

Curso de Iniciación Universitaria

Introducción a la Química



Fundamento

El curso de ingreso tiene como objetivo acompañar a los futuros estudiantes en la transición entre el nivel de la Escuela Secundaria Obligatoria y la Educación Universitaria.

Docentes del ICPA que dictan Química

Cecilia Paula Alonso	Licenciada en Biología	Asistente Primera
Clara M. Iachetti	Magister en Ciencias Biológicas	Asistente Principal
Claudia Duarte	Doctora en Ciencias Biológicas	Asistente Principal
Cristina B. Colloca	Doctora en Ciencias Químicas	Profesora Asociada
Dana Scheidegger	Doctora en Ciencias Químicas	Profesora Adjunta
Mercedes Manté	Veterinaria	Asistente Principal
Noelia I. Paredes	Doctora en Ciencias Biológicas	Asistente Principal
Sergio Luppo	Ingeniero Químico	Profesor Adjunto
Walter Duco	Licenciado en Química	Asistente Principal

Cronograma

El curso de "Introducción a la química" tendrá una duración de 20 horas totales. Los alumnos se distribuirán en dos comisiones. El curso será dictado en 10 encuentros.

Programa

Clase	Contenidos conceptuales	Objetivos
1	La Química. La Materia. Clasificación y estados de la materia. Propiedades físico-químicas de la materia. Transformaciones Estados de agregación Materia y Energía.	Reconocer el impacto de la química sobre la tecnología y la sociedad. Identificar tipos estados de la materia y las transformaciones que sufre. Comprender el rol de la energía en los fenómenos químicos.
2	Sistemas materiales. Elementos, Compuestos y Mezclas. Métodos de separación de sistema materiales.	Identificar sistemas materiales comunes existentes en la naturaleza. Conocer los métodos de separación de sistemas y ver la aplicación en la vida diaria y en la industria.
3	Estructura Atómica. Historia de los modelos atómicos. Tabla Periódica. Estructura general de la tabla periódica	Conocer la evolución del concepto de átomo. Analizar la aplicación del método científico. Entender cómo se pueden agrupar los elementos de acuerdo con sus propiedades físicas y químicas.
4	Reacciones químicas. Ecuaciones químicas. Características de las reacciones químicas. Balanceo de ecuaciones.	Conocer la simbología de las reacciones químicas. Identificar tipos de reacciones químicas. Comprender los principios básicos para equilibrar una ecuación química.
5	Mediciones. Unidades y notación científica. Sistema Internacional de Unidades.	Reconocer los sistemas de medición usados en la vida cotidiana y en la ciencia. Conocer el Sistema Internacional de Unidades. Adquirir habilidades en el pasaje de unidades. Comprender los órdenes de magnitud de los fenómenos.

Contenido

Fundamento.....	1
Docentes del ICPA que dictan Química	1
Cronograma	1
Programa.....	1
Contenido.....	3
Tema 1: La materia.....	5
Contenidos	5
La química	5
La materia	6
La energía.....	6
Propiedades de la materia	6
Peso, masa y densidad	8
Transformaciones de la materia.....	8
Estados de agregación de la materia.....	9
Cambios de estado	10
Procesos por los cuales se producen los cambios de estado.....	10
Variables que intervienen en los cambios de estado de agregación.	11
Tema 2: Sistemas Materiales	13
Contenidos	13
Sistemas materiales	13
Propiedades y clasificación de los sistemas materiales	13
Tipos de sistemas:	13
Partes de un sistema:	14
Clasificación de la materia.....	14
Sustancias y mezclas	14
Técnicas de separación física:	15
Elementos y compuestos	15
Tema 3: Estructura Atómica.....	17
Contenidos	17
Estructura del átomo.....	18
Historia de los modelos atómicos.	18
El electrón	18
Radiactividad.....	18
El protón y el núcleo.....	19
El neutrón.....	20

Modelo de Bohr	20
Modelo atómico actual	21
Número atómico, número de masa e isótopos	22
Tabla Periódica. Estructura general de la tabla periódica.	23
Moléculas	24
Iones.....	25
Tema 4: Reacciones químicas.....	26
Contenidos	26
Reacciones químicas	26
Ecuaciones químicas	26
Características de las reacciones químicas	27
Velocidad de una reacción química	27
Factores que afectan a la velocidad de reacción	27
Balanceo de ecuaciones químicas	28
Cálculo de la masa y el volumen a partir de ecuaciones químicas	29
Cálculos masa	29
Cálculos volumen	29
Tema 5: Unidades de medición del universo químico.....	30
Contenidos	30
La medición	30
Las siete unidades fundamentales de medida del SI	30
Definición de las unidades del SI	30
Prefijos para múltiplos de unidades del SI.....	32
Unidades derivadas	32
Cantidades derivadas	32
Exactitud, precisión y cifras significativas en la medición.....	33
Redondeo de números	35
Conversión de unidades	36
Bibliografía	37

Tema 1: La materia

Contenidos

- La química
- La materia: conceptos y propiedades
- Transformaciones químicas y físicas. Fenómenos
- Estados de agregación de la materia. Cambios de estado.
- Energía

La química

¿Qué es la química? ¿Qué estudia?

La química es la ciencia que estudia tanto la composición, la estructura y las propiedades de la materia como los cambios que esta experimenta durante las reacciones químicas y su relación con la energía.

Es la ciencia que estudia las sustancias, su estructura (tipos y formas de ordenamiento de los átomos), sus propiedades y las reacciones que las transforman en otras sustancias en referencia con el tiempo.

Si miramos alrededor nuestro vemos gran variedad de objetos que podemos denominar CUERPOS.

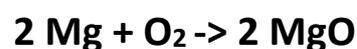
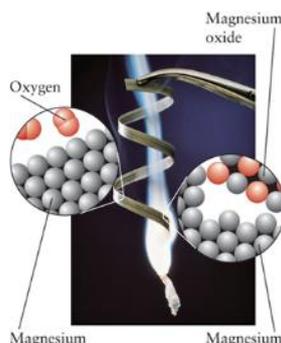
Existen distintos tipos de materiales que forman los cuerpos.

La química se ocupa principalmente de la composición, propiedades y transformaciones de los materiales.

La química es el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella.

La química es una ciencia en tres niveles:

1. **Nivel Macroscópico:** La materia y sus transformaciones. Se pueden ver las transformaciones como por ejemplo una hoja cambia de color en otoño.
2. **Nivel Microscópico:** La química interpreta dichos fenómenos en términos de reordenamiento de átomos.
3. **Nivel Simbólico:** la expresión de los fenómenos químicos a través de símbolos químicos y ecuaciones matemáticas.



Un químico piensa a nivel microscópico, realiza experimentos a nivel macroscópico y representa ambos simbólicamente.

La materia

¿Qué es la materia?

De forma clásica se denomina **materia** a “todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa”.

Según la física moderna, la definición de materia es un poco más amplia. Se llama **materia** a cualquier tipo de campo o entidad que se propaga a través del espacio-tiempo a una velocidad igual o inferior a la de la luz, que es parte del universo observable, ocupa un lugar en el espacio, y tiene energía asociada, es capaz de interactuar y ser medible, y está sujeta a cambios en el tiempo. Se considera que es lo que forma la parte sensible de los objetos perceptibles o detectables por medios físicos. **Así todas las formas de materia tienen asociadas una cierta energía, pero solo algunas formas de materia tienen masa.**

Podemos definir dos tipos de materia: la materia con masa, y la materia no-másica.

La **materia con masa** se organiza en varios niveles y subniveles, puede ser estudiada desde los puntos de vista macroscópico y microscópico. Según el nivel de descripción adoptado debemos adoptar descripciones clásicas o descripciones cuánticas. La materia másica está constituida por moléculas, átomos, e iones, y es la que se estudia en química. Según los modelos físicos actuales, sólo aproximadamente el 5% de nuestro universo está formado por materia CON MASA, responsable de todos los fenómenos que estudia la química.

Materia no-másica: son formas de materia formada por **partículas o campos** que no presentan masa, como la luz y la radiación electromagnética, las dos formadas por **fotones**. Constituyen la mayor parte de la materia del universo.

La energía

En el universo no solo encontramos MATERIA sino también ENERGÍA.

La energía adopta diferentes formas y sufre continuos cambios. La energía se presenta en diversas formas (energía calórica, energía cinética, energía química, etc.) y se obtiene de distintas fuentes. El principio de conservación establece que **la energía no se crea ni se destruye, se transforma.**

En general se define a la energía como **la capacidad de un cuerpo a realizar trabajo.**

La química también se ocupa de los cambios energéticos que se verifican cuando se producen transformaciones en los materiales.

Propiedades de la materia

Existen diferentes criterios para clasificar las propiedades de la materia. La primera se relaciona con la dependencia o no de la cantidad de materia.

1)a. Aquellas propiedades que dependen de la cantidad de materia son **propiedades extensivas**. Ejemplo: masa, peso, volumen.

La masa, que es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse. Por ejemplo, dos monedas de cobre tienen la misma masa combinada que la suma de las masas de cada moneda, en tanto que la longitud de dos canchas de tenis es la suma de las longitudes de ambas canchas.

El volumen, que se define como la longitud elevada al cubo, es otra propiedad extensiva.

1)b. Aquellas que no dependen de la cantidad de materia se denominan **propiedades intensivas**. Por ejemplo, la densidad, el peso específico, la dureza, etc.

También lo es la temperatura. Suponga que se tienen dos matraces llenos de agua que está a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un matraz más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos matraces separados.

La temperatura y otras propiedades intensivas no son aditivas.

La segunda se relaciona con las modificaciones de las propiedades físicas o químicas.

2)a. Las **propiedades físicas** son aquellas que se pueden medir u observar sin modificar la composición y la identidad de la sustancia analizada. Ejemplos de propiedades físicas son: la maleabilidad, el brillo, la dureza, el punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad, etc.

Por ejemplo, es posible medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. De manera similar, cuando se afirma que el helio gaseoso es más ligero que el aire se hace referencia a una propiedad física.

2)b. Las **propiedades químicas** son aquellas que solamente pueden ser observadas a través de reacciones químicas. Una reacción química es un proceso en el cual al menos una sustancia cambia su composición e identidad (ver Clase 4). Ejemplos de propiedades químicas de un material combustible son: la capacidad de producir dióxido de carbono y agua, la capacidad de generar y entregar calor.

la aseveración: “el hidrógeno se quema en presencia de oxígeno para formar agua”, describe una propiedad química del hidrógeno, ya que a fin de observar esta propiedad debe ocurrir un cambio químico, en este caso, la combustión. Después del cambio, desaparece la sustancia química original, el hidrógeno, y sólo queda otra sustancia química distinta, el agua. Es imposible recuperar el hidrogeno a partir del agua mediante un cambio físico, como la ebullición o congelación.

Peso, masa y densidad

La variable que designa la cantidad de materia de un cuerpo es la **masa**, cuya unidad en el Sistema Internacional (SI) es el kilogramo (kg). Es una magnitud EXTENSIVA. Es importante no confundirla con el peso, que es una medida de fuerza. Definimos al peso de un cuerpo como la masa del mismo multiplicada por la aceleración de la gravedad con que un planeta, o entidad masiva, atrae a ese cuerpo.

La *densidad*, que se define como *la masa de un objeto dividida entre su volumen*, es una propiedad intensiva.

Transformaciones de la materia

Una propiedad inherente a la materia es su capacidad de transformarse bajo condiciones adecuadas, estas condiciones son los requerimientos necesarios y suficientes para que una determinada transformación suceda.

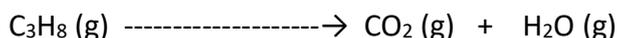
Una transformación es un proceso que conecta un Estado Inicial o previo de la materia con un Estado Final o posterior y se representa de la siguiente manera:

TRANSFORMACIÓN

Estado Inicial -----> Estado Final

Las **transformaciones físicas** se definen considerando que se modifica alguna propiedad física, sin cambiar la identidad o naturaleza química de la materia. Ejemplo de una transformación física es el cambio de agua líquida a agua sólida.

En una transformación química ocurre un cambio en la naturaleza química de la materia que se transforma. Un ejemplo de transformación química es la descomposición de agua por electrólisis, formando hidrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso. Como ejemplo de la vida diaria podemos mencionar la combustión del propano (C₃H₈) que se emplea en los encendedores, cuando se enciende la chispa del mismo se observa la inflamación del gas que en presencia del oxígeno del aire produce principalmente dos compuestos químicos, dióxido de carbono y vapor de agua. La forma de representar un cambio químico es mediante una ecuación química.



Como se desprende del análisis de los ejemplos anteriores las transformaciones están asociadas con alguna modificación de las propiedades físicas o químicas. Si la modificación puede ser captada a través de los sentidos la transformación es un **fenómeno**.

Cuando la transformación no modifica ninguna propiedad observable por los sentidos, se necesita un sistema de registro para la recolección de datos y su posterior análisis. Por lo tanto, una transformación no siempre es un fenómeno, pero un fenómeno es siempre una transformación.

Cambios Físicos	Cambios Químicos
Las apariencias cambian, pero la sustancia no	Cambia la sustancia
Fusión (hielo)	Produce burbujas (bicarbonato de sodio con vinagre)
Rotura	Se enturbia
Corte	Cambia la temperatura
Disolver (agua y sal)	Cambia el color (luciérnagas)
Hervir	Cambia el olor o el gusto (pan)

Estados de agregación de la materia

La materia puede “desagregarse” hasta llegar a la unidad correspondiente, e inversamente, puede “agregarse” hasta volver al estado inicial, estos procesos permiten visualizar las diferentes formas de presentación de la materia en sus diferentes estados de agregación.

materia -----> unidades de materia

Los materiales pueden presentarse, fundamentalmente en tres **estados de agregación** diferentes: **sólido, líquido o gaseoso**.

Estado sólido: Este estado de agregación se caracteriza por oponer resistencia a cambios de forma y de volumen. Las partículas de un sólido se encuentran juntas y correctamente ordenadas. Las moléculas de un sólido tienen una gran cohesión y adoptan formas bien definidas. Un sólido posee un volumen y forma definidos y no fluye.

Estado líquido: Un líquido se encuentra en forma de fluido altamente incompresible, lo que significa que su volumen es, bastante aproximado, en un rango grande de presiones. Es el único estado con un volumen definido, pero no con forma fija. Un líquido está formado por pequeñas partículas vibrantes de la materia, como los átomos y las moléculas, unidas por enlaces intermoleculares.

Estado gaseoso: los gases no tienen forma o volumen definidos. Fluyen sin dificultad bajo la acción de fuerzas externas. Se denomina gas al estado de agregación de la materia en el cual, bajo ciertas condiciones de temperatura y presión, sus moléculas interactúan solo débilmente entre sí, sin formar enlaces moleculares, adoptando la forma y el volumen del recipiente que las contiene y tendiendo a separarse, esto es, expandirse, todo lo posible. Los gases son fluidos altamente compresibles, que experimentan grandes cambios de densidad con la presión y la temperatura.

Actualmente los físicos aceptan dos estados más: **Plasma** (gas ionizado a temperaturas cercanas a 100 millones de grados Celsius) y **condensado de Bose – Einstein** (estado de agregación de la materia que se da en ciertos materiales a muy bajas temperaturas).

Se denomina **plasma** a un estado fluido similar al estado gaseoso, pero en el que determinada proporción de sus partículas están cargadas eléctricamente y no poseen equilibrio

electromagnético. Como el gas, el plasma no tiene una forma o volumen definido, a no ser que esté encerrado en un contenedor. El plasma bajo la influencia de un campo magnético puede formar estructuras como filamentos, rayos y capas dobles. Los átomos de este estado se mueven libremente y cuanto más alta es la temperatura más rápido se mueven los átomos en el gas, y en el momento de colisionar la velocidad es tan alta que se produce un desprendimiento de electrones. Estos mismos átomos ionizados también capturan electrones y en ese proceso se genera luz (por eso el Sol brilla, y brilla el fuego, y brillan los plasmas de los laboratorios). El plasma es el estado de agregación más abundante de la naturaleza, y la mayor parte de la materia en el Universo visible se encuentra en estado de plasma por ejemplo en las estrellas y el sol.

Los materiales pueden pasar de un estado a otro (cambios de estado) mediante procesos físicos, es decir, transformaciones que no modifican su identidad. Estos cambios de estado reciben diferentes nombres.

Un material gaseoso que puede estar en contacto con uno de sus estados condensados recibe el nombre de **vapor**.

A temperatura ambiente y presión normal decimos vapor de agua ya que pueden coexistir agua en estado líquido y gaseoso. Pero decimos que el aire contiene gas oxígeno pues a temperatura ambiente y presión normal no pueden coexistir el oxígeno líquido y gaseoso.

Cambios de estado

Procesos por los cuales se producen los cambios de estado

Sublimación: cambio de sólido a gaseoso, sin pasar por el estado líquido

Sublimación inversa/deposición: cambio gaseoso a sólido, sin pasar por el estado líquido. Ejemplo: formación de nieve o escarcha a partir de agua en forma de vapor (gas)

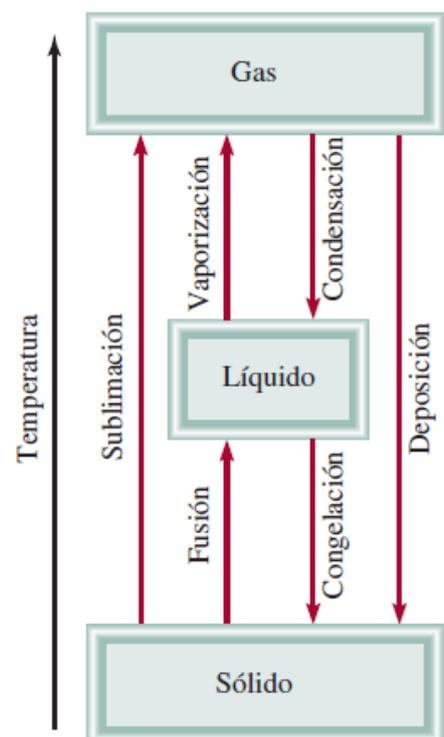
Solidificación/congelación: cambio de líquido a sólido.

Fusión: cambio de sólido a líquido.

Condensación: cambio de gaseoso a líquido.

Ebullición/vaporización: cambio de líquido a gaseoso.

El comportamiento macroscópico de los distintos estados de agregación puede ser interpretado a través del ordenamiento de la estructura microscópica de cada uno de ellos. En el estado sólido las unidades de materia (partículas) que lo constituyen se unen entre sí porque las fuerzas de cohesión (atracción) son mayores que las fuerzas de repulsión. Como resultado de la competencia entre estas dos fuerzas se obtiene un estado de agregación altamente



ordenado, en donde las partículas ocupan posiciones definidas en una red tridimensional. Una consecuencia de este comportamiento es que para la mayoría de los sólidos es muy difícil que se escapen los átomos, moléculas o iones de la red.

En contraste, en el estado gaseoso las partículas se encuentran en un gran desorden (sinónimo de caos) y las fuerzas de cohesión entre ellas son prácticamente despreciables, de modo que pueden recorrer libremente los grandes espacios disponibles sin chocar entre ellas.

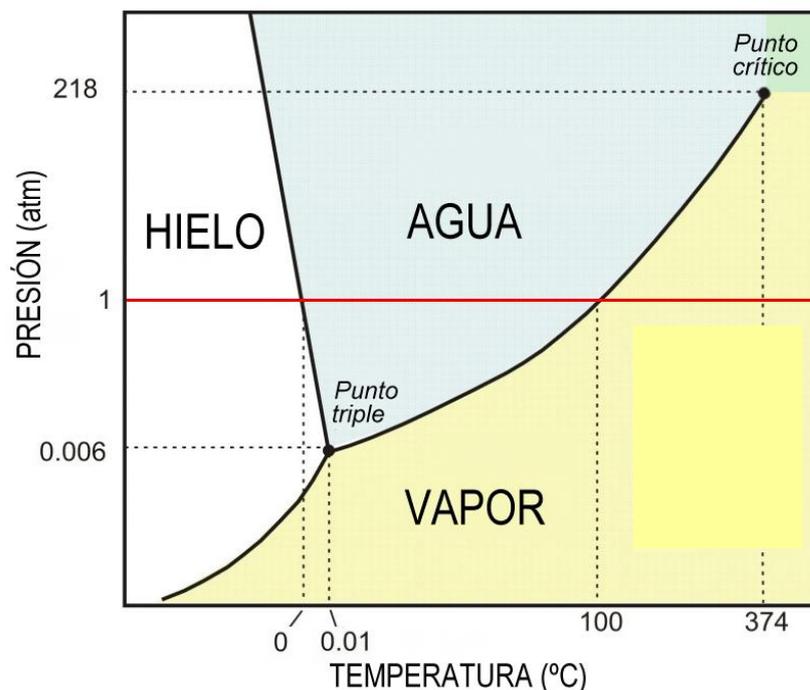
El estado líquido puede ser considerado como un estado intermedio entre el sólido y el gaseoso. Sus partículas se agrupan con cierta regularidad sin ocupar posiciones fijas, sino que gozan de cierta libertad para moverse y en la superficie algunas moléculas poseen una mayor capacidad para vencer las fuerzas de cohesión que las que se mantienen unidas y logran escapar al estado gaseoso.

Variables que intervienen en los cambios de estado de agregación.

¿Cuáles son las variables que afectan los estados de agregación?

El estado de agregación de un sistema está determinado por **la temperatura** y por **la presión**. Si modificamos estas variables se puede producir un cambio de estado en nuestro sistema material.

El gráfico siguiente, es lo que se denomina “**diagrama de fases**”, éste nos muestra como es afectado el estado de agregación del agua con los cambios de presión y temperatura.



Se observa que, al aumentar la temperatura del agua, en un recipiente cerrado, se genera vapor de agua (agua en estado gaseoso) y aumenta la presión dentro del recipiente. Las partículas de agua que se escapan en forma de vapor tomaron energía en forma de calor para

aumentar la velocidad con la que se mueven y así poder escapar del agua líquida superando a las fuerzas de cohesión (unión entre ellas) que las mantienen en el fluido.

Al perder una cierta cantidad de calor la organización intermolecular de la materia comienza a pasar de un estado menos ordenado (agua líquida) a otro más ordenado (agua sólida), esto determina que sus partículas disminuyan su velocidad de movimiento hasta un determinado valor donde se produce la aparición del sólido. "En general todo proceso que involucre la pérdida de calor del sistema conduce a un mayor ordenamiento de la estructura interna de la materia".

Los cambios de temperatura se pueden ver como cambios en la cantidad de calor (una forma de energía). Esta energía en forma de calor es tomada puede ser tomada por las moléculas y transformada en energía cinética (de movimiento) por lo que dichas moléculas se mueven con mayor velocidad en el sistema.

Cuando aumento la temperatura, entrego calor al sistema, aumentando la energía cinética de las partículas en el fluido y su velocidad. De esta forma las partículas pueden escapar con mayor facilidad, venciendo las fuerzas de atracción con el resto de las partículas de su vecindad.

A medida que aumento la temperatura en un sistema cerrado con líquido, aumento la presión de vapor en el sistema, producida por las partículas que escaparon de la fase líquida a la fase vapor.

Si bajo la temperatura y aumento la presión en un sistema gaseoso cerrado, puedo lograr que ocurra un cambio de estado de gaseoso a líquido. Gases como el nitrógeno se pueden licuar, por compresión y disminución de la temperatura, para obtener nitrógeno líquido.

Cuando se disminuye la temperatura de un sistema gaseoso, y/o se comprime, las partículas poseen menos energía calórica y menor energía cinética y velocidad, por lo que las fuerzas atractivas de cohesión comienzan a predominar y se produce el cambio de estado gaseoso a líquido (condensación). Este sistema líquido posee un orden mayor al sistema en estado gaseoso.

Si continúo bajando la temperatura puedo lograr el paso del estado líquido al sólido. Al bajar la temperatura, disminuye la velocidad de movimiento de las moléculas y aumentan las interacciones intermoleculares, por lo que las moléculas quedan atrapadas en una posición de una "red cristalina", vibrando en su lugar y sin poder fluir. La estructura sólida formada posee una estructura muy ordenada.

Tema 2: Sistemas Materiales

Contenidos

- Sistemas materiales. Tipos de sistemas. Clasificación.
- Fases. Componentes. Elementos, Compuestos y Mezclas. Sustancias puras: elementos y compuestos químicos.
- Soluciones y tipos de soluciones (homogéneas, heterogéneas, saturadas, no saturadas, sobresaturadas).
- Métodos de separación de sistema materiales.

Sistemas materiales

Propiedades y clasificación de los sistemas materiales

¿Cómo se estudia la materia?

Para llevar a cabo estudios químicos resulta útil definir la porción del universo que será objeto de estudio. Esta porción constituye un **Sistema Material**, que independizamos del resto del universo en forma real o imaginaria.

Puede interactuar con el medio o entorno, intercambiando energía y/o materia.

Un sistema material puede contener uno o más cuerpos o partes de cuerpos.

Además, puede estar formado por uno o varios componentes (o **sustancias**).

Si en un sistema existe más de un componente, decimos que dicho sistema es una **mezcla**.

Cuando se observa un sistema material debe prestarse atención al medio que lo rodea, sin olvidar que entre ambos existe una superficie de contacto, que en la mayoría de los casos es visible y en otros no, aun así, tal superficie es importante porque permite, según los casos, considerar el pasaje de masa y/o energía del sistema al medio o viceversa. **Los límites de un sistema** son muy importantes para determinar si hay paso de materia o energía desde el sistema hacia afuera (entorno o alrededores) o desde los alrededores hacia el sistema.

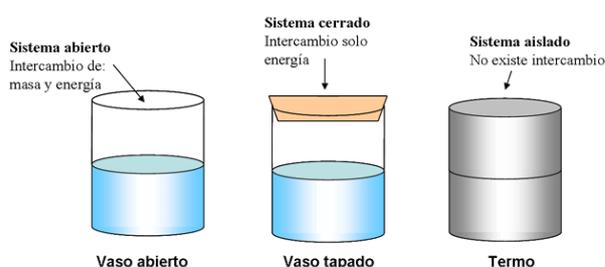
De acuerdo a esto los sistemas se clasifican en: abiertos, cerrados y aislados.

Tipos de sistemas:

1. Sistema Abierto: Es aquel en el cual la masa y energía pueden entrar o salir libremente del sistema. Por ejemplo: La ebullición de agua en un recipiente abierto.

2. Sistema Cerrado: La masa dentro del sistema permanece constante, pero la energía puede entrar o salir del sistema. Por ejemplo: La ebullición de agua en un recipiente cerrado.

3. Sistema Cerrado y Aislado: La masa y energía dentro del sistema permanece constantes. Por ejemplo: Agua hervida dentro de un termo por espacio de 10 minutos.



Partes de un sistema:

- **Medio Externo:** Es todo aquello que rodea el sistema.
- **Pared del Sistema:** Es el medio material que separa el medio externo y el sistema propiamente dicho.
- **Fase:** Es toda materia (masa) homogénea, por lo tanto, las sustancias puras y mezclas homogéneas, cada una constituyen una sola fase.
- **Interface:** Es el medio que separa dos fases.
- **Componente:** Es el tipo de sustancia química (simple o compuesta) presente en el sistema.

Clasificación de la materia

Los químicos distinguen varios subtipos de materia con base en su composición y propiedades.

La clasificación de la materia incluye sustancias, mezclas, elementos y compuestos, además de los átomos y moléculas.

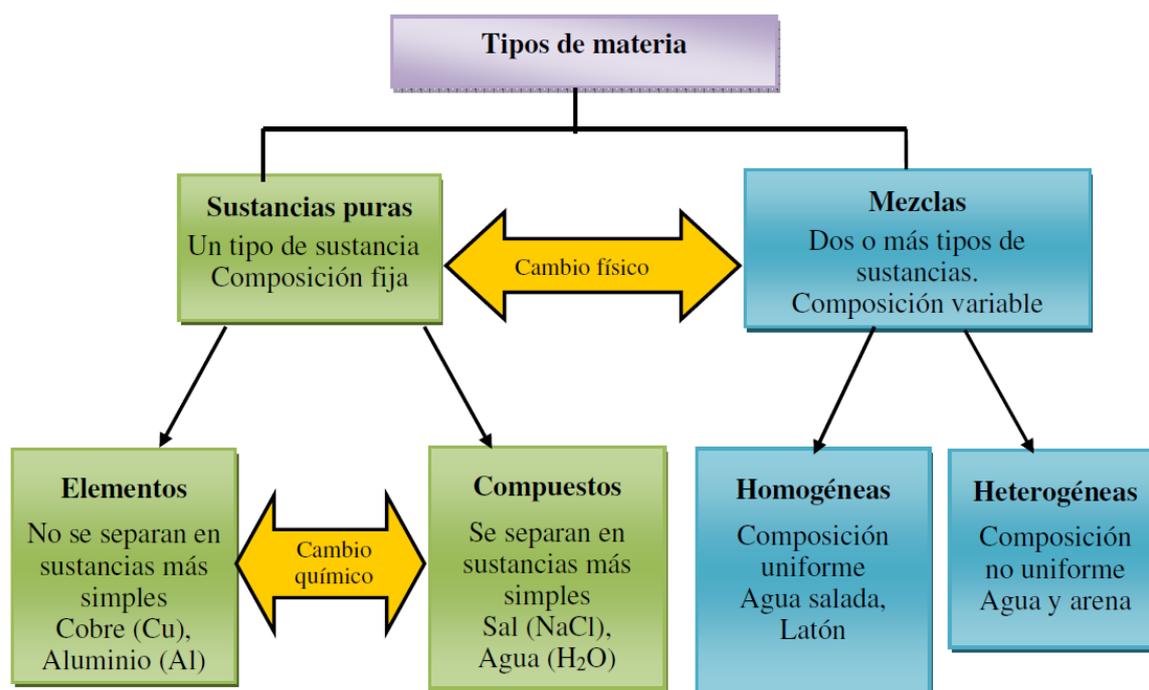
Sustancias y mezclas

Una **sustancia** es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas. Son ejemplos de ello el agua, amoníaco, azúcar de mesa (sacarosa), oro y oxígeno. Las sustancias difieren entre si por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades.

Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades. Algunos ejemplos familiares de ello son el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas no poseen composición constante. Por tanto, las muestras de aire obtenidas en distintas ciudades probablemente diferirán en su composición a causa de diferencias de altitud, contaminación atmosférica, etcétera.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua, se obtiene una **mezcla homogénea**, en la que *la composición de la mezcla es uniforme*. Sin embargo, al mezclar arena con virutas de hierro, tanto una como las otras se mantienen separadas. En tal caso, se habla de una **mezcla heterogénea** porque *su composición no es uniforme*.

Cualquier mezcla, sea homogénea o heterogénea, se puede formar y luego separar por medios físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de tales componentes. Así pues, el azúcar se puede recuperar de una disolución acuosa al calentar esta última y evaporarla por completo. La condensación del vapor permite recuperar el agua. En cuanto a la separación de la mezcla hierro-arena, es posible usar un imán para separar las virutas de hierro, ya que el imán no atrae a la arena. Después de la separación, los componentes de la mezcla tendrán la misma composición y propiedades que al principio.



En química, se denomina **fase** a cada una de las zonas macroscópicas del espacio de una composición química, y sus propiedades físicas homogéneas, que forman un sistema. Los sistemas monofásicos se denominan homogéneos, y los que están formados por varias fases se denominan mezclas o sistemas heterogéneos.

Técnicas de separación física:

Las técnicas más comunes usadas por los químicos son:

Decantación: hace uso de las diferencias de densidad.

Filtración: hace uso de las diferencias de solubilidad. Los componentes solubles de la mezcla se disuelven en el líquido y pasan por un filtro, mientras que los componentes sólidos insolubles son capturados por el filtro.

Cromatografía: se basa en las diferencias de las sustancias a ser **adsorbidas** o fijadas a las superficies.

Destilación: hace uso de las diferencias en los puntos de ebullición de los componentes de una mezcla.

Cristalización: Se basa en el hecho de que los sólidos son más solubles en un disolvente a temperatura de ebullición que a temperatura ambiente.

Elementos y compuestos

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos. un **elemento** es una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos. Hasta la fecha se han identificado 117 elementos. La mayoría de ellos se encuentran de manera natural en la Tierra.

Los elementos son las sustancias más fundamentales con las cuales se construyen todas las cosas materiales. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento es el

átomo. Los átomos de un elemento sólido están organizados con arreglo a un patrón regular y son del mismo tipo. Todos los átomos de un trozo de cobre son átomos de cobre. Los átomos de un elemento particular no se pueden dividir en átomos más simples.

Por conveniencia, los químicos usan símbolos de una o dos letras para representar a los elementos. La primera letra del símbolo *siempre* es mayúscula, no así la letra siguiente. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, en tanto que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono.

Los átomos de muchos elementos pueden interactuar entre sí para formar **compuestos**.

Los compuestos son una combinación de dos o más elementos unidos en una determinada proporción: todas las muestras de agua (H_2O) están formadas por la misma proporción de hidrógeno y oxígeno, pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), están combinados en proporciones diferentes. Tanto el H_2O como el H_2O_2 son distintos compuestos formados por los mismos elementos en diferentes proporciones.

Los compuestos se descomponen mediante procesos químicos en sustancias más simples como los elementos, pero no se pueden descomponer mediante procesos físicos. Los elementos no se descomponen ni por procesos físicos ni por procesos químicos. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso forma agua, cuyas propiedades difieren claramente de las correspondientes a los elementos que la forman. El agua consiste en dos partes de hidrógeno por una de oxígeno. Esta composición no se modifica, sin importar de donde provenga. Así pues, el agua es un **compuesto**, o sea, *una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas*. A diferencia de las mezclas, los compuestos solo se pueden separar en sus componentes puros por medios químicos.

Tema 3: Estructura Atómica

Contenidos

- Estructura Atómica.
- Historia de los modelos atómicos.
- Tabla Periódica. Estructura general de la tabla periódica
- Teoría atómica

A partir del siglo XVIII, la química se convirtió en una ciencia esencialmente experimental, dejando de lado las especulaciones filosóficas que habían gobernado hasta esa época. De aquí en más las observaciones y las mediciones pasaron a constituir los puntos centrales del trabajo de laboratorio, permitiendo construir hipótesis de trabajo o modelos que explicaran el porqué de los datos obtenidos.

En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó átomos. A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos (entre ellos platón y Aristóteles), ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del “atomismo”, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos.

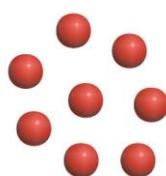
En 1808, el científico inglés, profesor John Dalton, formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos.

El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

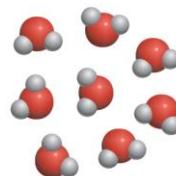
1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
3. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
4. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos.



Átomos del elemento X



Átomos del elemento Y

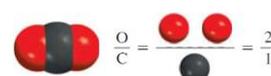
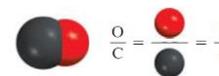


Compuestos formados por los elementos X y Y

Estas hipótesis ampliaron leyes anteriores como:

La **ley de las proporciones definidas**, publicada en 1799 por Joseph Proust: que establece que *muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa*. Así, si se analizan muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas las muestras se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno. Entonces, si la proporción de las masas de los diferentes elementos de un compuesto es una cantidad fija, la proporción de los átomos de los elementos en dicho compuesto también debe ser constante.

La **ley de las proporciones múltiples**. Según esta ley, *si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños*. Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, llamados monóxido de carbono y dióxido de carbono.



Las técnicas modernas de medición indican que un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno en el monóxido de carbono, y con dos átomos de oxígeno en el dióxido de carbono. De esta manera, la proporción de oxígeno en el monóxido de carbono y en el dióxido de carbono es 1:2.

La **ley de la conservación de la masa**. La cual establece que *la materia no se crea ni se destruye*. Debido a que la materia está formada por átomos, que no cambian en una reacción química, se concluye que la masa también se debe conservar.

Estructura del átomo

Con base en la teoría atómica de Dalton, un **átomo** se define como *la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química*. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo xx, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: **electrones, protones y neutrones**.

Historia de los modelos atómicos.

El electrón

En la década de 1890, muchos científicos estaban interesados en el estudio de la **radiación, la emisión y transmisión de la energía a través del espacio en forma de ondas**. La información obtenida por estas investigaciones contribuyó al conocimiento de la estructura atómica.

El físico inglés J. J. **Thomson** utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón.

Más tarde, entre 1908 y 1917, R. A. **Millikan** llevó a cabo una serie de experimentos para medir la carga del electrón con gran precisión.

Radiactividad

En 1895, el físico alemán Wilhelm **Röntgen** observó que cuando los rayos catódicos incidían sobre el vidrio y los metales, hacían que éstos emitieran unos rayos desconocidos. Estos rayos

muy energéticos eran capaces de atravesar la materia, oscurecían las placas fotográficas, incluso cubiertas, y producían fluorescencia en algunas sustancias. Debido a que estos rayos no eran desviados de su trayectoria por un imán, no podían contener partículas con carga, como los rayos catódicos. Röntgen les dio el nombre de rayos X, por su naturaleza desconocida.

El protón y el núcleo

Desde principios de 1900 ya se conocían dos características de los átomos: que contienen electrones y que son eléctricamente neutros. Para que un átomo sea neutro debe contener el mismo número de cargas positivas y negativas. **Thomson** propuso que un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro de la cual se encontraban los electrones como si fueran las pasas en un pastel. Este modelo, llamado “modelo del pudín de pasas”, se aceptó como una teoría durante algunos años.

En 1910, el físico neozelandés Ernest Rutherford, quien estudió con Thomson en la universidad de Cambridge, utilizó partículas α para demostrar la estructura de los átomos.

Junto con su colega Hans **Geiger** y un estudiante de licenciatura llamado Ernest **Marsden**, Rutherford efectuó una serie de experimentos utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales, como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva.

Observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación. De cuando en cuando, algunas partículas α eran dispersadas (o desviadas) de su trayectoria con un gran ángulo. En algunos casos, las partículas α regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva. Éste fue el descubrimiento más sorprendente, pues según el modelo de Thomson, la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaba que las partículas α atravesaran las láminas sin desviarse o con una desviación mínima.

Tiempo después, Rutherford pudo explicar los resultados del experimento de la dispersión de partículas α utilizando un nuevo modelo de átomo. De acuerdo con Rutherford, la mayor parte de los átomos debe ser espacio vacío. Esto explica por qué la mayoría de las partículas α atravesaron la lámina de oro sufriendo poca o ninguna desviación. Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un *denso conglomerado central dentro del átomo*, que llamó **núcleo**. cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo en el experimento, actuaba sobre ella una gran fuerza de repulsión, lo que originaba una gran desviación.

Además, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que su trayectoria se invertía por completo.

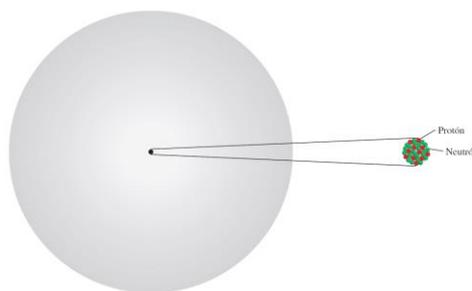
Las *partículas del núcleo que tienen carga positiva* reciben el nombre de **protones**. En otros experimentos se encontró que los protones tienen la misma *cantidad* de carga que los electrones y que su masa es de 1.67262×10^{-24} g, aproximadamente 1.840 veces la masa del electrón con carga opuesta.

El neutrón

El modelo de Rutherford de la estructura atómica dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el hidrógeno, el átomo más sencillo, contenía sólo un protón, y que el átomo de helio contenía dos protones. Por tanto, la relación entre la masa de un átomo de helio y un átomo de hidrógeno debería ser 2:1. (Debido a que los electrones son mucho más ligeros que los protones, se puede ignorar su contribución a la masa atómica.) Sin embargo, en realidad la relación es 4:1. Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, hecho que el físico inglés James Chadwick probó en 1932.

Cuando Chadwick bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas α , el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ . Experimentos posteriores demostraron que esos rayos en realidad constan de un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick llamó **neutrones**, debido a que se demostró que eran *partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones*. El misterio de la relación de las masas ahora se podía explicar. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; por tanto, la relación es 4:1.

Los protones y los neutrones de un átomo están confinados en un núcleo extremadamente pequeño. Los electrones se representan como “nubes” que circundan al núcleo.



Existen otras partículas subatómicas, pero el electrón, el protón y el neutrón son los tres componentes fundamentales del átomo que son importantes para la química.

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulomb	Unidad de carga
Electrón*	9.10938×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

Modelo de Bohr

El modelo de Rutherford era semejante al sistema planetario y totalmente diferente al modelo de Thomson. Sin embargo, este modelo era incompatible con los conocimientos que existían en ese momento sobre electricidad.

Toda carga eléctrica en movimiento, emite energía. Por lo tanto, si los electrones se movían alrededor de un núcleo positivo y perdían energía continuamente, terminarían chocando

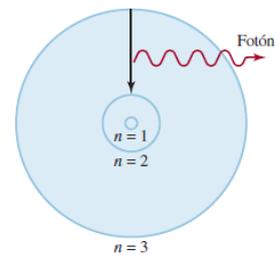
contra el núcleo. Si esto ocurriera no existiría la materia, y por lo tanto el modelo debía estar equivocado.

Niels **Bohr** (1885-1962) propuso un modelo atómico que permitía explicar el movimiento de los electrones sin caer dentro del núcleo. Las bases de su modelo fueron:

- Los electrones de los átomos solo presentan ciertos estados energéticos estables. Así, no cualquier órbita del modelo planetario estaría permitida para el electrón.
- Los electrones son partículas cargadas, pero no emiten radiación en su viaje alrededor del núcleo, sino solamente cuando cambia el radio de su órbita.

Cuando todos los electrones de un átomo se encuentran en su estado de mínima energía, se dice que el átomo está en **estado fundamental**. Y los electrones ocupan los niveles energéticos más cercanos al núcleo.

Cuando un electrón absorbe energía, se aleja del núcleo, salta a niveles de mayor valor energético (**estado excitado**). Este estado es solo temporal y el electrón libera esa energía absorbida en forma de luz, regresando al nivel del que partió. El color de la luz emitida depende de la cantidad de energía liberada.



Modelo atómico actual

El modelo de Bohr se ajustaba bien a los espectros, observados en el átomo de hidrógeno, pero no podía explicar los átomos con mayor número de electrones.

En 1900 Max Karl **Planck**, creador de la **teoría cuántica**, explicó que la energía se transmite en unidades pequeñas separadas, llamadas cuantos.

Surge así para física la mecánica cuántica que proporciona los cimientos para la investigación de la energía atómica.

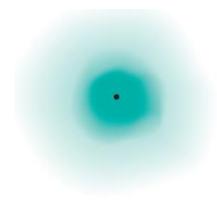
Los átomos absorben y emiten luz de distintas longitudes de onda, los experimentos espectrales indicaban que las energías de los electrones no podían tomar cualquier valor; Planck explicó por qué los cuerpos calientes emitían radiación electromagnética y concluyó: *los electrones solo absorben o emiten luz en pequeños paquetes de energía (cuantos)*.

Calculó que la mínima energía luminosa que puede absorber o emitir un cuerpo depende de la frecuencia de la luz que emite o absorbe mediante la fórmula:

$$E = h \nu$$

Dónde: E = energía de un cuanto, h = constante de Planck y ν = frecuencia

Las ecuaciones de la mecánica cuántica introducen cuatro números cuánticos que describen los estados de energía posible para los electrones y, por lo tanto, la probabilidad de encontrarlos en una zona del espacio alrededor del núcleo atómico. A esta región del espacio donde es probable encontrar al electrón se llama **orbital**.



En el núcleo o zona central se encuentran los protones y neutrones. A su vez estos están formados por partículas más pequeñas llamadas **quarks**.

Número atómico, número de masa e isótopos

Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen. El **número atómico (Z)** es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. por ejemplo, el número atómico del flúor es 9. Esto significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones.

El **número de masa (A)** es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones.

En general, el número de masa está dado por

$$\text{número de masa} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

$$\text{número de masa} = \text{número atómico} + \text{número de neutrones}$$

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico ($A - Z$). Por ejemplo, si el número de masa de un átomo específico de boro es 12 y su número atómico es 5 (que indica 5 protones en el núcleo), entonces el número de neutrones es $12 - 5 = 7$. Observe que las tres cantidades (número atómico, número de neutrones y número de masa) deben ser enteros positivos o números enteros.

No todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos o más **isótopos**, átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa.

Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrógeno uno de ellos, que se conoce como hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado *deuterio* contiene un protón y un neutrón, y el *tritio* tiene un protón y dos neutrones.

La forma aceptada para denotar el número atómico y el número de masa de un elemento (X) es como sigue:



Así, para los isótopos de hidrógeno escribimos:

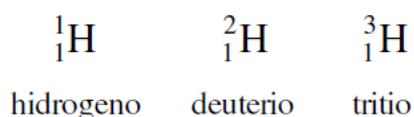


Tabla Periódica. Estructura general de la tabla periódica.

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la **tabla periódica**, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes.

En la tabla periódica moderna, los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico, en *filas horizontales*, llamadas **periodos**, y en *columnas verticales*, conocidas como **grupos** o **familias**, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

The periodic table is organized into groups (IA to VIIIA) and periods (1 to 7). It includes a legend for metal types (Metals, Alkali metals, Alkaline earth metals, Transition elements, Lanthanides, Actinides, Semimetals, Non-metals, Metalloids, Arsenoids, Halogens, Noble gases) and states of matter (Ne - gaseous, Fe - solid, Hg - liquid, Jc - synthetic). The table also shows atomic number, symbol, and name for each element.

PERIODO (Rows): 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

GRUPO (Columns): IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA

GRUPO IUPAC (Columns): 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18

MASA ATÓMICA RELATIVA (A): Atomic weight values are provided for many elements.

NÚMERO ATÓMICO: Atomic number values are provided for many elements.

SÍMBOLO: Chemical symbols are provided for many elements.

NOMBRE DEL ELEMENTO: Element names are provided for many elements.

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C): States of matter are indicated for some elements: Ne (gaseous), Fe (solid), Hg (liquid), Jc (synthetic).

LANTANÍDOS (Rows 6 and 7): Lanthanide and actinide series are shown below the main table.

ACTINÍDOS (Row 7): Actinide series is shown below the main table.

Copyright © 2016 Eni Generali

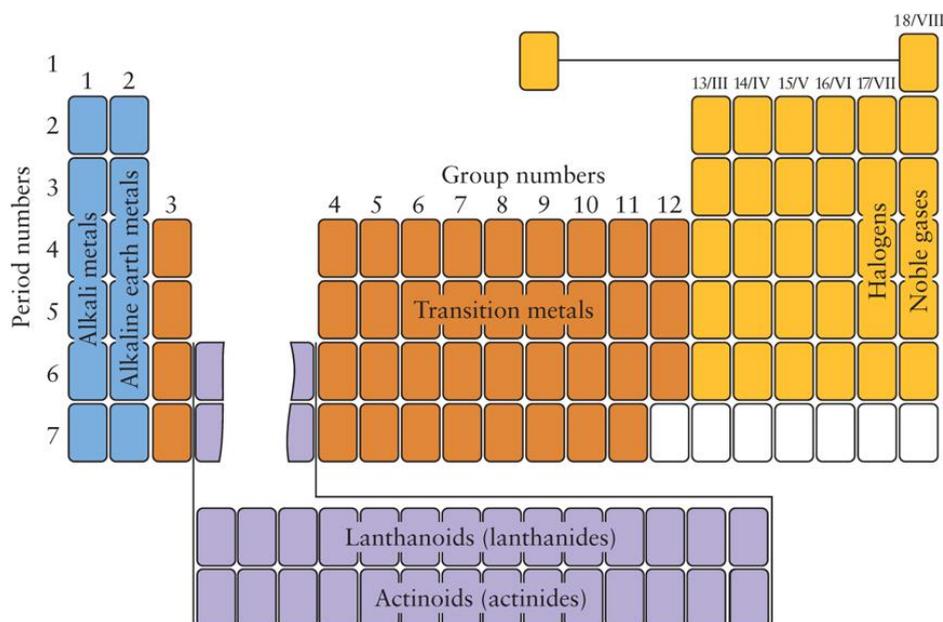
Los elementos se dividen en tres categorías: metales, no metales y metaloides. un **metal** es un buen conductor del calor y la electricidad, en tanto que un **no metal** generalmente es mal conductor del calor y la electricidad. un **metaloides** presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

De izquierda a derecha, a lo largo de cualquier periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas.

La tabla periódica es una herramienta útil que correlaciona las propiedades de los elementos en forma sistemática y ayuda a hacer predicciones respecto del comportamiento químico.

En general, se hace referencia a los elementos en forma colectiva, mediante su número de grupo en la tabla periódica (grupo 1A, grupo 2A, y así sucesivamente). Sin embargo, por

conveniencia, algunos grupos de elementos tienen nombres especiales. Los elementos del grupo 1A (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) se llaman **metales alcalinos**, y los elementos del grupo 2A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) reciben el nombre de **metales alcalinotérreos**. Los elementos del grupo 7A (F, Cl, Br, I y At) se conocen como **halógenos**, y los elementos del grupo 8A (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) son los **gases nobles** o *gases raros*.



Moléculas

una **molécula** es un agregado de, por lo menos, dos átomos en una colocación definida que se mantienen unidos a través de fuerzas químicas (también llamadas *enlaces químicos*). Una molécula puede contener átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos, siempre en una proporción fija, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas.

Así, una molécula no siempre es un compuesto, el cual, por definición, está formado por dos o más elementos. El hidrógeno gaseoso, por ejemplo, es un elemento puro, pero consta de moléculas formadas por dos átomos de H cada una. Por otra parte, el agua es un compuesto molecular que contiene hidrógeno y oxígeno en una relación de dos átomos de H y un átomo de O. Al igual que los átomos, las moléculas son eléctricamente neutras.

Se dice que la molécula de hidrógeno, representada por H_2 , es una **molécula diatómica** porque *contiene sólo dos átomos*. Otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas son nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2), así como los elementos del grupo 7A: flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2) y yodo (I_2). Por supuesto, una molécula diatómica puede contener átomos de diferentes elementos. Como ejemplos se pueden citar el cloruro de hidrógeno (C) y el monóxido de carbono (CO).

La gran mayoría de las moléculas contiene más de dos átomos pueden ser átomos de un mismo elemento, como el ozono (O_3), que está formado por tres átomos de oxígeno, o bien pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes. Las *moléculas que contienen*

más de dos átomos reciben el nombre de **moléculas poliatómicas**. El ozono (O₃), el agua (H₂O) y el amoníaco (NH₃) son moléculas poliatómicas.

Iones

Un **ion** es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa. El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas), pero se pueden perder o ganar electrones, cargados negativamente. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un **catión**, un ion con carga neta positiva. por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na⁺:

Átomo de Na	Ion Na ⁺
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un **anión** es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl⁻ :

Átomo de Cl	Ion Cl ⁻
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Un átomo puede perder o ganar más de un electrón. Como ejemplos de iones formados por la pérdida o ganancia de más de un electrón están: Mg²⁺, Fe³⁺, S²⁻ y N³⁻. Estos iones, lo mismo que los iones Na⁺ y Cl⁻, reciben el nombre de **iones monoatómicos** porque *contienen solamente un átomo*.

Con algunas excepciones, los metales tienden a formar cationes y los no metales, aniones.

Además, es posible combinar dos o más átomos y formar un ion que tenga una carga neta positiva o negativa. Los *iones que contienen más de un átomo*, como es el caso de OH⁻ (ion hidróxido), CN⁻ (ion cianuro) y NH₄⁺ (ion amonio) se denominan **iones poliatómicos**.

Tema 4: Reacciones químicas.

Contenidos

- Reacciones químicas
- Ecuaciones químicas.
- Características de las reacciones químicas.
- Balanceo de ecuaciones químicas

Reacciones químicas

Los cambios químicos de la materia alteran la naturaleza de las sustancias: desaparecen unas y aparecen otras con propiedades muy distintas, y no es posible volver atrás por un procedimiento físico (como calentamiento o enfriamiento, filtrado, evaporación, etc.)

Una reacción química es un proceso por el cual una o más sustancias, llamadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias con propiedades diferentes, llamadas **productos**. En una reacción química, los enlaces entre los átomos que forman los reactivos se rompen.

Ecuaciones químicas

Una reacción química se representa mediante una **ecuación química**. Las ecuaciones químicas son representaciones simbólicas que muestran las sustancias que reaccionan (llamadas reactivos o reactantes) y las sustancias que se originan (llamadas productos).

Para leer o escribir una ecuación química deben tenerse en cuenta las siguientes reglas:

- 1) Las fórmulas de los reactivos se escriben a la izquierda, y las de los productos a la derecha, separadas ambas por una flecha que indica el sentido de la reacción.
- 2) El signo + se lee como “reacciona con” y la flecha como “produce”.



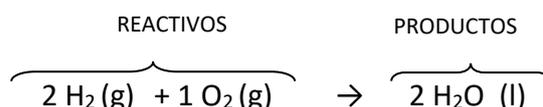
- 3) A cada lado de la reacción, es decir, a derecha y a izquierda de la flecha, debe existir el mismo número de átomos de cada elemento. Cuando una ecuación química cumple esta segunda regla, se dice que está balanceada o equilibrada. Para balancear las reacciones químicas, se pone unos números (a, b, c y d) delante de las fórmulas llamados **coeficientes estequiométricos**, que indican el número relativo de átomos y moléculas que intervienen en la reacción.

Nota: estos coeficientes (a, b, c y d) situados delante de las fórmulas, son los únicos números en la ecuación que se pueden modificar en el balanceo, mientras que los números que aparecen dentro de las fórmulas, llamados **subíndices** (por ejemplo: el 4 en el NH₄) son intocables, pues un cambio en ellos significa un cambio de sustancia que reacciona y, por tanto, se trataría de una reacción distinta.

Si se quiere o necesita indicar el estado en que se encuentran las sustancias que intervienen o si se encuentran en disolución, se puede hacer añadiendo los siguientes símbolos detrás de la fórmula química correspondiente:

- (s) = sólido,
- (l) = líquido,
- (g) = gas,
- (metal) = elemento metálico,
- (aq) = disolución acuosa (en agua).

Por ejemplo, cuando el hidrógeno, H₂, arde, reacciona con oxígeno, O₂, del aire para formar agua, H₂O.



En esta reacción a=2, b=1 y c=2. El coeficiente d=0 porque no hay otro compuesto que se forme en esta reacción.

La ecuación se lee: "Dos moléculas de hidrógeno molecular (H₂) reaccionan con dos moléculas de oxígeno molecular (O₂) y producen dos moléculas de agua.

Tanto el hidrógeno molecular (H₂), como el oxígeno molecular (O₂) se encuentran en estado gaseoso. El producto que se forma es agua líquida.

Características de las reacciones químicas

- 1- La o las sustancias nuevas que se forman suelen presentar un aspecto totalmente diferente del que tenían las sustancias de partida.
- 2- Durante la reacción se desprende o se absorbe energía:
 - Reacción exotérmica: se desprende energía en el curso de la reacción.
 - Reacción endotérmica: se absorbe energía durante el curso de la reacción.
- 3- Se cumple la ley de conservación de la masa: la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos. Esto es así porque durante la reacción los átomos ni aparecen ni desaparecen, sólo se reordenan en una disposición distinta.

Velocidad de una reacción química

Para saber si una reacción es rápida o lenta, hay que conocer la velocidad a la que transcurre. Se define la velocidad de reacción como la variación de cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo. En general, para determinar la velocidad de una reacción, hay que medir la cantidad de reactivo que desaparece o la cantidad de producto que se forma por unidad de tiempo.

Factores que afectan a la velocidad de reacción

La velocidad de una reacción se ve influida por una serie de factores; entre ellos se pueden destacar:

- Naturaleza de los reactivos
 - Se ha observado que según los reactivos que intervengan, las reacciones tienen distinta velocidad, pero no se ha podido establecer aún unas reglas generales.
- Concentración de los reactivos

La velocidad de reacción aumenta con la concentración de los reactivos. Para aumentar la concentración de un reactivo:

-Si es un gas, se consigue elevando su presión.

-Si se encuentra en disolución, se consigue cambiando la relación entre el soluto y el disolvente.

- Temperatura

En general, la velocidad de una reacción química aumenta conforme se eleva la temperatura.

- Presencia de catalizadores

Un catalizador es una sustancia, distinta a los reactivos o los productos, que modifican la velocidad de una reacción. Al final de la misma, el catalizador se recupera por completo e inalterado. En general, hace falta muy poca cantidad de catalizador.

Los catalizadores aumentan la velocidad de la reacción, pero no la cantidad de producto que se forma.

Balanceo de ecuaciones químicas

Dado que en una reacción química no se crean ni se destruyen átomos, una reacción química debe tener números iguales de cada elemento a cada lado de la flecha. Si se satisface esta condición, se dice que la ecuación está balanceada.

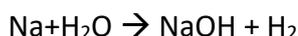
Una forma de realizar el balance de masas de una ecuación química es por el método iterativo (o método de prueba y error, "tanteo").

Para realizar este método se siguen algunas reglas prácticas:

1. Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos: las fórmulas que contengan estos elementos deben tener el mismo coeficiente. Por tanto, no es necesario ajustar los coeficientes de dichos elementos en este momento.
2. A continuación, se buscan los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero con diferente número de átomos. Se balancean estos elementos.
3. Por último, se balancean los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación. Dar preferencia al elemento que posee un mayor subíndice.

Ejemplos:

- 1) escribimos una reacción química indicando los reactivos y los productos y su ecuación química (escribiendo las fórmulas correspondientes)



- 2) El número de átomos de cada elemento debe mantenerse inalterables, por lo que la reacción no estaría balanceada: en el lado de los reactivos hay dos átomos de hidrógeno y en el de los productos tres. Colocando los coeficientes estequiométricos correspondientes:



- 3) El número de átomos de hidrógenos, de oxígeno y de sodio en los reactivos es el mismo que en los productos: 4 átomos de hidrógeno, 2 átomos de oxígeno y 2 átomos de sodio.

Cálculo de la masa y el volumen a partir de ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas permiten calcular, a partir de una cantidad determinada de alguno de los reactivos y productos que intervienen en una reacción, la cantidad necesaria del resto de los componentes de la misma.

Cálculos masa

En este caso nos aprovechamos de la relación que hay entre cantidad de sustancia (en mol), masa de sustancia y masa molar, tal como indica la relación:

cantidad de sustancia = masa en gramos / masa molar

$$\rightarrow n \text{ (mol)} = m \text{ (g)} / M \text{ (g/mol)}$$

Cálculos volumen

La ley de Avogadro dice lo siguiente: “Volúmenes iguales de diferentes gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas”

Esta ley implica que números iguales (por ejemplo, un mol) de partículas, átomos o moléculas, ocupan el mismo volumen, lo cual es muy útil para realizar cálculos de volúmenes en aquellas reacciones en las que intervengan gases.

Tema 5: Unidades de medición del universo químico.

Contenidos

- Mediciones.
- Unidades y notación científica.
- Sistema Internacional de Unidades.

La medición

La operación de medir una magnitud física consiste en compararla con un patrón o cantidad de la misma magnitud previamente definida como unidad, determinando el número de veces que la contiene. El resultado se expresa como un número seguido de la correspondiente unidad.

La química es una ciencia experimental. Pero si nuestros experimentos han de ser reproducibles, debe ser posible describir por completo las sustancias con las que trabajamos: sus masas, volúmenes, temperaturas, etcétera. En consecuencia, uno de los requerimientos más importantes en la química es que tengamos una forma de *medir* las cosas.

Por acuerdo internacional, pactado en 1960, científicos de todo el mundo ahora usan el Sistema Internacional de Unidades (se abrevia **SI** por la expresión francesa *Système International d'Unités*) para medir. El **SI** se basa en el sistema métrico, que es utilizado en todos los países industrializados del mundo excepto en Estados Unidos y tiene siete unidades fundamentales. Estas siete unidades y otras derivadas de ellas pueden utilizarse en todas las mediciones científicas.

Las siete unidades fundamentales de medida del SI

Cantidad física	Nombre de la unidad	Abreviatura
Masa	Kilogramo	kg
Longitud	Metro	m
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Tiempo	Segundo	s
Corriente eléctrica	Ampere	A
Intensidad luminosa	Candela	cd

Definición de las unidades del SI

UNIDAD DE LONGITUD - METRO (m): El metro es la longitud de trayecto recorrido en el vacío por la luz durante un tiempo de $1/299\,792\,458$ de segundo.

UNIDAD DE MASA: El kilogramo (kg) es igual a la masa del prototipo internacional del kilogramo.

UNIDAD DE TIEMPO: El segundo (s) es la duración de 9192631770 periodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio 133.

UNIDAD DE INTENSIDAD DE CORRIENTE ELÉCTRICA: El amperio (A) es la intensidad de una corriente constante que manteniéndose en dos conductores paralelos, rectilíneos, de longitud infinita, de sección circular despreciable y situados a una distancia de un metro uno de otro en el vacío, produciría una fuerza igual a $2 \cdot 10^{-7}$ newton por metro de longitud.

UNIDAD DE TEMPERATURA TERMODINÁMICA: El kelvin (K), unidad de temperatura termodinámica, es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.

UNIDAD DE CANTIDAD DE SUSTANCIA: El mol (mol) es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono 12.

UNIDAD DE INTENSIDAD LUMINOSA: La candela (cd) es la unidad luminosa, en una dirección dada, de una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia $540 \cdot 10^{12}$ hertz y cuya intensidad energética en dicha dirección es $1/683$ watt por estereorradián.

Un problema con cualquier sistema de medida es que con frecuencia los tamaños de las unidades son tan grandes o pequeños que resultan inconvenientes. Por ejemplo, un químico que intenta describir el diámetro del átomo de sodio ($0.000\ 000\ 000\ 372$ m) encontraría que el metro (m) es inconvenientemente grande, pero un astrónomo que intenta describir la distancia promedio que hay de la Tierra al Sol ($150,000,000,000$ m) vería que el metro es inconvenientemente pequeño. Por tal razón, las unidades del SI se modifican con el uso de prefijos que se refieren a cantidades más pequeñas o más grandes. Por ejemplo, el prefijo *mili-* significa un milésimo; así, un *milímetro* (mm) es $1/1000$ de 1 metro. En forma similar, el prefijo *kilo-* quiere decir mil, por lo que un *kilómetro* (km) equivale a 1000 metros.

Todas las medidas contienen tanto un número como la unidad correspondiente. Un número por sí solo no es de mucha ayuda sin una unidad que lo defina. Si preguntara a un amigo qué tan lejos está la cancha de tenis más cercana, la respuesta "a 3" no diría mucho. ¿Quiere decir a tres cuerdas? ¿A tres kilómetros? ¿A tres millas?

Prefijos para múltiplos de unidades del SI

Factor	Prefijo	Símbolo	Ejemplo
$1,000,000,000 = 10^9$	giga	G	1 gigámetro (Gm) = 10^9 m
$1,000,000 = 10^6$	mega	M	1 megámetro (Mm) = 10^6 m
$1,000 = 10^3$	kilo	k	1 kilogramo (kg) = 10^3 g
$100 = 10^2$	hecto	h	1 hectogramo (hg) = 100 g
$10 = 10^1$	deca	da	1 decagramo (dag) = 10 g
$0.1 = 10^{-1}$	deci	d	1 decímetro (dm) = 0.1 m
$0.01 = 10^{-2}$	centi	c	1 centímetro (cm) = 0.01 m
$0.001 = 10^{-3}$	mili	m	1 miligramo (mg) = 0.001 g
$*0.000\ 001 = 10^{-6}$	micro	μ	1 micrómetro (mm) = 10^{-6} m
$*0.000\ 000\ 001 = 10^{-9}$	nano	n	1 nanosegundo (ns) = 10^{-9} s
$*0.000\ 000\ 000\ 001 = 10^{-12}$	pico	p	1 picosegundo (ps) = 10^{-12} s

Unidades derivadas

Dentro de las siete unidades fundamentales del SI que están definidas no existen mediciones para cantidades tan familiares como el área, el volumen, la densidad, la velocidad y la presión. Todas éstas son ejemplos de cantidades *derivadas* y no fundamentales, debido a que se expresan por medio de una o más de las siete unidades básicas.

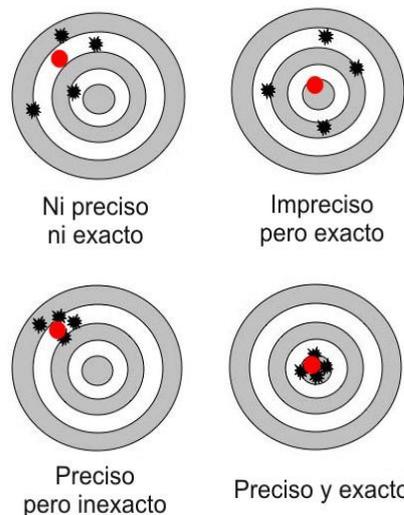
Cantidades derivadas

Cantidad	Definición	Unidad derivada (nombre)
Área	Longitud por longitud	m^2
Volumen	Área por longitud	m^3
Densidad	Masa por unidad de volumen	kg/m^3
Velocidad	Distancia por unidad de tiempo	m/s
Aceleración	Cambio en la velocidad por unidad de tiempo	m/s^2
Fuerza	Masa por aceleración	$(kg \cdot m)/s^2$ (newton, N)
Presión	Fuerza por unidad de área	$kg/(m \cdot s^2)$ (pascal, Pa)
Energía	Fuerza por distancia	$(kg \cdot m^2)/s^2$ (joule, J)

Exactitud, precisión y cifras significativas en la medición

Cualquier medición es tan buena como la habilidad de la persona que realice el trabajo y la confiabilidad del equipo que se utilice. Se obtienen lecturas un poco diferentes cuando se pesa en balanzas diferentes, por lo que siempre hay algo de incertidumbre. Lo mismo ocurre en la química, donde siempre hay cierta incertidumbre en el valor de una medida.

Respecto del grado de incertidumbre de una medición, se utilizan las palabras **exactitud** y **precisión**. **Exactitud** se refiere a lo cercana que está una medición del valor verdadero, en tanto que la **precisión** tiene que ver con lo bien que concuerdan entre sí mediciones independientes. Para conocer la diferencia, imagine que pesa una pelota de tenis cuya masa verdadera es de 54.44178 g. Suponga que hace tres mediciones independientes en tres tipos distintos de balanza y obtiene los datos que se muestran en la siguiente tabla:



(en rojo, valor promedio)

Medición #	Báscula de baño	Balanza de laboratorio	Balanza analítica
1	0.0 kg	54.4 g	54.4419 g
2	0.0 kg	54.5 g	54.4417 g
3	0.1 kg	54.3 g	54.4417 g
(promedio)	(0.03 kg)	(54.4 g)	(54.4418 g)

Si utiliza una báscula o balanza de baño, su medición (promedio 0.03 kg) no es exacta ni precisa. Su exactitud es baja, pues sólo mide un dígito que se encuentra lejos del valor verdadero (las dos primeras mediciones son 0.0 y la segunda 0.1), y su precisión es deficiente, ya que dos medidas cualesquiera difieren de manera sustancial. Si ahora pesa la pelota en una balanza poco costosa de un solo platillo, el valor resultante (promedio 54.4 g) tiene tres dígitos y es muy exacto, pero tampoco es muy preciso, porque las tres lecturas varían de 54.3 a 54.5 g, quizá por los movimientos del aire en la habitación o por algún otro mecanismo. Por último, si pesa la pelota en una balanza analítica costosa, como las que hay en los laboratorios de investigación, el promedio de las mediciones (54.4418 g) es tanto preciso como exacto. Es exacto porque está muy cerca del valor verdadero y es preciso porque tiene seis dígitos, que varían poco de una lectura a otra.

Para indicar la incertidumbre en una medición, el valor que registre debe utilizar todos los dígitos de los que esté seguro, más el adicional que estime. Por ejemplo, si lee un termómetro de mercurio con una marca para cada grado, estaría seguro de los dígitos de la marca más cercana —digamos 25 °C—, pero deberá estimar entre dos marcas —por ejemplo, entre 25 °C y 26 °C— para obtener un valor de 25.3 °C.

El número total de dígitos registrados para una medición se denomina número de **cifras significativas** de la medición. Por ejemplo, la masa de la pelota de tenis, según se determinó con la balanza de un solo platillo (54.4 g), tiene tres cifras significativas, mientras que en la que se obtuvo con la balanza analítica (54.4418 g) hay seis cifras significativas.

Todos los dígitos, excepto el último, son ciertos; el dígito final es una estimación y, por lo general, se acepta que tiene un error de más o menos 1 (± 1).

Por lo regular, calcular el número de cifras significativas en una medición es fácil, aunque llega a ser problemático si se presentan ceros. Considere las cuatro cantidades siguientes:

4.803 cm Cuatro cifras significativas: 4, 8, 0, 3

0.006 61 g Tres cifras significativas: 6, 6, 1

55.220 K Cinco cifras significativas: 5, 5, 2, 2, 0

34,200 m Cualquiera de tres (3, 4, 2) a cinco (3, 4, 2, 0, 0) cifras significativas

Las siguientes reglas cubren las diferentes situaciones que pueden presentarse:

1. *Los ceros en medio de un número son como cualquier otro dígito; siempre son cifras significativas.* Así, 4.803 tiene cuatro cifras significativas.

2. *Los ceros al comienzo de un número no son significativos; sólo actúan para colocar el punto decimal.* Entonces, 0.00661 g tiene tres cifras significativas. (Observe que 0.00661 g se escribe como 6.61×10^{-3} g ó como 6.61 mg.)

3. *Los ceros al final de un número, y después del punto decimal, siempre son significativos.* La suposición es que esos ceros no se escribirían a menos que fueran significativos. Así, 55.220 K tiene cinco cifras significativas. (Si el valor se conociera sólo con cuatro cifras significativas, se escribiría 55.22 K.)

4. *Los ceros al final de un número, y antes del punto decimal, pueden ser significativos o no.* No es posible asegurar si forman parte de la medición o sólo sirven para ubicar el punto decimal. Así, 34,200 m puede tener tres, cuatro o cinco cifras significativas. Sin embargo, con frecuencia un poco de sentido común es de utilidad. Una lectura de temperatura de 20 °C probablemente tiene dos cifras significativas y no una, ya que una cifra significativa implicaría una temperatura cualquiera entre 10 °C y 30 °C, por lo que sería de poca utilidad. De manera similar, un volumen dado de 300 mL quizá tiene tres cifras significativas. Por otro lado, una cifra de 93,000,000 millas para la distancia entre la Tierra y el Sol seguramente cuenta con sólo dos o tres cifras significativas.

La cuarta regla muestra por qué es preferible escribir números en notación científica que en notación ordinaria. Al hacerlo así es posible indicar el número de cifras significativas. Entonces, si el número 34,200 se escribe como 3.42×10^4 , nos indica que tiene tres cifras significativas, pero si se escribe como 3.4200×10^4 , significaría que son cinco las cifras significativas.

Además: ciertos números, como los que se obtienen al contar objetos, son *exactos* y tienen, en efecto, un número infinito de cifras significativas. Los días de la semana son exactamente siete, no 6.9 o 7.0 o 7.1, y un pie tiene exactamente 12 pulgadas, no 11.9 ni 12.0 o 12.1. Además, la potencia de 10 que se emplea en la notación científica es un número exacto. Es decir, el número 10³ es exacto, pero en el número 1 x10³ sólo hay una cifra significativa.

Redondeo de números

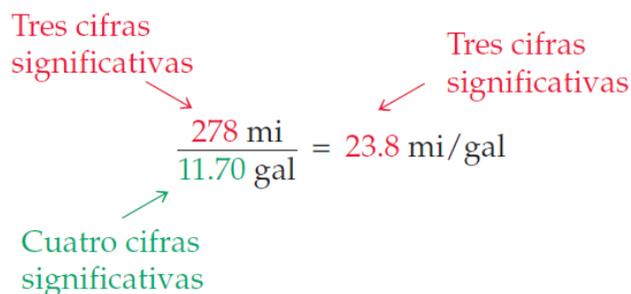
Con frecuencia, al realizar cálculos se suelen tener números con diferentes cifras significativas. Por ejemplo, si calcula el consumo de gasolina de su automóvil a partir de la información de que usó 11.70 galones de combustible para recorrer 278 millas:

$$\text{Consumo} = \frac{\text{Millas}}{\text{Galones}} = \frac{278 \text{ mi}}{11.70 \text{ gal}} = 23.760684 \text{ mi/gal (mpg)}$$

Aunque la respuesta en la calculadora de bolsillo consta de ocho dígitos, en realidad la medición no es tan precisa como parece. Su respuesta es precisa con sólo tres cifras significativas y debe redondearse para quedar como 23.8 mi/gal, donde se han eliminado todas las cifras no significativas.

¿Cómo decidir cuántas cifras mantener y cuántas ignorar? La respuesta completa a esta pregunta implica un tratamiento matemático de los datos, conocido como análisis del error. No obstante, para la mayor parte de los propósitos, basta un procedimiento simplificado en el que se usan sólo dos reglas, las cuales dan solamente un valor aproximado del error real, pero tal aproximación con frecuencia es suficientemente buena.

1. Al efectuar una multiplicación o división, la respuesta no puede tener más cifras significativas que las de los números originales. Si lo piensa, esta regla es de sentido común: si no conoce el número de millas que manejó más allá de tres cifras significativas (278 podría significar 277, 278 o 279), es seguro que no llegará a calcular el consumo con más de ese mismo número de cifras significativas.



Tres cifras significativas

Tres cifras significativas

$$\frac{278 \text{ mi}}{11.70 \text{ gal}} = 23.8 \text{ mi/gal}$$

Cuatro cifras significativas

2. Al realizar una suma o una resta, la respuesta no puede tener más dígitos a la derecha del punto decimal que cualquiera de los números originales. Por ejemplo, si hay 3.18 L de agua y se agregan 0.01315 L más, ahora se contará con 3.19 L. De nuevo, esta regla sólo es de sentido común. Si no se conoce el volumen con el que se comenzó después del segundo decimal (podría ser 3.17, 3.18 o 3.19), no conocerá el total de los volúmenes combinados después del segundo decimal.

$$\begin{array}{r}
 3.18? ?? \\
 + 0.013 15 \\
 \hline
 3.19? ??
 \end{array}$$

Termina dos lugares después del punto decimal
 Termina cinco lugares después del punto decimal
 Termina dos lugares después del punto decimal

Una vez que se decide cuántas cifras conservar en la respuesta, las reglas para el redondeo de números son las siguientes:

1. Si el primer dígito que se elimina es menor de 5, se redondea eliminando éste y todos los que le siguen. Así por ejemplo, 5.664 525 se convierte en 5.66 si se redondea con tres cifras significativas, porque el primero de los dígitos eliminados (4) es menor que 5.
2. Si el primer dígito que se elimina es 6 o mayor, se redondea sumando 1 al dígito de la izquierda. Entonces, 5.664 525 se transforma en 5.7 si se redondea con dos cifras significativas, ya que el primer dígito de los que se eliminan (6) es mayor que 5.
3. Si el primer dígito que se elimina es 5 y hay más dígitos distintos de cero, éstos se redondean. Por lo tanto, 5.664525 se convierte en 5.665, si se redondea con cuatro cifras significativas, ya que hay dígitos diferentes de cero (2 y 5) después del 5.
4. Si el dígito que se elimina es 5, sin nada que lo siga, se redondea. Es decir, 5.664 525 se vuelve 5.664 52, cuando se redondea con seis cifras significativas, porque no hay nada después del 5.

Conversión de unidades

Muchas actividades científicas implican cálculos numéricos —medir, pesar, preparar disoluciones, etcétera—, por lo que con frecuencia es necesario convertir cantidades expresadas en ciertas unidades a otras. La conversión entre unidades no es difícil; la manejamos todos los días. Por ejemplo, si usted corre 7.5 vueltas alrededor de una pista de 200 metros, habrá que convertir la unidad de distancia vuelta en la unidad de distancia metro, para encontrar que corrió 1500 m (7.5 vueltas por 200 metros/vuelta). Convertir de una unidad científica en otra es igual de sencillo. Puede razonarse planteando una regla de tres simples considerandos que una vuelta equivale a 200 m:

$$1 \text{ vuelta} \text{ ----- } 200 \text{ m}$$

$$7.5 \text{ vueltas} \text{ ----- } X \qquad \text{Luego } X = \frac{7.5 \text{ vueltas} \times 200 \text{ m}}{1 \text{ vuelta}} = 1500 \text{ m}$$

Bibliografía

- Principios de Química. 3ª. Edición. Peter Atkins, Loretta Jones, Editorial Médica Panamericana, (2006)
- Química. 10ª. Edición. Chang, R. México D.F. Mc Graw Hill. (2010)
- Química Curso Universitario; Mahan, Myers, Ed. Addison-Wesley, 4ta.ed. (1990).
- Química General. Quinta Edición, John E. McMurry, Robert C. Fay, Pearson Educación, México, 2009
- Temas de Química General. Angelini, y otros. Editorial EUDEBA. (2011)
- Química. Moléculas. Materia. Cambio; P.W. Atkins, L. Jones. Ediciones Omega, 3ra.ed. Barcelona (1998).
- Química general. Rosenberg y Epstein. Editorial Mc. Graw Hill. (1991)
- Chemistry. The Molecular Nature of Matter and Change; Martin S. Silberberg. McGraw-Hill (2006).
- Nociones Básicas de Química. Curso de Articulación, Nivel Medio – Universidad. Patricia Moreno, Leticia Zuccaro. EUDEBA (2010)
- Química. La ciencia central. 7ma. Edición. Brown, Theodore. Prentice Hall, México, 1998.
- Química General. Whitten, Kenneth W. 3ra. Edición. México, McGraw-Hill.