeno que no alcanza a producirse en las reacciones químicas.

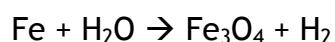
Mencionemos como ejemplo de reacción química, el proceso que ocurre cuando se hace pasar vapor de agua sobre limaduras de hierro caliente, produciéndose hidrógeno y un óxido de hierro de fórmula Fe_3O_4 (*). Antes de la reacción, cada átomo de hierro se encontraba unido a otros átomos de ese elemento en la estructura metálica, pasando luego a formar parte de un compuesto con propiedades diferentes a las del metal. Lo mismo podemos decir con respecto a la otra sustancia reactiva, el agua, la cual se descompone para producir uno de sus elementos al estado libre, el hidrógeno, mientras que el oxígeno forma un nuevo compuesto combinándose con el hierro. Es decir, en este ejemplo, un elemento y un compuesto reaccionan entre sí formándose otro elemento y otro compuesto.

(*) Dicho óxido se denomina “óxido ferroso férrico”. Es un mineral de hierro constituido por óxido ferroso-diférrico ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$). En su estado natural es conocido como magnetita.

4.2 La ecuación química.

La descripción de la reacción que sirvió de ejemplo en la sección anterior, insumió unos cuantos renglones, aun cuando no se brindó una información completa acerca de la misma, puesto que no se mencionaron los aspectos cuantitativos asociados con dicha reacción. Todo lo expuesto allí, conjuntamente con su significado cuantitativo, puede expresarse mediante una ecuación química, la cual brinda muy concisamente una densa información vinculada al fenómeno que nos ocupa.

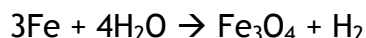
Las ecuaciones químicas se escriben en principio, colocando las fórmulas de las sustancias reaccionantes separadas de los productos por una flecha que simboliza la transformación:



Sin embargo, lo que se ha escrito aquí no constituye una ecuación aún, puesto que ecuación implica igualdad, condición que quedará establecida cuando a ambos lados de la flecha figure el mismo número de átomos de cada elemento interviniente, lo cual sólo se verifica hasta ahora para el hidrógeno, debiendo por lo tanto equipararse el hierro, el oxígeno, contabilizando los átomos de cada uno de ellos, ya sea que se encuentren en estado elemental o formando parte de compuestos.

Dicha operación es conocida como balance o ajuste de una ecuación, y generalmente se realiza mediante el procedimiento de “prueba y error”.

En la reacción del ejemplo, sería tentador reemplazar el óxido que figura como producto por el siguiente: FeO, pues así la ecuación quedaría automáticamente ajustada. Sin embargo, no se representaría la reacción que se pretende describir, pues no se estaría indicando uno de los productos formados, como es el Fe₃O₄, sino una sustancia diferente aunque tengan en común los mismos elementos componentes. En el balance de una ecuación nunca se deben alterar las fórmulas de las sustancias intervinientes, sino que deben ajustarse los coeficientes que afecten a las mismas para obtener la igualdad. Observando que el óxido formado contiene 3 átomos de hierro y 4 de oxígeno, colocaremos estos números como coeficientes del hierro elemental y del agua, respectivamente, en el lado de los reactivos:



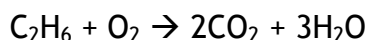
De esta manera, el número de átomos de hierro es el mismo a ambos lados de la flecha, y otro tanto sucede con el oxígeno. Sin embargo, ha quedado desbalanceado el hidrógeno, lo que se arregla muy sencillamente colocando 4 moléculas de dicho elemento como producto, con lo que la ecuación resulta completamente balanceada:



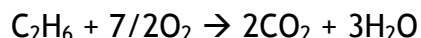
Planteando otro ejemplo, intentemos ajustar la ecuación que representa la combustión del etano, en la cual se forman dióxido de carbono y agua:



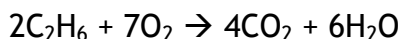
Para balancear los dos átomos de carbono del etano, deben indicarse dos moléculas de CO_2 producidas, mientras que sus seis átomos de hidrógeno suponen la formación de tres moléculas de H_2O :



Aún resta balancear el oxígeno, puesto que figuran siete átomos de tal elemento a la derecha y solo dos a la izquierda, de modo que para compensar esa diferencia debe afectarse a la molécula reaccionante con el coeficiente $7/2$:



Sin embargo, para una información más correcta, las ecuaciones se escriben colocando coeficientes enteros, para lo cual multiplicamos toda la ecuación anterior por 2 (lo que no afecta la igualdad) lográndose en definitiva:



Para completar la información brindada a través de una ecuación química, en oportunidades se indica el estado físico de las sustancias participantes, lo que se realiza mediante el uso del siguiente simbolismo:

- gases: se indica que una sustancia se encuentra en estado gaseoso colocando el símbolo (g) a continuación de su fórmula, o bien, si la reacción se verifica en el seno de una solución y se forma un producto gaseoso, mediante una flecha en sentido ascendente (\uparrow) que representa su desprendimiento.
- líquidos: colocando una letra (l) a continuación de su fórmula.
- sólidos: mediante (s), o bien, con una flecha hacia abajo (\downarrow) si el sólido precipita desde una solución.
- sustancia disuelta en solución acuosa: se simboliza (ac).

Observemos como ejemplo:



En palabras: el plomo metálico (sólido) reacciona con ácido sulfúrico disuelto en solución acuosa, formándose: sulfato de plomo que precipita (dado que se trata de una sustancia “insoluble” en agua), dióxido de azufre gaseoso y agua en estado líquido.

No existe un conjunto definido de reglas para el ajuste de las ecuaciones químicas; sin embargo, todo lo antedicho más algún otro consejo, puede resumirse en las siguientes recomendaciones:

- 1°. Escribir las fórmulas correctas de todas las sustancias involucradas, (indicando en caso necesario sus estados físicos), colocando los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha de una flecha. Tanto los reactivos como los productos se separan entre sí por el signo “+”, y las fórmulas escritas no deben modificarse en el balance de la ecuación.
- 2°. Encarar en primer término el ajuste de las fórmulas más complejas, esto es, las que están constituidas por mayor número de elementos, y culminar el balance de la ecuación con los coeficientes correspondientes a las sustancias en estado elemental si las hubiera.
- 3°. Si ha sido necesario colocar coeficientes fraccionarios, una vez finalizado el ajuste multiplicar todos los coeficientes de la ecuación por el mínimo factor necesario para que resulten todos enteros.

Ejemplo

Balancear las siguientes ecuaciones y nombrar todas las sustancias intervinientes:

- a) $\text{AgNO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- b) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}(\text{HSO}_4)_3 + \text{H}_2$
- c) $\text{CaBr}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NH}_4\text{Br}$
- d) $\text{MgCO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{PO}_4)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{Ca}(\text{CN})_2 + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{HCN} + \text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$
- f) $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Rtas.: Los coeficientes de ajuste son, respectivamente:

- a) 2, 1; 2, 1,
- b) 2, 6; 2, 3,
- c) 1, 1; 1, 2,
- d) 3, 2; 1, 3, 3,
- e) 1, 2; 2, 1,
- f) 1, 2; 1, 2, 2.

4.3 Reacciones de óxido-reducción.

Las reacciones químicas pueden dividirse en dos grandes grupos:

- aquéllas en las que los átomos de las sustancias intervinientes conservan invariantes sus estados de oxidación.
- aquéllas en las que intervienen átomos que modifican sus estados de oxidación en la formación de productos. Este tipo de reacciones son las

denominadas de óxido-reducción (o simplemente redox) y a ellas nos referiremos en esta sección.

Comparemos las siguientes reacciones atentas a los estados de oxidación de los elementos metálicos que intervienen:

- a) $\text{FeCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}$
- b) $2\text{FeClO}_3 + \text{Zn} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{ZnCl}_2$
- c) $2\text{AgNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

En la primera reacción, el hierro posee estado de oxidación +3 en el compuesto FeCl_3 , y conserva dicho estado en la sal $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; por otro lado, la plata se encuentra en estado +1 antes y después de la reacción. Simplemente ha ocurrido un intercambio de aniones entre las dos sales que reaccionaron, sin alterarse el estado de oxidación de ningún elemento.

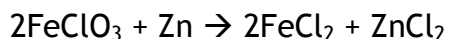
Mientras que, observando la segunda reacción, puede advertirse que en los productos el estado de oxidación del hierro es +2 (en el FeCl_2) así como también se ha modificado el estado del cinc, el cual pasa de cero (pues se encuentra libre), a +2 en el ZnCl_2 .

Asimismo, en el último ejemplo, la plata pasa de +1 a 0, mientras el cinc incrementa su estado de 0 a +2.

Recordando que los estados de oxidación de los átomos son consecuencia del número de electrones que poseen (o que puede asignárseles comparando sus electronegatividades con las de sus vecinos) en la última órbita, no es difícil concluir que la modificación de tal característica debe ser causada por una variación en dicho número de electrones, y esto se produce como consecuencia de una transferencia de electrones entre los átomos reaccionantes.

Cuando un átomo cede electrones, su número de oxidación aumenta, y en cuyo caso se dice que ha sufrido una oxidación. Contrariamente, un átomo que gana electrones disminuye su número de oxidación, y se dice que ha sufrido una reducción.

Volviendo a la reacción del segundo ejemplo anterior, cada átomo de hierro en estado +3, incorpora un electrón su última órbita pasando a +2, de modo que han sido necesarios 2 electrones para disminuir en una unidad el estado de los dos átomos de hierro que intervienen, según la ecuación. Estos 2 electrones son cedidos por el cinc que de esta manera aumenta en dos unidades su estado de oxidación. Indicando el estado de todos los elementos involucrados debajo de sus símbolos respectivos, podemos escribir:



Analizando los estados de oxidación de cada uno de los reactivos:

- En el compuesto FeCl_3 : el Fe: +3 y el Cl: -1,
- En el elemento Zn: el Zn: 0.

Analizando los estados de oxidación de cada uno de los productos:

- En el compuesto FeCl_2 : el Fe: +2 y el Cl: -1,
- En el compuesto ZnCl_2 : el Zn: +2 y el Cl: -1.

Por lo que tenemos:

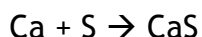
- El Zn pierde 2 electrones, incrementando su número de oxidación de 0 a +2,
- Cada átomo de hierro gana 1 electrón, disminuyendo su número de oxidación de +3 a +2,

De acuerdo con las definiciones dadas más arriba, vemos que el hierro se reduce mientras el cinc se oxida.

En toda reacción redox, existe una sustancia que se reduce y otra que se oxida. Dado que el número total de electrones permanece invariante, el número de electrones que cede la sustancia que se oxida debe ser igual al número que gana la que se reduce. La conservación de las cargas demanda que cualquier aumento de un estado de oxidación debe ir acompañado por el correspondiente decrecimiento de otro.

De acuerdo con lo dicho, la sustancia que se reduce es responsable de que otra se oxide, razón por la cual se la denomina agente oxidante; inversamente, a la sustancia que se oxida se la denomina agente reductor.

Veamos otro ejemplo:



Analizando los estados de oxidación de cada uno de los reactivos:

- En el elemento Ca: el Ca: 0,
- En el elemento S: el S: 0.

Analizando los estados de oxidación en el producto:

- En el compuesto CaS : el Ca: +2 y el S: -2,

Por lo que tenemos:

- El Ca pierde 2 electrones, incrementando su número de oxidación de 0 a +2,
- El S gana 2 electrones, disminuyendo su número de oxidación de 0 a -2,

Para recordar:

Reducción = ganancia de electrones = disminución del número de oxidación = agente oxidante.

Oxidación = pérdida de electrones = aumento del número de oxidación = agente reductor.

Ejercicio

Dadas las siguientes ecuaciones, distinguir las que corresponden a reacciones redox, mencionando en tales casos el agente oxidante y el agente reductor:

- a) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$,
- b) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$,
- c) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$,
- d) $\text{AgNO}_3 + \text{KBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{KNO}_3$,
- e) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$,
- f) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$,
- g) $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{KCl}$,
- h) $2\text{AlPO}_4 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{Al}_2\text{O}_3$.

Rtas.:

Reacción redox	Agente oxidante	Agente reductor
B	O_2	SO_2
C	HNO_3	Cu
E	H_2O	Na
F	CuO	H_2
g	Cl_2	KBr

4.4 Ecuaciones iónicas.

La gran mayoría de las reacciones químicas se producen entre reactivos que se encuentran en solución (y generalmente solución acuosa), siendo esto particularmente cierto en las reacciones efectuadas en el laboratorio. Las sustancias iónicas, y muchas covalentes polares, al disolverse en agua se separan en sus iones (se “disocian”), y de allí en más, cada uno de los iones generados se comporta como una partícula independiente.

Por ejemplo, en una solución acuosa de cloruro de sodio, se encuentran los aniones Cl^- y los cationes Na^+ “diseminados” por todo el seno de la solución, rodeados de moléculas de agua, y moviéndose cada uno de manera bastante independiente. Esta situación suele indicarse, como se mencionó anteriormente, mediante el símbolo (ac) colocado a continuación de la especie:

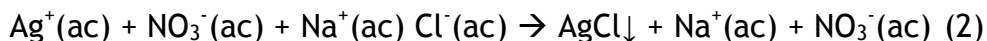


Supongamos que se mezclan una solución de NaCl con una solución de KCl. Tratándose de compuestos iónicos solubles, la solución resultante contendrá iones Na^+ , iones K^+ e iones Cl^- moviéndose libremente en su seno, sin verificarse reacción alguna, e incluso los iones Cl^- serán indistinguibles con respecto a la sal de la que provinieron.

La situación es diferente cuando uno o más de los productos formados no se disuelven en el agua, ya se trate de una sustancia sólida insoluble o bien de carácter gaseoso. Un ejemplo del primer caso lo constituye el cloruro de plata, sustancia que se forma si se hacen reaccionar cloruro de sodio y nitrato de plata, por ejemplo:



Si estos dos reactivos se encuentran en sendas soluciones, al efectuar la mezcla de ambas se observará la formación del producto sólido (“precipitado”), quedando en la solución sobrenadante el NaNO_3 , disociado en sus iones por tratarse de un compuesto soluble. De modo que el proceso puede representarse:



Esto es: los iones Cl^- y Ag^+ se han unido para formar el sólido soluble, mientras que los iones Na^+ y NO_3^- no han modificado su situación, pudiendo decirse que no han tenido participación alguna en la reacción. Por lo tanto, una representación más ajustada del fenómeno es la siguiente:

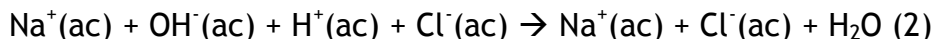


Consideremos ahora la siguiente reacción:

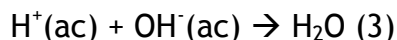


Si se lleva a cabo en solución acuosa, las sustancias reaccionantes no se encuentran como moléculas, sino que, como consecuencia de su disociación, las especies presentes son iones: el NaOH está presente como catión Na^+ separado del anión OH^- , y a su vez el ácido está constituido por H^+ y Cl^- . Cuando una sustancia en solución acuosa se disocia completamente en sus iones, se dice que se trata de un electrolito fuerte.

De los dos productos formados, el NaCl es un electrolito fuerte, mientras que el H_2O no se encuentra apreciablemente disociada (electrolito débil) de modo que para representar adecuadamente dicha reacción en solución acuosa debe escribirse:



Puede observarse que los iones Na^+ y Cl^- no han reaccionado, de modo que la ecuación puede ser escrita en la forma simplificada:



Las ecuaciones (1) en los dos ejemplos anteriores, en las que las sustancias participantes figuran con sus fórmulas moleculares, son denominadas ecuaciones moleculares, mientras las ecuaciones (2) corresponden a las ecuaciones iónicas y las escritas como las ecuaciones (3) se denominan ecuaciones iónicas netas.

Obviamente, para escribir ecuaciones iónicas se debe conocer el tipo de sustancias involucradas, es decir, si se trata de especies iónicas o moleculares, así como también sus estados físicos. Usted irá incorporando esta información a sus conocimientos en forma natural con el uso de las diferentes sustancias en su aprendizaje de la química.

Ejercicio

Balancear las siguientes ecuaciones moleculares y transformarlas en las correspondientes ecuaciones iónicas netas:

- a) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- b) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NaNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{ac})$
- d) $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{KOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{MnSO}_4(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{NaCl}(\text{ac}) + \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{MnSO}_4(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{Cu}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{CuCl}_2(\text{ac}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$

Rtas.:

- a) $\text{Mg}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Mg}^{++}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- b) $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Pb}^{+2}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{-2}(\text{ac}) \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s})$
- d) $\text{SO}_3(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{SO}_4^{-2}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
- e) $2\text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Mn}^{+2}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}$
- f) $3\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 8\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow 3\text{Cu}^{+2}(\text{ac}) + 2\text{NO}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}$

4.5 Métodos de resolución de reacciones de óxido-reducción inorgánicas.

Debido a que en la práctica suelen presentarse situaciones más complejas que los ejemplos enunciados en los textos anteriores, a continuación se describe las diferentes metodologías de resolución de reacciones de óxido-reducción inorgánicas. Los dos mismos son:

- 1) Método del cambio del número de oxidación,
- 2) Método del ion-electrón.

Balanceo de reacciones redox por el método del cambio del número de oxidación:

Este método de balanceo se basa en los cambios de los números de oxidación de las especies que reaccionan. A continuación se describen los pasos de este método.

- 1) calcular los números de oxidación: de acuerdo a lo explicado en clases.
- 2) identificar los elementos que cambian su estado de oxidación: se identifican los elementos que cambian su estado de oxidación o carga y se escriben como semi-reacciones de oxidación y de reducción (no importa el orden de escritura de las semi-reacciones).
- 3) realizar el balance de masa: se efectúa el balance de masa. Debe haber el mismo número de especies químicas en ambos lados de la flecha de reacción.
- 4) realizar el balance de carga: al efectuar el balance de cargas, debe haber igual número de cargas en ambos lados de las flechas de reacción. Lo único que puede utilizarse para el balance de carga son los electrones que se pierden o se ganan en el proceso redox. Con lo anterior quedan balanceadas las semi-reacciones redox por masa y carga.

¡Atención! El balance de carga siempre debe hacerse después del balance de masa, nunca antes.

- 5) realizar el balance de los electrones intercambiados (perdidos y ganados) en las semi-reacciones redox balanceadas: el número de electrones que se intercambian en las semi-reacciones redox debe ser el mismo. Este se obtiene al multiplicar de manera cruzada los electrones perdidos y ganados. De esta forma se simplifica la ecuación.
- 6) introducir en la reacción global los coeficientes obtenidos,:
 - a) los coeficientes que se obtienen hasta este paso corresponden únicamente a las especies químicas que intervinieron en el proceso redox y se colocan como coeficientes de los compuestos correspondientes en la reacción completa.
 - b) luego, se debe ajustar los coeficientes de las especies que no cambiaron en el proceso redox. Verificar que la reacción haya quedado balanceada para cumplir con la ley de la conservación de la masa.

Balanceo de reacciones redox por el método del ion-electrón:

Reacciones que ocurren en medio ácido:

- 1) los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando con toda claridad sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones. Los elementos tienen carga cero.
- 2) se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso. Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso redox. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción iónica. En ésta, puede

advertirse que aparece el ion H^+ , lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio ácido.

- 3) se escriben las semi-reacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden.
- 4) se realiza el balance de masa:
 - a) primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno.
 - b) luego se balancea del oxígeno. El oxígeno se balancea agregando moléculas de agua del lado contrario de la reacción donde hay exceso de éste.
 - c) el hidrógeno se balancea en el miembro contrario por iones H^+ (es decir, del lado de donde sobra oxígeno).
- 5) realizar el balance de carga. Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes. Este paso se resuelve agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas.
- 6) realizar el balance del número de electrones perdidos y ganados. El número de electrones perdidos y ganados debe ser el mismo en todo proceso redox. Esto se logra multiplicando por el factor adecuado las semi-reacciones redox balanceadas por masa y carga.
- 7) los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedaran balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox.
- 8) por último se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox. Con lo cual se llega al final de este método de balanceo.

Reacciones que ocurren en medio básico:

- 1) los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando con toda claridad sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones. Los elementos tienen carga cero.
- 2) se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso. Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso redox. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción iónica. En ésta, puede advertirse que aparece el ion OH^- lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio básico.
- 3) se escriben las semi-reacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden.
- 4) Realizar el balance de masa:
 - a) primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno.
 - b) luego se balancea del oxígeno. El oxígeno se balancea agregando moléculas de agua del mismo lado de la reacción donde hay exceso de éste.
 - c) el hidrógeno se balancea en el miembro contrario por iones OH^- (donde falta oxígeno).
- 5) realizar el balance de carga. Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes. Este paso se resuelve agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas.

- 6) realizar el balance del número de electrones perdidos y ganados. De nuevo, el número de electrones perdidos y ganados en el proceso redox debe ser el mismo. Por tanto, las semirreacciones redox se multiplican por el factor adecuado para lograr este propósito.
- 7) los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox.
- 8) por último se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox.

Ejercicios

- 1) Balancear por el método del cambio del número de oxidación la reacción química que se muestra a continuación:



Rta.:



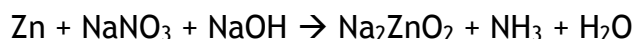
- 2) Balancear por el método del ión-electrón la reacción química (que ocurre en medio ácido) que se muestra a continuación:



Rta.:



- 3) Balancear por el método del ión-electrón la reacción química (que ocurre en medio básico) que se muestra a continuación:



Rta.:



Tema 5: ESTEQUIOMETRIA

Contenido

- 5.1 Ley de conservación de la masa.
- 5.2 Significado cuantitativo de las ecuaciones químicas.
- 5.3 Ejemplos de cálculos estequiométricos.
- 5.4 Reactivo limitante.
- 5.5 Peso equivalente de elementos.
- 5.6 Equivalente-gramo.
- 5.7 Peso equivalente de compuestos.
- 5.1 Ley de conservación de la masa.

5.1 Ley de conservación de la masa.

Se denomina estequiometría al estudio de las relaciones cuantitativas asociadas con el cambio químico. Los cálculos estequiométricos permiten predecir las cantidades de sustancias involucradas en una reacción, ya sea como reactivo (es decir, cuánto se consume) o como producto (cuánto se obtiene). Dichas cantidades pueden expresarse de diferentes maneras, como en términos de masas, volúmenes, número de moléculas o de átomos, número de moles, etc.

Para efectuar cálculos estequiométricos es imprescindible partir de ecuaciones correctamente balanceadas, es decir, en las que cada elemento involucrado (ya sea libre o combinado) figure con el mismo número de átomos a ambos lados de la flecha. Caso contrario se estaría violando la ley de conservación de la masa: “En toda reacción química, la masa total del sistema permanece invariante”.

Ahora bien, hemos enunciado explícitamente la ley de conservación de la masa, pero debemos convenir en que realmente no aporta gran contribución a nuestro estado actual de conocimientos, dado que, a la luz de la teoría atómica de Dalton, sabiendo que en las reacciones químicas los átomos mantienen sus masas individuales, pues simplemente ocurre un reordenamiento de los mismos, surge como consecuencia inmediata la constancia de la masa total del sistema de reacción. De todos modos, en la literatura de química básica suele mencionarse explícitamente la ley que nos ocupa siguiendo el ordenamiento histórico de los descubrimientos: dicha ley fue enunciada con anterioridad (año 1789) a la teoría de Dalton (1807).

5.2 Significado cuantitativo de la ecuación química.

Escribamos nuevamente nuestro primer ejemplo de ecuación química:



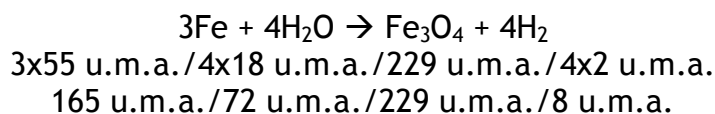
Una primera interpretación cuantitativa es: 3 átomos de hierro metálico reaccionan con 4 moléculas de agua para producir una molécula de tetróxido de trihierro y 4

moléculas de hidrógeno. Ahora bien: ¿Qué pasaría si reaccionaran 30 átomos de hierro? A lo que se debe responder: se consumirían 40 moléculas de agua para obtenerse 10 moléculas del óxido y 40 moléculas de hidrógeno.

Es decir: “la relación numérica” entre las especies involucradas (en términos de átomos o moléculas, según el caso) es siempre la misma.

Pero una ecuación química no expresa solo una relación numérica entre partículas, sino que atentos a todos los significados cuantitativos de las fórmulas químicas, la relación que surge de una ecuación química puede expresarse en términos de:

- moles: cada 3 moles de hierro reaccionan 4 moles de agua, y obtienen 1 mol de óxido y 4 moles de hidrógeno.
- masas: para lo cual se deben tener en cuenta los pesos atómicos relativos de los elementos participantes (Fe: 55; H: 1; O: 16), con los que se calculan los pesos moleculares: H_2O : 18; Fe_3O_4 : 229; H_2 : 2. A la vista de estos números podemos expresar: 1 átomo de Fe posee una masa de 55 u.m.a., una molécula de H_2O : 18 u.m.a., 1 molécula de Fe_3O_4 : 229 u.m.a. y una molécula de H_2 : 2 u.m.a. Por lo tanto, y de acuerdo con sus coeficientes, la ecuación involucra las siguientes masas en u.m.a.:

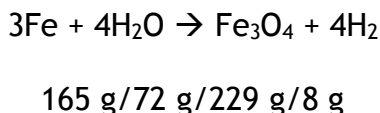


¿Se cumple la ley de conservación de masas? Veamos:

- En los reactivos: 165 u.m.a. + 72 u.m.a. = 237 u.m.a.
- En los productos: 229 u.m.a. + 8 u.m.a. = 237 u.m.a.

De esta manera se ha verificado su cumplimiento.

Asimismo, haciendo uso de la equivalencia entre masa y número de moles, podemos expresar que 1 mol de átomos de Fe (o 1 átomo-gramo) posee una masa de 55 g, 1 mol de moléculas de agua 18 g; 1 mol de Fe_3O_4 229 g y 1 mol de H_2 2 g. De manera que también podemos escribir:



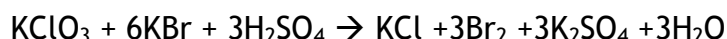
- volúmenes: cuando intervienen sustancias que se encuentran en estado gaseoso, sus cantidades puestas en juego pueden expresarse en términos de volumen, teniendo en cuenta la definición de volumen molar.

En la reacción de nuestro ejemplo, una sola de las sustancias es gaseosa normalmente, y se trata del hidrógeno, por lo que su volumen representado en la ecuación será: $22,4 \times 4 = 89,6$ lts aclarando que este volumen corresponde a las condiciones normales de temperatura y presión.

Obviamente, todas las relaciones cuantitativas expresadas en las diferentes formas son interconvertibles entre sí.

5.3 Ejemplo de cálculo estequiométrico.

1-Dada la siguiente ecuación balanceada:



Si se parte de 0,8 moles de KBr, calcular:

- a) Cuántos moles de H_2SO_4 se consumen.
- b) Cuántas moléculas de Br_2 se producen.
- c) Cuántos gramos de KCl se producen.

Resolución:

- a) En términos de moles, la ecuación nos dice que cada 6 moles de KBr se consumen 3 moles de H_2SO_4 de modo que se puede plantear:

$$\begin{aligned} 6 \text{ moles de KBr} &\rightarrow 3 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \\ 0,8 \text{ moles de KBr} &\rightarrow x = 0,4 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

- b) En términos de moléculas, la ecuación nos dice que cada 6 moléculas de KBr se forman 3 moléculas de Br_2 de modo que se puede plantear:

$$\begin{aligned} 6 \text{ moléculas de KBr} &\rightarrow 3 \text{ moléculas de Br}_2 \\ 0,8 \text{ moléculas de KBr} &\rightarrow x = 0,4 \text{ moléculas de Br}_2 \end{aligned}$$

- c) En términos de masa, la ecuación nos dice que cada 6×119 g de KBr se producen 74,5 g de KCl de modo que se puede plantear:

$$\begin{aligned} 6 \times 119 \text{ g de KBr} &\rightarrow 74,5 \text{ g de KCl} \\ 0,8 \times 119 \text{ g de KBr} &\rightarrow x = 9,9 \text{ g de KCl} \end{aligned}$$

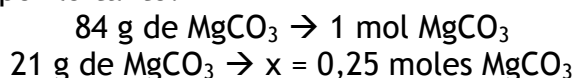
2-El carbonato de magnesio se descompone a altas temperaturas según la ecuación:



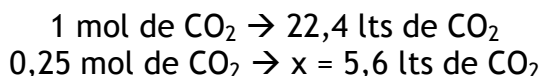
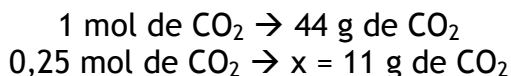
Calcular cuántos moles, gramos y litros (en C.N.T.P.) de CO_2 se liberan por descomposición de 21,0 g de MgCO_3 (Pesos moleculares: MgCO_3 : 84; CO_2 : 44).

Resolución:

Según la ecuación, el número de moles producidos de CO_2 es igual al número de moles consumidos de MgCO_3 , por lo tanto:



Esto es: se producen 0,25 moles de CO_2 .



5.4 Reactivo limitante.

Frecuentemente, en ocasión de tener que calcular la cantidad de productos obtenidos en una reacción, figuran los datos que corresponden a las cantidades disponible de dos o más de los reactivos intervinientes, y rara vez dichas cantidades corresponden exactamente a la relación estequiométrica de la reacción, sino que generalmente, uno de ellos se encuentra en defecto con respecto al otro u otros. Resulta evidente que la cantidad de productos que se formará estará condicionada a la cantidad disponible de dicho reactivo, el que se constituye así en el reactivo limitante de la reacción, y se consumirá totalmente, mientras quedará exceso de los restantes junto con los productos formados. Obviamente, el dato que corresponde al reactivo limitante es el que debe tomarse como base para los cálculos estequiométricos.

De modo que cuando se presenta esta situación, el primer paso a seguir consiste en la determinación de cuál de los reactivos cuyas cantidades son datos, se encuentra en defecto. Para ello es necesario comparar la relación de las cantidades disponibles de los mismos, con la relación estequiométrica que surge de la ecuación química balanceada.

Una manera de efectuar dicha comparación es a través de los dos siguientes pasos:

- 1) Transformar las cantidades de los reactivos, cualesquiera sean las unidades en que estén indicadas, en número de moles de cada uno.
- 2) Dividir el número de moles de cada reactivo disponible por el coeficiente que lo afecta en la ecuación ajustada. El menor número surgido de estas relaciones corresponde al reactivo que se encuentra en defecto, y únicamente éste deberá ser tenido en cuenta para calcular las cantidades de productos.

Ejemplo

Calcular qué peso de P_2I_4 puede prepararse a partir de 5 g de P_4O_6 y 8 g de I_2 según la reacción (pesos moleculares: P_4O_6 : 220; I_2 : 254; P_2I_4 : 570):



Resolución:

Número de moles de P_4O_6 disponibles = $5g / (220g/molg) = 0,0227$ moles

Número de moles de I_2 disponibles = $8g / (254g/molg) = 0,0315$ moles

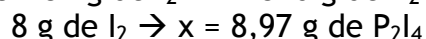
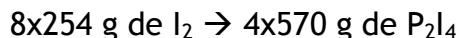
- 1) Relación entre el número de moles de cada reactivo y su coeficiente estequiométrico:

$$P_4O_6 = 0,0227/5 = 0,00454$$

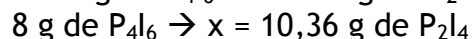
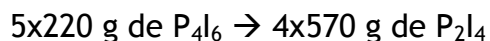
$$I_2 = 0,0315/8 = 0,00394$$

De la comparación de estas dos cifras surge que el I_2 es el reactivo limitante. Observemos que a pesar de que en principio, se dispone de más moles de I_2 que de P_4O_6 , la mayor demanda del primero que indica la ecuación, lo convierte en el reactivo en defecto.

- 2) Cálculo del peso de P_2I_4 obtenido:



Podemos comprobar que el reactivo limitante ha sido elegido correctamente, calculando la cantidad de P_2I_4 que se obtendría tomando como base al otro reactivo.



Este último resultado, obviamente mayor al anterior, no puede lograrse en la práctica con las cantidades de reactivos disponibles, porque cuando se forman 8,97 g de P_2I_4 se agota el I_2 , cesando por lo tanto la marcha de la reacción.

Ejemplo

Calcular el peso del reactivo en exceso (P_4O_6) que queda sin reaccionar en el ejemplo anterior.

Resolución:

Calculemos qué peso de P_4O_6 es necesario para reaccionar con el I_2 disponible:

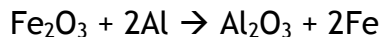
$$\begin{aligned} 8 \times 254 \text{ g de I}_2 &\rightarrow 5 \times 220 \text{ g de P}_4\text{I}_6 \\ 8 \text{ g de I}_2 &\rightarrow x = 4,33 \text{ g de P}_4\text{I}_6 \end{aligned}$$

Por lo tanto, quedarán en exceso (sin reaccionar):

$$5 \text{ g} - 4,33 \text{ g} = 0,67 \text{ g de P}_4\text{O}_6$$

Problemas

1-Dada la ecuación:



Calcular:

- a) Cuántos gramos de Al_2O_3 pueden producirse a partir de 0,2 moles de átomos (o 0,2 átomos-gramo) de Al.

Rta.: 10 g de Al_2O_3 .

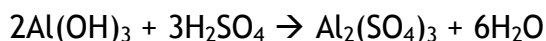
- b) Cuántos átomos de Al reaccionan con 5 g de Fe_2O_3

Rta.: $3,77 \times 10^{22}$ átomos de Al.

- c) Cuántos átomos-gramo de Fe se producen a partir de 5,4 g de Al.

Rta.: 0,2 at-g de Fe.

2-Dada la ecuación:



Calcular:

- a) Cuántas moléculas de H_2O se producen si se forman 1,6 moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Rta.: $5,78 \times 10^{24}$ moléculas de H_2O .

- b) Cuántos gramos de H_2SO_4 se necesitan para neutralizar completamente 0,2 moles de $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Rta.: 29,4 g de H_2SO_4 .

- c) Cuántos gramos de $\text{Al}(\text{OH})_3$ se necesitan para obtener 171 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
Rta.: 78 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$.

3-El amoníaco (NH_3) se produce mediante la reacción entre nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2).

- a) Calcular cuántos moles de H_2 se necesitan para preparar 3,00 Kg de NH_3 .

Rta.: 264,7 moles de H_2 .

- b) Calcular cuántos litros de NH_3 se producen por la reacción completa de 10 litros de N_2 en condiciones normales de temperatura y presión.

Rta.: 20 litros de NH_3 .

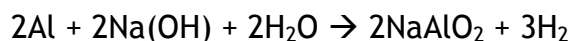
- c) Calcular cuántos litros de H_2 (en C.N.T.P.) se necesitan para producir 47,6 g de NH_3 .

Rta.: 94,08 litros de H_2 .

4-Un procedimiento analítico para determinar el contenido de NaCl en una muestra consiste en precipitar todo el Cl^- con Ag^+ y pesar el AgCl obtenido. Si en un análisis se obtuvieron 0,350 g de AgCl, ¿cuántos g de NaCl contenía la muestra?

Rta.: 0,143 g de NaCl.

5-Una muestra de 75 g de “bauxita” (un mineral de aluminio) contiene 8,0 g de Al. Calcular cuántos gramos de hidrógeno pueden prepararse a partir de 425 g de bauxita según la reacción:



Rta.: 5,0 g de H_2 .

6-La densidad del azufre es 1,8 g/ml. Calcular cuántos litros de SO_2 (en C.N.T.P.) pueden obtenerse mediante la oxidación de $1m^3$ de azufre.

Rta.: $1,26 \times 10^6$ litros de SO_2 .

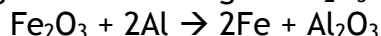
7-Calcular cuántos g de $BaSO_4$ se obtienen mediante la mezcla de 3,5 moles de H_2SO_4 y 2,5 moles de $BaCl_2$.

Rta.: 582,5 g de $BaSO_4$.

8-Calcular cuántos gramos de $Al_2(SO_4)_3$ se producen si reaccionan 225 g de $Al(OH)_3$ con 784 g de H_2SO_4 .

Rta.: 494 g.

9-Se hacen reaccionar 2,0 Kg de Al con 300 g de Fe_2O_3 según la ecuación:



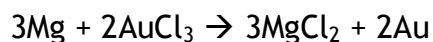
Calcular:

- a) Cuántos gramos de Fe se obtienen. Rta.: 210 g de Fe

b) Cuántos gramos quedan sin reaccionar del reactivo en exceso.

Rta.: 1898 g de Al

10-Dada la ecuación:



Se hacen reaccionar 1,00 g de Mg con 3,00 g de AuCl_3 . Calcular:

a) Qué peso de Au se obtiene. Rta.: 1,92 g de Au,

b) Qué peso del reactivo excedente queda sin reaccionar.

Rta.: 0,64 g de Mg.

4.5 Peso equivalente de elementos.

Habiendo aprendido a formular compuestos, estamos en condiciones de introducir un concepto que se deriva del significado cuantitativo de las fórmulas: “Se llama peso equivalente gramo de un elemento en un compuesto, o sencillamente peso equivalente, al peso del mismo que se halla combinado con 8 gramos de oxígeno, o 1 gramo de hidrógeno, con un peso equivalente de otro elemento”.

Obsérvese, que el peso equivalente se define para un elemento en un compuesto dado, de modo que para determinar su valor se debe tener en cuenta el compuesto en que interviene. Como veremos seguidamente, un mismo elemento puede poseer diferentes pesos equivalentes según los distintos tipos de combinaciones en que intervenga.

Apliquemos la definición para determinar el peso equivalente del azufre en los compuestos siguientes: a) H_2S b) SO_2 c) SO_3 .

Como datos previos necesitamos los pesos atómicos del azufre, hidrógeno y oxígeno. Ellos son: 32, 1 y 16, respectivamente.

a) Sabemos que la fórmula H_2S indica que 2 átomos de hidrógeno se han combinado con un átomo de azufre para formar una molécula, y también nos dice que 2 átomos-gramo de hidrógeno unidos a 1 átomo-gramo de azufre, forman un mol del compuesto. En términos de masas: 2 g de hidrógeno más 32 g de azufre componen 34 g de sulfuro de hidrógeno. De manera que para calcular el peso equivalente del azufre en este compuesto debemos efectuar el razonamiento siguiente:

2 g de H \rightarrow se combinan con \rightarrow 32 g de S

1 g de H \rightarrow se combinan con $\rightarrow x = (32 \text{ g de S} \times 1 \text{ g de H}) / 2 \text{ g de H} = 16 \text{ g de S}$

El peso equivalente del S en este compuesto es 16 g

b) Repitiendo el razonamiento expuesto, teniendo en cuenta que ahora se halla unido a 2 oxígenos:

32 g de O \rightarrow se combinan con \rightarrow 32 g de S
8 g de O \rightarrow se combinan con $\rightarrow x = (32 \text{ g de S} \times 8 \text{ g de O}) / 32 \text{ g de O} = 8 \text{ g de S}$

- c) De la misma manera pero teniendo en cuenta que ahora se halla unido a 4 oxígenos

48 g de O \rightarrow se combinan con \rightarrow 32 g de S
8 g de O \rightarrow se combinan con $\rightarrow x = (32 \text{ g de S} \times 48 \text{ g de O}) / 48 \text{ g de O} = 5,33 \text{ g de S}$

Habiendo comprobado que este elemento adquiere 3 valores de pesos equivalentes, uno en cada compuesto, debemos preguntarnos: ¿qué característica del azufre ha variado de un compuesto a otro para que se modifique su peso equivalente? La respuesta es inmediata, efectuando una rápida comparación: **su estado de oxidación** cuyos valores son: -2, +4 y +6, respectivamente. Efectuemos la división entre el peso atómico del azufre y su peso equivalente en cada caso:

- a) $32/16 = 2$,
- b) $32/8 = 4$,
- c) $32/5,33 = 6$.

Se observa que cada uno de los números que surgen de estas relaciones coincide con el número de oxidación correspondiente, prescindiendo de su signo. Estos números son los que tradicionalmente se conocían como valencia o capacidad de combinación de un elemento, y a los efectos de poder referirnos a ellos de alguna manera, así los designaremos, sabiendo que son simplemente, los números de oxidación tomados en valor absoluto, es decir, siempre positivos. Por lo tanto, generalizando lo observado más arriba:

Peso atómico/Peso equivalente = Valencia

De aquí, podemos calcular el peso equivalente de un elemento en un compuesto, sencillamente, dividiendo su peso atómico por la valencia con la que actúa:

Peso equivalente = Peso atómico/Valencia

Ejemplo

Calcular el peso equivalente del cloro (P.A. 35,5) en los compuestos siguientes:

- a) HCl,
- b) Cl_2O_3 ,
- c) Cl_2O_5 ,
- d) CaCl_2 .

Resolución:

- a) Peso equiv. = $35,5/1 \text{ g} = 35,5 \text{ g}$,

- b) Peso equiv. = $35,5/3 \text{ g} = 11,83 \text{ g}$,
- c) Peso equiv. = $35,5/5 \text{ g} = 7,1 \text{ g}$,
- d) Peso equiv. = $35,5/1 \text{ g} = 35,5 \text{ g}$.

4.6. Equivalente gramo.

A la cantidad de elemento que constituye el peso equivalente se la denomina 1 equivalente gramo, así como a la cantidad que se requiere para poseer el peso atómico expresado en gramos, se la conoce como átomo gramo. Por ejemplo cuando el cloro actúa con valencia -1, 35,5 g de cloro constituyen 1 equiv. g de cloro.

La consecuencia importante (por su aplicación práctica) de este concepto, es que partiendo de la definición de peso equivalente, se puede afirmar: “los elementos se combinan entre sí en igual número de equivalentes-gramo”.

Observemos nuevamente el ejemplo anterior (caso d): CaCl_2 . Hemos determinado que, en este compuesto, 35,5 g de Cl constituyen 1 equivalente gramo. Calculemos el peso equivalente del calcio, para lo cual debemos tener en cuenta su estado de oxidación: +2.

$$\text{Peso equiv. del Ca} = 40/2 = 20 \text{ g}$$

Esto es: 1 equivalente-g de calcio está constituido por 20 g. Ahora bien, la fórmula nos indica que 2 at-g de cloro se combinaron con 1 at-g de calcio, es decir, en masas:

$$40 \text{ g de Ca} + 2 \times 35,5 \text{ g de Cl} = 111 \text{ g de CaCl}_2$$

¿Cuántos equiv. g de cada elemento se combinaron para formar 111 gr del compuesto? No resulta muy difícil llegar a la respuesta: 2 equivalentes gramo de cada uno. Esta comprobación puede efectuarse en cualquier compuesto que se presente.

Ejercicio

Dado el compuesto: CS_2 (sulfuro de carbono), calcular:

- a) El peso de 1 mol del compuesto.
- b) El peso equivalente de sus elementos.
- c) Cuántos g de cada elemento están contenidos en 56 g del compuesto.
- d) Cuántos equiv.-g de cada elemento están contenidos en 56 g del compuesto.

Rtas.:

- a) 76 g,
- b) Peso equiv. del C: 3 g; Peso equiv. del S: 16 g,
- c) 9 g de C y 48 g de S,
- d) 3 equiv.-g de cada uno.

5.7 Peso equivalente de compuestos.

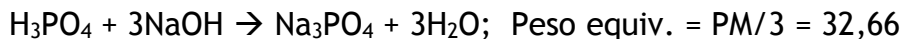
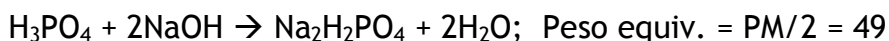
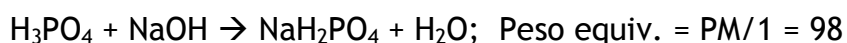
El concepto de peso equivalente puede ser extendido a los compuestos químicos. Dado que las sustancias reaccionan entre sí en cantidades químicamente equivalentes, se toma el equivalente gramo como una unidad química que corresponde a la masa en gramos de la sustancia que reacciona sustituyendo o aportando un equivalente de hidrógeno, esto es, 1,008 gramos de H.

En el caso de los ácidos, que contienen hidrógeno reemplazable, se denomina Peso equivalente de un ácido, a la masa del mismo que contiene 1 mol de iones H^+ (1,008 g). Los ácidos monopróticos (que contienen un solo H^+ por molécula) pueden ceder solamente 1 equivalente-gramo de H^+ por cada mol de ácido, de modo que el peso equivalente es igual al peso molecular. En los ácidos dipróticos (como H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S , etc) cada mol del ácido contiene 2 equivalentes-gramo de H^+ , de modo que el peso equivalente es igual a la mitad del peso molecular. Por último, los ácidos tripróticos (H_3PO_4 , por ejemplo) son capaces de ceder 3 equivalentes de H^+ por cada mol, por lo que, en estos casos, el peso equivalente es la tercera parte del peso molecular. En general, se puede expresar el cálculo del peso equivalente de los ácidos:

$$\text{Peso equivalente} = \text{Peso molecular}/n$$

$$\text{Donde } n = N^\circ \text{ de } H^+ \text{ reemplazables.}$$

Cabe destacar que en muchas reacciones en donde intervienen ácidos polipróticos, éstos se desprenden sólo parcialmente de sus iones H^+ quedando retenidos el o los restantes H^+ junto al anión, lo cual debe ser tenido en cuenta para el cálculo del peso equivalente del ácido. Por ejemplo, el peso equivalente del H_3PO_4 en cada una de las siguientes reacciones, debe calcularse como se indica en cada caso:



En el caso de las bases, el peso equivalente es igual a la masa de la misma que es capaz de liberar 1 mol de iones OH^- (o, lo que es lo mismo, 1 equivalente-gramo de iones OH^-).

Ejemplo

$$\text{Peso equivalente del NaOH} = \text{Peso molecular} = 40$$

$$\text{Peso equivalente del Ca(OH)}_2 = \text{Peso molecular}/2 = 37$$

En general:

$$\text{Peso equivalente} = \text{Peso molecular}/n$$

Donde $n = N^\circ$ de OH^- reemplazables.

En las reacciones redox encontramos un cambio en el número de oxidación de los elementos y por lo cual existe pérdida y ganancia de electrones. Como el peso equivalente de las sustancias químicas está íntimamente relacionado con el número de electrones involucrados en el proceso, podemos decir que:

$$\text{Peso equivalente del agente oxidante} = \text{Peso molecular}/n$$

Donde $n = N^\circ$ de e^- ganados.

$$\text{Peso equivalente del agente reductor} = \text{Peso molecular}/n$$

Donde $n = N^\circ$ de e^- cedidos.

Finalmente, en el caso de las sales, el concepto de peso equivalente adquiere importancia práctica en los casos en que dichas sustancias intervienen en reacciones de óxido-reducción. De todos modos, considerando a las sales como productos de neutralización entre un ácido y una base, puede calcularse un peso equivalente ácido-base para cada sal, teniendo en cuenta el número de H^+ ó de OH^- (obviamente, ambos son iguales) que se han neutralizado en su formación y dicho número será igual al número de cargas positivas o negativas que contenga la sal en su disociación iónica.

Por ejemplo:

Sal	Cargas positivas	Cargas negativas	Peso equivalente
KBr	K^+ (1)	Br^- (1)	PM/1
CaCl_2	Ca^{+2} (2)	2Cl^- (2)	PM/2
Na_3AsO_4	3Na^+ (3)	AsO_4^{-3} (3)	PM/3
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	2Cr^{+3} (6)	3SO_4^{-2} (6)	PM/6
$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$	2Al^{+3} (6)	3HPO_4^{-2} (6)	PM/6

Ejercicios

1. Calcular cuántos gramos de KOH representan 0,02 equivalentes-gramo.
2. Calcular cuántos equivalentes de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ se necesitan para precipitar como BaSO_4 todo el sulfato contenido en 20 gramos de H_2SO_4 .

3. Se desean neutralizar 80 gramos de NaOH. Calcular cuántos equivalentes y cuántos gramos se necesitan de cada uno de los siguientes ácidos: a) HCl; b) HNO₃; c) H₂SO₄; d) H₃PO₄.
4. Calcular cuántos equivalentes de Na₂S se formaran por la reacción de 2 equivalentes de NaOH con 4 equivalentes de H₂S.
5. Calcular el peso equivalente del H₂CO₃ en la formación de las sales: a) NaHCO₃; b) NaCO₃
6. Cuántos equivalentes están contenidos en 1 mol de las siguientes sustancias: a) BaS; b) Al(OH)₃; c) HCN; d) (NH₄)₂SO₄; e) CaHPO₄.
7. Calcular cuántos equivalentes de KOH se consumirán si se neutraliza con 4,9 g de H₂SO₄. ¿Cuántos equivalentes de Na₂SO₄ se formarán?
8. Escribir la ecuación de neutralización que ocurre entre el H₃PO₄ y el KOH, si 196 g del ácido representan 4 equivalentes del mismo.
9. Calcular cuántos equivalentes están contenidos en 100 g de NaCO₃.10 H₂O.
10. Calcular cuántos equivalentes de Al(OH)₃ se formarán por la reacción de 50g de Al₂O₃ con agua.

Tema 6: BALANCES DE MATERIA

Contenido

6.1 Definiciones.

6.2 Estrategia para analizar los cálculos de balances de materia.

6.3 Descripción breve de que es un diagrama de flujo de un proceso industrial.

6.4 Ejemplo.

6.1 Definiciones.

El alumno se preguntara de que manera los conocimientos descritos en los capítulos pueden aplicados en la práctica de un ingeniero que trabaja en una industria. Si bien las aplicaciones son amplias, a continuación nos limitaremos a mostrar la utilidad más importante que estos conocimientos tienen para un Ingeniero Químico: es la realización de los balances de materia.

Un balance de materia de un proceso industrial es una contabilidad exacta de todos los materiales que entran, salen, se acumulan o se agotan en un intervalo de operación establecido.

Se pueden distinguir cuatro tipos de balances de materia dependiendo del tipo de sistema:

Sistema con entradas, salidas y reacciones químicas:

$$\text{Acumulación} = \text{Entrada} - \text{Salida} + \text{Generación} - \text{Consumo}$$

Sistema sin reacciones químicas:

$$\text{Acumulación} = \text{Entrada} - \text{Salida}$$

Sistema en estado estacionario, no hay acumulación ni reacciones químicas:

$$\text{Entrada} = \text{Salida}$$

Sistema sin corrientes de entrada ni de salida, pero con reacción química:

$$\text{Acumulación} = \text{Generación} - \text{Consumo}$$

Denominamos sistema a cualquier porción arbitraria o completa de un proceso y se clasifican en:

- sistema abierto o continuo: es aquel en el que la materia se transfiere a través de la frontera del sistema; es decir, entra en el sistema, o sale de él, o ambas cosas.

- sistema cerrado o por lotes: es aquel en el que no hay transferencia de materia a través de la frontera del sistema.

6.2 Estrategia para analizar los cálculos de balances de materia:

A continuación se describen los pasos recomendados para la realización de un balance de materia (extraído de: Principios básicos y cálculos en ingeniería química; David M. Himmelblau; 6ta Edición; PEARSON EDUCATION; 2002; ISBN: 968-880-802-4):

- 1) Lea el problema y aclare lo que desea lograr.
- 2) Haga un dibujo del proceso; defina el sistema por medio de una frontera.
- 3) Rotule con símbolos cada flujo y las composiciones que les correspondan, además de otra información que se desconozca.
- 4) Indique todos los valores conocidos de composición y flujo de las corrientes en la figura junto a cada flujo; calcule las composiciones y flujos adicionales a partir de los datos dados según sea necesario, o bien identifique inicialmente los parámetros conocidos.
- 5) Escoja una base de cálculo.
- 6) Haga una lista de símbolos para cada uno de los valores desconocidos de los flujos y las composiciones, o por lo menos márquelos claramente de alguna manera y cuéntelos.
- 7) Escriba los nombres de un conjunto apropiado de balances por resolver; escriba los balances indicando el tipo de balance junto a cada uno. No olvide los balances implícitos para las fracciones en masa molares.
- 8) Cuente el número de balances independientes que es posible escribir; compruebe que sea posible obtener una solución única. Si no es así, busque más información o revise sus suposiciones.
- 9) Resuelva las ecuaciones. Cada cálculo debe hacerse sobre una base consistente.
- 10) Verifique sus respuestas sustituyendo alguna de ellas, o todas, en los balances de materia redundantes que haya. ¿Se satisfacen las ecuaciones? ¿Son razonables las respuestas?

6.3 Descripción breve de que es un diagrama de flujo de un proceso industrial:

Un diagrama de flujo es una representación gráfica de un proceso, en donde cada paso del mismo es representado por un símbolo que representa la etapa del proceso. Los símbolos que intervienen en el proceso en general se encuentran estandarizados, salvo casos particulares. A su vez, estos están unidos entre sí con flechas que indican la dirección de flujo del proceso.

Al realizar un diagrama de flujo de un proceso siempre se debe comenzar por la izquierda y finalizar por la derecha. También puede finalizar por la izquierda cuando la configuración del tamaño de la hoja sea una limitación.

El objetivo principal de un diagrama de flujo es ofrecer una descripción visual del flujo de los materiales, de las actividades implicadas en un proceso y de la relación secuencial entre ellas para facilitar la rápida comprensión de cada actividad y su relación.

6.3 Ejemplo:

A continuación desarrollaremos un ejemplo aplicado a una planta productora de ácido sulfúrico.

Se requiere:

- 1) Describir brevemente el proceso industrial al que se hace referencia.
- 2) Obtener la masa de ácido sulfúrico al 100 %P/P que se produce de acuerdo al consumo de azufre indicado, considerando un 100 % de conversión para el azufre y 100 % de eficiencia de absorción para el SO_3 .
- 3) Calcular la masa de aire necesaria para proporcionar el exceso de oxígeno requerido, siendo este en un 100% en exceso respecto del estequiométrico.
- 4) Obtener que masa de ácido sulfúrico al 98 %P/P se obtiene diluyendo con agua la cantidad obtenida en el ítem 2).

De acuerdo a los siguientes datos:

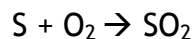
- Proceso de obtención de ácido sulfúrico por el método de contacto simple (método catalítico que utiliza un catalizador con pentóxido de vanadio)
- Consumo de azufre: 526 Kgr/hr.
- El oxígeno se agrega en un 100% en exceso respecto de la cantidad estequiométrica para asegurar la conversión completa del azufre a dióxido de azufre. La composición del aire se considera 21 %V/V de oxígeno y 79 %V/V de nitrógeno.
- La pureza del azufre: 95% %P/P.

Resolución:

1)

Primero necesitamos entender el proceso de obtención del ácido sulfúrico a partir del método de contacto. El proceso se puede dividir en las siguientes etapas:

- a) Acondicionamiento de materias primas: el azufre es fundido, neutralizado y filtrado y el aire es despojado de humedad por contacto con H_2SO_4 en la torre de secado.
- b) Formación de SO_2 : el azufre líquido y el oxígeno del aire reaccionan dentro del horno de azufre según la reacción exotérmica:



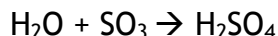
Luego los gases calientes son enfriados en una caldera, generando vapor de agua y posteriormente filtrados previo al ingreso al convertidor.

- c) Formación de SO_3 : los gases filtrados ingresan al reactor catalítico (que contiene un catalizador de pentóxido de vanadio), dónde se produce la reacción exotérmica catalítica:



La reacción se produce en 2 etapas con enfriamientos intermedios.

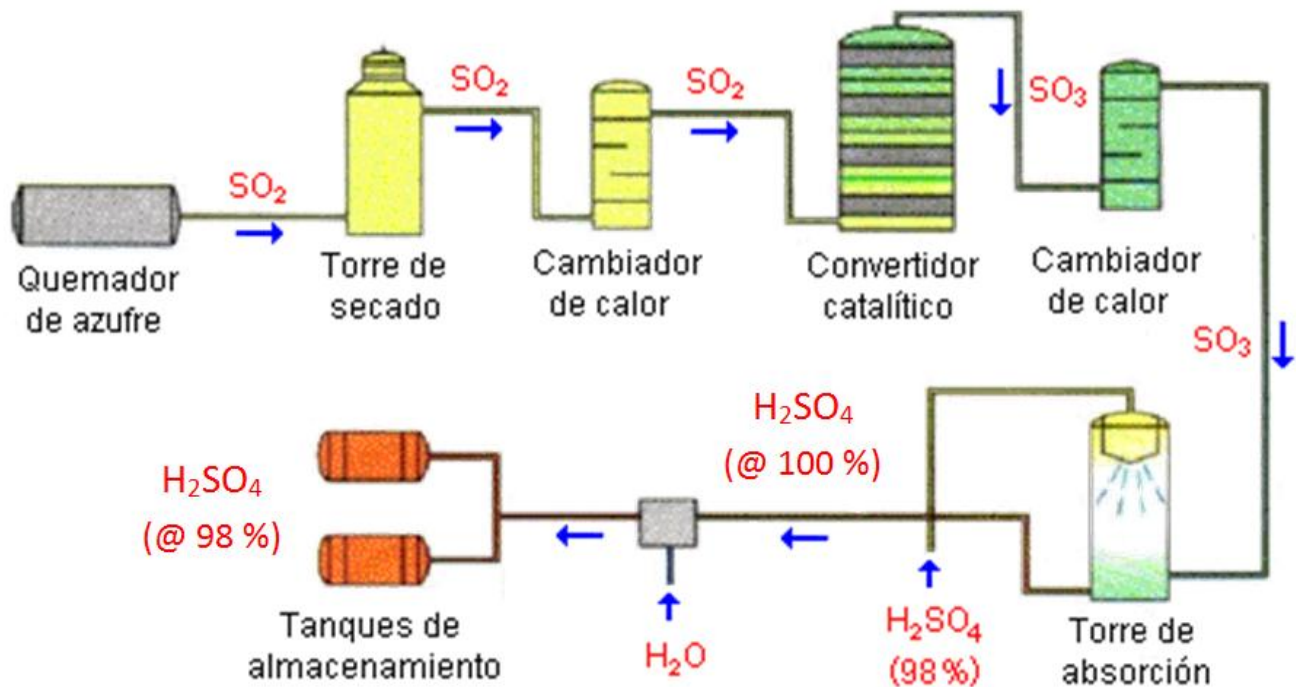
- d) Formación de H_2SO_4 : el producto H_2SO_4 se obtiene por reacción exotérmica entre el agua y el SO_3 según:



Esta se lleva a cabo en la torre de absorción, donde el SO_3 de los gases provenientes del convertidor es absorbido en H_2SO_4 98 %P/P y reacciona con el agua libre (con una parte del 2 %P/P). El H_2SO_4 obtenido posee una concentración cercana a 100 %P/P y luego se adiciona agua para mantener la concentración a 98 %P/P.

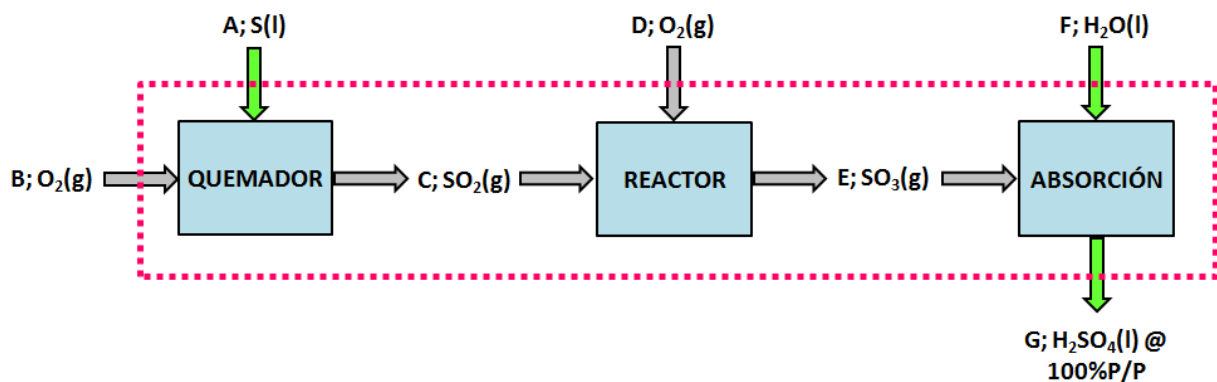
Permanentemente, una porción del caudal de H_2SO_4 98 %p/p es derivada a tanques de almacenamiento, siendo esta la producción de la planta.

A continuación se muestra un esquema simplificado del proceso:

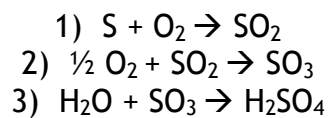


2)

Frontera del proceso e identificación de corrientes:



Reacciones químicas involucradas:



Pesos moleculares:

- S: 32 g/molg
- O₂: 32 g/molg
- H₂O: 18 g/molg
- SO₂: 64 g/molg

- SO_3 : 80 g/molg
- H_2SO_4 : 98 g/molg
- N_2 : 28 g/molg

Base de calculo:

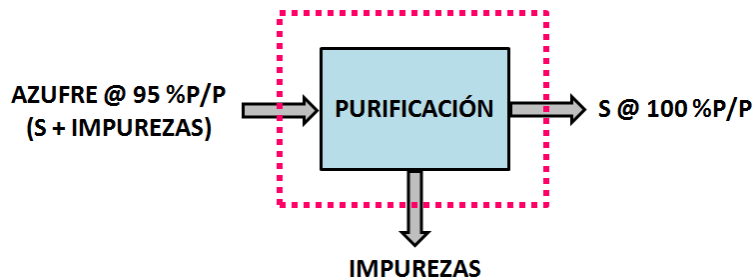
Se adopta como base de cálculo 1 hora; lo cual equivale a 526 Kg de azufre @ 95 %P/P.

Cálculos:

Debido a que el azufre posee una pureza igual a 80%, primero debemos calcular la masa de azufre puro. Para ello hacemos:

Un contenido de azufre de 95 %P/P en los 625 Kg implica que hay: $0,95 \times 526 \text{ Kg} = 500 \text{ Kg}$ de azufre puro. El 5% restante (en masa: 26 Kg) representa impurezas que son “inertes” al proceso puesto que no formaran parte de ninguna de las reacciones químicas.

Nota: en los procesos industriales el azufre es purificado previo al ingreso al proceso de producción del ácido sulfúrico para eliminar las impurezas, pero como se trata de un proceso de separación física, no se incluye en este ejercicio.



Luego:

$$500 \text{ Kg} = 500000 \text{ g} \quad (1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g})$$

De acuerdo a la reacción 1):

32 g de S reaccionan con 32 g de O_2 para formar 64 g de SO_2
 500000 g de S reaccionan con 500000 g de O_2 para formar 1000000 g de SO_2

De acuerdo a la reacción 2):

64 g de SO_2 reaccionan con 16 g de O_2 para formar 80 g de SO_3
 1000000 g de SO_2 reaccionan con 250000 g de O_2 para formar 1250000 g de SO_3

De acuerdo a la reacción 3):

80 g de SO_3 reaccionan con 18 g de H_2O para formar 98 g de H_2SO_4
 1250000 g de SO_3 reaccionan con 281250 g de H_2O para formar 1531250 g de H_2SO_4

Resumiendo el balance en la siguiente tabla se obtiene (las impurezas del azufre no se consideran puesto que no intervienen en el proceso):

Compuesto	Corrientes (g/h)						
	A	B	C	D	E	F	G
S	500000	/	/	/	/	/	/
O_2	/	500000	/	250000	/	/	/
SO_2	/	/	1000000	/	/	/	/
SO_3	/	/	/	/	1250000	/	/
H_2O	/	/	/	/	/	281250	/
H_2SO_4	/	/	/	/	/	/	1531250

Chequeo:

Masa que entra = Masa que sale

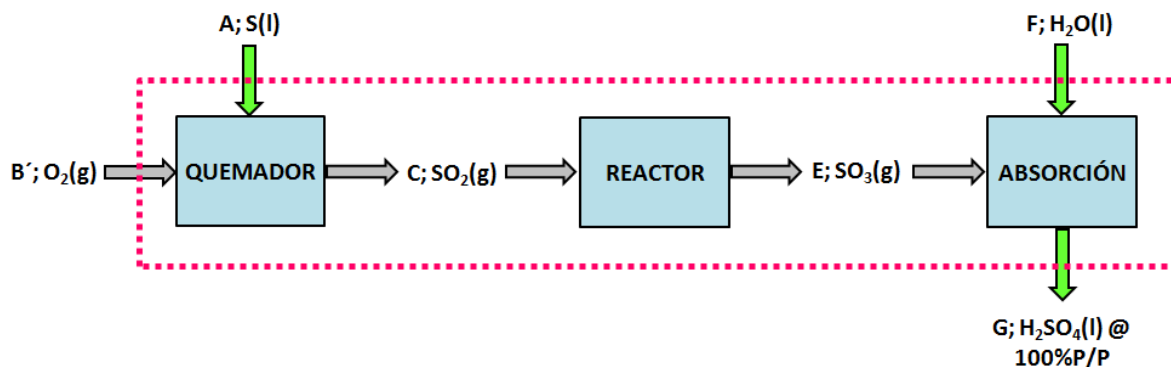
$$A+B+D+F = G$$

$$500000 \text{ g} + 500000 \text{ g} + 250000 \text{ g} + 281250 \text{ g} = 1531250 \text{ g}$$

Importante: en el esquema planteado, el oxígeno utilizado en la conversión de SO_2 a SO_3 se identificó con la corriente “D”, pero en la práctica este oxígeno ingresa en forma conjunta con la corriente “B”. Por lo cual haremos $B' = B+D$ y obtenemos:

Compuesto	Corrientes (g/h)					
	A	B'	C	E	F	G
S	500000	/	/	/	/	/
O_2	/	750000	/	/	/	/
SO_2	/	/	1000000	/	/	/
SO_3	/	/	/	1250000	/	/
H_2O	/	/	/	/	281250	/
H_2SO_4	/	/	/	/	/	1531250

Modificando el diagrama:



3)

Si bien el nitrógeno no interviene en la reacción química, se describirá como se calcula su masa para mostrarle al estudiante un ejemplo concreto de el concepto de reactivo limitante.

Para los fines de cálculo, adoptaremos que la composición del aire es: O_2 : 21% V/V y N_2 : 79 % V/V.

Debido a que en los cálculos anteriores obtuvimos la masa de O_2 necesario de acuerdo a la estequiometria de la reacción, y de acuerdo al enunciado, un exceso de O_2 de 100% seria:

Masa de O_2 por estequiometria de la reacción = Masa de O_2 consumida en la reacción 1) + Masa de O_2 consumida en la reacción 2)

$$\text{Masa de } O_2 = 500000 \text{ g} + 250000 \text{ g} = 750000 \text{ g}$$

Para calcular la masa total considerando un porcentaje de 100% en exceso, consideraremos la siguiente ecuación (el lector podrá verificar que la misma resulta de realizar una regla de tres simple):

Masa necesaria con un % de exceso = Masa por estequiometria de la reacción x $(1 + \frac{\% \text{ de exceso}}{100})$

$$\text{Masa de } O_2 \text{ con un 100\% de exceso} = 750000 \text{ g} \times (1 + \frac{100}{100}) = 1500000 \text{ g}$$

Ahora, para calcular la masa de N_2 que ingresa con el aire, primero debemos convertir la composición del aire de %V/V a %P/P. Para ello realizamos lo siguiente:

La composición %V/V para los gases es igual a:

$$\text{Fracción molar} = x = [\text{Porcentaje de "i" en \%V/V}] / 100$$

En una mezcla de gases como en nuestro caso el aire, su peso molecular promedio es igual a la suma de los pesos moleculares de los componentes de la mezcla multiplicada por la correspondiente fracción molar del compuesto en la mezcla, es decir:

$$\text{PM promedio} = \text{Sumatoria de los PM de los componentes} \times \text{Fracción molar del componente en la mezcla}$$

Para el caso del aire:

$$\begin{aligned}\text{PM aire} &= (0,21 \times 32 \text{ g/molg}) + (0,79 \times 28 \text{ g/molg}) = \\ &= (6,72 + 22,12) \text{ g/molg} = 28,84 \text{ g/molg}\end{aligned}$$

Luego, para calcular la fracción en masa de los componentes del aire, realizamos: adoptamos como base 1 molg de aire, por lo cual tenemos:

En 28,84 g de aire (1 molg) tenemos 6,72 g de O_2 y 22,12 g de N_2 , Es decir que las fracciones en masa de los componentes son:

$$w(\text{O}_2 \text{ en aire}) = 6,72 \text{ g de O}_2 / 28,84 \text{ g de aire} = 0,233$$

$$w(\text{N}_2 \text{ en aire}) = 22,12 \text{ g de N}_2 / 28,84 \text{ g de aire} = 0,767$$

$$\text{Verificando: } 0,233 + 0,767 = 1$$

Por lo tanto la composición en %P/P del aire es:

- O_2 : 23,3 %P/P
- N_2 : 76,7 %P/P

Siguiendo con los cálculos de acuerdo a la consigna, la masa de N_2 que ingresa junto con el O_2 es: la masa de O_2 representa el 23,3 %P/P de la masa total de aire, lo que implica que la masa de N_2 es igual a:

$$\begin{aligned}\text{Masa de N}_2 &= [\text{Masa de O}_2 / w(\text{O}_2 \text{ en aire})] \times w(\text{N}_2 \text{ en aire}) = \\ &= [1500000 \text{ g} / 0,233] \times 0,767 = \\ &= 4937768,24 \text{ g}\end{aligned}$$

Dicha masa de N_2 representa un inerte, es decir, un compuesto que no forma parte de la reacción y que sale tal cual ingresa. Replantando la tabla anterior considerando que la corriente “B’” está compuesta por aire en cantidad suficiente para cubrir las necesidades de exceso de oxígeno, queda:

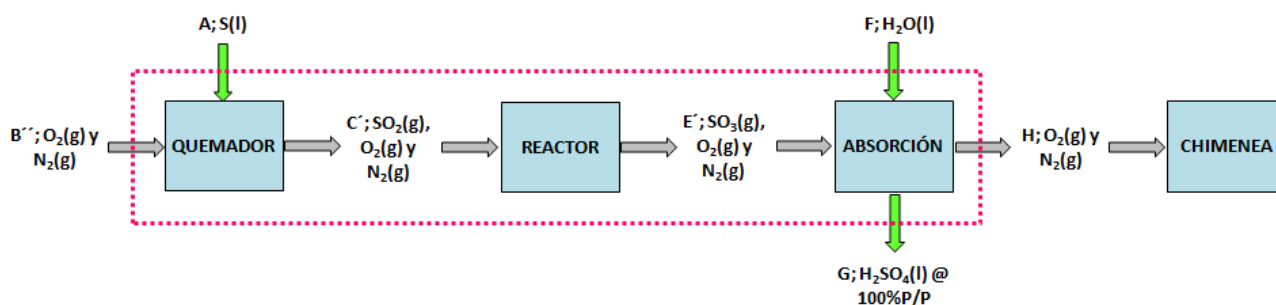
Compuesto	Corrientes (g/h)						
	A	B'	C'	E'	F	G	H
S	500000	/	/	/	/	/	/
O ₂	/	1500000	1000000	750000	/	/	750000
N ₂	/	4937768,24	4937768,24	4937768,24	/	/	4937768,24
SO ₂	/	/	1000000	/	/	/	/
SO ₃	/	/	/	1250000	/	/	/
H ₂ O	/	/	/	/	281250	/	/
H ₂ SO ₄	/	/	/	/	/	1531250	/

Chequeo:

Masa que entra = Masa que sale

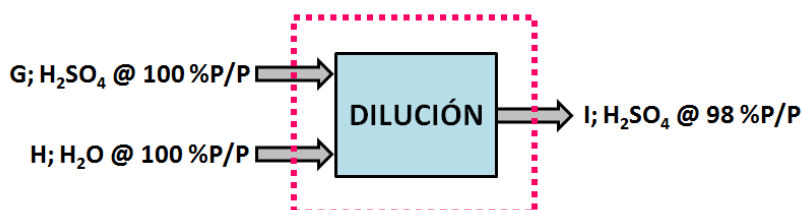
$$A + B' + D + F = G + H$$

$$500000 \text{ g} + (1500000 + 4937768,24) \text{ g} + 250000 \text{ g} + 281250 \text{ g} = 1531250 \text{ g} + (750000 + 4937768,24) \text{ g}$$



4)

El proceso de dilución se representa en el siguiente diagrama:



En este caso se tienen dos corrientes puras:

G: H₂SO₄ 100 %P/P

H: H₂O 100 %P/P

Y una corriente con dos componentes:

I: H_2SO_4 98 %P/P y H_2O 2 %P/P

Donde la suma de ambos es 100% ya que solo existen estos dos compuestos.

Para realizar un balance definimos un nuevo término:

$$\text{Fracción en masa} = w = [\text{Porcentaje de "i" en \%P/P}]/100$$

En donde la masa de un compuesto "i" en una corriente de masa "M" es igual a: $M \times w_i$.

El balance se realiza por componentes, en donde debemos plantear las correspondientes ecuaciones:

$$\text{Balance global: } G + H = I$$

$$\text{Balance para el } \text{H}_2\text{SO}_4: w(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en } G) \times G + w(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en } H) \times H = w(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en } I) \times I$$

$$\text{Balance para el } \text{H}_2\text{O}: w(\text{H}_2\text{O} \text{ en } G) \times G + w(\text{H}_2\text{O} \text{ en } H) \times H = w(\text{H}_2\text{O} \text{ en } I) \times I$$

Como "G" está compuesta solamente por ácido sulfúrico se tiene:

- $w(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en } G) = 1$
- $w(\text{H}_2\text{O} \text{ en } G) = 0$

$G = 1531250 \text{ g}$ Luego, como "H" está compuesta solamente por agua se tiene:

- $w(\text{H}_2\text{O} \text{ en } H) = 1$
- $w(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en } H) = 0$
- $H = ?$

La corriente "I" está compuesta por ácido sulfúrico y agua se tiene:

- $w(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en } I) \times I$
- $w(\text{H}_2\text{O} \text{ en } I) \times I$
- $I = ?$

Si reemplazamos los valores anteriores en los tres balances planteados obtenemos:

$$\begin{aligned} 1531250 \text{ g} + H &= I \\ 1531250 \text{ g} &= 0,98 \times I \\ H &= 0,02 \times I \end{aligned}$$

Lo que nos da un sistema de ecuaciones con dos incógnitas.

$$I = 1531250 \text{ g} / 0,98 = 1562500 \text{ g}$$

$$H = 1562500 \text{ g} \times 0,02 = 31250 \text{ g}$$

Resumiendo los resultados en la siguiente tabla tenemos:

Corriente	Compuesto	Composición (%P/P)	Cantidad (g/hr)	
G	H ₂ SO ₄	100	1531250	1531250
	H ₂ O	0	0	
H	H ₂ SO ₄	0	0	31250
	H ₂ O	100	31250	
I	H ₂ SO ₄	98	1531250	1562500
	H ₂ O	2	31250	

Chequeo:

Masa que entra = Masa que sale

$$G + H = I$$

$$1531250 \text{ g} + 31250 \text{ g} = 1562500 \text{ g}$$

$$1562500 \text{ g} = 1562500 \text{ g}$$

BIBLIOGRAFIA

- NOCIONES ELEMENTALES DE QUIMICA UNIVERSITARIA - Jorge M. Martinez; Ariel E. Igea; Alberto N. Scian.
- Jorge Alberto Hammerly, Jose Maria Marracino, Roberto Omar Piagentini - Curso de química analítica - El Ateneo - ISBN 950-02-5239-2; 1984.
- Raymond Chang & Williams College - Química - McGraw Hill - ISBN: 970-10-3894-0; 2002.
- James E. House; Inorganic Chemistry; Second Edition; Elsevier; ISBN: 978-0-12-385110-9; 2013.
- <http://www.fullquimica.com/2012/06/determinacion-de-pesos-equivalentes-en.html>
- https://es.wikipedia.org/wiki/Escala_de_Pauling
- Gustavo Garduño Sánchez; BALANCEO DE REACCIONES REDOX; Facultad de Química, UNAM; Enero de 2005.