UNCUYO
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO

FCEN
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES

2016
Módulo Química

Facultad de Ciencias Exactas y Naturales
Universidad Nacional de Cuyo
Cuadernillo de Ingreso 2016

facebook.com/fcen.uncu
4290824
www.fcen.uncu.edu.ar

Facultad de Ciencias Exactas y Naturales

Autoridades:

Decano:
Dr. Manuel Tovar

Vicedecano:
Dr. Néstor F. Ciocco

Secretraria Académica:
Lic. María Florencia Tarabelli

Secretario de Relaciones Institucionales y Comunicación:
Lic. Damián Ignacio Berridy

Directores de Carrera:
Dr. Luis Marone
(Licenciatura en Ciencias Básicas con orientación Biología)

Dr. Mario Del Pópolo
(Licenciatura en Ciencias Básicas con orientación Química)

Lic. Yanina González
(Licenciatura en Ciencias Básicas con orientación Matemática)

Dr. Eduardo Bringa
(Licenciatura en Ciencias Básicas con orientación Física)

Dra. Lilia Dubini
(Profesorados Universitarios en Ciencias Básicas)

Dr. Rául Marino
(Director de Ciclo Básico)

Subsecretario de Asuntos Estudiantiles:
Mgter. Ing. Carlos Adriano Garcia Pujadas

Coordinador de Ingreso:
Dr. Jorge Rubén Santos

Delegado de Ciencia y Técnica:
Dr. Eduardo Marcial Bringa

Delegado de Posgrado:
Dr. Rodolfo Wuilloud

Indice:

Módulo Química

Introducción a las ciencias naturales 4
Método Científico 10
La medición de la Ciencia 12
Sistema de unidades 14
Dimensiones y unidades auxiliares 19
Cifras significativas 25
Materia y energía 35
Cambios del estado de la materia 44
Evolución histórica de los modelos atómicos 51
Modelo atómico de Thompson 55
Evolución del modelo atómico después de Bohr 65
Tabla periódica 70
Configuración electrónica de los átomos 75
Sistemas materiales 77
Separación de mezclas 84
Unidades en Química 88
Conceptos de Isotopos 90
El Mol 93
Fórmula empírica y fórmula molecular 98

Módulo Lengua y Literatura

Módulo Lengua y Literatura 102

Introducción a las Ciencias Naturales
La Ciencia y su método

Todas las formas vivientes captan su entorno de uno u otro modo y, en respuesta a sus percepciones, reaccionan con la tendencia a prolongar su existencia. De todos los seres vivos, el hombre es el que responde a su ambiente de un modo más complejo. Su inteligencia y su capacidad de comunicación, le permiten enfrentarse a él de manera excepcionalmente provechosa. Primero, acumula información sobre lo que lo rodea, después, organiza esta información e investiga las regularidades que en ella pueden existir, se pregunta luego el por qué de las mismas, y finalmente, transmite sus hallazgos a la siguiente generación. Visto de otra manera, el ser humano realiza paso a paso las siguientes acciones de manera inconsciente de manera cotidiana:

• acumular información por medio de observación;
• organizar esta información y agruparla siguiendo las regularidades que pueda tener
• preguntarse por qué se presentan estas regularidades;
• comunicar a otros los descubrimientos.

La ciencia (del latín scientia, "conocimiento") utiliza diferentes métodos y técnicas para la adquisición y organización de dichos conocimientos, en forma de predicciones concretas, cuantitativas y comprobables. Como puede observarse en la secuencia anterior.

Observación y descripción

Las actividades de la ciencia comienzan con la observación y ésta es fructífera cuando las condiciones que en ella influyen son más cuidadosamente controladas; esto significa que pueden ser fijadas en un valor conocido y hacerlas variar deliberadamente, si así se desea.

Las condiciones de la observación se controlan mejor en un local especialmente acondicionado llamado laboratorio. Cuando las observaciones pueden someterse a un control cuidadoso, una serie controlada de observaciones recibe el nombre de experimento.

Es importante tener en cuenta la advertencia efectuada por el filósofo y teórico de la ciencia, Thomas Kuhn (1962), la "observación" que realiza el investigador nunca es neutra sino que está cargada de "teoría".

La importancia de las condiciones radica en su influencia sobre los resultados del experimento. Pero, a menudo, las condiciones importantes no son tan fáciles de reconocer o de separar de las condiciones irrelevantes, por lo cual, el

buen experimentador pone mucha atención en descubrir aquellas que deben ser mantenidas bajo control. El éxito de un experimento viene determinado, frecuentemente, por la capacidad del investigador en conseguir reproducir en el laboratorio las mismas condiciones que existen en la naturaleza.

Actividad de aula N°1: La caja

El profesor dividirá el aula en grupos y cada uno de los grupos se dará una caja bien cerrada con un objeto adentro. El objetivo de esta actividad es poder postular "¿Cuál es el objeto dentro de la caja?".

¿Cómo puede hacerse esto? A través de las observaciones que si podemos realizar sin necesidad de abrir la caja (peso, sonidos, aroma, etc...).

1- Una vez hechas las observaciones, completar:

Resultados de observaciones

……
……
……
……
……
……
……

Dibuje una posible forma del objeto que se encuentra dentro de la caja

Actividad de aula N°2: Desarrollo del método científico

1- Realice en grupo una lectura comprensiva del siguiente texto

Lectura: El niño en el bosque

Había una vez un niño que se perdió. Como hacía frío, buscó materiales para encender un fuego y descubrió que unos ardían y otros no. Para evitarse el trabajo de recoger materiales inútiles, el chico anotó los objetos que ardían y los que no lo hacían. Organizó su información en la siguiente tabla:

Tabla de Inflamabilidad

Arderán	No arderán
Ramas de árbol	Rocas
Palos de escoba	Trozos de hierro
Lápices	Arena
Patas de silla	Pisapapeles

La organización de la información fue al principio de buena ayuda para su búsqueda.

Sin embargo, cuando comenzaron a escasear las ramas de árbol y los palos de escoba, el muchacho trató de encontrar una regularidad que le sirviese de norma para encontrar nuevos materiales combustibles. Mirando en la Tabla comparó la columna de objetos que ardían con la de los que no ardían; notó una aparente regularidad y pensó en una posible "generalización". Tal vez: "Los objetos cilíndricos arden".

Éste es uno de los procesos elementales de pensamiento lógico que permiten sistematizar las informaciones. Se llama razonamiento inductivo y significa que se estructura una regla general sobre la base de un conjunto de observaciones (o de "hechos") individuales. ¿De qué sirve el proceso inductivo? Por lo pronto, en nuestro caso, es un medio eficaz para recordar.

Al otro día, el niño continuó buscando combustibles, pero se olvidó de llevar su lista. Sin embargo, como recordaba su generalización, cuando volvió a su campamento traía una rama de árbol, una caña vieja y tres palos de béisbol. Además, estaba contento por no haberse molestado en acarrear otros objetos como un radiador de automóvil, un trozo de cadena y una gran puerta, ya que no siendo cilíndricos, no había razón para suponer que ardiesen.

Aparentemente, se puede objetar que esta generalización no es realmente cierta.

En realidad la generalización establece una regularidad entre todas las observaciones disponibles y, mientras las observaciones queden limitadas a los objetos de la lista, la generalización es aplicable. Una generalización es de confiar dentro de los límites definidos por los experimentos que han servido para establecerla.

Mientras nos limitamos a los objetos de la Tabla añadiendo las cañas y los palos de béisbol, es realmente verdad que los objetos cilíndricos arden.

Por haber resultado acertadas las predicciones, el niño llegó a tener confianza en su generalización y, al día siguiente, deliberadamente, dejó la lista en el campamento.

Esta vez, guiado por su regla, regresó muy cargado con tres trozos de tubo, dos botellas de cerveza y el eje de un coche viejo, habiendo despreciado una enorme caja de cartón llena de periódicos.

Durante la larga y fría noche siguiente, llegó a estas conclusiones:

1. Es posible que la forma cilíndrica de un objeto no esté íntimamente relacionada con su inflamabilidad.

2. Aunque la "regla cilíndrica" ya no resulta útil, las ramas de árbol, los palos de escoba, los lápices y otros objetos combustibles redondos de la Tabla continúan ardiendo.

3. Será mejor que lleve conmigo la lista mañana.

Pero reflexionando de nuevo sobre la lista, advirtió una nueva regularidad que, satisfaciendo a la Tabla , armonizaba con la información recientemente adquirida:

"Los objetos de madera arden" ¿Cuál es la mejora que esta nueva regla reporta con relación al anterior fracaso?

En vista de ella, el chico regresó a buscar la puerta que había dejado dos días antes, pero despreció la cadena, el radiador de automóvil y el cartón lleno de periódicos.

No pensemos que lo anterior es una falacia, porque es lo que constituye el proceso de construcción del conocimiento susceptible de configurarse como científico, es decir: realizamos algunas observaciones, las organizamos y buscamos las regularidades que nos auxilian para usar eficazmente nuestros conocimientos.

Las regularidades se establecen en forma de generalizaciones llamadas teorías. Una teoría se sostiene mientras significa una ayuda en la sistematización de nuestros conocimientos.

Podemos estar seguros de que algún día, cierto número de las ideas científicas actuales nos parecerán tan absurdas como la de que "los objetos cilíndricos arden". Pero, ese día nos sentiremos orgullosos de las ideas mejores que las han sustituido. Aunque nos parezcan poco animadores los pequeños progresos del niño —que todavía no ha descubierto que la caja de periódicos arderá—, tengamos confianza. El muchacho está en el sendero científico y sus pasos vacilantes le llevarán finalmente a los periódicos.

Está pasando por las mismas fases que nos han traído a nuestra comprensión actual de la teoría de la relatividad, al descubrimiento de la vacuna antipoliomielítica y a las naves espaciales.

Por lo tanto...

Vale aquí detenernos y observar cómo juega la narración de esta historia dentro del proceso de explicación que construye el texto. ¿Cómo pueden pensarse las relaciones entre este relato y la hipótesis que el texto intenta mostrar?

Retomando lo hasta aquí expuesto podemos decir que conocemos ya, a grandes rasgos, algunas de las actividades de la ciencia. Primero fue la observación cuidadosa en condiciones controladas y luego la organización de la información y la búsqueda de regularidades en el comportamiento. Viene a continuación otra actividad que puede ser designada como "investigando el por qué", y se origina en nuestra irresistible tendencia a saber algo más que simplemente "lo que sucede".

Pretendemos también encontrar la respuesta a la pregunta "¿por qué sucede?". Esta actividad es probablemente la más creadora y la más contributiva de la ciencia.

¿Cuál es el proceso? ¿Qué significa contestar a una pregunta que comienza con "por qué"? Hay al menos dos modos de proceder al intentar dar respuesta a estas interrogaciones. Ya hemos recorrido uno de los caminos; observar atentamente lo que estamos estudiando, anotar con cuidado lo que vemos y buscar regularidades.

El segundo camino es mirar más allá del caso particular que nos ocupa y buscar un comportamiento similar en otra situación que sea más comprensible. Se estructura una explicación buscando las similitudes que relacionen el sistema' que se está analizando con un sistema modelo estudiado anteriormente. Se considera que la explicación es "buena" cuando:

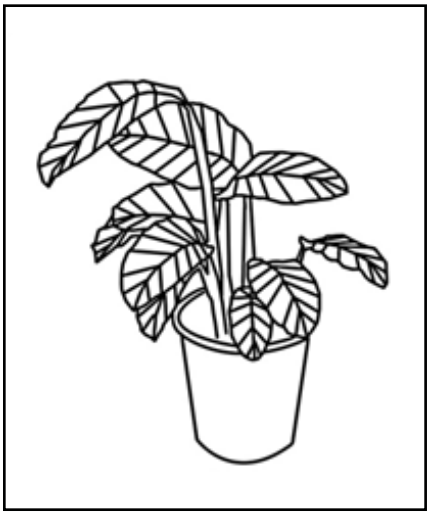
1. el sistema modelo está bien comprendido (esto es, cuando las regularidades en el comportamiento y en el sistema modelo han sido estudiadas a fondo).
2. la relación entre ambos es íntima (es decir, cuando existe estrecha semejanza entre el sistema estudiado y el sistema modelo).

Ahora podemos comprender que la respuesta a la pregunta ¿por qué? es simplemente una forma más complicada de investigar regularidades. En el descubrimiento de semejanzas ocultas, se encuentra una recompensa especial. El investigador puede trasladar al sistema en estudio toda la experiencia y los conocimientos acumulados sobre el sistema que le es bien conocido.

Algunos autores (epistemólogos), que estudian y reflexionan sobre temas relacionados con el conocimiento científico y el carácter temporario de dichos conocimientos, explican el "cambio científico" a partir de la metáfora de los anteojos: si se piensa una teoría como un anteojo a través del cual se mira aquello sujeto a observación, el cambio de anteojos influye en la observación misma.

La observación, inevitablemente, incita a formular preguntas y una de las que primero surgen es, ¿qué regularidades se nos presentan? El descubrimiento de regularidades permite la simplificación de las observaciones. En lugar de tener observaciones separadas éstas pueden ser clasificadas agrupando varias de ellas, lo cual permite emplearlas de una manera más efectiva. Debemos estar advertidos, al buscar regularidades, de las trampas que se presentan, pues la investigación es sinuosa y toma, frecuentemente, caminos erróneos. En la exploración de lo desconocido no todos los pasos significan adelantos, pero no hay otro modo de avanzar más que a pasos.

2- Una vez terminada la lectura complete las siguientes actividades en grupo. Posteriormente discuta los resultados con el profesor.



a- En un experimento sobre el crecimiento de una planta en una maceta, usted fue designado/a para determinar en qué condiciones debe realizarse el experimento:

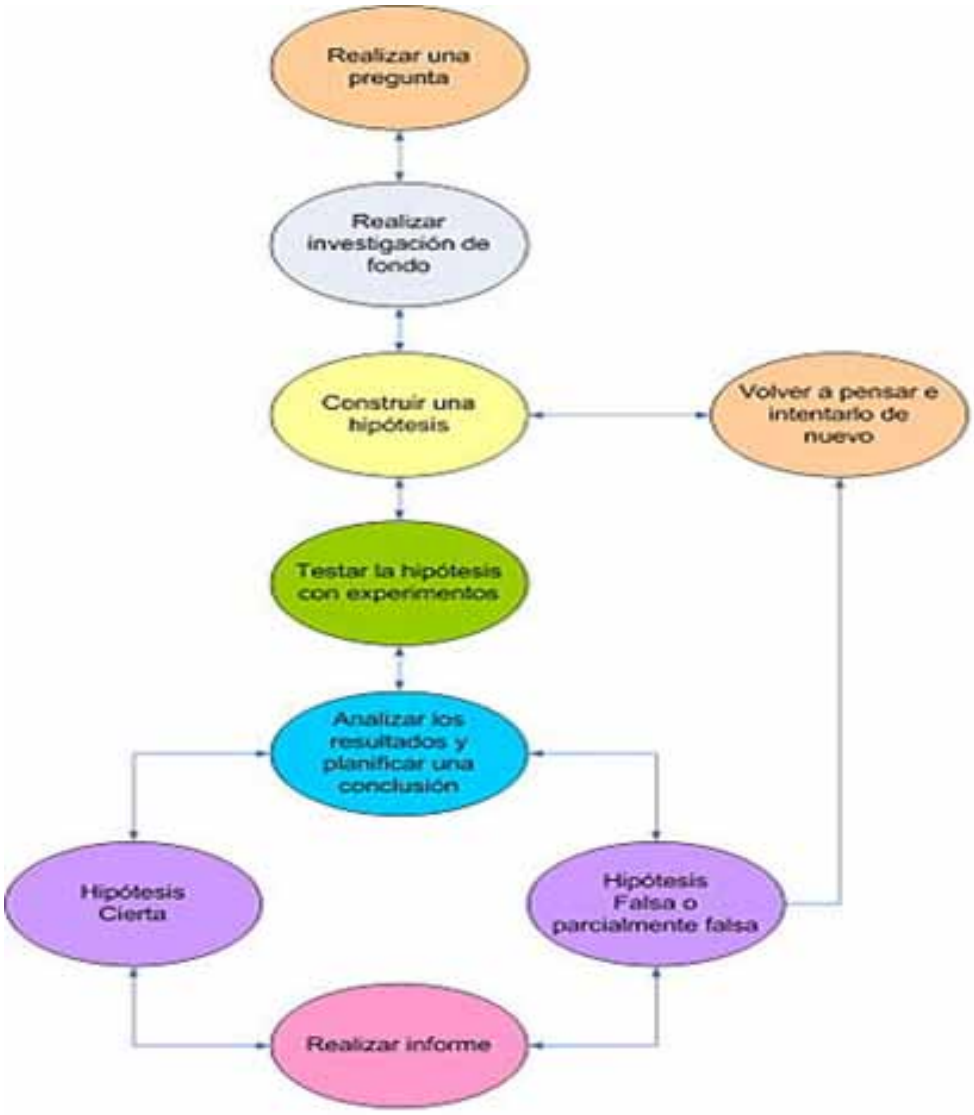
Escriba cuatro condiciones de experimentación adecuadas para que poder realizar la investigación:

……
……
……
……
……
……..

b- Una persona quiere realizar observaciones sobre el desove de cierta especie de trucha en uno de los arroyos de la cordillera mendocina. Para obtener la mayor precisión en las mediciones busca determinar condiciones de experimentación para controlar la influencia de factores externos. ¿Es posible esto último en la investigación que se plantea? ¿Por qué?

Método Científico

El centro del estudio del universo físico estriba en la observación y generalización de los fenómenos observados según un patrón coherente, lo cual lleva a la formulación de una teoría tendiente a explicarlos. Los procesos intelectuales involucrados en este estudio se colocan tradicionalmente en un orden filosófico "ideal" al que se denomina método científico.



Modelo simplificado de las etapas del método científico

En realidad, el conocimiento científico progresa a través de la interacción continua de todas estas etapas y el avance de la tecnología en el invento de técnicas mediante las cuales observar la naturaleza.

Vamos a dar algunas definiciones concretas que permitirán abordar el estudio del método científico con rigurosidad:

Definimos **Hipótesis** como una posible explicación del porqué ocurre un hecho determinado. Nos permite deducir consecuencias que habrán de presentarse en los hechos o fenómenos que se estudian, o sea, establecer **predicciones**. Toda hipótesis debe ser probada de manera que se establezca su validez o no.

Ley es un enunciado que correlaciona una serie de observaciones; solamente registra o resume de forma concisa los resultados de grandes números de experimentos. La ley es válida sólo en los intervalos y las condiciones del mismo. Si hacemos una predicción más allá de los límites usados para definir la ley, debe considerarse una simple especulación.

Una **Teoría** busca una explicación detallada del "¿Por qué?" de los hechos que ocurren. Si bien se basa en generalizaciones o leyes de fenómenos observados en determinadas condiciones, su objetivo es una explicación aceptable de lo que ocurre a pequeña escala en el mismo. Una teoría no es inmutable, porque los fenómenos no lo son, sino que está sujeta a modificaciones o cambios por otras teorías que describan mejor el fenómeno.

Resumen del Método Científico

El punto de partida de toda investigación es la **observación** meticulosa de los hechos o fenómenos que suceden en el mundo que nos rodea. Observar es examinar atentamente con un objetivo determinado. Dicha observación nos llevará a **realizar una pregunta**, con respecto a por qué, cómo y/o para qué sucede el fenómeno observado.

La realización de **una investigación de fondo**, es decir, el análisis del fenómeno con más profundidad, nos conduce a formular una **hipótesis**.

La Toda hipótesis es una posible explicación del porqué ocurre un hecho determinado. Nos permite deducir consecuencias que habrán de presentarse en los hechos o fenómenos que se estudian, o sea, establecer **predicciones**.

Toda hipótesis debe ser probada o testeada a través de experimentos, Luego debe verificarse si dichas predicciones son correctas, para lo cual se debe **testar la hipótesis con experimentos** o bien, modelos experimentales, que permitan probar la su validez. o no, de lo predicho.

El experimento arroja resultados e información que deben **analizarse**, para luego planificar una **conclusión**.

Si la misma demuestra que la hipótesis formulada es **falsa o parcialmente falsa**, es necesario proponer nuevas hipótesis y reanudar las acciones tendientes a verificar su validez.

Cuando la conclusión confirma que la hipótesis es **cierta** y puede ser aplicada a todos los fenómenos semejantes, se está en presencia de una **generalización** que puede derivar en la formulación de una **ley** o **principio**.

La ley si bien muestra como en muchos fenómenos hay un comportamiento común, no explica el por qué de ese comportamiento en la naturaleza. Aún así las leyes son elementos importantes en la elaboración de las **teorías**.

La teoría explica con una visión más profunda el cómo y el porqué se produce un fenómeno. Las teorías no son definitivas, ya que los hechos no son ni rígidos ni inmutables; y pueden descartarse para formular nuevas teorías que den una explicación satisfactoria del hecho.

La medición de la Ciencia

Medir es una actividad que cualquier persona realiza como estudiante, como profesional, como trabajador, como técnico, como empleado, como ama de casa, etc.

Obviamente, también es una actividad realizada por los científicos e investigadores

Imagine que desea obtener un valor de la longitud (distancia entre dos puntos) de uno de los bancos del curso. Suponga que no existe en el lugar ningún instrumento graduado (regla, cinta métrica, etc.) que permita realizar esta tarea, por lo que ud. decide utilizar la palma de su propia mano.

Una vez que compara ambas longitudes determina que como dentro del banco caben, por ejemplo, 7 veces la palma de su mano, bien puede concluir en que el banco tiene una longitud de “7 palmos”.

Por simple que parezca esta forma sencilla de encontrar una relación entre los objetos que lo rodean muestra la esencia de todo proceso de medida.

> Medir es relacionar algo que no se conoce con algo conocido, algo fijo, algo familiar que siempre se repite, que es fijo. Asignándole a esta relación, un número que expresa la cantidad de veces que el objeto conocido (unidad) entra en el objeto desconocido (objeto a medir)

A partir del ejemplo anterior podemos identificar diversos elementos en el proceso de medición:

La **Magnitud**, que va a ser todo aquello susceptible de ser medido. Como por ejemplo la cantidad de materia, el intervalo de tiempo ente dos hechos sucesivos, la intensidad de un sonido o de un rayo de luz, o como en el ejemplo anterior la distancia ente dos puntos.

El **Instrumento de medición**, que es el elemento utilizado para realizar la medición de una magnitud. Por ejemplo un termómetro para medir la fiebre de un niño enfermo, uun fotómetro para medir la cantidad de radiación incidente o en nuestro caso la palma de la mano para una longitud.

La **Unidad**, que es la referencia o patrón a la que se le asigna el valor 1. El resultado de una medición se indica como el número de veces que se repite la unidad (cifras o dígitos), seguido de la unidad propiamente dicha. En nuestro caso hemos determinado que la longitud del banco era de 7 (número) palmos (unidad) o la temperatura del niño enfermo puede ser de 39,5°C.

Actividad de aula N°3: Mediciones

Junto con el compañero de banco realice la siguiente práctica de medición.

1- Considerando la palma de la mano de uno de los dos determine la longitud del banco en palmos.

2- Realice la misma medición usando otros tres instrumentos que disponga, como por ejemplo: Un lápiz o lapicera, una goma de borrar, etc.

Instrumento de medida	Medida
Palma de mano	

(Recuerde que siempre que escribe un valor de medida debe ir acompañado de la unidad correspondiente: 2 metros, 3 palmos, 10 lápices, etc.)

4- ¿Qué casos le generaron dudas sobre el resultado obtenido? ¿Por qué?
……
……
……

5- ¿Cuáles de las siguientes conclusiones le parecen acertadas sobre la actividad anterior?

• La unidad de medida debe adecuarse al objeto a medir
• La unidad de medida no es necesario que se adecue al objeto a medir
• Es conveniente que la unidad de medida esté contenida un número exacto de veces en el objeto a medir
• La unidad de medida no siempre está contenida un número exacto de veces en el objeto a medir

Justifique cada afirmación

……
……
……
……
……
……
……
……
……

Sistema de Unidades

Dimensiones y unidades fundamentales

El sistema métrico decimal es el sistema universal de medida. En él, la unidad arbitraria se divide o multiplica por 10 para dar unidades de magnitud conveniente. Este sistema es oficial en todos los países con excepción de Inglaterra, aunque en trabajos científicos también lo utiliza.

En 1964, el International Bureau of Standards (BIS) adoptó una versión ligeramente modificada del sistema métrico. Este conjunto de unidades revisado se conoce como: **Sistema Internacional de Unidades (SI)**, cuyo fundamento son siete unidades básicas.

Las unidades fundamentales o básicas del SI, son:

Nombre de la Unidad	Cantidad Física (Dimensión)	Símbolo para la Unidad
metro	Longitud	m
kilogramo	Masa	kg
segundo	Tiempo	s
ampère	Intensidad de corriente eléctrica	A
kelvin	Temperatura	K
candela	Intensidad luminosa	cd
mol	Cantidad de sustancia	mol

El **metro** es la unidad de longitud. Fue definida originalmente durante la Revolución Francesa, como la diezmillonésima parte del cuadrante del meridiano que pasa por París. Se construyeron barras estándares de platino e iridio que contienen marcas señalando esa distancia. Este patrón se abandonó por la limitada precisión con la que puede determinarse la separación entre las marcas dela barra no cubre las necesidades actuales de la ciencia y la tecnología.

En octubre de 1983, el metro se redefinió como la distancia recorrida por la luz en el vacío durante un período de 1/299.792.458 segundos. En efecto esta última medición establece que la velocidad de la luz en el vacío es 299.792.458 metros por segundo.

El **kilogramo** es la unidad fundamental de masa del SI. Se define como la masa de un cilindro de platino e iridio depositado en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas cercana a París; y que es aproximadamente igual a la masa de 1.000 cm3 de agua a la temperatura de su máxima densidad.

Es muy importante tener en cuenta la siguiente aclaración: aún cuando las personas que se encuentran fuera del ámbito de la ciencia los consideran sinónimos, **la masa no es, ni representa, lo mismo que el peso**.

La masa puede interpretarse como la cantidad de materia de un cuerpo. Por otra parte, el peso es una medida de la fuerza de atracción que una masa experimenta en un campo gravitatorio.

Puesto que la fuerza de gravedad puede cambiar (por ejemplo, un cuerpo pesa menos en la luna que en la tierra, suponiendo que se lo traslada de una a otra sin cambiarle nada), el peso de un objeto no resulta ser una constante intrínseca del mismo, de una manera absoluta. En cambio, la masa sí lo es.

La **masa** puede determinarse comparando el peso de un objeto con el de otro de masa conocida. Esta operación es lo que se denomina habitualmente pesar el objeto. Si bien los químicos utilizamos habitualmente masa y peso como sinónimos, puesto que en un laboratorio químico la gravedad se mantiene constante, es importante tener en cuenta la diferencia.

El **segundo** es la unidad fundamental de tiempo. Se lo definió originalmente como la sexagésima parte de un minuto, o como 1/86.400 del día solar medio. Actualmente se lo define como 9.192.631.770 "períodos de vibración" de la radiación emitida al producirse la transición entre dos niveles de energía dados de un átomo de cesio 133 en ciertas condiciones preestablecidas. El símbolo correspondiente al segundo es **s**, pero suele utilizarse, incorrecta aunque frecuentemente seg.

El **ampere** es la unidad de corriente eléctrica. Se define como la intensidad de corriente necesaria para que al pasar por dos alambres rectos paralelos, de sección despreciable y longitud infinita, en el vacío y a un metro de distancia entre sí, se produzca entre los alambres una fuerza igual a 2 x 10-7 newton por cada metro de longitud. (Un newton es la fuerza que hay que aplicarle a una masa de 1 kg para que adquiera una aceleración de 1 m/s2).

El símbolo establecido para el ampere es **A**. Un ampere es aproximadamente la cantidad de corriente eléctrica que pasa por una lámpara de 200 vatios, mientras está encendida.

La **candela es** la unidad de intensidad luminosa. En química, esta unidad no es muy utilizada. Corresponde a una sexagésima parte de la intensidad luminosa emitida por 1 cm2 de un cierto sólido incandescente, a la temperatura de fusión del platino.

La llama de una vela común, ilumina aproximadamente con una intensidad de una candela.

El **mol** es la unidad para la cantidad de sustancia en el SI. Es la cantidad de materia que posee tantas unidades elementales de composición específica como existen en exactamente 0,012 kg de carbono 12, que es la variedad más abundante del carbono.

El número de unidades elementales en un mol se denomina "número de Avogadro", y su valor es aproximadamente 6,022 x ^{23}.

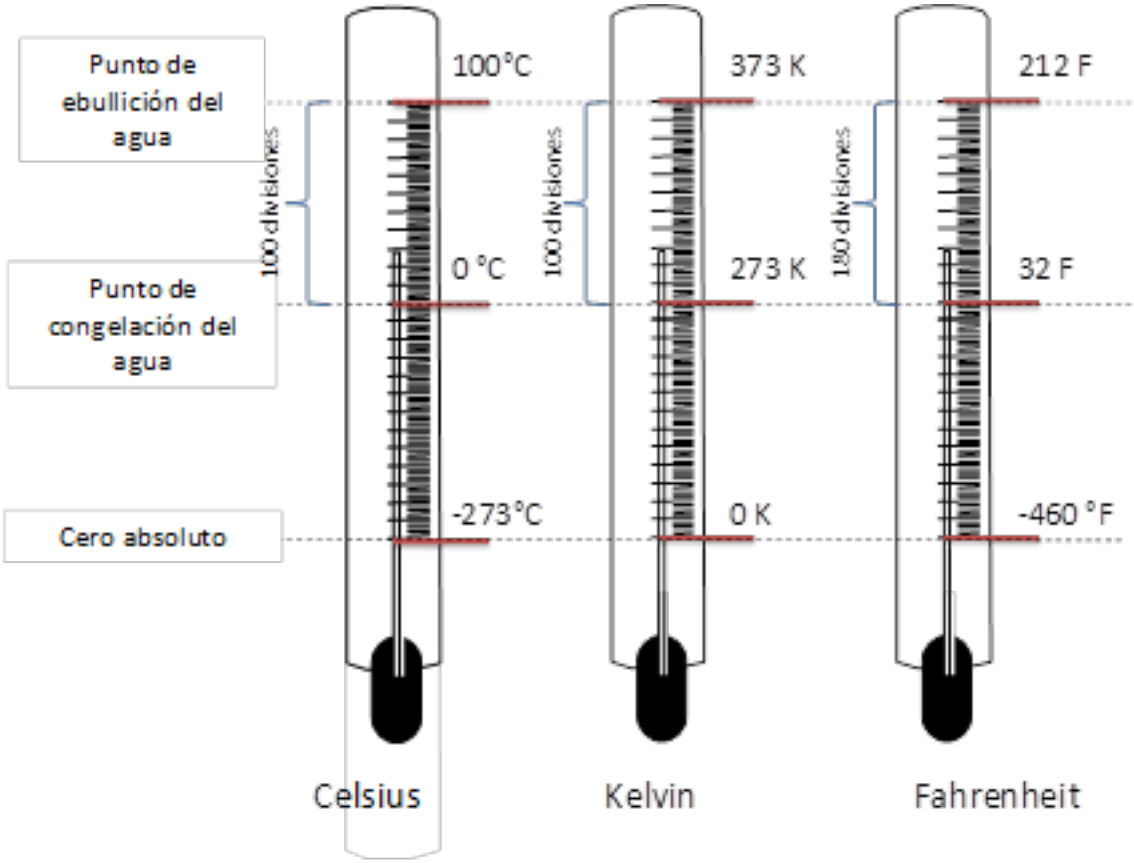
La temperatura en la medición

La materia está compuesta por partículas en constante movimiento que, por lo tanto, poseen energía cinética. La energía cinética promedio de un grupo de partículas determina la temperatura de un cuerpo. El termómetro es el instrumento más utilizado para medir temperatura. Además de la unidad fundamental **Kelvin**, existen otras unidades con sus correspondientes escalas. Son la centígrada, y la Fahrenheit.

Estas escalas se construyen asignando valores arbitrarios a la temperatura de congelación y de ebullición del agua.

En la escala Celsius o centígrada, el punto de congelación del agua es 0º y el punto de ebullición es 100º. En la escala Fahrenheit, estos dos puntos corresponden a 32º y 212º, respectivamente. Posteriormente, se estableció la escala absoluta o K, en la cual el valor 0 corresponde a la temperatura más baja que se conoce, -273,16º C.

En la siguiente figura se ilustran las escalas anteriores:



En la escala Celsius hay 100 °C entre el punto de congelación y el de ebullición del agua; entre estos dos mismos puntos en la escala Fahrenheit, 180; por tanto, la razón entre el número de grados es 180/100 = 9/5 = 1,8. Esto significa que, para un determinado cambio de temperatura, hay 9° F por cada 5° C.

Por otra parte, puesto que en la escala Fahrenheit el punto de congelación del agua es 32° F y en la centígrada es 0° C, las dos escalas están desfasadas en 32°. Para convertir temperaturas de una escala a otra, no solamente se requiere tener presente la razón de equivalencia del número de grados, sino también este desfase. Estos dos hechos inducen a la siguiente expresión:

$$°\mathrm{F} = \frac{9}{5} \times °\mathrm{C} + 32$$

Que permite llevar grado Celsius a grados Fahrenheit.

Para convertir °F a °C se emplea la expresión:

$$°\mathrm{C} = \frac{5}{9}(°\mathrm{F} - 32)$$

que se obtiene despejando en la ecuación anterior los °C.

Veamos un ejemplo: convertir 50° C a ° F: Se da una temperatura en °C y se requiere expresarla en °F. Aplicando la ecuación matemática:

$$°\mathrm{F} = \frac{9}{5} \times 50 + 32 = \mathbf{122}\ °\mathrm{F}$$

El tamaño de los grados en la escala Kelvin y la centígrada es el mismo, pero el cero está desfasado en 273,16. Por lo tanto, para convertir unidades de °C a °K se requiere el factor de corrección del cero, como se muestra en la siguiente expresión:

$$K = °\mathrm{C} + 273$$

Para facilitar los cálculos, el 273,16 se aproxima y se trabaja sólo con 273. El Comité Internacional ha recomendado que el kelvin se represente por K, y no por °K, como se podría esperar por comparación con otras escalas de temperatura (°C, °F, etc.).

Actividad de Aula N°4: Medidas de Temperatura

1- Durante un experimento se mide la temperatura de un fermentador, el resultado es de 70,8 °F. ¿Cuál es la temperatura del fermentador expresada en °C y K?

2- Considerando que es a partir de 42 °C cuando se frena la actividad de los microorganismos que realizan la fermentación en este caso. La temperatura actual ¿Es conveniente para realizar la fermentación? ¿Por qué?

.....
.....
.....

Dimensiones y unidades auxiliares

Existe un número reducido de **unidades fundamentales** que se definen arbitrariamente, en término de las cuales se definen todas las otras, que se denominan **unidades auxiliares o derivadas**. Podemos afirmar que las unidades derivadas se obtienen a partir de la combinación de las unidades básicas o fundamentales.

Por ejemplo: una vez establecida arbitrariamente la unidad de longitud (denominada metro y cuya abreviatura es m), la unidad de superficie ya no puede ser arbitraria, debe ser el metro cuadrado (m^2).

A continuación se ofrece una pequeña tabla con algunas de las unidades derivadas (SI) más importantes (Están a título informativo, no es necesario que las memorice):

Nombre de la unidad	Dimensión (magnitud física)	Símbolo de la unidad	Definición unidades Básicas
newton	Fuerza	N	$kg\ m\ s^{-2}$
pascal	Presión	Pa	$N\ m^{-2} = kg\ m^{-1}\ s^{-2}$
joule	Energía	J	$kg\ m^2\ s^{-2}$
watt	Potencia	W	$J\ s^{-1} = kg\ m^2\ s^{-3}$
coulomb	Carga eléctrica	C	A s
volt	Diferencia de potencial eléctrico	V	$J\ A^{-1}\ s^{-1} = kg\ m^2\ s^{-3}\ A^{-1}$
ohm	Resistencia eléctrica	Ω	$V\ A^{-1} = kg\ m^2\ s^{-3}\ A^{-2}$
siemens	Conductancia eléctrica	S	$\Omega^{-1} = A\ V^{-1} = A^2\ kg^{-1}\ m^{-2}\ s^3$
faraday	Capacitancia eléctrica	F	$A\ V^{-1}\ s = A^2\ kg^{-1}\ m^{-2}\ s^4$
hertz	Frecuencia	Hz	s^{-1}

El razonamiento para este conjunto de unidades con las potencias indicadas, puede deducirse del siguiente ejemplo:

De acuerdo a las leyes de la física, fuerza es igual al producto de la masa por la aceleración:

F = m • a

Como la unidad de masa es el kilogramo, y la unidad de aceleración el metro sobre segundo al cuadrado, se obtiene:

F (newton) = (kg) x (m/s²) = kg s² m

En este momento, Ud. no necesita entender todos los detalles involucrados en éstas unidades, eso es parte del contenido de otras asignaturas de su carrera. Sí debe entender los mecanismos que permiten relacionar unas con otras y el significado de algunas que se utilizarán en este curso.

Se debe tener presente que en el lenguaje común se dice "por" en lugar de "sobre", y para evitar la confusión se debe recurrir al significado de la magnitud en cuestión. Por ejemplo:

$$\textbf{unidad de densidad} = \frac{\textit{unidad de masa}}{\textit{unidad de volumen}} = \frac{kg}{m^3} = \mathbf{kg \times m^{-3}}$$

$$\text{Densidad del hierro} = 7{,}8 \times 10^3 \frac{kg}{m^3} = 7{,}8 \frac{g}{cm^3} = 7{,}8 \text{ g} \times \text{cm}^{-3}$$

Suele decirse 7,8 gramos por cm3 cuando, en realidad, quiere decirse 7,8 gramos sobre cm3.

Otro ejemplo muy usual es:

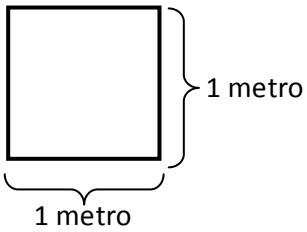
Velocidad = 72 km "por" hora, significa en realidad 72 km recorridos por cada hora transcurrida, y su expresión correcta es:

$$\text{Velocidad} = 72 \frac{km}{h} = 72 \text{ km} \times \text{h}^{-1}$$

A continuación apreciaremos algunas de las unidades derivadas, las utilizadas en medidas de superficie, de volumen y de densidad.

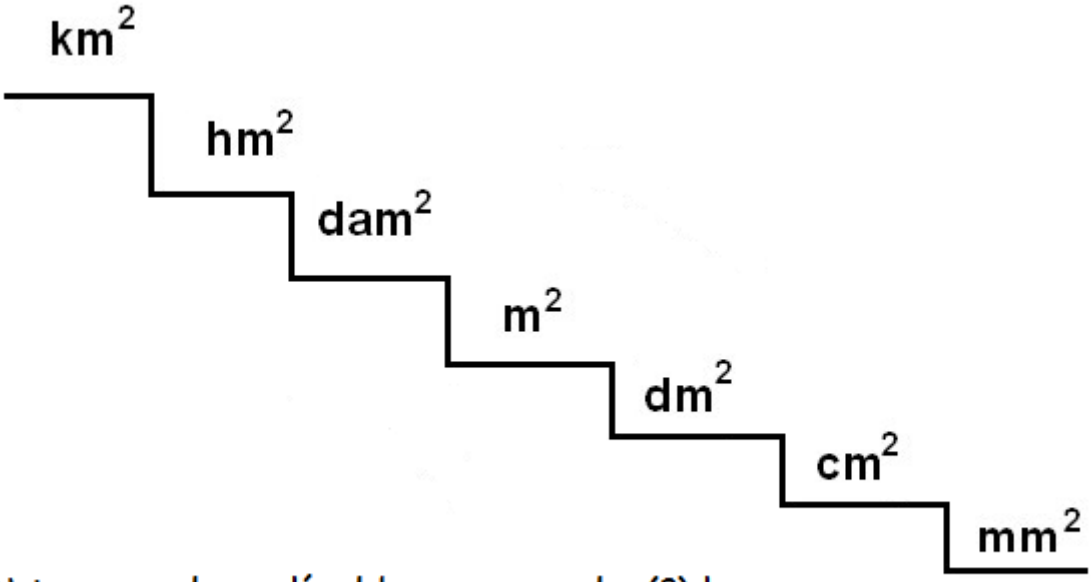
Medidas de superficie

La unidad, en el SI, es el metro cuadrado (m2), que corresponde al área de un cuadrado que posee un metro (1m) de lado.



Área = 1 m x 1 m = 1 $\mathbf{m^2}$

Para realizar conversiones entre medidas de superficie, se debe utilizar la siguiente escala:



Nota: por cada escalón debemos correr dos (2) lugares

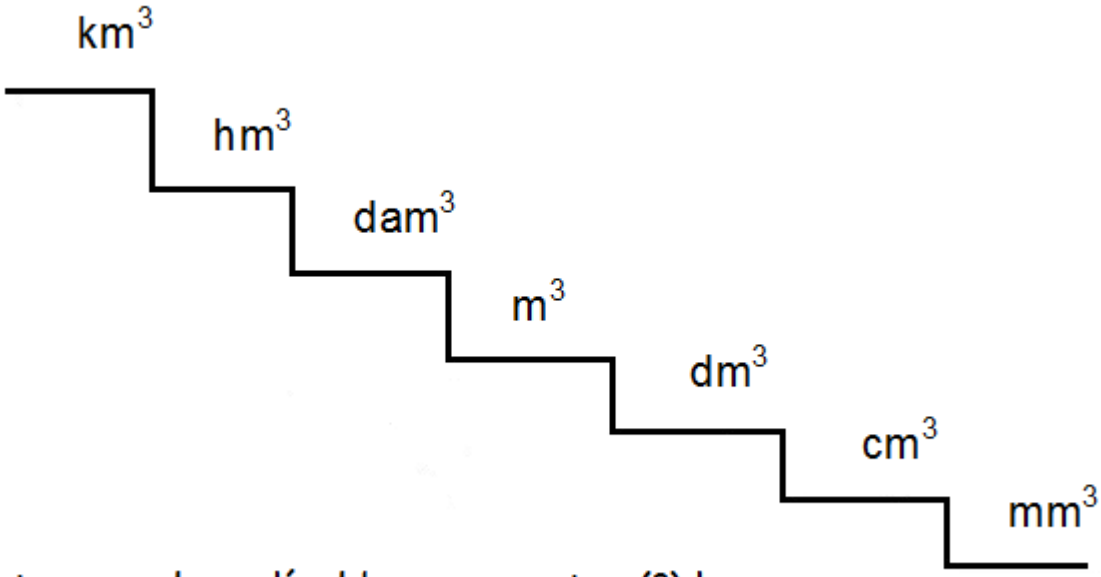
Veamos algunos ejemplos:

1- Convertir 2km2 a cm2: 20.000.000.000cm2.
2- ¿Se anima a escribirlo en notación científica?
3- Convertir 89mm2 a m2: 0,000089m2.
4- ¿Y en notación científica?

Medidas de Volumen

En el SI, la unidad patrón de medida del volumen es el metro cúbico (m3), que corresponde al volumen de un cubo que tiene exactamente 1 metro por cada lado.

Para realizar conversiones debe utilizarse la siguiente escala:

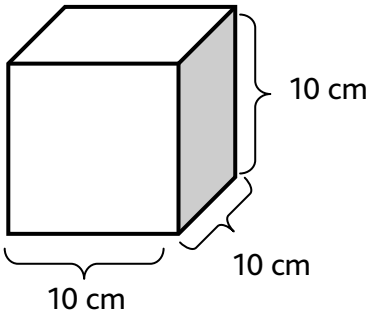


Nota: por cada escalón debemos correr tres (3) lugares.

Por ejemplo:
1- Convertir 3,4dm3 en dam3: 0,0000034dm3.
2- Y en notación científica cómo sería?
3- Convertir 67km3 en mm3: 67.000.000.000.000.000.000 mm3.
4- Representarlo en notación científica.

En la práctica, el m3 como unidad de volumen para trabajar con líquidos es demasiado grande y se continúa utilizando el litro, que es una unidad de capacidad aceptada por el sistema internacional.

El litro, cuyo símbolo es la L SIEMPRE en mayúsculas y no el término lts., se define como el volumen ocupado por un cubo que tiene exactamente 10 cm de lado:



Volumen = 10 cm x 10 cm x 10 cm = 1000 cm^3.

Esto significa que 1 L es igual a 1000 cm^3

Las mediciones de volumen en química casi siempre hacen relación a líquidos. Así, al llenar el cubo con agua, se tienen 1000 cm3 de agua, 1 L de agua. Puesto que en 1 L hay 1000 mL, se tiene:

1 L = 1000 cm3 y
1 L = 1000 mL
Por lo tanto 1 cm3 = 1 mL

Para realizar conversiones anteriores entre los dos sistemas de medición de volumen, se puede utilizar la siguiente Tabla:

Unidades de volúmen	m3			dm3			cm3
Unidades de capacidad	KL	hL	daL	L	dL	cL	mL

Densidad

La densidad es una propiedad física de las sustancias que relaciona su masa con el volumen y se representa mediante la letra griega δ.

Para determinar la densidad, se necesita medir la masa (m) y el volumen (v).

$$\delta = \frac{m}{\mathrm{V}} = \frac{g}{\mathrm{cm}^3} = \frac{g}{\mathrm{mL}}$$

Actividad de Aula N°5: Unidades derivadas

Resuelva los siguientes problemas:
1- La densidad del vinagre es de 1,0056g/cm3. ¿Cuál es la masa de 3 L de vinagre?

2- El bromo es un líquido color café rojizo. Calcule su densidad (en g/mL) si 586g de la sustancia ocupan 188mL.

3- Para la determinación de la densidad de una barra metálica rectangular, un estudiante hizo las siguientes mediciones: longitud; 8,53cm; ancho, 2,4cm; altura, 1,0cm; masa: 52,7064g. Calcule la densidad del metal con el número correcto de cifras significativas.

Debe quedar claro que el número que resulta de cualquier medición, **siempre estará afectado de un cierto margen de incerteza**.

Es común utilizar el vocablo **error** como sinónimo de **incerteza**, lo cual es incorrecto, pero lo haremos a veces, porque es una costumbre muy difundida. Tenga presente que el vocablo **error**, resultará adecuado algunas veces

pero otras no. La **incerteza** en el resultado de una medición siempre estará presente por:

a) Incerteza en la definición de la unidad de medida.
b) Incerteza en la definición de la cantidad a medir.
c) Incerteza debida al proceso de la medición.
d) Apreciación del instrumento.

La existencia de esa incerteza en los procesos de medición nos da pie para tratar dos definiciones muy importantes en la medición en la ciencia.

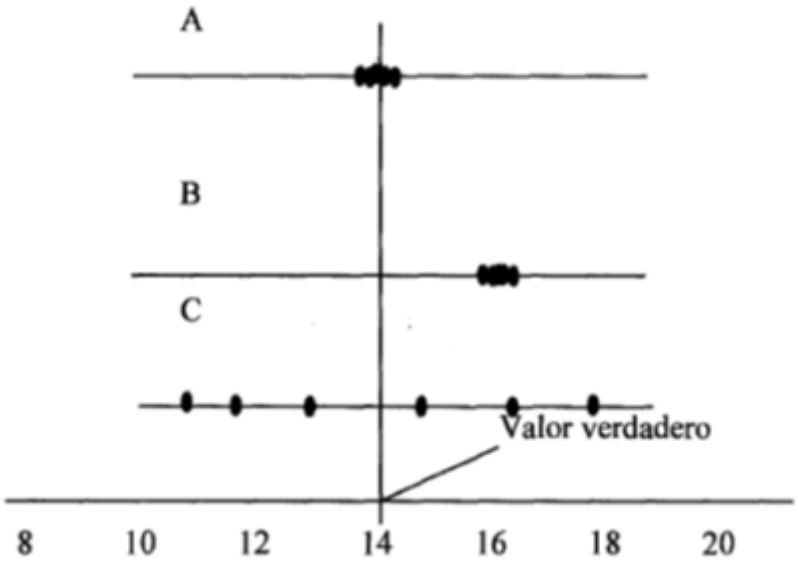
Precisión y Exactitud

La **exactitud** de una medición hace referencia a la diferencia entre el valor observado, medido respecto al valor verdadero.

La **precisión** se aplica a un número de mediciones del mismo tipo en relación al valor más probable. La precisión se cuantifica utilizando la incerteza relativa asociada a la medida. Es decir indica si las medidas realizadas están dispersas o próximas entre sí.

Actividad de aula N°6

Suponga una serie de medidas realizadas por distintos métodos A, B y C donde decimos que el valor verdadero es 14.



En el método B, se mide con gran precisión pero lejos del valor verdadero. Evidentemente, una alta precisión de nada sirve sin exactitud.

1- ¿Qué piensa del caso inverso? Realice una discusión con sus compañeros y con el docente de su comisión respecto de los métodos A y C.

……
……
……
……
……
……..

Cuanto más pequeño sea el intervalo dentro del cual caen los valores de las mediciones, más preciso es el método utilizado para realizar la medición.

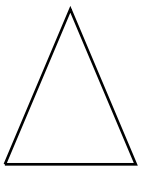
Nunca se estará absolutamente seguro de la exactitud de un resultado porque no es posible conocer el verdadero valor de ninguna variable, sólo podemos obtener el "valor más aceptado" o el "mejor valor".

Cifras Significativas

Siempre que se efectúa una medición hay un cierto número de cifras que se determinan con cierta seguridad y hay otras que aparecen como consecuencia del proceso de cálculo y que no pueden realmente justificarse, careciendo por lo tanto de significado.

¿Cómo se sabe cuáles tienen significado, y por lo tanto, deben ser escritas y cuáles no? Esto puede ser difícil de saber con seguridad. Es necesario aplicar en cada caso un criterio que dependerá de los detalles particulares de ese caso.

Consideremos como ejemplo el cálculo de la superficie de un triángulo:



Su base es de 18,78 cm, su altura es de 12,55cm.

Por medio de la fórmula para cálculo de superficie de un triángulo que es:
S= (b x h)/2 por lo tanto se calcula S= (18,78 cm x 12,55 cm)/2

Se obtiene el valor de S = 117,850 cm^2. De alguna manera, decidimos que las cifras que tienen significado son: 1; 1 y 7 y por lo tanto no se escriben las cifras decimales, en las cuales no tenemos ninguna confianza.

Se escribe entonces:
$S = 117\ cm^2$

Pero ¿qué pasa si alguien pide S expresado en mm^2?
Se puede decir:

$1cm2 = 100\ mm^2$

$S=117\ cm^2 = 117\ cm^2 \times 100\ mm^2/1cm^2 = 11700\ mm^2$

Pero esto es correcto sólo a medias, pues el significado del número 11700 mm2 es el siguiente:

11 miles de mm^2
más 7 centenares de mm^2
más 0 decenas de mm^2
más 0 unidades de mm^2

y en realidad se dijo que después de las 7 centenas no se sabía con certeza sí había o no decenas y mucho menos unidades. Pero al escribir 11700 no se quiso decir que eran exactamente cero decenas y cero unidades. Sólo se completaron los dos lugares.

En ciencia hay convenciones. Una es: **toda cifra escrita enuncia algo**. Por eso, si se rellenan dos lugares con ceros, se está diciendo que allí van ceros y no otras cifras. Por lo tanto sólo se pueden escribir cifras que hayan sido medidas, y los dos ceros no se midieron.

El problema se resuelve utilizando la notación exponencial o científica.

El mismo consiste en expresar el número como el producto entre 1 y la potencia de 10 correspondiente. Por ejemplo el número 1.000.000.000 puede expresarse como 1 x 109 (obsérvese que la potencia coincide con el número de ceros).

Si el número a expresar en notación científica es menor a uno (1) la potencia de base 10 será negativa. Así el número 0,000000001 puede expresarse como 1 x 10-9

Por ejemplo:
¿Cómo se escribiría el número 3.400.000.000.000 en notación científica?
$3{,}4 \times 10^{12}$

¿Y el 0,00000000068?
$6{,}8 \times 10^{-10}$

Por lo que, 11700 se debe escribir: S = 117 x 102 mm^2

Desde el punto de vista matemático, para la calculadora, para hacer operaciones aritméticas, no hay ninguna diferencia entre 117 x 10^2 y 11700.

El resultado 117 x 10^2 mm^2 posee sólo tres cifras significativas, al igual que 117 cm^2 que es el valor elegido como correcto mientras que el mismo valor escrito como 11700 mm^2 tendría 5 cifras significativas por el solo hecho de cambiar las unidades de cm^2 a mm^2. El número de cifras significativas no puede ser afectado por un cambio de unidades.

Cifras significativas de un número escrito:
Se llaman cifras significativas a todas las cifras excepto los ceros que están a la izquierda de la primera cifra no nula.

Por ejemplo:

a) 117 tiene 3cifras significativas
b) 61800 tiene 5 cifras significativas
c) 117,00 tiene 5 cifras significativas
d) 00117 tiene 3 cifras significativas
e) 0,0117 tiene 3 cifras significativas
f) 0,3450 tiene 4 cifras significativas
g) 09,070 tiene 4 cifras significativas

Desde el punto de vista matemático, a, c, y d son exactamente iguales. Desde el punto de vista "físico", sólo a y d son iguales. Los dos ceros a la izquierda, en d no son significativos. ¿Por qué están allí? Pueden estar por razones estéticas, o técnicas. Como los números de las rifas, o de los boletos de colectivos, tienen un formato preestablecido, con 5 o 6 lugares y todos deben estar ocupados, sea con ceros, sea con otras cifras.

De manera que, si Ud. compra una rifa con el número 27, y el número está escrito así: 00027, Ud. sabe automáticamente que hay 100.000 números en juego.

Actividad de aula N°7: Cifras significativas

1- Diga cuantas cifras significativas tienen los siguientes números:

a) 3,14159
b) 0,00120
c) 0,1
d) 0,10
e) 02120
f) 0,040 x 10^3
g) 6,0 x 10^{23}
h) 300000 x 10^3
i) 300000 x 10^{-5}
j) 250,0 x 10^{-8}
k)10 x 10^3
l) 1,0x104
m) 1x104
n) 104
ñ) 10000

2- Con la notación exponencial siempre podemos escribir un número de infinitas maneras distintas, sin alterar el número de cifras significativas.
Por ejemplo:

$$\underbrace{715{,}8}_{\text{4 cifras significativas}} \longrightarrow \begin{cases} 7158 \times 10^{-1} \\ 71{,}58 \times 10 \\ 7{,}158 \times 10^{2} \\ 0{,}7158 \times 10^{3} \\ 0{,}007158 \times 10^{5} \\ \textit{etc.} \end{cases}$$

Escriba los siguientes números, cada uno de tres maneras distintas, conservando el número de cifras significativa:

0,02241 m……

9,81 m/s2……..

3,141592……

00128 kg……...

Una vez definidos estos parámetros podemos decir que para realizar una medición debemos tener en cuenta:

1- Qué se está midiendo (magnitud)
2- El instrumento adecuado para la medición
3- El número (cifras o dígitos) y la unidad que debe asignarse a una medida
4- El grado de incertidumbre de la medición realizada (precisión y exactitud)

Múltiplos y Submúltiplos

Una estrategia para escribir las cifras de una medición es la utilización de múltiplos y submúltiplos de la unidad de medida elegida. Así, si dicha unidad es pequeña frente a la medición a efectuar, se utilizan múltiplos de la misma y, si resulta grande, se utilizan submúltiplos.

Submúltiplos

DENOMINACIÓN	VALOR RESPECTO DE LA UNIDAD	SÍMBOLOS
Deci	$1x10^{-1} = 0,1$	d
Centi	$1x10^{-2} = 0,01$	c
Mili	$1x10^{-3} = 0,001$	m
Micro	$1x10^{-6} = 0,000001$	υ
Nano	$1x10^{-9} = 0,000000001$	n
Pico	$1x10^{-12} = 0,000000000001$	p

Múltiplos

DENOMINACIÓN	VALOR RESPECTO DE LA UNIDAD	SÍMBOLOS
Giga	$1x10^{9} = 1000000000$	G
Mega	$1x10^{6} = 1000000$	M
Kilo	$1x10^{3} = 1000$	k
Hecto	$1x10^{2} = 100$	h
Deca	$1x10^{1} = 10$	da

El método del factor unitario

El método del factor unitario o del análisis dimensional es una estrategia que vale la pena esforzarse por dominar, ya que es aplicable a la resolución de una gran variedad de ejercicios y, con la práctica, se vuelve muy sencilla. Con el tiempo encontrará que la metodología del factor unitario es equivalente, aunque incluso más sencilla y correcta, que la "regla de tres" aprendida en el secundario.

La base fundamental del método es el desarrollo de una relación en forma de factor para expresar diferentes unidades que expresan la misma dimensión física.

Veamos:
1 m de hilo es igual a 100 cm de hilo (1 m = 100 cm)
1 kg de azúcar es igual a 1000 g de azúcar (1 kg = 1000 g)

Tales igualdades se pueden expresar en forma de fracciones, así:

1 m = 100 cm

$$\frac{1\ m}{100\ cm} \qquad \frac{100\ cm}{1\ m}$$

Y se puede leer como: 1 metro es igual a 100 centimetros, o 100 centímetros es igual a 1 metro.

1 Kg = 1000 g

$$\frac{1\ Kg}{1000\ g} \qquad \frac{1000\ g}{1\ Kg}$$

Y se puede leer como: 1 kilogramo es igual a 1000 gramos, o 1000 gramos es igual a 1 kilogramo.

Las fracciones de los recuadros reciben el nombre de factores de conversión o factores unitarios.

Los factores de conversión así obtenidos se emplean para expresar unas unidades en otras. Como se estableció anteriormente, de cada igualdad se pueden establecer dos factores de conversión y es necesario saber seleccionar el factor apropiado, durante su aplicación.

Veamos el siguiente ejercicio guía:

- Calcule a cuántos metros equivalen 200 cm.

Solución: Las unidades que se requieren son metros (m) y las dadas son centímetros (cm)

La igualdad que relaciona m y cm es 1 m = 100 cm. Por lo tanto, los factores de conversión son:

1 m = 100 cm

$$\frac{1\ m}{100\ cm} \qquad \frac{100\ cm}{1\ m}$$

Para resolver el ejercicio, se multiplican las cantidades y unidades dadas, por el factor de conversión apropiado, que es aquel cuyo numerador expresa las unidades requeridas en el problema. Luego, se anulan las unidades dadas, y se dejan las solicitadas.

$$200\ \cancel{cm} \times \frac{1\ m}{100\ \cancel{cm}} \quad \frac{200\ m}{100} = 2\ m$$

Si se hubiera utilizado el factor 100 cm / 1 m, la operación habría conducido a:

$$200\ cm \times \frac{100 cm}{1\ m} = \frac{20000\ m^2}{1 m}$$

resultado que no corresponde a la respuesta requerida por el problema.
Este ejercicio, como muchos otros, se puede resolver también por medio de la regla de tres simple, de la siguiente manera: S

1 m _____100 cm
X _____200 cm

donde:

$$x = \frac{200\ \cancel{cm} \times 1\ m}{100\ \cancel{cm}} = 2\ m$$

De cualquier manera, la conversión de unidades es útil en situaciones más complejas y por eso se recomienda familiarizarse en el análisis dimensional

Trabajo Práctico de aula:

Magnitudes, Múltiplos, Submúltiplos. Notación Científica

1) Expresar las siguientes cantidades en **km**:

a. 0,0934 dam:
b. 348,32 dm:
c. 1,468 hm:
d. 8,302 mm:
e. 1.200.000 cm

2) Si se informa que de los 167,5 m de cinta de recibidos se han usado 4,8 dam, calcular la longitud de cinta que queda y expresar el resultado en m, cm y mm.

3) a. La distancia que existe entre el Sol y la Tierra es de 150.000.000 km. Expresar dicha distancia en m y hm.
b. Expresar el radio del ión Na (0,097 nm) en pm, cm y m.
(1picómetro = 1 pm = 10^{-12} m).

4) Resolver y expresar cada resultado en km, m y mm:

a. 34,6 cm + 0,073 m + 21,05 dm =
b. 27,41 hm + 127,205 m =
c. 4,83 km + 62,56 m + 5.345 dm =
d. 899 dm - (0,0045 m + 2,202 mm) =

5) Expresar las siguientes cantidades en cm^2:

a. 46,02 m^2
b. ¾ hm^2
c. 0,039 dam^2
d. 0,0000036 km^2
e. 1,011 mm^2

6) Las dimensiones de un campo son de 60hm de largo, por 150m de ancho.
a. Expresar la superficie del mismo en m^2
b. Sabiendo que una hectárea (ha) es igual a 10.000 m^2, expresar el resultado en ha

7) Expresar las siguientes cantidades en cm^3:

a. 0,376 mm^3:
b. 1.235 dm^3:
c. 0,000302 hm^3:
d. 0,25 dam^3:
e. 0,0021 km^3:

8) Expresar las siguientes cantidades en litro:

a. 36 cm^3:
b. 56,7 mL:
c. 1,87 m^3:
d. 567,4 dm^3:
e. 0,007 kL:

9) ¿Qué volumen hay que agregar a las siguientes cantidades para obtener 10 litros?

a. 6,87 cL:
b. 0,00836 hL:
c. 45,3 cm^3:

10) Expresar las siguientes cantidades en g:

a. 28 hg:
b. 0,00836 mg:
c. 45,7 μg:
d. 120 ng:
e. 0,0087 Tn:

11) Expresar las siguientes temperaturas en grados centígrados ó Kelvin según corresponda:

a. 356 °C:
b. 38 K:
c. -36 °C
d. 176 K:
e. 25 °C

12) La temperatura del nitrógeno líquido es de 77 K. ¿A cuántos grados centígrados equivale?

13) ¿Qué temperatura es más baja: 146 K ó -73 ºC?

14) Efectúe las siguientes conversiones

a) 80 ºF a ºC
b) 50 ºF a ºC
c) 10,5 ºC a ºF

15) Expresar las siguientes cantidades en horas:

a. 3.600 s:
b. 120 min:
c. 4 días:
d. 2 meses.
e. 320 min:

16) Expresar las siguientes cantidades en notación científica:

a. 3.600.000 glóbulos rojos.
b. 0,00000063 g:
c. 0,00000000000012 cm:
d. 0,00000000000000000000000000000000634 Kg:
e. 279.400.000.000.000.000.000.000 mm

17) La densidad del vinagre es de 1,0056 g/cm^3 ¿Cuál será la masa de 3 L de vinagre?

18) El bromo es un líquido color café rojizo. Calcule su densidad (en g/mL) si 589 g de la sustancia ocupan 188 mL.

19) Para la determinación de la densidad de una bara metálica rectangular, un estudiante hizo las siguientes mediciones: longitud=8,53 cm; ancho = 2,4 cm; altura = 1,0 cm; masa = 52,7064 g. Calcule la densidad del metal con el número correcto de cifras significativas.

Respuestas Trabajo Práctico de aula:

1) a. $9{,}34 \times 10^{-4}$, b. $3{,}48 \times 10^{-2}$, c. 0,1468, d. $8{,}302 \times 10^{-6}$, e. 12

2) 119,5 m; 11950 cm; 119500 mm

3) a. 15×10^{10} m; 15×10^{8} hm b. 97 pm; $9{,}7 \times 10^{-9}$ cm; $9{,}7 \times 10^{-11}$ m

4) a. 2,524 m; $2{,}523 \times 10^{-3}$ km; 2524 mm, b. 2868,205 m; 2,868205 km; 2868205 mm, c. 4893,09 m; 4,89 km; 4893090 mm, d.89,89 m; 0,08989 km; 89890 mm.

5) a. 460200, b. 75×10^{8}, 39×10^{3}, 36×10^{3}, $1{,}011 \times 10^{-2}$

6) a. 900000; b. 90

7) a. $3{,}76 \times 10^{-4}$, b. $1{,}235 \times 10^{6}$, c. $3{,}02 \times 10^{8}$, d. $2{,}5 \times 10^{8}$, e. $2{,}1 \times 10^{12}$

8) a. 0,036; b. 0,0567; c.1870; d.567,4; e. 7

9) a. 9,9313 L; b. 9,164 L; c. 9,9547 L

10) a. 2800; b. $8{,}36 \times 10^{-6}$; c. $4{,}57 \times 10^{-5}$; d. $1{,}2 \times 10^{-11}$; e. 8700

11) a. 629 K, b. -235 °C, c. 237 K, d. -97°C, e. 298 K

12) -196°C

13) 146 K

14) a. 26,66 °C; b. 10°C; c. 50,9 °F

15) a. 1; b. 2; c. 96; d. 1440; e. 5,33.

16) a. $3{,}6 \times 10^{6}$; b. $6{,}3 \times 10^{-7}$; c. $1{,}2 \times 10^{-13}$; d. $6{,}34 \times 10^{-34}$; e. $2{,}794 \times 10^{23}$

17) 3016,8 g

18) 3,1170 g/mL

19) 2,6 g/cm^3

Materia y Energía

Al observar el mundo que nos rodea notamos la presencia de objetos que nos ocasionan diferentes sensaciones y que se denominan **cuerpos**.

- Un banco, un pizarrón, una silla, un trozo de tiza, el agua contenida en un vaso, etc., son ejemplos de cuerpos.

La observación llevó a la elaboración de las más variadas hipótesis y especulaciones acerca del origen de hechos observados que ocurrían en los cuerpos. Las personas se preguntaban y elaboraban respuestas acerca de entes comunes del mundo material, como el aire, el agua, las rocas, el viento, el fuego, etc.

Dichas respuestas e hipótesis se modificaban a medida que se incrementaba el conocimiento, a través de los diferentes periodos del desarrollo de las ciencias. Cuando el nivel de conocimiento permitió reconocer la importancia de los estudios sistemáticos tales como la medición y la experimentación, éstos se incorporaron como procedimientos imprescindibles para dar respuestas válidas, y es entonces cuando la química aparece como una ciencia, la ciencia de la materia y de sus cambios.

Desde tiempos inmemoriales, el hombre observó que en muchos fenómenos, los cambios en los cuerpos materiales estaban asociados a alguna forma de energía. Era común generar fuego quemando carbón o madera seca; con ese fuego se podía cocinar la carne, calentar agua colocando una olla sobre la llama y observar que el agua se convertía en vapor y que éste estaba caliente y quemaba la piel.

Actividad de aula N°8: La materia

1- A partir de los siguientes ejemplos:

Luz	una idea	los sentimientos	energía calórica
sal de mesa	oxígeno	la muerte	un aplazo
una proteína	agua	la atmósfera	un pensamiento
un conocimiento	arena	la vida	energía cinética

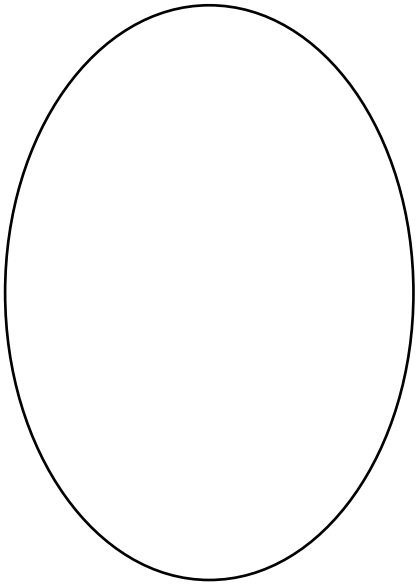
Forme tres conjuntos definidos de la siguiente manera:

• Conjunto A: los elementos que pertenezcan a este conjunto deben ser aquellos ejemplos de los cuales Ud. no tenga dudas de que son materia.

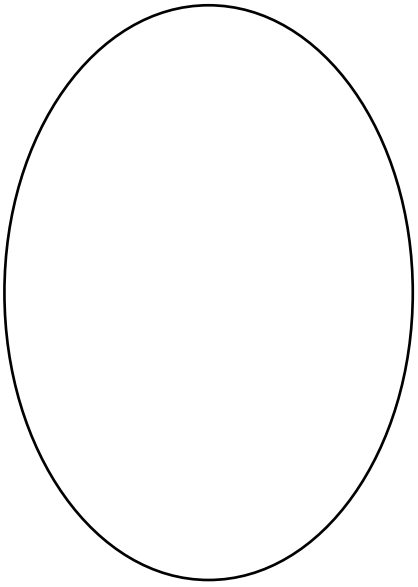
• Conjunto B: los elementos que pertenezcan a este conjunto deben ser aquellos ejemplos de los cuales Ud. no tenga dudas de que no son materia.

• Conjunto C: los elementos que pertenezcan a este conjunto deben ser aquellos ejemplos de los cuales a Ud. le falten algunos datos, tenga dudas de que sean materia o que no pueda decir nada en referencia a su naturaleza.

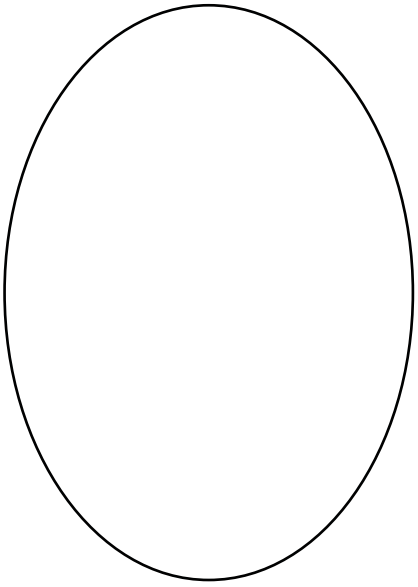
Conjunto A



Conjunto B



Conjunto C



A partir de la experiencia del punto anterior podemos definir el concepto de materia:

Llamamos Materia a todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Todo cuerpo es una porción limitada de materia

A través de la observación se aprecia que hay distintas clases de materia, diferenciables entre sí por su color, olor, estado físico, textura, aspecto, sabor, etc. A cada una de estas clases de materia se la denomina sustancia y tienen características propias que se llaman propiedades.

- Ejemplos de sustancias son el vidrio, el hierro, la sal, el azúcar, etc.

La Energía

La mayoría de las personas tiene al menos una idea intuitiva de qué es la energía y sabe qué debe hacer para obtenerla y así poder realizar cualquier actividad. La energía es necesaria para hacer funcionar el ascensor de un edificio, para ahorrarnos el trabajo manual de cortar un trozo de madera, y hasta para mantenernos vivos mientras dormimos.

Tenemos una idea aproximada de que los cuerpos que nos rodean tienen una propiedad que llamamos energía que está, de alguna manera, almacenada en ellos.

También reconocemos que dependiendo de la calidad de la materia (esto es, del tipo de sustancia), del diseño experimental y de las condiciones operativas, la energía producida tendrá diferentes manifestaciones. Por ejemplo: energía térmica o calórica, energía cinética o de movimiento, energía potencial, entre otras. Cabe destacar que, en condiciones adecuadas, las diferentes formas en que se presenta la energía pueden interconvertirse entre sí.

La energía es una medida de la cantidad de trabajo y/o calor que un sistema puede llegar a producir

La cantidad de energía contenida en un cuerpo es una medida de su capacidad para realizar un trabajo. A partir de esto, podemos decir que la materia actúa como un contenedor o un reservorio de energía.

¿Qué es trabajo? En el estudio de la mecánica, el trabajo es "fuerza por distancia", pero se verá más adelante que hay otros tipos de trabajo. Todas las formas de energía son capaces de hacer trabajo. Analizaremos algunas formas de energía:

• Energía radiante del Sol: La energía solar es la fuente primaria de energía de la Tierra y es la responsable del calentamiento de la atmósfera y de la superficie del planeta, del crecimiento de las plantas a través de un proceso denominado fotosíntesis y de los patrones de clima.

• Energía química: Es una forma de energía almacenada en las uniones químicas presentes en la materia. Esta cantidad está determinada por el tipo y organización de los átomos en la sustancia. Cuando las sustancias participan en reacciones químicas, esta energía se libera, almacena o convierte en otras formas de energía.

• Energía potencial: Es la energía que depende de la posición de un objeto y de su masa. Por ejemplo, mientras mayor sea la altitud de un objeto respecto de la superficie terrestre, mayor será su energía potencial gravitatoria.

• Energía cinética: Es la energía debida al movimiento de un objeto y depende tanto de su masa como de la velocidad del mismo. Por ejemplo, mientras mayor sea la velocidad de un cuerpo, mayor será su energía cinética.

• Energía térmica: Es la energía asociada con el movimiento aleatorio de los átomos y las moléculas. En general, la energía térmica se puede calcular a partir de mediciones de temperatura. Cuanto mayor sea la energía cinética

de los átomos y moléculas en una muestra de materia, mayor será su energía térmica y estará más caliente.

• Energía nuclear: Es una forma de energía almacenada entre las partículas elementales que constituyen el núcleo del átomo (protones y neutrones).

• Energía eléctrica: Es la energía asociada con la interacción entre partículas con carga eléctrica.

Como se mencionó anteriormente, todas las formas de energía pueden intercambiarse. Se siente calor cuando se está bajo el sol porque su energía radiante se convierte en energía térmica en la piel. Cuando se hace ejercicio, la energía química almacenada en el cuerpo se utiliza para producir la energía cinética del movimiento.

Cuando una pelota comienza a rodar hacia abajo en una colina, su energía potencial se convierte en cinética. Los científicos han llegado a la conclusión de que a pesar de que la energía puede asumir muchas formas que son mutuamente interconvertibles, la energía no se puede destruir ni crear. Cuando una forma de energía desaparece, alguna otra forma de energía de igual magnitud debe aparecer. En consecuencia, es posible enunciar la ley de conservación de la energía:

La energía total del universo permanece constante.

Actividad de aula N°9: Energía

1- Responda junto con su grupo las siguientes preguntas:

• ¿Qué es la energía? De ser necesario explique mediante un ejemplo.
……
……
……
……
……

• Nombre 3 distintos tipos de energía conocidos e indique para cada tipo un efecto sobre la materia. (P ej: Energía calórica----Combustión del papel).
……
……
……
……
……
……
……

2 – Señale dos ejemplos de transformación de la energía que puedan apreciarse cotidianamente:

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

Estados de agregación de la materia

La gran cantidad de sustancias diferentes que existen en el Universo pueden encontrarse en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Las características de cada uno se resumen en la siguiente Tabla:

ESTADO	CARACTERÍSTICAS DE LAS SUSTANCIAS
SÓLIDO	Presentan forma propia y volumen constante.
LÍQUIDO	Tienen volumen constante, pero no presentan forma propia, sino que adoptan la forma del recipiente que las contiene. Además, cuando están en reposo, su superficie libre es horizontal.
GASEOSO	Carecen de forma y volumen propios, adaptándose a la forma y al volumen del recipiente que las contiene. Dejadas en libertad, se expanden rápidamente; por el contrario, se pueden comprimir con facilidad.

La descripción anterior de los estados de agregación de la materia fue realizada desde un punto de vista macroscópico. Ahora le proponemos analizar dichos estados de agregación desde el punto de vista microscópico. Para explicar estos estados se utiliza la denominada teoría molecular, que está basada en los siguientes supuestos:

a - La materia está formada por moléculas que están en movimiento continuo.

b - Entre las moléculas hay fuerzas de atracción que las aproximan, denominadas fuerzas de cohesión o fuerzas de Van der Waals, y fuerzas que tienden a separarlas, denominadas fuerzas de repulsión.

c - Cuanto mayor es la fuerza de cohesión, las moléculas están más próximas entre sí y, en consecuencia, su movimiento es menor.

En función de esta teoría, es posible formular modelos para los gases, los líquidos y los sólidos.

Actividad de aula N°10: Modelos de estados de agregación

1- Dibuje una molécula de agua, tal como la imagina.

2- ¿Presenta algún estado de agregación una única molécula de agua o necesita de otras moléculas de agua? Discuta dentro de su grupo:

……
……
……
……
……
……

3- Para cada uno de los estados de agregación construya la imagen microscópica correspondiente.

Estado Gaseoso	Estado Líquido	Estado Sólido

Los gases

Mediante la observación de los gases, se puede deducir que las moléculas de ellos están en continuo movimiento de traslación. Así, si se considera el gas que se utiliza como combustible en las cocinas, se ve que al abrir la llave rápidamente se percibe el olor, lo cual indica que las moléculas se trasladan hasta las fosas nasales; es decir, que están en movimiento de traslación y se expanden.

Aplicando la teoría molecular se puede afirmar el siguiente modelo para los gases:

a - Las moléculas están en continuo movimiento de traslación rectilínea y de rotación sobre su eje.

b - Las fuerzas de cohesión son muy débiles, prevaleciendo las fuerzas de repulsión y, por lo tanto, las moléculas son independientes unas de otras y se separan fácilmente, por lo que ocupan un volumen cada vez mayor. Esto se llama expansibilidad.

c - En el caso de que un gas esté encerrado en un recipiente, las moléculas en su movimiento chocan entre sí y contra las paredes, originando una presión.

d - Si el recipiente presenta pequeños poros, algunas moléculas escapan por ellos, lo cual se denomina efusibilidad.

e - Si se ponen en contacto dos gases, las moléculas de uno se mezclan rápidamente con las del otro y viceversa. Este fenómeno recibe el nombre de difusión.

Los líquidos

Se sabe que los líquidos tienen un determinado volumen, son móviles, fluyen y modifican su forma con gran facilidad por la acción de fuerzas externas. Utilizando la teoría molecular, se da siguiente explicación a este hecho:

a - Las fuerzas de cohesión entre las moléculas son mayores que en los gases y se equilibran con las fuerzas de repulsión; por lo tanto, los espacios entre ellas son relativamente mucho menores y, en consecuencia, se mueven a menor velocidad.

b - La intensidad de las fuerzas de cohesión no permite que las moléculas se separen, por lo cual el volumen se mantiene constante.

c - Las moléculas pueden deslizarse unas sobre otras; por ello, los líquidos fluyen y se derraman modificando su forma.

d - La atracción de la gravedad sobre las moléculas, junto con la posibilidad de deslizarse, determina que ocupen los espacios inferiores de los recipientes que los contienen, cualesquiera sean sus formas.

e - El movimiento continuo de las moléculas hacen que choquen entre sí y con las paredes del recipiente, ejerciendo una presión sobre éstas.

f - Las moléculas de la superficie de los líquidos sólo son atraídas por las del interior de los mismos, por lo que forman una especie de película o membrana. Este fenómeno se denomina tensión superficial.

Los sólidos

Los cuerpos en estado sólido se caracterizan por mantener su volumen y conservar su forma. Esto se puede explicar por medio de la teoría molecular del siguiente modo:

a - Las fuerzas de cohesión son muy intensas y prevalecen sobre las fuerzas de repulsión, los espacios intermoleculares muy pequeños y, en consecuencia, las moléculas carecen de movimiento de traslación.

b - Al no tener movimiento molecular de traslación, la forma permanece constante al igual que el volumen.

c - Las moléculas o partículas constituyentes ocupan posiciones fijas y sólo realizan movimientos vibratorios alrededor de un punto fijo.

d - Las partículas están distribuidas en forma ordenada en todas las direcciones del espacio, adoptando formas geométricas determinadas (cubo, prisma, etc.). Esto se denomina **estructura cristalina**. Además, si el cuerpo mantiene la forma externa poliédrica, se llama cristal.

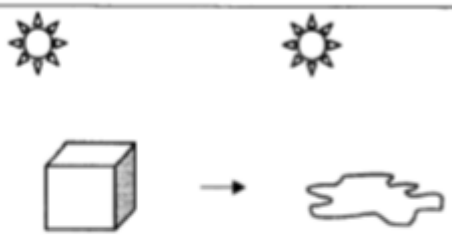
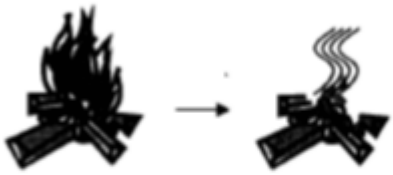
Transformaciones y Fenómenos

Una **transformación** es un proceso que conecta un estado inicial o previo de la materia con un estado final o posterior, puede representarse de la siguiente manera:

Cuando una transformación puede ser detectada por los sentidos, se la denomina fenómeno. Por lo tanto una transformación no siempre es un fenómeno, pero un fenómeno siempre es una transformación. Cuando la

transformación no modifica ninguna propiedad observable por los sentidos, se necesita de un dispositivo experimental que permita detectar el cambio.

Las transformaciones pueden clasificarse en físicas y químicas. En las transformaciones físicas no cambia la identidad o naturaleza química de la materia, mientras que en las transformaciones químicas ocurre un cambio en la naturaleza química de la materia.

FENÓMENO FÍSICO	FENÓMENO QUÍMICO
	
Cuando se deja un bloque de hielo al Sol, éste se derrite. La acción del calor del sol hace que el agua pase del estado sólido al estado líquido, pero tanto en el estado inicial como en el final la sustancia es la misma.	Cuando se quema un tronco, la sustancia que se tiene inicialmente (madera) se transforma en otra (cenizas y gases) con propiedades químicas y físicas diferentes.

Son **transformaciones físicas**: el calentamiento de un metal, la división de un trozo de madera, la expansión de un gas, la caída de un cuerpo, la evaporación de una masa de agua y los cambios de estado de agregación de una sustancia.

Son **transformaciones químicas**: la descomposición del agua para dar hidrógeno gaseoso (H_2) y oxígeno gaseoso (O_2); la combustión del butano (C_4H_{10}) que se emplea en los encendedores, en los que cuando se enciende la chispa, se observa la inflamación del gas en presencia del oxígeno (02) del aire y se produce principalmente dióxido de carbono (CO_2) y vapor de agua.

Por otro lado se consideran fenómenos o **transformaciones biológicas** a aquellas que se verifican en un ser vivo, tales como la circulación de la sangre, la digestión de los alimentos y el metabolismo celular. Es de hacer notar que todo fenómeno biológico estudiado en profundidad corresponde a un fenómeno físico, a uno químico o a una combinación de ambos.

Como consecuencia de ésta clasificación han surgido diversas ramas de la ciencia que se abocan al estudio específico de cada uno de estos fenómenos. Así la Química (con sus diversas ramas: orgánica, inorgánica, analítica), estudia los fenómenos químicos; la Física los fenómenos físicos; y la Biología los fenómenos biológicos.

Cambios de Estado de la materia

Una misma sustancia puede encontrarse en cualquiera de los tres estados (sólido, líquido y gaseoso). Los pasajes entre los distintos estados de la materia se denominan cambios de estados de agregación; ocurren cuando se modifican los valores de presión y temperatura. Analicemos a modo de ejemplo los siguientes casos:

• Si tomamos un cubito de hielo, lo colocamos en un recipiente y lo dejamos a temperatura ambiente, se observa el pasaje de sólido a líquido. Posteriormente, si se coloca el recipiente sobre la hornalla encendida de la cocina, se observa el pasaje del estado líquido al estado gaseoso. Estos fenómenos físicos se produjeron únicamente con un aumento de temperatura mientras se mantuvo constante la presión.

• Usted habrá observado que en el interior de los encendedores hay una sustancia que está en estado líquido (butano). Cuando presionamos la llave de un encendedor se libera butano gaseoso lo cual genera una disminución de la presión interna provocando el cambio de estado líquido a gaseoso del butano en el interior del encendedor.

Desde el punto de vista de la teoría molecular podemos identificar los pasajes de estado como los siguientes procesos:

- Fusión

Si a un sólido, cuyas moléculas se hallan vibrando en un punto fijo, se le suministra calor, dichas moléculas se moverán con mayor amplitud, saldrán de sus posiciones y empezarán a moverse en forma independiente, transformándose en un líquido. Este cambio del estado sólido al líquido recibe el nombre de **fusión**.

Durante esta transformación, todo el calor provisto a la sustancia es absorbido por las moléculas que lo utilizan para aumentar su movimiento, mientras que la temperatura permanece constante. Esta temperatura recibe el nombre de **punto de fusión**, el cual es constante y característico para cada sustancia.

- Vaporización

Si al líquido obtenido se le sigue proveyendo calor, sus moléculas se moverán más rápidamente y comenzará a subir la temperatura del mismo. Algunas de las moléculas, ubicadas en la superficie libre de dicho líquido, absorberán energía cinética suficiente como para escapar de las otras y transformarse en vapor. Este pasaje lento de las moléculas superficiales del líquido al estado gaseoso (vapor) recibe el nombre de **evaporación**.

Si se sigue calentando el líquido, la energía calorífica que se le proporciona se transforma en energía cinética y todas las moléculas llegan a tener energía suficiente como para pasar rápidamente al estado gaseoso en diferentes puntos de la masa líquida. Estas moléculas en estado de gas poseen menor densidad que el líquido y ascienden formando burbujas: es entonces cuando el líquido hierve. Este pasaje rápido de las moléculas de toda la masa líquida del estado líquido al gaseoso, se llama **ebullición**. Mientras sucede este cambio, la temperatura no se modifica sino que permanece constante, y se denomina **punto de ebullición**; propiedad intensiva para cada sustancia.

Como se observa, el pasaje del estado líquido al gaseoso puede efectuarse por evaporación o por ebullición, denominándose en general **vaporización**.

- Licuefacción

En un gas, las moléculas se encuentran en permanente movimiento de traslación desordenado pero, al disminuir la temperatura, o sea, quitarle energía, disminuye la velocidad de las moléculas que entonces se aproximan entre sí, manifestándose más las fuerzas de cohesión intermoleculares hasta transformarla en una masa líquida. Este cambio del estado gaseoso al líquido se denomina **licuefacción**.

Se denomina **licuación** si un gas pasa del estado gaseoso al estado líquido debido a un aumento de la presión, generalmente acompañado de una disminución de la temperatura; y, se lo denomina **condensación** al proceso por el cual se produce el pasaje debido exclusivamente a una disminución de la temperatura.

Tanto GAS como VAPOR se refieren a sustancias en estado gaseoso. La diferencia está en que un vapor puede convertirse en un líquido aumentando suficientemente la presión, mientras que un gas no puede convertirse en un líquido a presión alguna si además no se lo enfría.

- Solidificación

Al quitarle energía a un líquido, sus moléculas se mueven cada vez más lentamente hasta quedar oscilando alrededor de un punto fijo; entonces, adquieren las características propias de los sólidos. Esta transformación del estado líquido al sólido recibe el nombre de **solidificación** y durante este proceso la temperatura permanece constante y se denomina **punto de solidificación**. Este punto, en cada sustancia, coincide con el punto de fusión.

- Sublimación

Además de los cambios antes señalados, en algunas sustancias, como el yodo, la naftalina y el alcanfor, se observa el pasaje directo del estado sólido al gaseoso y viceversa, sin pasar por el estado líquido. Este doble proceso se identifica con el nombre de **sublimación**.

Hasta ahora, se ha mencionado como única causa de los cambios de estado, la adquisición o pérdida de energía calorífica, pero es importante señalar la influencia que puede ejercer la **presión** que soportan las sustancias, pues su aumento o disminución provoca el acercamiento o el alojamiento de las moléculas entre sí, con la consiguiente acción sobre el estado físico.

La influencia de la presión exterior resulta muy evidente en los procesos de licuación y vaporización. Así, por ejemplo, el aire sometido a altas presiones y bajas temperaturas se transforma en aire líquido; el agua hierve a menos de 100ºC de temperatura cuando la presión atmosférica es más baja de lo normal, como sucede cuando se asciende una montaña.

En síntesis:

El estado de agregación de una sustancia depende de la temperatura y la presión a la que se encuentre dicha sustancia.

En el siguiente gráfico puede observar los cambios de estado de la materia:

Figura 1. Cambios de estado.

Propiedades de la Materia

Las propiedades de una determinada sustancia nos permiten identificarla, caracterizarla y, por ende, distinguirla de otras sustancias. Podemos hacer una primera división de las propiedades de la materia teniendo en cuenta la dependencia o no de las mismas con la cantidad de materia:

- Propiedades Intensivas

Se denominan así a las propiedades que no dependen de la cantidad de materia que se esté analizando. Entre ellas podemos mencionar: punto de fusión, punto de ebullición, densidad, índice de refracción, calor específico, etc., que al ser establecidas en las mismas condiciones, tienen valores definidos y constantes para cada sustancia y que suelen denominarse constantes físicas. Estas propiedades permiten diferenciar las distintas sustancias con mucha mayor certeza.

- Si tenemos 10g de agua pura, a 4°C, y medimos su densidad, ésta será de 1g/ml… si tenemos 1Tn, a la misma temperatura… su densidad será la misma!!!

Los caracteres organolépticos también suelen considerarse propiedades intensivas, pero frecuentemente no sirven para determinar la identidad de una sustancia.

- Por ejemplo, la sal y el azúcar son blancas, tienen brillo y pueden tener aproximadamente la misma granulometría, pero son sustancias muy distintas, o no?

- Propiedades Extensivas

Además de las propiedades intensivas, hay otras que sí dependen de la masa con que se cuenta, como es el caso del volumen, peso, superficie, capacidad calorífica, etc. A estas propiedades se les da el nombre de extensivas, resultando obvio que no permiten identificar una sustancia diferenciándola de otras.

- Se puede tener el mismo volumen de agua que de éter, o igual peso de sal que de cal, o la misma superficie de hierro que de madera, a pesar de ser sustancias distintas.

Actividad de aula N°11: Propiedades de la materia

1- Clasifique las siguientes propiedades en Intensivas o Extensivas

Masa
Peso
Dureza
Densidad
Volumen
Capacidad calorífica específica
Peso específico
Brillo
Color
Calor liberado al quemar papel
Calor liberado por gramo de papel que se quema
Capacidad del hierro de reaccionar con oxígeno

2- Mencione otros ejemplos de propiedades intensivas y extensivas y justifique en cada caso.

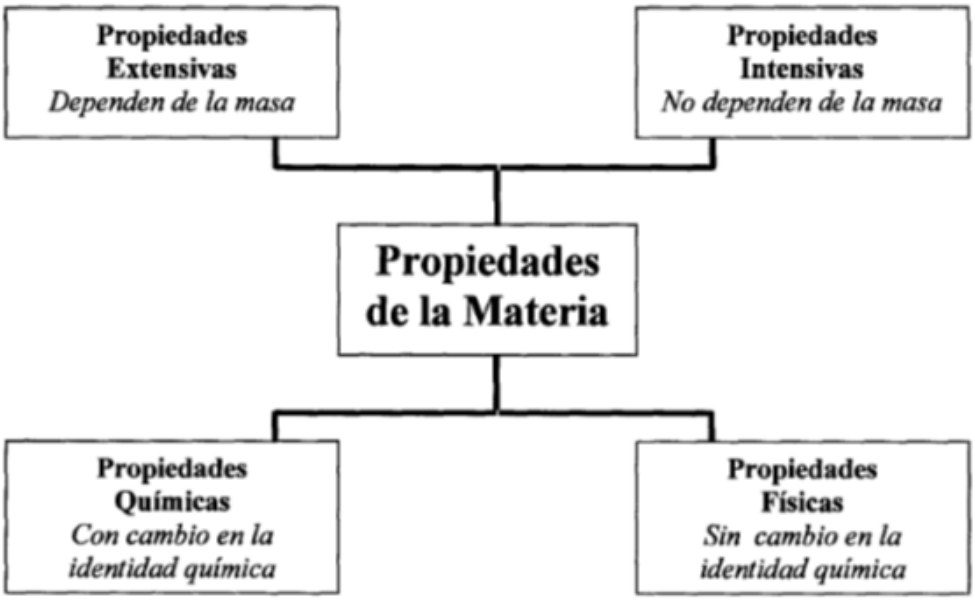
Propiedades Intensivas	Propiedades Extensivas

Podemos considerar otro criterio para clasificar las propiedades de la materia según se modifique o no su estructura química:

• **Propiedades físicas:**
Son aquellas que pueden ser medidas u observadas sin modificar la identidad química o la composición de la sustancia analizada. Ejemplos de propiedades físicas son: la maleabilidad, la dureza, el punto de ebullición, el punto de fusión, la densidad, etc.

• **Propiedades químicas:**
Se refieren a la capacidad de una sustancia de transformarse en otra, por lo cual se aprecia un cambio en la identidad química de la sustancia. Por ejemplo, una propiedad química del gas hidrógeno es que reacciona con oxígeno (se quema en presencia de éste) para producir agua. Una propiedad química del metal zinc es que éste reacciona con los ácidos para producir el gas hidrógeno. Otras propiedades químicas son: la inflamabilidad (la capacidad de una sustancia para arder en presencia de oxígeno), la toxicidad, la capacidad de reaccionar con diversas sustancias para enmohecerse, corroerse, explotar, etc.

Tenga en cuenta que las clasificaciones de las propiedades de la materia en intensivas y extensivas o en físicas y químicas **son independientes entre sí**.



- Propiedades físicas:

Si bien existen muchas propiedades físicas, como por ejemplo la conductividad eléctrica, la conductividad térmica, la solubilidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, el volumen, etc., en un primer momento centraremos nuestra atención en la masa, el peso, la densidad, el peso específico y la temperatura.

• Peso y masa

La magnitud que define la cantidad de materia de un cuerpo es la masa, cuya unidad en el Sistema Internacional (S.I.) es el kg. Es importante no confundirla con el peso, que es la fuerza con que un objeto es atraído por un cuerpo celeste (en general la Tierra).

Estas dos variables son a menudo utilizadas indistintamente, aunque conceptualmente esto es incorrecto. La masa es una propiedad intrínseca mientras que el peso no lo es.

• Densidad

La densidad también es una propiedad intensiva característica de la sustancia. Para sólidos, líquidos y gases la densidad es independiente de la masa, del volumen y del peso de los cuerpos; dependen sólo de la sustancia que los constituye y de las condiciones de presión y temperatura. Sin embargo,

se debe tener en cuenta que, para los sólidos y líquidos, la variación con la temperatura y presión de la densidad es prácticamente despreciable mientras que los gases muestran variaciones enormes en los valores de esta propiedad cuando la temperatura y la presión cambian.

• Temperatura y calor

La temperatura de un cuerpo y cuánto calor gana o pierde son consideraciones importantes en diversas aplicaciones técnicas. Los términos temperatura y calor se usan frecuentemente y todos entendemos su significado general.Sin embargo, muchas veces nos resulta difícil dar una definición precisa de estos dos términos.

Por ejemplo, si usted tiene dos recipientes de agua a temperaturas suficientemente diferentes, usted podría decir cuál está más caliente o tiene una temperatura mayor tocando ambos recipientes con su mano. Note que esto es una comparación o medida relativa.

Usted está comparando cuán caliente o fría está el agua en los recipientes relativo a la temperatura de su mano. Por lo tanto podemos decir que la temperatura es una medida relativa de cuán caliente o frío está un cuerpo.

Con respecto al calor, sabemos que está asociado a la transferencia de energía. Cuando ponemos la mano en un recipiente con agua, la mano siente frío o calor cuando la energía es transferida desde la mano o hacia ella, respectivamente. De esta manera podemos decir que el calor es la cantidad de energía transferida desde un cuerpo a otro a causa de una diferencia de temperatura.

Evolución Histórica de los Modelos Atómicos

Introducción

Demócrito (Grecia, 400 AC) fue el primero que propuso la idea del ÁTOMO. Él lo propuso basado en la idea de partir una piedra en mitades sucesivas, una y otra vez, hasta llegar a la partícula fundamental que él llamó átomo (en griego, indivisible).

La idea moderna del átomo fue dada por **John Dalton** (Gran Bretaña, 1766-1833) quien, por medio de la experimentación y de la cuantificación, resumió gran cantidad de datos experimentales en leyes. Dalton sugirió que los átomos son indivisibles, que los átomos de distintos elementos tienen diferentes masas y que los átomos se combinan en proporciones de números enteros y simples (1800). Hoy se reconoce que estos postulados no son totalmente correctos, ya que se conoce de la existencia de partículas sub-atómicas (como el protón, el neutrón y el electrón), pero se los sigue considerando fundamentales ya que fueron la primera explicación racional de las leyes cuantitativas de las combinaciones químicas.

Los fenómenos observables son el reflejo de los cambios que sufre la materia a nivel microscópico. Es por ello, que una mayor comprensión de la estructura del átomo y de las características de las partículas que lo forman nos permitirá explicar los fenómenos asociados a la materia, así como las propiedades de los sistemas materiales.

A continuación hacemos una presentación cronológica de los experimentos mas importantes realizados durante el siglo XiX y XX que permitieron a los científicos avanzar en el desarrollo del modelo atómico aceptado en la actualidad:

1. Experiencia de Faraday: "unidad fundamental de carga eléctrica"

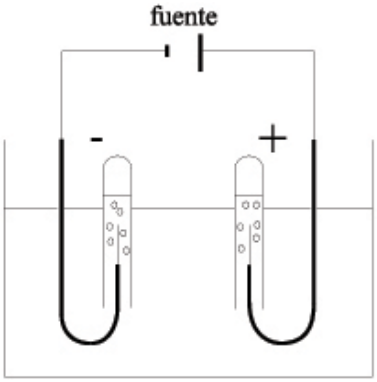
Michael Faraday (Gran Bretaña, 1791-1867), fue un bibliotecario que se interesó en los fenómenos eléctricos. Él logró demostrar que todas las "electricidades" que se conocían hasta ese momento (animal, metálica, etc.) eran manifestaciones de un solo fenómeno: la electricidad.

Uno de los tantos legados de Faraday fue el conjunto de las leyes de la electrólisis (1834). Ellas describen cuantitativamente el resultado de hacer circular una corriente eléctrica por una solución electrolítica (o conductora de la electricidad). Estas experiencias fueron muy importantes porque relacionaron de manera directa los resultados de mediciones eléctricas (cantidades de carga eléctrica), con propiedades netamente químicas de algunos elementos (estado de oxidación). En la actualidad, los estudios originales de Faraday se los considera como los pilares fundamentales de la Electroquímica.

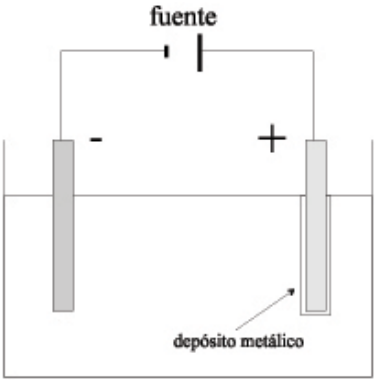
El experimento consistía en conectar dos barras metálicas a un generador de energía eléctrica. Las barras metálicas se sumergen en una solución electrolítica y se enciende la fuente. Las barras metálicas se denominan electrodos: ánodo es el electrodo positivo y el cátodo el electrodo negativo.

En el electrolito hay una cierta cantidad de moléculas disociadas en cationes y aniones, que sufren la influencia del campo eléctrico generado entre los electrodos. Esto obliga a los iones positivos a ir hacia el cátodo (por lo que los llamaremos cationes) y a los negativos hacia el ánodo (por lo que los llamaremos aniones).

A medida que los iones de una sustancia comienzan a llegar al electrodo que los atrae, puede suceder que, mientras se van neutralizando con las cargas opuestas que toman del mismo, se vayan acumulando gradualmente. Por ejemplo, algunas sustancias aparecen en fase gaseosa, como burbujas que ascienden junto al electrodo, abandonando el líquido. Otras sustancias recubren electrodo con una capa sólida (depósito electrolítico).



Desprendimiento de gases



Deposición de metales

Fueron estas mediciones las que comenzaron a relacionar cuantitativamente la química con la electricidad: ¿cuánto tiempo se deberá hacer circular una corriente por el circuito para desprender 10 torr de H2(g) o para depositar 1,0 g de Cu(s) en un electrodo adecuado?

Para ser más específicos, Faraday determinó que para depositar (o desprender en el caso de un gas) lo que hoy se denomina un mol de cualquier sustancia, había que hacer circular una cierta cantidad de carga: 96500 C (ver tabla con unidades del SI). O el doble: 193000 C, o el triple (según el estado de oxidación de la sustancia). Nunca cantidades intermedias.[1]

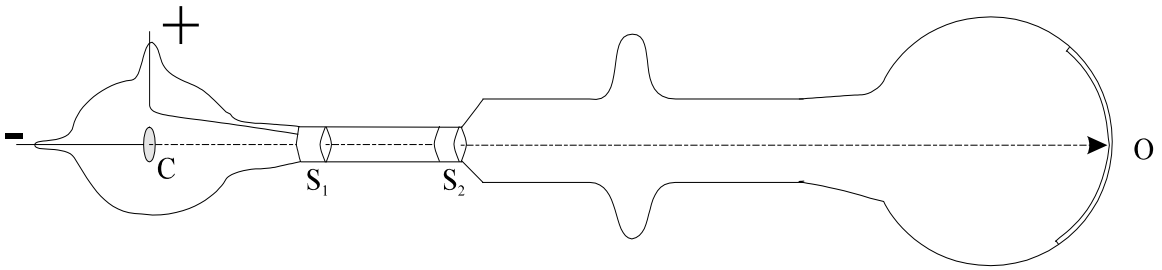
1 mol de cargas = 96487 C
1 carga = $1{,}601975 \times 10^{-19}$ C

[1] En la práctica (como por ejemplo, en problemas de estequiometría), usualmente la constante de Faraday se toma como 96500 C pero lo correcto, sería utilizar el valor de 96486,95425 C.

En esa época no se sabía como era el átomo, pero gracias al desarrollo alcanzado en las *experiencias químicas*, la idea del átomo existía y era muy firme. Éste fue el comienzo del ordenamiento de las ideas sobre la electricidad. Aún no se conocía como intervenían las cargas eléctricas en el átomo.

Con estas experiencias, Faraday sugirió que existía una *cantidad elemental de carga*, que no podía ser *subdividida*.

La próxima pregunta es: ¿esa unidad de carga, es positiva o negativa?



2. Experiencia de Thomson: "caracterización de la partícula elemental de carga"

Joseph John Thomson (Gran Bretaña, 1856-1940, Premio Nobel de Física 1906), investigó intensamente estas descargas y logró producir rayos catódicos. En un tubo al cual se le ha realizado vacío, se aplica un potencial de varios cientos de volts entre el cátodo C (-) y el ánodo S1 (+), el cual tiene un orificio en el centro. El haz generado atraviesa S1 y S2 y continúa su viaje en línea recta hasta chocar en el punto O, como se puede observar en la figura.

Thomson determinó que los rayos catódicos, tenían **carga negativa**.

Tenga en cuenta que decir negativo o positivo es sólo una convención. Hoy sabemos que son haces de electrones y que podemos controlarlos a voluntad: arriba, abajo, izquierda o derecha. Podemos dirigirlos a una pantalla fosforescente (que brilla al recibir el impacto de los electrones) y generar imágenes: un televisor o una pantalla de PC.

Thomson midió, hizo hipótesis, y después de mucho trabajo enunció, en Octubre de 1897, que los rayos catódicos eran haces de partículas negativas, llamadas luego electrones. Las propiedades de estos corpúsculos eran independientes del elemento químico de cuyo átomo se habían extraído, o sea se encontraban presentes en todas las sustancias de la naturaleza.

Thomson logró medir la relación carga/masa (q/m) de estos corpúsculos, o electrones: resultó ser varias miles de veces mayor que la de cualquier átomo o ión de cualquier sustancia cuya q/m se hubiera determinado con las experiencias de Faraday. Por lo tanto, el electrón debe ser muy liviano, de muy poca masa comparado con la de algún átomo.

De este modo nació oficialmente el electrón: primera partícula subatómica identificada con cierto grado de certeza

Si bien no se conocía su masa (salvo que era mucho menor que la masa de un átomo), si se conocía su relación q/m y se confirmó que el átomo (hace ya 100 años) que no era indivisible sino que estaba formado por partículas subatómicas, las cuales podían extraerse en ciertas condiciones.

Actividad 1

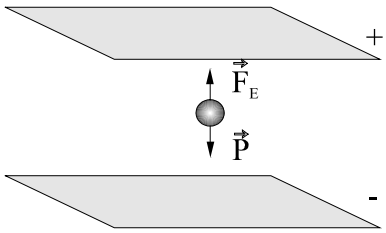
a) ¿Qué postulado del modelo atómico de Dalton resulta invalidado como consecuencia de la experiencia de Thomson?

b) ¿Cómo relaciona el hecho de que un modelo tan aceptado como era el de Dalton a comienzos del siglo XIX fuera descartado a la luz de nuevos experimentos realizados durante el siglo XX? ¿Encuentra alguna relación con lo visto en la unidad de la construcción del Método Científico?

3. Experiencia de Millikan: "determinación de la carga del electrón"

Para establecer definitivamente la naturaleza exacta de estas partículas, era necesario medir la carga o la masa en forma directa lo cual presentaba enormes dificultades debido a su pequeño tamaño.

En 1909, **Robert Millikan** (Estados Unidos, 1868-1953, Premio Nobel de Física 1923) comenzó a estudiar el comportamiento de gotas de aceite cargadas eléctricamente en un compartimiento situado en un campo eléctrico. El campo eléctrico aplicado entre las placas se ajustaba de tal forma de contrarrestar el peso de la gota que se generaba en forma de spray.



La minuciosa labor de Millikan constituyó la prueba final de la naturaleza atómica de la electricidad al poder determinar la carga del electrón (actualmente en SI):

$e = -1{,}601975 \times 10^{-19}$ C

La mínima cantidad de carga eléctrica presente en la naturaleza es la carga que posee un electrón. En toda transformación en la que intervengan cargas eléctricas intervienen los electrones: los transportadores de carga eléctrica.

Actividad 2

a) ¿Por qué Millikan usó gotas de aceite en vez de electrones?

Modelo Atómico de Thomson

a) ¿Dónde estaría la carga positiva?

Dejemos que Thomson lo diga, en los siguientes trozos de conferencia dadas en Yale en 1903 y en la Royal Institution en 1906:

> *Hemos visto que si producimos los corpúsculos por medio de rayos catódicos, luz Ultravioleta, o de metales incandescentes e independientemente de los metales o gases presentes, siempre obtenemos la misma clase de corpúsculos. Como corpúsculos semejantes en todo respecto pueden ser obtenidos a partir de agentes y materiales muy diferentes y como la masa de los corpúsculos es menor que la de cualquier átomo conocido, vemos que el corpúsculo debe ser un constituyente del átomo de muchas diferentes sustancias ....*
>
> *Así, nos vemos confrontados con la idea de que los átomos de los elementos químicos están compuestos por sistemas más simples, una idea que en varias formas ha sido propuesta por más de un químico. Así, Proust en 1815 expuso el punto de vista de que los átomos de todos los elementos químicos están compuestos de átomos de hidrógeno; si esto fuera así, las masas en combinación de todos los elementos, en la suposición de que no hay pérdida de masa cuando los átomos de hidrógenos se combinarán para formar el átomo de algún otro elemento, serían enteros; un resultado que no está de acuerdo con los*

observado. Para evitar esta discrepancia, Dumas sugirió que el átomo primordial podría no ser el átomo de hidrógeno sino un átomo más pequeño que tuviera solamente la mitad o un cuarto de la masa del átomo de hidrógeno. Un mayor apoyo fue dado a la idea de la naturaleza compleja de átomo por el descubrimiento por Newlands y Mendeleev de lo que se conoce como la ley periódica... Mayor evidencia en la misma dirección es suministrada por la semejanza en la estructura de los espectros de elementos dentro del mismo grupo en serie periódica, una semejanza que el trabajo reciente, sobre la existencia en espectros de series de líneas cuyas frecuencias están vinculadas por relaciones numéricas definidas, ha hecho mucho para enfatizar y establecer ...

El fenómeno de la radioactividad... lleva el argumento más lejos aún, pues parece haber buenas razones para creer que la radioactividad se debe a cambios que ocurren dentro de los átomos de las sustancias radioactivas. Si esto es así, debemos encarar el problema de la constitución del átomo y ver si podemos imaginar un modelo que tenga en él la potencialidad de explicar las notables propiedades mostradas por las sustancias radioactivas.

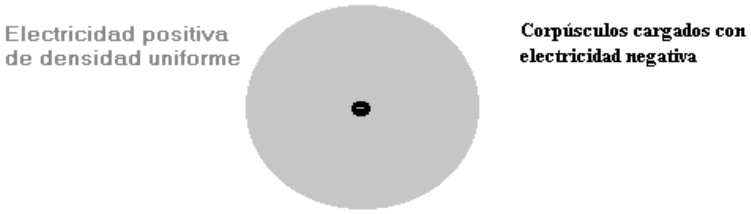
Puede en esta forma no ser superfluo considerar la posibilidad de la existencia de corpúsculos en el problema de la constitución del átomo y aunque el modelo del átomo al cual nos vemos dirigidos por estas consideraciones es muy crudo e imperfecto, puede quizás ser de utilidad sugiriendo líneas de investigación que probablemente nos proporcionen información sobre la constitución del átomo.

Veamos en las propias palabras de Thomson cómo era ese modelo crudo e imperfecto que el mismo había propuesto:

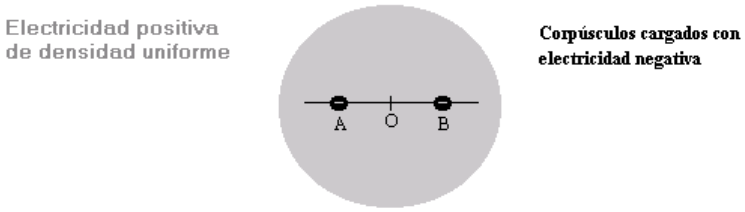
La forma en la cual ocurre la electricidad positiva dentro del átomo es en la actualidad un asunto sobre el cual tenemos muy poca información. Ningún cuerpo electrizado positivamente ha sido encontrado aún en una masa menor que la de un átomo de hidrógeno. Todos los sistemas electrizados positivamente en los gases a bajas presiones parecen átomos, los cuales neutros en su estado normal, han quedado positivamente cargados por la pérdida de un corpúsculo. A falta de conocimiento exacto de la forma en la cual ocurre la electricidad positiva dentro del átomo, consideramos un caso en el cual la electricidad positiva está distribuida en la forma más conveniente

para el cálculo matemático, es decir cuando ocurre como una esfera de densidad uniforme a través de la cual están distribuidos los corpúsculos.

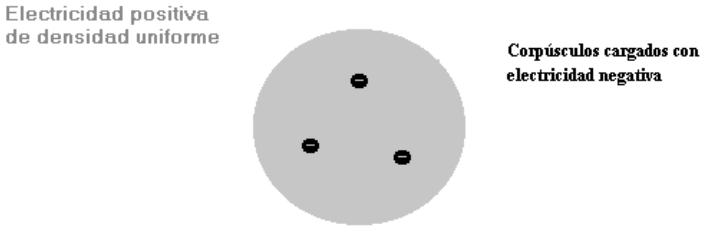
La electricidad positiva atrae los corpúsculos hacia el centro de la esfera mientras que su repulsión mutua los aleja de él; cuando están en equilibrio, estarán distribuidos de manera tal que la atracción de la electrificación positiva está balanceada por la atracción de los otros corpúsculos. Consideremos ahora el problema de cómo 1, 2, 3...,n corpúsculos se distribuirían si fueran colocados dentro de una esfera con electricidad positiva de densidad uniforme, siendo la carga negativa total sobre los corpúsculos equivalente a la carga positiva en la esfera. Cuando existe solamente un corpúsculo la solución es muy simple: evidentemente el corpúsculo irá hacia el centro de la esfera..."



Cuando hay dos corpúsculos dentro de una esfera con electricidad positiva, cuando estén en equilibrio, se situarán en dos puntos, A y B en una recta que contiene el centro O de la esfera y tal que OA=OB=a/2, donde a es el radio de la esfera.



Tres corpúsculos dentro de una esfera estarán en equilibrio estable cuando estén en los vértices de un triángulo equilátero cuyo centro esté en el centro de la esfera y cuyo lado es igual en longitud al radio de la esfera.



Thomson continuó investigando configuraciones de equilibrio (en tres dimensiones) de un número mayor de electrones dentro de la esfera con un "fluido" cargado positivamente. Argumentó que las perturbaciones externas (calor, descarga eléctrica) harían vibrar a los electrones alrededor de sus posiciones de equilibrio y radiar ondas electromagnéticas.

4. Descubrimiento de la Radioactividad: "una herramienta indispensable"

Y así estaban las cosas unos años antes de 1900. No se sabía mucho en realidad, pero se trabajaba febrilmente. Todos los físicos estaban fascinados con sus tubos de rayos catódicos. Y tanto jugar con ellos, comenzaron a suceder cosas.

Wilhelm Röntgen (1845-1923, físico alemán, premio Nobel) descubrió que esos tubos, además de rayos catódicos (los cuales existían en su interior), emitían otros rayos, que no se veían (ni se sentían, ni nada; por eso nadie los había descubierto antes), que eran emitidos al exterior, que tenían alto poder de penetración (lo atravesaban todo, digamos para simplificar) y que se podían detectar porque velaban las placas y películas fotográficas.
Así el 1ro de enero de 1896, Röntgen había sacudido al mundo con la primera fotografía ("radiografía") de los huesos de una mano tomada gracias a las propiedades de los flamantes rayos X. ¿Qué eran estos rayos X ? No se sabía. Nadie lo sabía. Röntgen no lo sabía. Por eso los bautizó "X". Sólo se sabía como producirlos, y que no había forma de desviarlos: al menos los métodos utilizados por Thomson para desviar "sus" rayos catódicos no daban resultado con los rayos X.

Como es de prever, este descubrimiento produjo una conmoción a nivel mundial, sobre todo en el campo de la Física y la Medicina. Y todo el mundo científico comenzó a estudiar estos rayos.

Thomson en su laboratorio también, por supuesto. Aprovechó para eso la presencia de un joven recién graduado (con todas las medallas habidas y por haber), Ernest Rutherford (1871-1937, científico británico nacido en Nueva Zelanda, premio Nobel de Química en 1908), a quién designó su asistente personal y que volverá a aparecer en esta historia.

Antoine Henry Becquerel (1852-1908, Francia, premio Nobel de Física en 1902), otro físico investigando estos intrigantes rayos X, logró producirlos a partir de ciertos cristales de uranio y realizó un hermoso trabajo sobre el tema. A punto de publicarlo, sin embargo, advirtió Becquerel una grave falla: éstos no eran rayos X, ya que tenían otras propiedades. Eran otros, eran algo nuevo. Tan nuevo que no se sabía ni que nombre ponerles. La comunidad científica los denominó rayos de Becquerel; más tarde el fenómeno fue denominado radioactividad.

Esto de la radioactividad era algo muy curioso: las radiaciones (que al igual que la radiación X no se veían ni se sentían; se detectaban por su efecto sobre la película fotográfica) que emanaban de ciertas sustancias denominadas radioactivas; en general compuestos de uranio o de radio. Pronto todo se transformó en un gran rompecabezas. Sucedían cosas extrañas. Las sustancias radioactivas se multiplicaban. Los enigmas se multiplicaban. Los físicos debieron asociarse con los químicos para poder refinar y purificar adecuadamente sus muestras e identificar los compuestos y sus impurezas.

Recién unos diez años más tarde (en 1912) se pudo entender el significado de esta lista (y se entendieron repentinamente muchas otras cosas), cuando Frederick Soddy (1877-1956, físico y químico británico, premio Nobel de Química en 1921) propuso la existencia de isótopos: elementos indistinguibles químicamente (y por lo tanto inseparables por medios químicos) que podían emitir distintos tipos de radiaciones.

Mientras tanto, los isótopos no estaban aún en la mente de nadie, y el rompecabezas era cada vez más complejo, los enigmas se multiplicaban. Rápidamente se descubrió que parte de la confusión se debía a lo que parecía ser un único fenómeno: la radioactividad, involucraba más de un tipo de radiaciones.

En efecto, se halló que se presentaban radiaciones mezcladas de dos tipos. Cómo no se sabía que eran se las bautizó:

Radiación α
Radiación β

Posteriormente apareció otra; se la denominó (como no podía ser de otro modo)

Radiación γ

Rutherford trabajó mucho con ellas desde un comienzo y logró establecer, en los primeros años del siglo XX, lo siguiente:

a) Los "rayos α "eran detenidos fácilmente por la materia: el mismo aire los detenía en milímetros. Era necesario hacer el vacío para estudiarlos; en caso contrario sólo se observaban los efectos de la radiación (en realidad mezclada con la radiación β, aunque no se sabía).

b) Los "rayos β "poseían un poder de penetración mayor que el de los "rayos α". Viajaban en línea recta, pero podían se desviados con relativa facilidad con imanes y campos eléctricos. De esa manera se descubrió que tenían carga negativa.

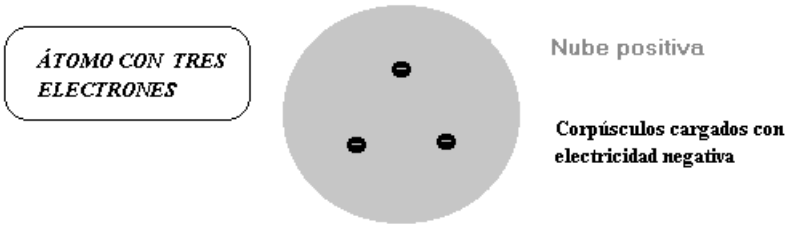
Como todo el mundo estaba muy contento con los electrones a los que se les había atribuido el transporte de la carga negativa, todo el mundo quedó satisfecho cuando se pudo determinar la reacción q/m de estos rayos β y se halló que era la misma que la de los electrones. De modo que algo quedó claro:

Los rayos β son haces de electrones

c) Los rayos α en cambio, mostraron tener carga positiva, y ser muy difíciles de desviar. Luego de mucho trabajo, Rutherford logró idear una experiencia en la cual pudo producirles una levísima desviación que sirvió para anunciar que, en teoría, era posible desviarlos. En la práctica, esto era extremadamente difícil. Y eso era todo lo que se sabía.

Ud. puede ahora buscar en una enciclopedia y enterarse que las partículas α son "núcleos de Helio". Eso a Rutherford, no le hubiera dicho nada, porque el helio aun no había sido descubierto. Mucho menos, todavía no se sabía lo que era el núcleo atómico. Ud. también puede leer en una enciclopedia que una partícula α está compuesta por dos neutrones y dos protones. Pero Rutherford tampoco podía haber entendido eso, pues no se conocían los neutrones ni los protones, ni se sabía que partículas así podían existir.

No se sabía nada. Lo único que se creía con cierta firmeza era que a la carga negativa del átomo la tenían los electrones, partículas de masa muy pequeña con relación al resto. Y sobre esta base, fue planteado el siguiente modelo conceptual, conocido hoy como el **Modelo Atómico de Thomson**:



Thomson había sido el mentor científico de Rutherford. Es decir que Rutherford trabajaba conforme con tal modelo, que además era el modelo atómico de su jefe.

Más de diez años estuvo Rutherford detrás del enigma de las partículas α , aprendiendo sus propiedades. En ese lapso se descubrió el helio y Rutherford fue quien halló la relación entre el helio y sus partículas α. Sin embargo todavía no se sabía que los átomos tenían un núcleo interno, y por eso la definición de estas partículas es distinta a la aceptada actualmente.

5. Experiencia de Rutherford: "Descubrimiento del núcleo atómico"

Y fue en 1909, mientras trataba de confirmar y validar su modelo, cuando Thomson colocó a un joven ayudante a estudiar cómo un haz de partículas α podía atravesar una delgada hoja de oro (en la idea de que no iba a haber grandes desviaciones en las trayectorias de las partículas. Se decidió utilizar una lámina de oro debido a que era el material con mayor maleabilidad que se conocía hasta el momento.

La idea de que las partículas α no podían desviarse mucho se basaba en que, según el modelo de Thomson, la carga positiva estaba distribuida en todo el volumen del átomo, y era algo así como una pasta "blanda" (los electrones se podían mover en su interior).

Según la hipótesis de Thomson, o las sucesivas capas de átomos que hallaba la partícula α al atravesar la delgada capa de oro la frenaban, o la dejaban pasar. Las únicas partículas contra las que se podía "chocar" eran los electrones; pero éstos para la partícula α eran tan livianos, que se podía prever que ellos eran los que iban a ser despedidos. Pero no había ningún indicio que le hiciera pensar que las partículas α pudieran desviarse.

Era como tirar un tiro a una bolsa con arena: o el proyectil se frena, o la atraviesa. Pero no puede rebotar, a menos que dentro de la bolsa haya algún otro cuerpo, más duro y masivo, capaz de rechazar al proyectil.

Actividad 3

Si el átomo fuese como el descrito por el modelo atómico de Thomson; ¿cómo esperaría que fuese la trayectoria de una partícula α al acercarse a un átomo con esas características?

Bien, dejemos que sean las palabras de Rutherford en una conferencia pronunciada mucho después en 1937, en Cambridge, las que nos digan lo que sucedió:

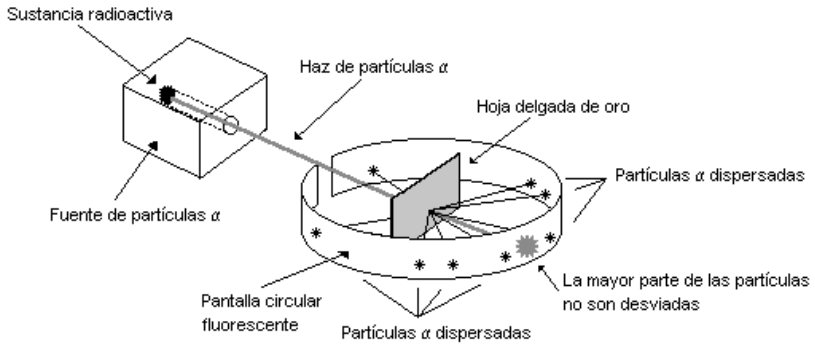
> *"Ahora yo mismo estuve muy interesado en la siguiente etapa, ... y me gustaría usar este ejemplo para demostrarles como se tropieza uno a menudo con los hechos por accidente. En los primeros días había observado la dispersión de partículas y el Dr. Geiger(*) en mi laboratorio la había examinado en detalle. Él encontró, en piezas delgadas (láminas) de metal pesado, que la dispersión era usualmente pequeña, del orden de un grado. Un día Geiger vino a mi y dijo: "¿No cree Ud. que el joven Marsden,(**) a quien*

estoy entrenando en los métodos radioactivos debería principiar una pequeña investigación?". Yo había pensado eso también, y le dije: "¿Por qué no dejamos que investigue si algunas partículas α pueden ser dispersadas en un ángulo grande?". Puedo decirles en confianza que no creía que lo serían, ya que conocíamos que la partícula α era una gran partícula masiva muy rápida, con gran cantidad de energía, y podría demostrar que si la dispersión era debida al efecto acumulado de un número de pequeñas dispersiones, la probabilidad de que las partículas α fueran dispersadas hacia atrás era muy pequeña. Entonces, recuerdo que dos o tres días después Geiger vino a mi con gran excitación diciendo: "Hemos podido lograr que algunas de las partículas α regresaran...".

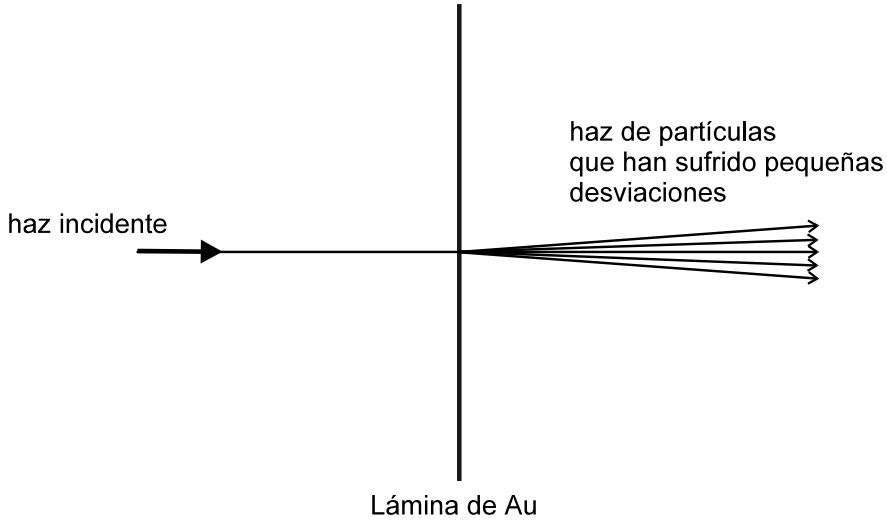
Realmente era el evento más increíble que me había sucedido en mi vida. Era casi tan increíble como si Uds. dispararan una bala a un pedazo de papel delgado a cuarenta centímetros y ésta regresara y los golpeara. Al considerarlo me di cuenta de que esta dispersión hacia atrás debía ser el resultado de una sola colisión y cuando hice cálculos vi que era imposible obtener algo de ese orden de magnitud a excepción de que se tomara un sistema en el cual la mayor parte de la masa del átomo estuviera concentrada en un pequeño núcleo. Fue entonces que tuve la idea de un átomo con un centro masivo minúsculo portando una carga".

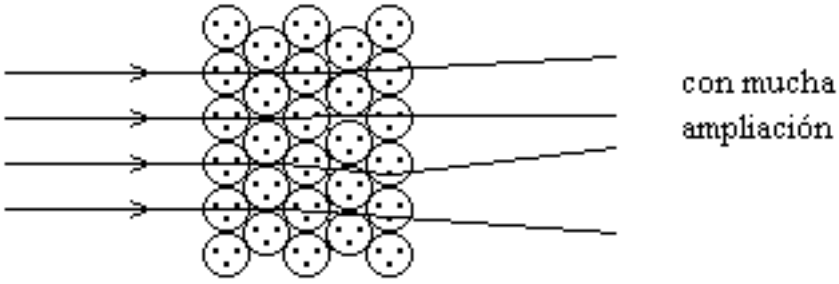
(*) Físico alemán que vivió en el período 1882- 1945.
(**) Físico ayudante de Rutherford.

Este es un esquema del diseño experimental empleado por Rutherford, el cual se encontraba dentro de una cámara de alto vacío:

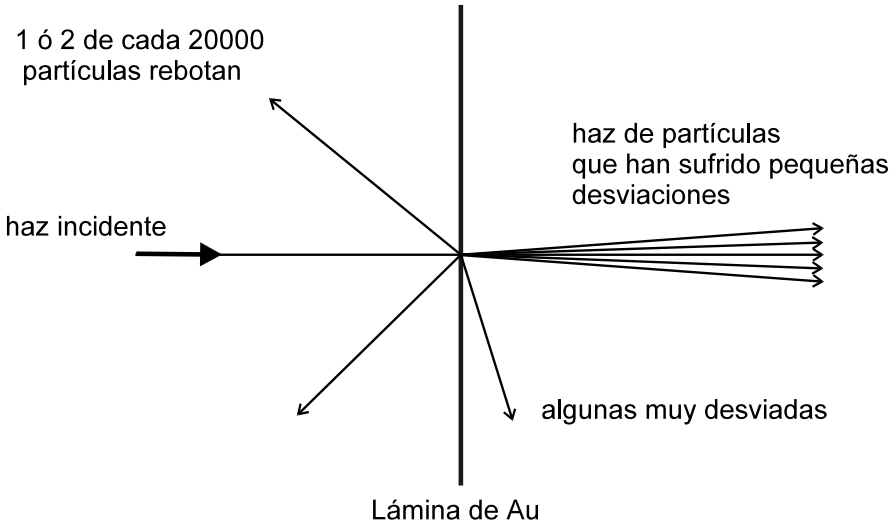


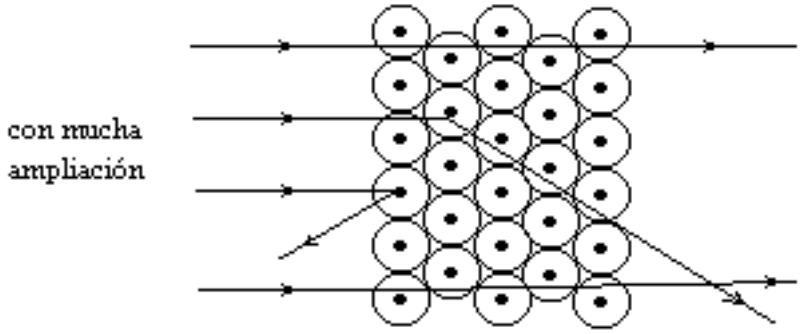
Éste es un esquema de lo que esperaban obtener luego de realizar la experiencia teniendo en cuenta sus conocimientos del mundo atómico a escala microscópica:





Sin embargo, los resultados obtenidos fueron muy diferentes.Éste es un esquema de lo ocurrido al realizar la experiencia:





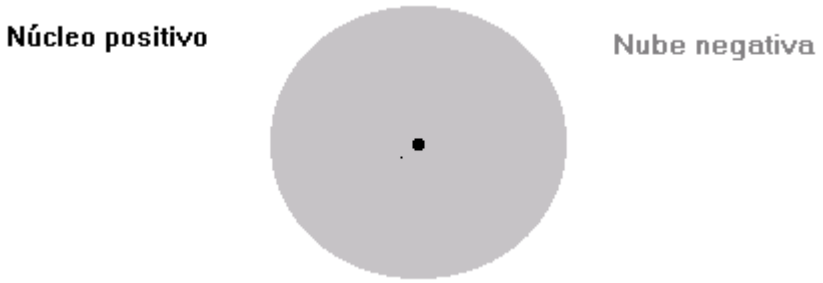
Todos estos esquemas presentan graves defectos de proporción. Pero estas representaciones permitieron sugerir novedosas ideas, con cifras y magnitudes nunca antes imaginadas.

Por ejemplo:

Una lámina metálica por lo general detiene la luz, detiene los rayos X y detiene también los rayos α. Sin embargo, la lámina utilizada en el experimento no lo hacía porque su espesor era de aproximadamente 0,0004 mm = $4x10^{-4}$ mm. ¿Puede Ud., imaginar algo de este espesor? Casi que se podría ver a través de esta lámina. Haría falta apilar 2.500 placas para hacer 1 mm de espesor.

Geiger y Mardsen hallaron que una o dos partículas de cada 20.000 se desviaban más de 90° (es decir "rebotaban"). ¿Cómo imagina Ud. que llegaron a ese resultado? ¿Habrán contado varias veces hasta 20.000? ¿No hubiera pensado Ud. que uno en 20.000 es algo que no debe ser tenido en cuenta, dado que está comprendido dentro de la incerteza de los experimentos?

Pues Rutherford consideró que uno en 20000, habiendo sido confirmado, ERA MUY IMPORTANTE, así que efectuó sus cálculos y llegó a la conclusión que toda la carga positiva y casi toda la masa (algo así como el 99,9 % de ella) estaba concentrada en un núcleo cuyo diámetro era 10.000 veces menor que el del átomo. ¿Puede Ud. imaginarlo?



De acuerdo con lo dicho, en todos los esquemas utilizados está totalmente desproporcionado el tamaño del núcleo: Si aceptásemos al núcleo como está, el diámetro del átomo completo incluyendo toda su nube electrónica debería ser de más de 10 metros. O, visto de otro modo, si dejásemos la nube como está el núcleo debería ser del tamaño de un glóbulo blanco. No se lo vería, y sería difícil de imaginar que ese glóbulo blanco contiene casi toda la masa del átomo.

Bien, Rutherford hizo sus cálculos hizo repetir la "experiencia de dispersión de partículas α" por sus ayudantes con mediciones muy cuidadosas y todas las predicciones se verificaron adecuadamente. Su esquema contemplaba que las únicas cosas realmente masivas que había en el interior de la lámina (o en el interior de cualquier sustancia), eran (y son) los minúsculos núcleos de los átomos. Utilizando las teorías de la electrostática ampliamente aceptadas en su época, pudo explicar su nuevo modelo atómico de la siguiente manera:

> "La fuerza repulsiva entre cargas de igual signo ... es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia" (Ley de Coulomb).
>
> Las partículas que pasan más lejos del núcleo, sufren fuerzas repulsivas débiles y se desvían poco; las que se acercan más, sufren fuerzas tremendas, y se desvían totalmente, como puede verse en el esquema anterior.

Y así fue como en mayo de 1911 Rutherford presentó sus resultados, los que dieron origen a un nuevo modelo atómico. Entonces fue necesario pensar en qué estaba sucediendo con los electrones, ya que son fuertemente atraídos por el núcleo, y si estas cargas negativas se mantuviesen estáticas, se caerían rápidamente y pegarían al núcleo. Entonces, no cabía la posibilidad de que estuvieran en reposo.

Actividad 4

a) ¿Qué postulados del modelo atómico de Thomson quedaron invalidados con la experiencia de Rutherford?

b) ¿Qué postulados del modelo atómico de Thomson continuaron siendo válidos después del nuevo hallazgo?

6. Postulación de un modelo dinámico: "el movimiento electrónico y la cuantización"

El núcleo atrae muy fuertemente a los electrones. ¿Cómo es posible concebir que estos no se "peguen" a él?. Luego del modelo de Rutherford, se sabía que un átomo estaba formado tanto por cargas positivas como negativas, estando

todas las cargas positivas concentradas en el núcleo. Y al mismo tiempo los electrones se mantenían en general en posiciones fijas alejadas del núcleo.

Lejos, en este nuevo mundo sub-atómico, significa a distancias del orden de 1 Å; ó 0,5 Å; ó 0,1 Å; o algo parecido. Podemos intentar una explicación y una respuesta a la pregunta anterior, haciendo una analogía.

El Sol atrae fuertemente a los planetas, pero éstos se mantienen lejos, porque están en órbita. El movimiento se mantiene indefinidamente, porque no hay fuerzas de rozamiento, en el vacío interplanetario. Del mismo modo, nos vemos inducidos a imaginar (aunque no podemos verlos) a los electrones girando en órbitas en torno al núcleo. El movimiento se mantendrá indefinidamente porque no habría rozamiento en el vacío interatómico.

Las cifras involucradas son difíciles de imaginar: los tamaños muy pequeños; todas las velocidades serían muy altas (¡miles de km/s podría llegar a ser la velocidad media de un electrón en órbita!); los lapsos empleados en cualquier evento, inimaginablemente breves; y el número de veces por segundo que se recorre una órbita, inimaginablemente inmenso.

Los verbos se han utilizado en modo condicional porque no decimos que estas cosas sean así en realidad, sino que así deberían serlo para completar esta analogía acorde al Modelo de Rutherford.

Recuerde: Un modelo es una construcción conceptual, que sirve como herramienta para tratar de interpretar la realidad, pero que **no es** la realidad.

Pero: ¿Dónde están los electrones?, ¿Cómo se mueven?

Rutherford reconocía que los electrones debían estar en movimiento o sino serían atraídos hacia el núcleo, pero su modelo dejaba una imagen incompleta de cómo los electrones están distribuidos alrededor del mismo. Él sugería que los electrones podían orbitar el núcleo como los planetas orbitan el sol. Sin embargo, las leyes de física ya conocidas en los tiempos de Rutherford, predecían que las partículas cargadas como los electrones, cuando se mueven en un campo de fuerza como el del núcleo deberían emitir radiación, perdiendo gradualmente energía y, por lo tanto, al ser atraídos por el núcleo terminarían colapsando con él.

Dado que esto no sucede, serían necesarias nuevas leyes que permitieran explicar las nuevas teorías que estaban naciendo. La física clásica estaba basada en el comportamiento de objetos grandes, fácilmente visibles. Pero estas leyes no sirvieron para explicar lo que ocurría en el mundo submicroscópico. A principios de 1900 varios avances teóricos

fundamentales fueron hechos y una "nueva física" nació. Basada en lo que llamamos teoría cuántica, la nueva física trata con éxito los fenómenos en los que participan partículas del tamaño de moléculas, átomos y electrones con la energía de radiación.

La introducción de la teoría cuántica revolucionó nuestro entendimiento acerca de la materia y de la energía, y nos llevó directamente a la físico-química moderna.

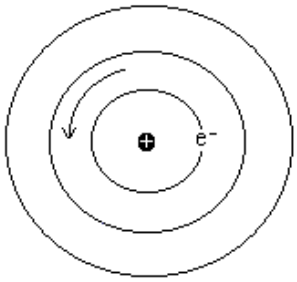
La teoría cuántica considera la existencia de los cuantos (o quantum). Un cuanto es un paquete de energía que es sólo disponible en cantidades separadas y discretas. El cuanto es algo como la bocha de helado en un cucurucho: uno puede pedir un cucurucho con 1, 2 o 3 bochas, pero nunca con 1 y ½ o 1 y ¾ bochas, o sea que sólo se puede hablar de múltiplos enteros de una cantidad fija que no necesariamente debe ser entera. En el ejemplo anterior, hablamos de 1, 2, 3, etc. bochas de helado pero el tamaño de las bochas puede ser o no representado por un número entero.

En síntesis: decimos que algo está cuantizado cuando está restringido a cantidades que son múltiplos de una unidad llamada cuanto. La idea de que la energía está cuantizada fue introducida en 1900 por **Max Planck** (Alemania, 1858-1947) y numerosos trabajos posteriores nos permiten decir que en la naturaleza la energía está cuantizada en cualquier proceso que imaginemos: al ser absorbida, al ser emitida, al ser transferida, etc... (Por ahora sólo nos interesa hablar de los cuantos de energía, que son los que dieron origen a la teoría. Pero la teoría actual prevé la cuantización de muchas otras variables).

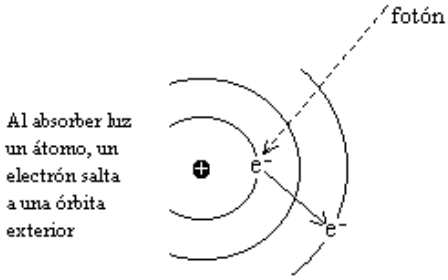
7. Modelo atómico de Bohr: cuantización de la energía

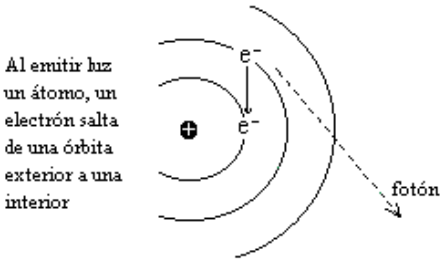
El gran físico danés Niels Bohr (1885-1962) presentó en 1913 el primer modelo de átomo basado en la cuantización de la energía y describió detalladamente como debía moverse el electrón. El modelo de Bohr explicó la estructura del átomo más simple, el de Hidrógeno, y su espectro (de "emisión" y de "absorción"). Superó los puntos conflictivos del modelo atómico de Rutherford simplemente suponiendo que la física clásica estaba equivocada.

A partir de la matemática y por un camino completamente no experimental presentó su teoría, en la cual los electrones se mueven en órbitas circulares alrededor del núcleo, manteniendo una cierta cantidad de energía cuantizada que depende de la distancia del electrón al núcleo. Además, cada vez que un electrón cambia de una órbita a la otra, el átomo emite o absorbe un cuanto de radiación cuya energía es igual a la diferencia de energía entre los dos estados.



Esquema que representa el átomo de hidrógeno de acuerdo al modelo de Bohr





Si bien este modelo permitió dar un gran paso en la interpretación de muchos de los hechos experimentales observados en sistemas unielectrónicos (el modelo de Bohr permitió interpretar el espectro de emisión de líneas del átomo de hidrógeno, lo que era una fuerte evidencia experimental de su validez), también es cierto que muchos otros quedaron sin respuesta, sobre todo los que se referían al comportamiento de átomos con más de un electrón (multielectrónicos).

Evolución del modelo atómico después de Bohr

En 1923 Louis De Broglie, quien aceptaba el tratamiento de la luz como una onda electromagnética, sugirió que las partículas muy pequeñas (de dimensiones atómicas o subatómicas) y que se mueven a grandes velocidades (entiéndase que las partículas son materiales es decir que tienen masa y ocupan un lugar en el espacio) pueden comportarse en algunos casos como ondas electromagnéticas. El electrón, como Ud. sabe, es una partícula muy pequeña, por lo que también (según la teoría de De Broglie) puede comportarse como una onda.

Werner Heisenberg (Alemania, 1901-1976) contribuyó a desarrollar la teoría del movimiento del electrón. Él no pudo decir dónde estaba el electrón, es más, dijo que jamás podremos saberlo porque llegó a una conclusión que hoy conocemos como principio de incertidumbre o de indeterminación, que debe ser tenida muy en cuenta al tratar de entender el mundo submicroscópico. Este principio es aplicable a todas las partículas del átomo, especialmente al electrón, ya que se comportan como ondas y establece que para tales

partículas es imposible determinar simultáneamente su posición y velocidad con una exactitud determinada.

Dado que no se puede conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón, no es posible que al moverse siga una trayectoria definida; es decir que el electrón no puede moverse siguiendo una trayectoria circular como había postulado Bohr. Entonces, ¿dónde están los electrones?, ¿qué pasa con las órbitas circulares?

Erwin Schrödinger (Austria, 1887-1961), un físico que gustaba de la filosofía y es actualmente reconocido como uno de los padres de la mecánica cuántica, elaboró una respuesta a tales interrogantes. Considerando el comportamiento de los electrones como onda encontró una ecuación que permite conocer la probabilidad de que un electrón se encuentre en una cierta región del espacio.

El espacio o zona en el cual es más probable encontrar un electrón con un nivel de energía específico es llamado "orbital atómico". Note la diferencia entre la órbita de Bohr y el orbital de Schrödinger. Una órbita es una trayectoria (un "camino") a través del espacio claramente definida; en cambio un orbital es una región en el espacio alrededor del núcleo en la cual sabemos que es más probable encontrar el electrón, pero de acuerdo al principio de Heisenberg no podemos localizar exactamente su posición. Ambas definiciones están intrínsecamente relacionadas: La órbita de Bohr coincide exactamente con la región del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón es máxima.

Debe quedarnos claro que aunque no podemos saber dónde está el electrón exactamente, sí podemos averiguar la probabilidad de encontrarlo dentro de determinadas zonas del espacio de acuerdo a la energía fija y definida que tiene un electrón moviéndose alrededor del núcleo. Estas "zonas o regiones del espacio" pueden ser representadas gráficamente a partir de la ecuación de Schrödinger. Al resolver matemáticamente dicha ecuación surgen de manera natural los números cuánticos (llamados así porque se relacionan con la cuantización de la energía).

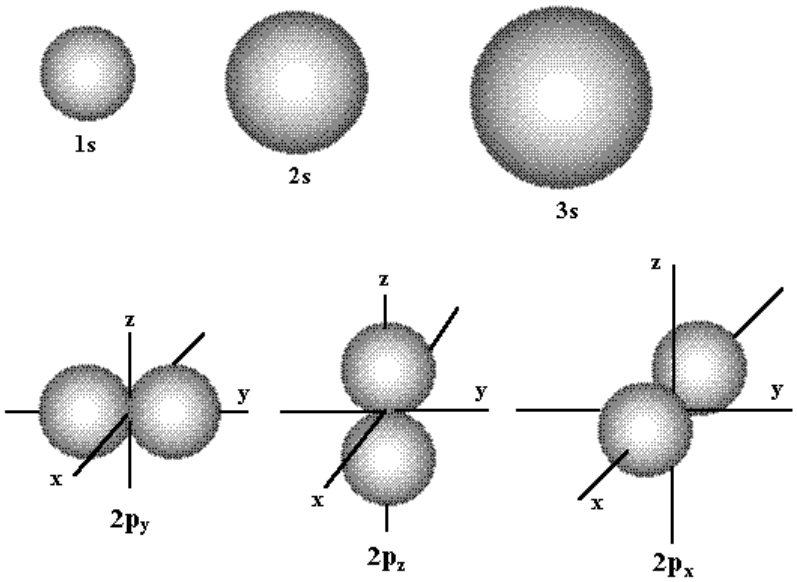


Tabla Periódica

• Reseña Histórica

La clasificación periódica no brotó como una chispa repentina en terreno virgen. Mendeleev se esforzó durante años para conseguir la tabla que expresa la ley periódica; por otra parte, no fue el primero - ni el último - en intentar clasificar los elementos químicos. Antes que la suya se propusieron decenas de tablas, más o menos completas, más o menos aproximadas, que han caído en los "olvidos" de la historia. Los predecesores de Mendeleev han representado un papel determinante en la génesis de la Tabla Periódica; tan determinante que el descubrimiento no debe atribuirse únicamente a Mendeleev, sino a seis químicos que entre 1862 y 1869, construyeron progresivamente el sistema periódico. ¿Cuándo y cómo se planteó el problema de una clasificación de los elementos? ¿Cuáles son las grandes etapas de su génesis? ¿Cuál es el aporte personal de Mendeleev que ha podido justificar su celebridad? Sólo considerando estas tres preguntas puede llegar a comprenderse mejor el "milagro" que ha permitido agrupar en una tabla los ladrillos elementales que forman todo el universo material.

Rápidamente se comprende porqué se planteó el problema de una clasificación de los elementos, si se imagina la situación de un profesor de química hace aproximadamente un siglo atrás. ¿Cómo es posible almacenar la suma de conocimientos acumulados acerca de miles de sustancias?
Ello era posible cuando esa variedad podía reducirse a los cuatro elementos fundamentales heredados de Aristóteles: la tierra, el aire, el agua y el fuego. Pero he aquí que en el Siglo XVIII, los progresos conjuntos de la metalurgia y el análisis químico hicieron estallar estas cuatro unidades: se identificaron varias tierras en las minas, se aislaron varias clases de aire, el agua fue descompuesta por Lavoiser (francés, 1734-1794) quien descubrió posteriormente la composición exacta del aire. Todo sucedía como si los progresos obligaran a renunciar al deseo racional de volver a llevar lo múltiple a la unidad; es decir, de la doctrina de Aristóteles, cuatro elementos, ahora debía pasarse a varias decenas, o sea, aceptar una pluralidad indefinida de elementos.

Las dificultades aumentaron cuando a principio de siglo, apareció Volta (Italiano, 1745-1827) con una nueva técnica de análisis que utilizaba el principio de la pila que lleva su nombre, la electrólisis. A partir de esto, los cuerpos simples se multiplicaron. Lavoiser había enumerado 33 elementos (no todos simples); en 1830 ya eran 50 y en la década del 60, más de 60.

Todas las clasificaciones de elementos intentadas durante el siglo XIX procedían de dos puntos diametralmente opuestos sobre la cuestión del pluralismo de los elementos: Por un lado, se suponía la existencia de un elemento originario, una materia primera de la que se derivarían todos los elementos conocidos. Tal es el sentido de la hipótesis elaborada por Prout

a principios de siglo. Suponía que todos los cuerpos simples derivaban de una materia primera única, que sería el hidrógeno. Por otro lado, Mendeleev rechazaba en bloque todas las hipótesis de una materia primera. Proclamaba la individualidad de los elementos y la imposibilidad de transmutarlos.

La idea de Prout se abrió paso rápidamente porque la mayoría de los pesos atómicos asignados a los elementos de aquella época eran múltiplos enteros del valor atribuido al átomo de hidrógeno. Con esta idea se alentaron investigaciones sobre la determinación de las masas atómicas y además, se agudizó la necesidad de sistematización de los resultados experimentales, activando en particular la investigación de parentescos y relaciones entre los elementos; finalmente, se impuso la primacía de un sistema de clasificación: la masa atómica. Las relaciones numéricas entre los pesos atómicos, considerados como índices de filiación, debían permitir tejer poco a poco una red de familias químicas, en el propio sentido del término, hasta formar el árbol genealógico de la materia inerte.

En este sentido, en 1817, el profesor Döbereiner descubrió una notable relación: la masa "equivalente" (hoy se diría molecular) del óxido de estroncio (50) es igual a la media aritmética del óxido de calcio (27,5) y del óxido de bario (72,5), en un sistema en el que el H = 1 y el Cl = 7,5. En aquella época fue un hecho puntual y aislado, pero 12 años más tarde, a partir de masas atómicas más precisas obtenidas por Berzelius, Döbereiner empezó a generalizar la idea de las triadas y propuso series como:

Diez años después, Gmelin pasó de las triadas a las series de elementos. El concretó toda su atención en las relaciones aritméticas entre las masas atómicas y despreció las analogías químicas, pero esta alternativa no tuvo una resonancia adecuada entre los químicos.

Luego se observó una pausa en el impulso clasificador debido al desarrollo de la química orgánica. Las nuevas propuestas para clasificar los elementos se oponían cada vez más a la hipótesis unitaria de Prout. Para descubrir la ley periódica había necesidad de renunciar al culto de los nombres y el fetichismo de la aritmética para concentrarse en las analogías químicas. Esto se produjo en el Primer Congreso Internacional de Química en 1860. Allí se dio fin a una larga querella de medio siglo de duración que opuso los atomistas a los "equivalencistas" que preferían hablar de "masa equivalente" y, por lo tanto, rehusaban cualquier hipótesis sobre la constitución de la materia. Esta disputa tuvo por principales afectos el rechazo de la distinción entre molécula y átomo, y una divergencia cada vez más acusada en los sistemas de masas atómicas. La finalidad del congreso era llegar a un acuerdo. Después de numerosas discusiones, el sistema de Cannizzaro (Italia, 1826-1910), formado sobre la base de la ley de Avogadro (Italia, 1776-1856), fue el que finalmente obtuvo la adhesión de la mayoría de los químicos.

Los sucesivos ensayos de Newlands demostraron la importancia de aquel nuevo sistema de masas atómicas. Newlands había formado 11 grupos de elementos de propiedades análogas y observó que las diferencias de las masas atómicas entre dos elementos es aproximadamente igual a 8 ó a un múltiplo de 8. En 1864 con las masas atómicas de Canizzaro consiguió formar un verdadero sistema y anunció en 1865 la "ley de las octavas", según la cual las propiedades se repetían cada siete elementos. Newlands fue el primero en hacer previsiones de elementos: a veces erróneamente, como la de un elemento intermedio entre el paladio y el platino; a veces acertadamente, como la de un elemento de masa atómico 73 entre el silicio y el estaño que corresponde al lugar del futuro germanio. En el mismo año que Newlands, Odling formó un sistema más completo. Contaba con 57 elementos (de 60 conocidos) y era más fiel al orden de crecimiento de masas atómicas. También dejó lugares vacíos para elementos por descubrir, particularmente entre las masas atómicas 40 y 60 y entre 64 y 75. Por lo tanto, se trataba de una disposición muy próxima a la de Mendeleev. Todavía más cerca de Mendeleev - tan próxima que no se pudo evitar una querella de prioridad-, surgió la Tabla de Julius Lothar Meyer (Alemania, 1830-1895). Ambos químicos querían clasificar los elementos por el mismo motivo: querían hacer un manual de química para sus estudiantes en el cual se presentara una química racional, ordenada y sistemática. Se ve aquí que los intereses pedagógicos pudieron ser el origen de un gran descubrimiento.

Lothar Meyer construyó un sistema periódico muy semejante al de Mendeleev en 1868, un año antes que él, pero como no lo publicó hasta 1870 tuvo una querella de prioridad, sin entrar en detalle es posible subrayar las diferencias entre los dos sistemas rivales. Lo más evidente es que Meyer no previó las propiedades de los elementos por descubrir ni se atrevió a corregir masas atómicas. Meyer, sin ser partidario de la hipótesis de Prout, dudó siempre de la individualidad de los átomos y nunca perdió la esperanza de que se descubriese una materia primera originaria que diese cuenta de las analogías expuestas en su Tabla. Mendeleev, por su parte, rechazaba esta hipótesis de plano, las consideraba como "utopías de la razón". En lugar de intentar buscar, como la mayoría de sus antecesores, algunas líneas de parentesco para remontarse hasta un ancestro común, Mendeleev aspiraba a abarcar lo múltiple en la unidad a deducir una ley única, sin excepciones ni fallos. Esta idea no solo surgió porque se habían corregido las masas atómicas sino también porque con la ley de Avogadro se impuso una distinción entre átomo y molécula.

Para clasificar los elementos, Mendeleev parte de lo concreto: estudia el agua, el aire, después los compuestos carbonatados y finalmente la sal de cocina. Partiendo de sustancias familiares define poco a poco, las propiedades elementales del hidrógeno, del oxígeno, del nitrógeno, del carbono, del sodio y del cloro; todos cabeza de fila (o segundo para el sodio y el cloro) de grupos verticales de la futura clasificación. Este plan de construcción muestra la originalidad del proceso de Mendeleev, ya que, la mayoría de sus predecesores

consideraban sobre todo parecidos para formar familias, él atendió de entrada a las diferencias y confrontó a los elementos según sus propiedades químicas más contrastadas. Fue comparado así, los extremos, metales alcalinos y halógenos. Estos dos grupos constituyeron el armazón del edificio. Una vez denominado este esquema general, el orden y la razón de las analogías locales fueron manifestándose poco a poco; las diferentes familias, ya conocidas en su mayoría, fueron disponiéndose de acuerdo con el orden de crecimiento de la masa atómica de los elementos.

Finalmente propuso una tabla compacta con grupos verticales y periodos horizontales. Esta no fue la tabla ideal, ya que no pudo expresar en ella las "analogías diagonales" pero la Tabla Periódica de Mendeleev sirvió como base fundamental en la construcción de la actual Tabla Periódica de los Elementos. Lo original del trabajo del químico ruso fue haber predicho con suficiente exactitud las propiedades de tres elementos desconocidos en su época: galio, escandio y germanio, para los cuales dejó los espacios vacíos en la Tabla Periódica. A la luz de los nuevos conocimientos de la naturaleza de la materia, los criterios utilizados por Mendeleev fueron revisados y mejorados. Se estableció que:

• La masa atómica de los elementos depende fundamentalmente de las partículas nucleares.

• Las propiedades químicas están determinadas por el número de protones.

• De acuerdo al principio de electroneutralidad, existe una relación entre la masa atómica de Mendeleev, el número atómico, el número de electrones y las propiedades químicas observadas.

Años más tarde, W.C. Röentgen (1895) descubrió los rayos "X" y en 1913, Henry H. Moseley utilizó rayos catódicos para impactar con ellos a una lámina metálica. De esta forma obtuvo emisión de rayos "X" característicos, lo cual le permitió demostrar que la longitud de onda de dichos rayos emitidos, es una función del número atómico del elemento empleado en la lámina.

Como consecuencia de sus estudios, Moseley, modificó el enunciado de la ley periódica proponiendo que:

Las propiedades periódicas de los elementos son función de sus números atómicos

De esta manera, las inversiones realizada por Mendeleev quedaron justificadas creando la Tabla Periódica actual.

Hoy a más de un siglo, la química moderna ha reconocido que la actual Tabla Periódica es un elemento indispensable para los químicos. En ella se ordenan los símbolos de todos los elementos conocidos y se presentan algunas de sus propiedades características.

Actividad 1

Lea y analice el siguiente comentario sobre la Tabla Periódica:

La clasificación periódica agrupa a todos los elementos conocidos. De los 118 elementos que se encuentran en ella, 88 son naturales y el resto fueron obtenidos por medio de reacciones nucleares (tecnecio, francio, etc.). Los elementos se clasifican en 18 columnas verticales (grupos) que se subdividen en:

• **Elementos Representativos**: son aquellos que, en la distribución electrónica, están completando subniveles s y p en su último nivel de energía.

• **Elementos de Transición**: son aquellos que, en la distribución electrónica, están completando subniveles d en su último nivel de energía.

• **Elementos de Transición Interna**: son aquellos que, en la distribución electrónica, están completando subniveles f en su último nivel de energía.

A los elementos representativos del Grupo 1 también se los denomina "metales alcalinos", mientras que a los del Grupo 2 se los denomina "alcalinos térreos". Los elementos del Grupo 17 son llamados "halógenos" y los del Grupo 18, "gases inertes, raros o nobles".

Actividad 2

a- Marque en la Tabla Periódica la diagonal que divide a los elementos metálicos de los no metálicos.

b- Realice una lista con 5 elementos de cada grupo.

Metálicos	No Metálico

Configuración electrónica de los átomos.

Para el estudiante de química conocer la distribución de electrones en la zona que rodea el núcleo de cualquier átomo, le aporta información relevante.
De acuerdo al modelo atómico actual, se puede asegurar que los electrones del átomo no ocupan cualquier zona del espacio, sino que la probabilidad de encontrarlos es mayor en ciertas y determinadas zonas que en otras.

Estas zonas o espacios se corresponden con ciertos y determinados niveles de energía de interacción entre el núcleo y cada uno de los electrones. Estos niveles se representan con números enteros (1,2,3,4...n) y se corresponden con las capas de Bohr K, L, M, N, etc. A medida que este número aumenta, significa que los electrones tendrán mayores probabilidades de encontrarse más alejados del núcleo. Dentro de cada nivel hay subniveles que se representan con las letras s, p, d y f que pueden alojar un número máximo de electrones:

Subnivel	Número máximo de electronesR	espresentación
s	2	$s^{(1-2)}$
p	6	$p^{(1...6)}$
d	10	$d^{(1...10)}$
f	14	$f^{(1...14)}$

Tanto la teoría, como los estudios experimentales, han demostrado que el orden de energía creciente para los diferentes orbitales es:

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s 3d < 4p < 5s 4d < 5p < 6s 4f 5d < 6p < 7s < 5f

En general se da la siguiente regularidad: los subniveles ns, (n - 1) d y (n - 2) f se diferencian poco en energía y siempre tienen menor energía que el subnivel np.

Existe una regla nemotécnica para recordar el orden de energía creciente de los subniveles atómicos, que consiste en disponer a los mismos según el esquema que se muestra a continuación y ordenarlos según la serie de diagonales.

1s

2s 2p

3s 3p 3d

4s 4p 4d 4f

5s 5p 5d 5f

6s 6p 6d

7s 7p

Por ejemplo, si un átomo tiene 5 electrones, la distribución electrónica que presenta es:

NIVEL 1:	NIVEL 2:
K $[1s^2]$	L $\{[2s^2]\ [2p^1]\}$

Esto indica que:

- en el nivel 1(K) el subnivel s contiene 2 electrones.
- en el nivel 2 (L) el subnivel s contiene 2 electrones.
- en el nivel 2 (L) el subnivel p contiene 1 electrón.

El conocimiento de la distribución de los electrones de un átomo puede servir para identificarlo y también para predecir su comportamiento

Actividad 3

Teniendo en cuenta todo lo anterior, trate de escribir la distribución de electrones en los átomos que presentan:

9 electrones.....
10 electrones.....
11 electrones.....
12 electrones.....
15 electrones.....

Actividad 4

Complete el siguiente cuadro asociando los elementos con su Z (número atómico) y su distribución electrónica.

ELEMENTO	SIMBOLO	NY ATOMICO (Z)	DISTRIBUCION ELECTRÓNICA
Hidrógeno			$1s^1$
Litio			
N	a	11	
Boro		5	
		1	$s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$

Los elementos que poseen igual número de electrones en su último nivel se ubican en una misma columna y reciben el nombre de grupos o familias formando un conjunto de elementos que poseen propiedades semejantes. A modo de ejemplo el primer grupo de la Tabla Periódica está formado por elementos que tienen un solo electrón en el último nivel, son metales y conducen la corriente eléctrica.

Las filas de la Tabla Periódica definen los llamados períodos, esto es, el conjunto de elementos que están completando o han completado el último nivel de energía, es decir, con el mismo n.

Por lo tanto, podemos decir que la posición de un elemento en la Tabla Periódica se define con los datos aportados por el período y el grupo al que pertenece.

De lo visto hasta aquí se puede deducir que la distribución de electrones en un elemento es una vía importante que determina su posición en la Tabla Periódica.

Sistemas Materiales

Ya conocemos que existen conceptos como materia y energía. Además, sabemos que la materia posee diferentes estados de agregación. Ahora podemos preguntamos:

¿Cómo se estudia la materia?

La Química como disciplina tiene como objeto de estudio analizar propiedades y transformaciones de la materia.

Es obvio que para cada caso existen requisitos específicos pero en general todos se relacionan con:

a- El tamaño de la muestra, porque de ella depende el método de estudio a emplear.

b- La forma de obtener una muestra representativa del material en estudio. Ambos requisitos se integran en la definición de sistema material (S.M.):

La porción de materia aislada del medio circundante con fines de estudio

El químico utiliza distintos criterios de clasificación de sistemas materiales según los objetivos de su estudio.

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. Dicha superficie de contacto es importante porque permite considerar el pasaje de materia y/o de energía del sistema material al medio o viceversa. De acuerdo a la interacción con el medio que los rodea, los sistemas materiales pueden clasificarse como:

• Abiertos: aquellos donde hay transferencia de materia y energía entre el sistema y el medio. Ejemplo: agua hirviendo en un jarro sin tapa.

• Cerrados: aquellos donde sólo hay intercambio de energía entre el sistema y el medio. Ejemplo: agua caliente en un jarro herméticamente tapado.

• Aislados: aquellos donde no hay intercambio ni de materia ni de energía entre el sistema y el medio. Ejemplo: vaso térmico utilizado para conservar líquidos a temperatura constante (termo o vaso Dewar).

En el caso de los sistemas aislados, donde no hay intercambio de energía con el medio ambiente, el principio de conservación de la energía se verifica dentro del sistema, mientras que en los sistemas abiertos y cerrados, donde hay intercambio de energía con el medio, la verificación del principio de conservación de la energía solo es posible si se considera el medio ambiente que rodea a estos sistemas.

Actividad 1

Clasifique los siguientes sistemas materiales en abiertos, cerrados o aislados:

- una célula
- el planeta Tierra
- un paquete de café envasado al vacío
- un perro
- la Luna
- un termo con agua caliente y sin tapa
- agua hirviendo en una olla a presión
- agua con hielo dentro de una conservadora
- un sachet de leche pasteurizada

Esta clasificación de los sistemas materiales se realizó teniendo en cuenta su interacción con el medio que los rodea. Éste no es el único criterio que permite clasificar a los sistemas materiales.

Si ahora consideramos al sistema material en sí mismo; independientemente de si es un S.M. abierto, cerrado o aislado; éste puede ser clasificado de acuerdo a las características de la materia que lo compone, ya sea considerando su aspecto macroscópico o su composición química.

Cuando se considera su aspecto macroscópico, los S.M. se clasifican en:

•Homogéneos: son aquellos que presentan las mismas propiedades intensivas* en toda su extensión. Ejemplos: agua contenida en un vaso, aire dentro de una botella, un clavo de hierro.

•Heterogéneos: son aquellos que presentan diferentes propiedades intensivas en distintos puntos de su extensión. Ejemplos: agua con varios trozos de hielo, mármol, corcho natural, agua con aceite.

Un S.M. heterogéneo puede ser considerado como la unión de dos o más S.M. homogéneos diferentes, cada uno de los cuales recibe la denominación de fase. Es importante aclarar que un S.M. homogéneo presenta una única fase.

Un caso particular de S.M. heterogéneo se presenta cuando una de las fases es un líquido y la otra fase es sólida y se encuentra finamente dividida y dispersa en el seno de la fase líquida. Este tipo de S.M. heterogéneo se denomina suspensión. Como ejemplo de suspensión podemos mencionar una mezcla de agua con arena.

Actividad 2

Clasifique los siguientes sistemas materiales en homogéneos y heterogéneos:

Jugo de naranja exprimido	Mármol
Jugo de naranja artificial	Tinta
Algodón	El butano contenido en un encendedor
Un vaso conteniendo soda	El gas contenido en un tubo de GNC
Una cadena de oro	Arena
Agua de mar	

Cuando se considera su composición química, los S.M. se clasifican en:

• **Sustancias puras:** son aquellas cuya composición es definida y fija, es decir, que están formadas por unidades de materia iguales (átomos o moléculas).

•**Mezclas:** son sistemas materiales formados por dos o más sustancias puras, cada una de las cuales se denomina componente.

La composición de una mezcla puede variar, se pueden hacer un número grande de mezclas diferentes de alcohol y agua con tan sólo variar las cantidades relativas de las dos sustancias utilizadas. Esto último no es análogo a cambiar las cantidades relativas de átomos presentes en las unidades de materia de una sustancia pura, ya que si las cambiamos, estamos cambiando la naturaleza de la sustancia en cuestión. Por ejemplo: al cambiar las cantidades relativas de átomos de H y O en el H2O, ya no tendremos agua sino otro compuesto (ej. H2O2, agua oxigenada).

Otro ejemplo de mezclas son las formadas por NaCl y agua:

a- Salmuera: contiene mucha cantidad de sal y poca cantidad de agua.
b- Agua de mar: contiene bastante sal disuelta en agua.
c- Solución o suero fisiológico: contiene muy poca sal disuelta en gran cantidad de agua.

A su vez, las sustancias puras pueden subdividirse en:

• **Sustancias elementales:** son sustancias formadas por un solo tipo de átomo. Las sustancias elementales pueden ser atómicas, por ejemplo argón (Ar), neón (Ne), hierro (Fe), sodio (Na), helio (He) o moleculares, por ejemplo oxígeno (02), azufre (S8), yodo (I2) o fósforo (P4).

• **Compuestos:** son sustancias formadas por más de un tipo de elemento. Los compuestos pueden ser moleculares, por ejemplo agua (H20), dióxido de carbono (CO2), butano (C4H10) o iónicos, por ejemplo óxido de calcio (Ca0), cloruro de sodio (NaCl).

Actividad 3

Identifique si los siguientes ejemplos corresponden a sustancias puras o a mezclas.

En este último caso indique los componentes que la forman:

- Aire	jugo de naranja
- tierra	diamante
- agua	dióxido de carbono

En los siguientes ejemplos, se presentarán distintos sistemas materiales, que serán clasificados de manera independiente, de acuerdo a los distintos criterios anteriormente desarrollados.

Sistema material 1: Una bolita de naftalina.

• De acuerdo a su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. abierto. El sistema intercambia materia con el medio ambiente y esto se manifiesta a partir del sentido del olfato. Obviamente, si el sistema intercambia materia, también intercambiará energía.

• De acuerdo a su aspecto macroscópico: éste es un S.M. homogéneo.

• De acuerdo a su composición química: ésta es una sustancia pura (naftaleno, C10H8)

El sistema presenta una única fase y un único componente.

Sistema material 2: Un vaso conteniendo un clavo de hierro y una barra de azufre.

• De acuerdo a su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. abierto. El sistema intercambia materia y energía.

• De acuerdo a su aspecto macroscópico: éste es un S.M. heterogéneo. El sistema presenta diferentes propiedades intensivas en diferentes regiones (el clavo y la barra).

• De acuerdo a su composición química: ésta es una mezcla.

El sistema presenta dos fases (el clavo de hierro y la barra de azufre) y dos componentes (hierro y azufre).

Sistema material 3: Un vaso tapado conteniendo un clavo de hierro y una barra de azufre.

• De acuerdo a su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. cerrado. El sistema intercambia solamente energía.

• De acuerdo a su aspecto macroscópico: éste es un S.M. heterogéneo. El sistema presenta diferentes propiedades intensivas en diferentes regiones (el clavo, la barra y el aire).

• De acuerdo a su composición química: ésta es una mezcla.

El sistema presenta tres fases (el clavo de hierro, la barra de azufre y el aire) y más de tres componentes: hierro, azufre y los componentes propios del aire (oxígeno, nitrógeno, etc.).

De acuerdo a los ejemplos anteriores, siempre que se estudie un sistema abierto, la fase gaseosa no será considerada como parte del sistema, a menos que se aclare lo contrario. En los sistemas cerrados y aislados, por el contrario, la fase gaseosa se deberá tener en cuenta en la clasificación de los mismos.

Sistema material 4: Un termo cerrado conteniendo sal de cocina disuelta en agua hasta la mitad de su volumen y un trozo pequeño de hielo.

• De acuerdo a su interacción con el medio ambiente: éste es un S.M. aislado. El sistema no intercambia materia ni energía.

• De acuerdo a su aspecto macroscópico: éste es un S.M. heterogéneo. El sistema presenta diferentes propiedades representativas en diferentes regiones (sal de cocina disuelta en agua, el trozo de hielo y el aire).

• De acuerdo a su composición química: ésta es una mezcla.

El sistema presenta tres fases (sal de cocina disuelta en agua, el trozo de hielo y el aire) y más de tres componentes: sal de cocina (NaCl), agua (presente en las tres fases), y los componentes propios del aire (oxígeno, nitrógeno, etc.)

Actividad 4

Mencione cinco S.M. homogéneos y cinco S.M. heterogéneos utilizando ejemplos de la vida diaria.

Actividad 5

Indique de acuerdo a sus conocimientos en qué estado de agregación se encuentran los siguientes sistemas materiales a temperatura y presión ambiente:

nafta	porcelana
diamante	
hierro	nitrógeno
aluminio	

Actividad 6

Determine cuántas fases (F) y componentes (C) hay en los siguientes ejemplos de S.M. Justifique sus respuestas.

a- Agua con arena
b- Agua con 6 cubitos de hielo
c- Un trozo de carbón
d- Agua con 3 cubitos de hielo

Actividad 7

Analice la siguiente experiencia:

A un litro de agua se le agrega la cantidad necesaria de sal común de mesa (NaCl) de modo que cierta masa del sólido permanezca depositada en el fondo del recipiente.

Indique el número de fases que presenta el sistema. ¿Cuáles son los componentes de cada fase?

Actividad 8

Clasifique cada uno de los siguientes sistemas materiales como sustancia elemental, compuesto o mezcla, justificando su respuesta:

oro	metano (CH_4)	cerveza
acero		
agua salada	té	mercurio
escombros		
bronce (aleación Cu-Sn)	agua de lluvia	madera
plomo		
óxido de zinc	pintura	aire
vinagre		

Actividad 9

Indique cuáles de los siguientes S.M. son homogéneos y heterogéneos:

Agua azucarada	Un trozo de mármol
Aire contenido en un neumático	Una viruta de acero inoxidable.
Soda contenida en un vaso	Un trozo de gelatina

Actividad 10

Clasifique los siguientes sistemas materiales utilizando los distintos criterios establecidos en esta guía. En los casos en que sea posible, enumere las fases y componentes presentes en cada sistema.

1. Un recipiente de poliestireno expandido (telgopor) tapado, conteniendo helado de dulce de leche granizado.

2. El tanque de nafta de un automóvil, lleno hasta la mitad.

3. Los cubitos de hielo contenidos en una cubetera.

4. Un sifón de soda.

5. Una botella tapada conteniendo etanol y agua hasta la mitad de su volumen.

Separación de mezclas

Anteriormente se vio que uno de los criterios de clasificación de sistemas materiales nos permitía diferenciarlos en sustancias puras y mezclas. Como químicos, muchas veces estamos interesados en separar las fases y/o los componentes de una mezcla para su posterior estudio o utilización.

Las mezclas pueden separarse por distintos métodos físicos. Algunos son: filtración, decantación, evaporación, destilación simple o fraccionada, distintos tipos de cromatografias, diálisis y centrifugación. Estas metodologías serán estudiadas y utilizadas a lo largo de toda su carrera, lo importante que debe recordar es que la elección del método a usar dependerá principalmente de las propiedades que diferencien a cada una de las fases y/o componentes que forman la mezcla.

Como ejemplo de procesos físicos para la separación de mezclas analicemos el siguiente caso:

- Separación de una mezcla de NaCl y arena

Etapa 1: a la mezcla de NaCl (cloruro de sodio) y arena se le agrega agua y se agita hasta que se disuelve la sal.

Etapa 2: se filtra la mezcla, quedando la arena en el papel de filtro (residuo) y el agua con sal disuelta (filtrado) en un vaso de precipitados.

Etapa 3: el filtrado (solución de NaCl) se evapora hasta sequedad, recuperando la sal.

Actividad 11

Para cada una de las etapas del proceso, identifique cuáles fueron las propiedades de los componentes de la mezcla en que se basó el proceso de separación. ¿Estas propiedades son intensivas o extensivas?

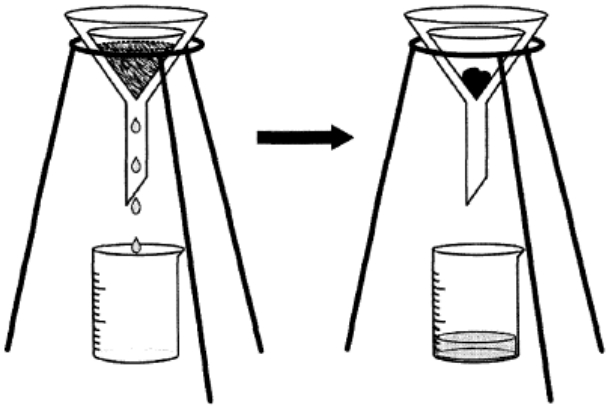
En cada una de las etapas. ¿Se separaron fases o componentes?

Métodos de separación de mezclas heterogéneas

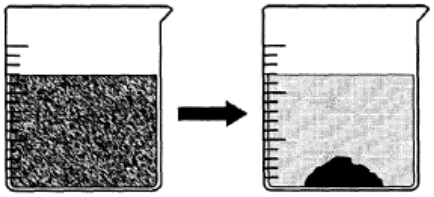
Algunos de los métodos más utilizados para la separación de las fases que forman una mezcla heterogénea son:

Tría: también conocido como método de separación manual. Permite separar fases perfectamente diferenciadas mediante la manipulación de objetos mecánicos sencillos (Ejemplo: pinza, jeringa, etc).

Filtración: permite separar mezclas heterogéneas basándose en el tamaño de partículas. En este tipo de mezclas una de las fases está en estado líquido y la otra en estado sólido. La mezcla se hace pasar por un material poroso donde el sólido (residuo) queda atrapado. El líquido pasa y se recolecta en otro recipiente (filtrado).



Decantación: permite separar mezclas heterogéneas basándose en la diferencia de densidades entre dos o más fases. Estas mezclas deben ser exclusivamente líquido – líquido o sólido - líquido. Al dejarlas en reposo, las fases se separan hasta situarse la más densa en la parte inferior del recipiente que las contiene.

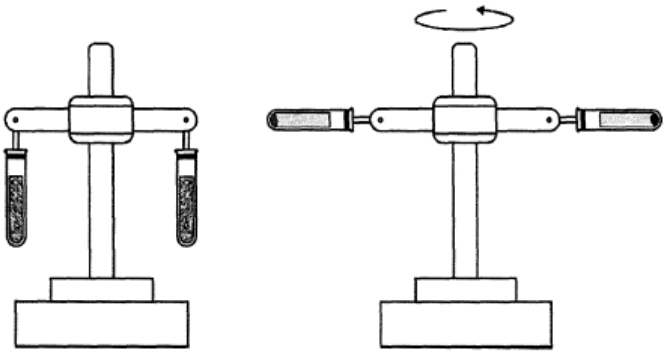


Separación de una suspensión por medio de decantación

Ampolla de decantación para separar dos líquidos de diferente densidad

Centrifugación: está basada en el mismo principio que la decantación, con la diferencia de que se utiliza una centrifugadora que genera un efecto de mayor gravedad (fuerza centrífuga) para facilitar el proceso de separación.

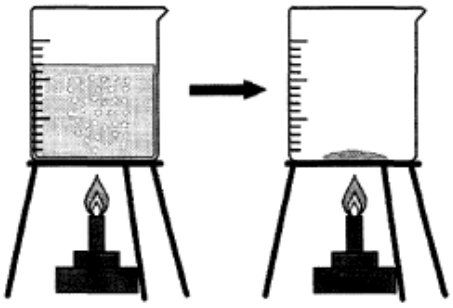
Como se mencionó anteriormente, estos métodos permiten separar un sistema heterogéneo en sus fases constituyentes, lo cual no garantiza la separación en sus componentes.



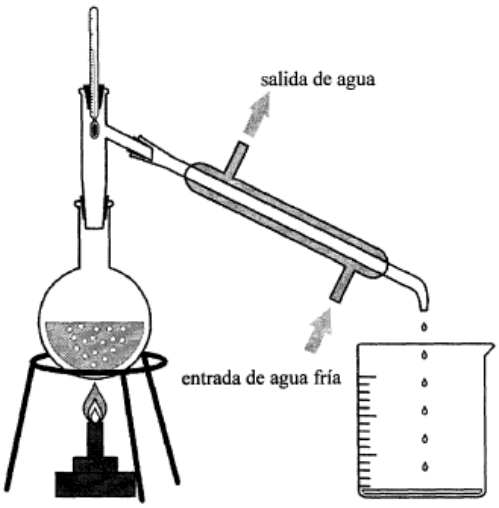
Métodos de separación de mezclas homogéneas

Algunos de los métodos más utilizados para la separación de los componentes que forman una mezcla homogénea son:

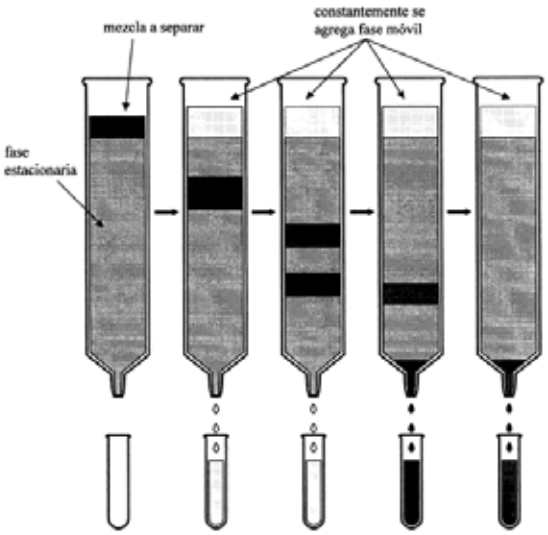
Evaporación: permite separar mezclas homogéneas basándose en la diferencia entre los puntos de ebullición de sus componentes. El componente de menor punto de ebullición debe ser un líquido, que se evapora (y se pierde). Los componentes de mayor punto de ebullición son sólidos y quedan en el recipiente que contenía la mezcla. En la mayoría de los casos, las mezclas se calientan para acelerar el proceso. También es posible acelerar este proceso colocando la mezcla en un recipiente cerrado y disminuyendo la presión.



Destilación: se basa en el mismo principio que la evaporación, pero a diferencia de ésta, la destilación también permite recuperar el solvente por medio de la condensación de sus vapores. Con esta técnica es posible también separar mezclas entre líquidos con diferentes puntos de ebullición.



Cromatografías: estas técnicas son muy variadas, pero en todas ellas hay una fase móvil que consiste en un fluido (gas o líquido) que arrastra la mezcla a través de una fase estacionaria que se trata de un sólido o un líquido fijado en un soporte sólido. Los componentes de la mezcla interaccionan de distinta forma con la fase estacionaria y con la fase móvil. De este modo, los componentes atraviesan la fase estacionaria a distintas velocidades y se van separando.



Actividad 12

Suponga que tiene una cierta cantidad de aderezo para ensaladas formado por agua, aceite, sal, vinagre y orégano. Describa los procedimientos que utilizaría para recuperar la sal. Para cada uno de los pasos, indique si está separando fases o componentes.

Actividad 13

Considere las siguientes mezclas homogéneas: sal disuelta en agua, leche, alcohol yodado y vino.

Suponga que las filtra. ¿Logrará separar algo? ¿Ocurriría lo mismo si filtra una suspensión? ¿A qué se debe el diferente comportamiento de estas mezclas frente al proceso de filtración? Discuta con su docente.

Unidades en Química

Masa

Concepto de Masa Relativa

En Química nunca estaremos interesados en el PESO (sensación de fuerza), SIEMPRE nos interesará la masa (cantidad de materia).

Gran número de químicos en el pasado se enfrentaron con el problema de determinar cuánto pesa un átomo de un determinado elemento, cuántas veces más pesados es un átomo de un elemento con respecto a otro, cuántos átomos de un elemento están presentes en una determinada masa del elemento y como estas preguntas muchas más. A comienzos del siglo dichos químicos trabajaban en sus laboratorios con el propósito de encontrar las respuestas a preguntas planteadas.

Era una época de mucho trabajo experimental, que producía nuevas hipótesis que debían corroborarse, como así también se establecieron varias leyes que aún rigen en nuestros días. Si bien conocían que los elementos reaccionan para formar compuestos combinándose en razón de números enteros y pequeños, el problema era determinar las fórmulas moleculares y el peso de los átomos de los elementos que daban origen a los compuestos. Ellos tenían conciencia que si una de estas incógnitas era conocida, la otra podía ser determinada. No disponían de métodos analíticos que les ofreciera esa información, por lo tanto tuvieron que "idear", con los medios disponibles, como resolver la siguiente ecuación para la masa de un compuesto formado por átomos de A y B:

masa del m compuesto = asa de todos losm átomos de Aá + asa de todos los tomos de B

masa deln compuestoá = (úmero total de tomos de A x masa real de un átomo A + (número total dem átomos de Bu x asa real de n átomo B

Los químicos desconocían el número total de átomos de A y B, así como el valor de la masa real de cada uno de los átomos.

Es decir, las masas atómicas relativas fueron determinadas por primera vez, comparando la masa del elemento en cuestión (A) con la masa del elemento de referencia (B), cuando éstos forman compuestos binarios AB. Por ejemplo: Relación de masa en la que se combinan A y B:

$$Peso\ atómico\ relativo = \frac{masa\ d\ \ A}{masa\ d\ \ B} = \frac{5\ \ g}{1\ \ g} = 5$$

Masa de A = 50g
Masa de la referencia B = 10g

Entonces, el elemento A es 5 veces más pesado que la referencia.

Así fue como se trató de establecer una escala de masas atómicas relativas, para lo cual fue necesario elegir un elemento como referencia, asignarle una masa atómica y expresar el peso de los otros elementos con relación a la referencia.

El hecho de que las masas atómicas de diferentes elementos no se relacionaran simplemente, es decir que no se relacionan por números exactamente enteros, llevó a elegir un patrón o estándar adecuado para medir las masas atómicas en comparación con éste. En un principio se tomó como referencia el valor de la masa atómica del Hidrógeno igual a 1. Esta elección significó que el Oxígeno poseía entonces una masa atómica no entera e inconveniente de 15,9. Es el oxígeno, después de todo, el elemento que fue usualmente empleado en determinar las proporciones en las que los elementos se combinan, debido a que el Oxígeno se combina fácilmente con varios elementos diferentes y forma compuestos en general estables (óxidos).

Para darle al Oxígeno una masa atómica entera y por ende más conveniente, su peso fue corrido de 15,9 a 16,0000. En esta escala Oxígeno = 16,0000, la masa atómica del Hidrógeno es igual, aproximadamente, a 1,008. Esta escala ha sido empleada desde entonces (1830) y hasta mediados del siglo XX.

Luego se redefinió la unidad de medida, la unidad de masa atómica, como la dieciseisava parte de la masa del Oxígeno.

Entonces la masa atómica de un elemento X (PAX) fue definida como:

$$PA_X = \frac{Masa_X}{(Masa_O / 16)}$$

Con el tiempo se mejoró la calidad de las mediciones, especialmente con el empleo de la espectrografía de masa o la técnica que aún se emplea en nuestros días, derivada de aquella que es la espectrometría de masas.

Quizás es posible que usted se pregunte por qué, siendo tan pequeña la diferencia de acuerdo al patrón elegido, existía tanta preocupación por definir la calidad de la unidad de masas atómicas. Las masas atómicas son los primeros datos con que el químico cuenta para dimensionar sus experiencias, por lo tanto es importante, que la unidad de medición tenga el mínimo error posible.

Debido a diferencias entre químicos y físicos y después de extensas discusiones, en 1957 Olander y Nier, independientemente, propusieron la escala 12C=12, y esto fue aceptado por ambos. Por lo tanto en la actualidad la referencia es el isotopo C-12, cuyo núcleo posee 6 protones y 6 neutrones.

Conceptos de: Isótopo, Número Atómico (Z), Número Másico (A)

Como Usted sabe, el átomo está constituido por protones, neutrones y electrones. El número de protones es característico de un dado elemento, se lo conoce como número atómico y se lo simboliza con la letra Z. El número másico es igual a la suma de protones más neutrones que tiene el átomo, se lo simboliza con la letra A. Por lo tanto, la diferencia (A-Z), indica el número de neutrones que tiene el átomo.

Experimentalmente se ha podido comprobar que átomos de un mismo elemento poseen distinta masa. Como las características químicas de un elemento están dadas por su número de electrones (igual al número de protones) la diferencia de masa se debería al número de neutrones.

A estos átomos que difieren en el número de neutrones y poseen igual número de protones se los denomina **Isótopos**.

Para la identificación del isótopo correspondiente, se utiliza la siguiente convención:

A la izquierda del símbolo químico, hacia arriba se coloca el número másico A y hacia abajo se coloca el número atómico Z.

$${}^{A}_{Z}X$$

Por ejemplo, el elemento Oxígeno está compuesto por los siguientes isótopos:

$^{16}_{8}O$ $^{17}_{8}O$ $^{18}_{8}O$

El químico ruso Dimitri Mendeleiev, construyó la Tabla Periódica de los elementos ordenándolos según el orden creciente de sus masas atómicas. La Tabla Periódica moderna es obtenida cuando se ordenan los elementos según el orden creciente de sus números atómicos, por lo cual los Isótopos no tienen ubicación en la Tabla Periódica de elementos

Actividad 1

a) Complete las características que poseen los isótopos del elemento Oxígeno en la siguiente tabla, indicando: Número de protones, neutrones y electrones.

Número atómico (Z)	Número de Masa (A)	Número de electrones	Número de protones	Número de neutrones	Simbolismo
					$^{16}_{8}O$
					$^{17}_{8}O$
					$^{18}_{8}O$

En 1961 la IUPAC redefinió la unidad como la doceava parte de la masa del isótopo de Carbono 12 y la denominó unidad de masa atómica (u.m.a.)

Masa (Peso) Atómica

Es importante aclarar que las masas atómicas dadas en tablas y usadas para la mayoría de los cálculos, son promedios que reflejan la composición natural de la mezcla de isótopos de un dado elemento. Por lo tanto, la...

Masa Atómica de un elemento se define ahora como la masa promedio de la mezcla natural de isótopos del elemento relativo a 1/12 del peso de un átomo de Carbono 12.

Esto significa que si la masa atómica del Cloro es 35,4527 u.m.a., la masa promedio de la mezcla de isótopos del Cloro es 35,4527 veces más pesada que la doceava parte del peso del átomo de Carbono 12.

Por ejemplo en el caso del Sodio, el isótopo $^{23}_{11}Na$ pesa 22,9898 u.m.a. pero no 23,0000 u.m.a. Esta pequeña diferencia tiene sus orígenes en cómo está constituido el núcleo. Como conclusión podemos decir que, el hecho de que las masas atómicas de los elementos sea un número no entero puede deberse no sólo a la existencia natural de diferentes isótopos de un mismo elemento, sino también a que la masa atómica de los isótopos no es un entero cuando se lo expresa en u.m.a. es decir, referido al peso de la doceava parte de la masa de un átomo de .

Seguro que Usted se habrá preguntado: ¿cuál es el significado físico de la unidad de la masa atómica (u.m.a.)? La respuesta es bastante simple si se tiene en cuenta que el núcleo del isótopo ^{12}C está formado por 6 protones y 6 neutrones, es decir 12 partículas nucleares. Si tenemos en cuenta la definición de la u.m.a., el dividir por doce la masa de un átomo de $^{12}_{6}C$, es aproximadamente equivalente a decir que la u.m.a. refleja la masa de un protón o de un neutrón.

Observe los siguientes valores de masa expresado en kg:

masa del protón	$1,6726 \times 10^{-27}$ kg
masa del neutrón	$1,6749 \times 10^{-27}$ kg
u.m.a.	$1,6605 \times 10^{-27}$ kg

En conclusión, podemos decir que la masa de un átomo puede estar expresada en u.m.a como por ejemplo:

Isótopo	Masa atómica (u.m.a.)
$^{56}_{26}Fe$	55,845

Esto significa que la masa de un átomo de hierro contiene 55,845 veces la u.m.a. Teniendo en cuenta que el valor de la u.m.a. es $1,6605 \times 10^{-24}$ g, podríamos expresar la masa atómica de un átomo de hierro en gramos y su valor sería $9,2731 \times 10^{-23}$ g.

Masa (Peso) Molecular

Para calcular la masa molecular debemos conocer la fórmula correcta del compuesto y la masa atómica de cada uno de los elementos que lo componen.

Ejemplo:

Calcular la masa molecular del pentacloruro de fósforo, PCl_5

P.A. P = 30,97 u.m.a. P.A. Cl = 35,45 u.m.a.

Para PCl_5

$$P \quad 1\,átomo \;\; x \;\; 30{,}97\,\frac{u.m.a.}{átomo} \quad = \; 30{,}97\,u.m.a.$$

$$Cl \quad 5\,átomos \;\; x \;\; 35{,}45\,\frac{u.m.a.}{átomo} \quad = \; 177{,}25\,u.m.a.$$

$$Masa\ Molecular\ PCl_5 \qquad 208{,}22\,u.m.a.$$

De la misma manera que la masa de un átomo se puede expresar en u.m.a. o en gramos, sucede lo mismo con la masa de una molécula. Retomando el ejemplo anterior:

Masa Molecular del PCl_5: 208,22 u.m.a.

Teniendo en cuenta que la u.m.a. es igual a $1{,}6605 \times 10^{-24}$ g podemos calcular la masa molecular del PCl_5 en gramos y su valor es $3{,}4575 \times 10^{-22}$ g.

Actividad 2

• Calcule la masa, expresada en u.m.a., de las siguientes especies:

a) H_2SO_4 b) $Ca(HO)_2$ c) Cl_2 d) Al_2O_3

e) $Ca_3(PO_4)_2$ f) SO_4^{2-} g) Ca^{2+} h) $NH_4(HO)$

El Mol:

Unidad química específica. Número de Avogadro

Otro interrogante planteado desde los comienzos de la química es el que ahora trataremos de responder:

¿Cuántos átomos de un elemento hay en una determinada masa del mismo?

Átomos de elementos diferentes tienen diferentes masas y tamaños; pero la diferencia está en que los átomos son tan pequeños que es imposible contarlos. Entonces, no nos queda otra opción que utilizar la balanza, pero existe una pequeña pregunta:

¿Qué relación de masas debemos mantener entre dos elementos, de manera de tener igual cantidad de átomos?

Resulta entonces conveniente contar con una unidad especial que comprenda a una gran cantidad de átomos. Surge así el concepto de mol, que constituye la unidad de Cantidad de Sustancia del Sistema Internacional. Un mol de átomos es una cantidad de átomos igual a la contenida en 0,012 kg de carbono-12 puro.

A partir de los conceptos anteriores se puede deducir que las masas en gramos de dos elementos tomados en la proporción de sus masas atómicas relativas tendrán el mismo número de átomos.

Dicho número fue determinado experimentalmente por diversas técnicas y es conocido como el número de Avogadro

El número de Avogadro (N_{Av}) es definido como el número de átomos existentes en exactamente 12 g de Carbono 12. Su valor más actualizado es:

$$(6{,}0221417 \pm 0{,}0000003) \times 10^{23}\ \text{partículas} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para la mayoría de los cálculos, se considerará 6,022 x 10^{23} como una muy buena aproximación. Un número de ese tamaño va más allá de nuestra comprensión. Podría ser de mucha ayuda si decimos que 6,022 x 10^{23} pelotas de tenis cubrirían toda la superficie de la tierra con un espesor de 90 kilómetros, o que 6,022 x 10^{23} gramos de arroz cabrían en un cubo de 220 kilómetros de lado.

El concepto de Mol

Un mol es una cantidad de materia que contiene al número de Avogadro de partículas.

Se puede hablar de un mol de iones, un mol de átomos, un mol de moléculas, un mol de electrones y aún de un mol de mariposas, sillas, naranjas, etc.

Un mol se define como la cantidad de átomos de ^{12}C que hay en exactamente 12 g de Carbono 12 y es igual a 6,0221417 x 10^{23} átomos de ^{12}C.

El mol es la unidad de medida más significativa para expresar cantidades de sustancias representadas por fórmulas químicas. El símbolo SI de mol es mol.

Cuando se utiliza el término mol es necesario especificar si se trata de átomos, iones, electrones u otras partículas. En general, cuando no se especifica se considera que es "mol de moléculas".

Masa (Peso) molar

Se denomina masa molar de una sustancia a la masa en gramos de un mol de dicha sustancia.

Ejemplo:

1 mol de H2O contiene $6{,}022\times10^{23}$ moléculas de H2O y pesa 18g.

1 mol de O2 contiene $6{,}022\times10^{23}$ moléculas de O2 y pesa 32 g.

1 mol de C contiene $6{,}022\times10^{23}$ moléculas de C y pesa 12 g.

1 mol de X contiene $6{,}022\times10^{23}$ moléculas de X y pesa PAx g.

Entonces, la masa molar del H2O es 18 g., la del O2 es de 32 g. la del C es 12 g., etc.

Podemos decir que la masa de un mol de materia es siempre igual a su masa atómica o molecular en gramos.

Ejemplo:
¿Cuál es la masa molar de la clorofila (C55H72MgN4O5)?

C	55 moles	x	12,01 g mol-1	=	660,55 g
H	72 moles	x	1,008 g mol-1	=	72,576 g
Mg	1 moles	x	24,32 g mol-1	=	24,31 g
N	4 moles	x	14,01 g mol-1	=	56,04 g
O	5 moles	x	16,00 g mol-1	=	80,00 g
	Masa Molar			=	893,48 g mol^{-1}

La masa molar de la clorofila es 893,48 g o lo que es lo mismo, en un mol de clorofila hay 6,022×1023 moléculas y pesa 893,48 g.

Actividad 3

Calcule la masa molar de cada una de las siguientes especies:

a) H_3PO_4
b) $(NH_4)_3AsO_4$
c) Fe_3O_4
d) $UO_2(SO_4)$
e) $HgBr_2$
f) NO
g) NO_2
h) H_2O_2
i) $Ba(HO)_2$
j) XeF_6

Actividad 4

• Calcule el número de moles presentes en:
a) 10 g de carbonato de Calcio.
b) 14 g de Hierro
c) 24,5 g de formaldehído H_2CO
d) 34 g de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$.
e) 33,5 g de ácido acético CH_3COOH

Actividad 5

Busque en la Tabla Periódica el símbolo de los siguientes elementos y calcule la masa atómica expresada en gramos.

a) Hidrógeno
b) Cloro
c) Oxígeno
d) Nitrógeno
e) Argón
f) Mercurio
g) Hierro
h) Radón
i) Uranio

Actividad 6

Calcule la masa molecular expresada en gramos de los siguientes compuestos:

a) NO
b) NO_2
c) $Ba(HO)_2$
d) XeF_6
e) H_2CO (formaldehído)
f) $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarosa)

Composición Porcentual

La composición porcentual es el porcentaje en peso de cada uno de los elementos de un compuesto.

Ejemplo:

¿Cuál es la composición porcentual de Fe y O en el óxido de Hierro (III) ($Fe2O_3$)?

Primero hay que calcular la masa molecular.

$$Fe \quad 2\,átomos \;\; x \;\; 55{,}85\,\frac{u.m.a.}{átomo} \;=\; 111{,}70\,u.m.a.$$

$$O \quad 3\,átomos \;\; x \;\; 16{,}00\,\frac{u.m.a.}{átomo} \;=\; 48{,}00\,u.m.a.$$

$$Masa\,Molecular\,Fe_2O_3 \quad 159{,}70\,u.m.a.$$

Si ahora, se divide la masa de cada uno de los elementos por la masa molecular, y lo multiplica por cien, lo que obtiene es el porcentaje de cada uno de los elementos en la molécula.

$$\text{Fe} \quad \frac{111{,}70 \times 100\%}{159{,}70} \;=\; 69{,}94\,\%\,\text{Fe}$$

$$\text{O} \quad \frac{48{,}00 \times 100\%}{159{,}70} \;=\; 30{,}06\,\%\;\text{O}$$

$$100{,}00\,\%\,Fe_2O_3$$

En conclusión, el óxido de Hierro (III) está compuesto de 69,94% de Fe y 30,06% de O.

La fórmula porcentual del óxido de Hierro (III) es:

$Fe_{69{,}94\,\%}\,O_{30{,}06\,\%}$

Actividad 7

• Determine la composición porcentual de:

a)KClO b)KClO2 c)KClO3 d)KClO4

Actividad 8

• Calcule el porcentaje en peso de Fósforo en:

a) Ca3(PO4)2 b) Ca(H2PO4)2 d) P4O10

Actividad 9

• Calcule la composición porcentual de:

a) Acetona	CH_3COCH_3
b) Alúmina	Al_2O_3
c) Aspirina	$CH_3COOC_6H_4COOH$
d) Celulosa	$(C_6H_{10}O_5)n$, donde n es un número grande
e) éter etílico	$(C_2H_3)_2O$

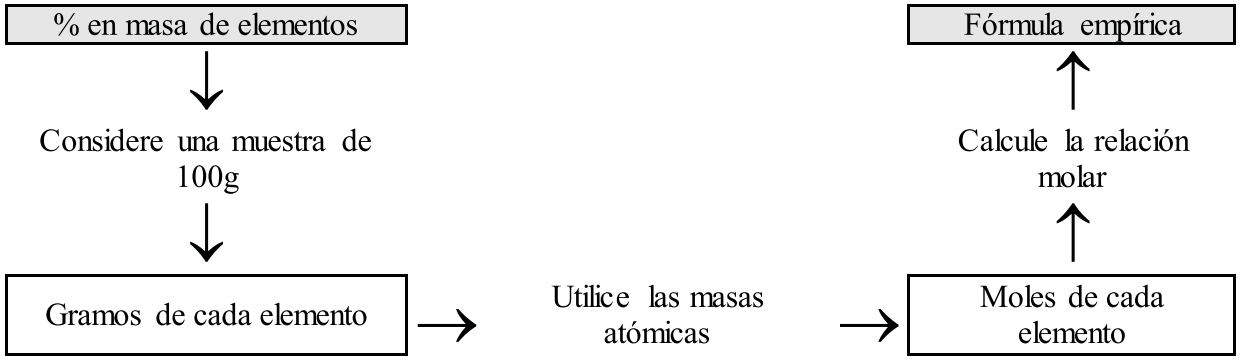
Fórmula Empírica y Fórmula Molecular

La fómula empírica representa la mínima relación de átomos que forman un compuesto y la fórmula molecular representa el número real de átomos que se encuentran combinados en la molécula de un compuesto.

Por ejemplo, el benceno tiene una fórmula molecular C6H6, pero su fórmula empírica es CH; es decir que la fórmula empírica está contenida 6 veces en la fórmula molecular. En muchos casos, como en la mayoría de los compuestos iónicos, la fórmula empírica es igual a la fórmula molecular.

El nombre de fórmula empírica se debe a que ésta se calcula a partir de la composición porcentual, la cual se obtiene en forma experimental. Es lo mismo calcularla a partir de la relación de pesos en que dos o más elementos se combinan para formar el compuesto.

A continuación se detalla un esquema para encontrar la fórmula empírica y un ejemplo de su aplicación:



Ejemplo:

El resorcinol es una sustancia orgánica compuesta de 65,46 % de C; 29,10% de O y 5,45 % de H. Calcule la fórmula empírica.

Lo primero que debemos tener en cuenta es que en un compuesto, las relaciones numéricas entre los átomos de los elementos que lo componen son las relaciones de moles de los mismos, ya que al hablar de moles y no de masas, estamos hablando de cantidad de partículas. Entonces debemos calcular cuántos moles de cada elemento hay por cada 100 gramos de sustancia.

En 100 gramos de resorcinol hay 65,46 g de C; 29,10 g de O y 5,45 g de H. El número de moles de C, O y H es:

$$C \quad \frac{65,46\,\text{g}}{12,0\,\text{g mol}^{-1}} = 5,455 \text{ mol}$$

$$O \quad \frac{29,10\,\text{g}}{16,0\,\text{g mol}^{-1}} = 1,819 \text{ mol}$$

$$H \quad \frac{5,45\,\text{g}}{1,00\,\text{g mol}^{-1}} = 5,455 \text{ mol}$$

Dividiendo el número de moles por el número más pequeño, en este caso 1,819, obtendremos la relación de moles que es igual a la relación existente entre los átomos.

$$C = \frac{5,455}{1,819} \cong 3 \qquad O = \frac{1,819}{1,819} \cong 1 \qquad H = \frac{5,450}{1,819} \cong 3$$

Entonces la fórmula empírica del resorcinol es C3OH3.

Nota: se debe buscar la mínima relación de números enteros entre los distintos átomos.

> Para conocer la fórmula molecular es necesario conocer la masa molecular del resorcinol y comparar esta última con la masa de la fórmula empírica.

La masa molecular del resorcinol es 110 u.m.a.
Debemos calcular la masa de la fórmula empírica.
Si la fómula empírica del resorcinol es C_3OH^3, su masa será :
3 átomos de C x 12 u.m.a. + 1 átomo de O x 16 u.m.a. + 3 átomos de H x 1 u.m.a. = 55 u.m.a.

$$\frac{Masa\ Molecular}{Masa\ \ fórmula\ empírica} = \frac{110\,u.m.a.}{55\,u.m.a.} = 2$$

Entonces, si multiplicamos por dos las atomicidades de la fórmula empírica, obtendremos la fórmula molecular.

Fórmula empírica: C_3OH_3
Fórmula molecular: $C_6O_2H_6$

Actividad 10

a) Encuentre la fórmula empírica del mineral talco, utilizado para hacer talco en polvo y cerámicos, que contiene 19,23 % de Mg, 29,62 % de Si, 42,18 % de O, y 8,97 % de H.

Actividad 11

• Un compuesto orgánico contiene 52,18 % de C, 13,04 % de H y 34,78 % de O y se observó que su masa molecular es 91.6 u.m.a.

Determine:
a) la fórmula empírica
b) la fórmula molecular

Resuelva los siguientes problemas

1) La cantidad de Fe recomendada en una dieta diaria es de 18 mg para un adulto. ¿Cuántos átomos de Fe se consumirían diariamente?

2) ¿Qué peso en gramos corresponde a :

a) 1,01 mol de cuarzo SiO2
b) 3 moles de Hg
c) 0,25 moles de salitre KNO3
d) 1,0x10-10 moles de HCl

3) ¿Cuántos átomos de Na hay en 284 g de Na2SO4?

4) Un mol de Oxígeno gaseoso (O2) tiene:
I) 2 átomos de O y 6,022 x 1023 moléculas de O.
II) 2 átomos de O y pesa 32 g.
III) 2 moles de átomos de O y cada mol (átomos de O) pesa 32 g.
IV) el número de Avogadro de moléculas de O2 y dos veces el número de Avogadro de átomos de O.

Elija la opción que reúna todas las afirmaciones correctas:

a) Sólo II - III - IV
b) Sólo I - III - IV
c) Sólo I - IV
d) sólo IV.

5) La lisina es un aminoácido cuya composición porcentual es: 49,29% de C; 9,65% de H; 21,89% de O y dos átomos de nitrógeno por cada molécula. Calcule el peso molecular y la fórmula molecular de la lisina.

6) Encuentre la fórmula empírica de un hidrocarburo cuya composición porcentual es C = 85,63 %; H = 14,37 %.