



INSTITUTO SUPERIOR DEL PROFESORADO

"Dr. Joaquín V. González"

Departamento de Química

Módulo - Curso de nivelación

Elalle, Claudia
Lacolla, Liliana
Leschiutta, Sandra
Racca, Vilma
Zabalegui, Vanesa

*(...) Enseñar es una forma magnífica de aprender.
Un profesor de química cuenta que enseñando en una clase superior...
"Lo expliqué una vez, miré y sólo encontré una clase de caras inexpresivas
-obviamente no lo habían entendido-.
Lo expliqué por segunda vez y seguían sin entender.
Así que lo expliqué por tercera vez y esa vez lo entendí yo"
Jerome Bruner¹*

¹ En Reid, *Ciencias para todos*, p 238



Bienvenida

Estimados alumn@s:

A través de estas líneas les damos la bienvenida y presentamos el material para el desarrollo del Curso de Ingreso.

La Química permite entender nuestro mundo y su funcionamiento. Se trata de una ciencia empírica que tiene una enorme influencia en nuestra vida cotidiana: el mejoramiento de la atención médica, la conservación de los recursos naturales y de los alimentos, la protección del ambiente, la satisfacción de nuestras necesidades diarias en cuanto a vestido y albergue,....

El estudio de la Química aborda su lenguaje, las ideas que han evolucionado para describir y entender el comportamiento de la materia y sus transformaciones.

Este cuadernillo se ha elaborado con la finalidad de brindarles las herramientas que orienten y favorezcan la adquisición del ritmo de estudio necesario para encarar esta etapa que comienzan. Encontrarán desarrollados el marco teórico y ejemplos para la resolución de situaciones problemáticas.

El anexo 1 permite trabajar una serie de conocimientos de matemática y física fundamentales para el desarrollo de diversos conceptos químicos. Les recomendamos trabajar en primer lugar este apéndice y no pasarlo por alto. En el anexo 2 se han adjuntado tablas de unidades y equivalencias muy útiles a la hora de resolver ejercicios.

Encontrarán además en el Anexo 3, información sobre la carrera, enlaces,

A partir del inicio del curso podrán acceder a tutorías virtuales que les permitirán consultar dudas a través del blog del departamento

¡¡¡¡ Éxitos!!!! Tengan presente que el estudio superior requiere de esfuerzo y dedicación.

Docentes del Departamento de Química

Algunos consejos útiles para el cursado de la carrera...

Estar informados es la primera responsabilidad que tienen como estudiantes del profesorado. ¿Cómo enterarse de todo lo que sucede en el Departamento de Química y en el Joaquín?

Las **carteleras** son la principal vía de comunicación para los estudiantes y los docentes. Es conveniente que se tomen un tiempito para detenerse a leer lo que figura en ellas. Además, el Joaquín cuenta con sitio web, dónde encontrarán toda la información actualizada durante el año. Allí está el link del departamento de química, donde figura información específica de nuestro departamento.

En el 6° y 8° piso del Instituto funciona la "**Fotocopiadora de José Luis**", dónde encontrarán todos los apuntes e impresiones necesarias o requeridas por l@s profes.



El Joaquín cuenta con una **Biblioteca**, en el subsuelo, muy bien equipada, acceden a ella cruzando la puerta en frente a Bedelía. Ser socio de la biblioteca es muy útil y brinda muchos beneficios. Solamente necesitan la libreta de estudiante, dos fotos 3x3 y un garante (otro estudiante que responde por Uds. en casos especiales). También podrán consultar bibliografía diversa en la biblioteca del departamento de Química (2° Piso).

Les consignamos a continuación los trámites académicos más comunes. ¡Recuerden siempre realizarlos con anticipación!

- **Libreta del Estudiante:** Aunque es muy probable que ya la hayan adquirido durante la inscripción, ¡no olviden tramitarla lo antes posible! La libreta es como su DNI académico. Pueden comprarla en cooperadora (2° piso). Deben llenar la primera hoja, pegar la foto en el dorso de la tapa delantera y firmar. Luego dejarla en Secretaría y retirarla aproximadamente en una semana.
- **Examen Apto psico-físico:** El examen **se realiza obligatoriamente** en primer año. Las fechas se publican en la cartelera de Secretaria o por altavoz. Sin el apto psico-físico ¡¡no pueden rendir finales en las mesas de Diciembre de su primer año!!
- **Constancia de alumno regular:** En ocasiones son necesarias cuando otra institución las solicita. La constancia pueden adquirirla en las fotocopadoras del 6° y 8° piso del Instituto. Deben completarla con los datos requeridos y después depositarla en la urna que está en Secretaria, en cualquiera de los horarios de atención. Luego de 72 hs la retiran. ¡¡Siempre es conveniente tener varias copias en blanco a mano!!
- **Constancia de examen:** Sirven para justificar la inasistencia al trabajo por días de estudio. Como la anterior, se consiguen en las fotocopadoras del Instituto. Se llenan con la fecha en que se rinde el examen, se le solicita la firma del/a profesor/a a cargo de la asignatura, quien la entrega en Secretaria. Finalmente la retiran, por secretaria a las 48 hs.
- **Constancia de materias aprobadas:** Esta constancia se solicita en Secretaria, si se requiere para algún trámite, anotando el pedido en un cuaderno específico de la carrera, que se encuentra en la mesa de atención. Allí escriben la solicitud especificando claramente nombre, apellido y número de DNI. Unos días después deben volver a chequear el cuadernito: si la nota de solicitud está tachada, quiere decir que la constancia puede retirarse; en caso contrario deben esperar unos días más. ¡¡Ésta es la única constancia que se pide por cuaderno!!

La responsable de la carrera de Química en Secretaría se llama Adriana y está a cargo de toda la información y datos que competen a los trámites que mencionamos. Cualquier consulta o duda pueden remitírsela a ella, que sabrá contestar y aclarar lo que necesiten.

En el Instituto, cuenta con un equipo de tutores a cargo de Profesores quienes coordinan a los tutores pares (alumnos de años superiores de la carrera) los ayudarán a resolver sus dificultades.

También pueden recurrir al equipo de Conducción del Departamento. (director/a – coordinador/a) y los miembros de la junta departamental (docentes y alumnos, ambos elegidos por sus pares). No duden en recurrir a ellos ante cualquier duda o inquietud.

Características del curso

El curso de nivelación es una acción que, desde el departamento de química, desarrollamos para generar un espacio para la reflexión sobre aquellos contenidos básicos que un egresado de la escuela media requiere para ingresar a estudios superiores. A su vez, este ámbito posibilita el comenzar a pensar y reflexionar acerca del rol docente y de la tarea de enseñar Química. Así, a través de diversas actividades, del diálogo e interacción entre ingresantes, docentes y alumnos de la carrera, nos iniciaremos en este camino de establecer lazos tendientes a construir el sentimiento de pertenencia con la Institución y el Departamento de Química.

Para el curso de nivelación, la propuesta del curso presenta:

- El módulo de trabajo "Curso de Ingreso", que deberán trabajar antes de comenzar las clases presenciales.



- Clases presenciales, en las que se discutirán y profundizarán los temas desarrollados en el módulo.
- Este curso de nivelación tiene **modalidad presencial con Evaluación de Nivel Obligatoria No Eliminatória** para todos los alumnos que se hayan inscripto para cursar el profesorado en Química

Materiales de trabajo

Los ingresantes contarán con un módulo de material producido por el equipo de docentes y estará disponible en Cooperadora (Hall 2° piso o frente a Secretaría).

Es aconsejable que consulten la bibliografía sugerida ya sea a través de la web o en bibliotecas barriales o escolares en caso de no contar con los libros propuestos.

Metodología de trabajo

Las técnicas de estudio se han convertido en uno de los temas importantes e imprescindibles para los estudiantes de todos los niveles educativos. Para el logro de los objetivos propuestos, es fundamental tomar conciencia acerca de la necesidad, de comprometerse responsablemente priorizando el estudio sobre las demás actividades y para ello la organización de sus tiempos es esencial.

Es conveniente que realicen una primera lectura rápida del tema a estudiar, luego una segunda lectura detenida, atenta y minuciosa del material, con subrayado y notas al margen, utilizando en todo momento el diccionario para identificar términos desconocidos. Resulta imprescindible reforzar y profundizar los contenidos utilizando la bibliografía indicada. Recién cuando se ha analizado el marco teórico en forma cuidadosa se realizarán las actividades de fijación propuestas.

"Un buen plan de trabajo debe ser personal, realista, flexible y con tiempo para el estudio y tiempo para el descanso" (Brunet).

Enlaces

<http://institutojvgonzalez.buenosaires.edu.ar>

<http://institutojvgonzalez.buenosaires.edu.ar/quimica/index.html>

profquimjvg.blogspot.com; profquimjvg@gmail.com; dtoquimicajvg@gmail.com

La química una ciencia, una forma de entender el mundo

La química es una ciencia, cuyo objeto de estudio es la materia, su composición, propiedades y transformaciones. Pero ¿qué es la materia? Todos los objetos que nos rodean están constituidos por materia. Se puede decir entonces que materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, que se percibe por medio de sus propiedades físicas y organolépticas (que se detectan a través de los sentidos: tocar, oler, mirar).

La química, como las demás ciencias, posee un lenguaje propio, específico y universal. Así como no es posible armar un discurso en ningún idioma si no se conoce el significado de las palabras y las reglas gramaticales que lo constituyen, no es posible argumentar ni comprender los enunciados de la química si no se interpreta su lenguaje y su lógica interna.

Los químicos utilizan este idioma específico para comunicar sus conocimientos. El mismo, se vale de ciertas representaciones simbólicas, entre ellas, los símbolos de los elementos químicos, las fórmulas que representan a las sustancias y las ecuaciones que interpretan las reacciones químicas. Por ejemplo, la



fórmula molecular del agua es H_2O . Esta simbología, aparentemente tan sencilla, encierra una gran cantidad de información, pero solo son un par de letras y un número sin conexión aparente, para quien no puede interpretarla o desconoce el cuerpo teórico de la química.

Otro rasgo característico de la ciencia, es la de **provisionalidad**. Se considera que el conocimiento científico es provisional o temporal porque siempre es susceptible de cambiarse o modificarse sobre la base de nuevas evidencias. Karl Popper en su libro *La lógica de la investigación científica*, sostiene que *"Un sistema científico ha de ser susceptible de selección en un sentido negativo por medio de contrastes o pruebas empíricas.... El crecimiento del conocimiento, y en especial, del conocimiento científico, consiste en aprender de los errores que se hayan cometido."*

Según Juan Antonio Aguilera Mochón, *"la provisionalidad de la ciencia la hace enormemente fuerte, es una de sus grandes virtudes: el camino hacia la verdad no sería posible sin el cambio, sin la rectificación. La ciencia ha redondeado así el mayor y más efectivo control contra los errores, y progresa espectacularmente a pesar de las debilidades de los científicos."*

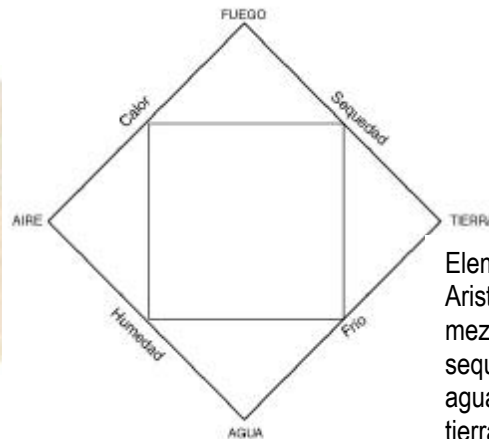
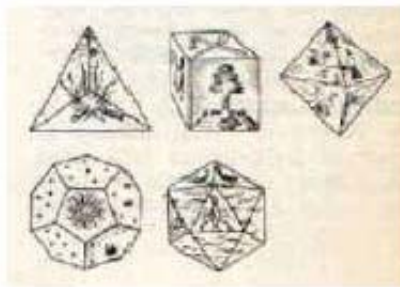
La estructura de la materia: haciendo un poco de historia

Las ideas acerca de la conformación de la materia han cambiado mucho a lo largo de la historia. El filósofo griego Leucipo (460 – 370 a.C.), fue el primero en mencionar que la materia es discontinua, o sea, que está formada por pequeñas partículas. Luego, un discípulo suyo, Demócrito, retomó y defendió esta idea. Sin embargo, esta teoría planteaba algunos aspectos conflictivos para la mayoría de los filósofos de la época, ya que aceptar que la materia está formada por partículas implica admitir que hay un límite entre una y otra. Entonces, ¿qué hay entre ellas? En este punto, Demócrito fue contundente: entre las partículas hay vacío, es decir, ausencia de materia. El vacío es, sencillamente, la condición necesaria para que haya movimiento: no podría haber movimiento si todo el espacio estuviese lleno de materia. Pero estas ideas resultaron demasiado perturbadoras y revolucionarias para la época. Los contemporáneos de Demócrito, como Sócrates y Platón, y la mayoría de los pensadores que los sucedieron, no podían concebir que, las rocas, el agua, su propio cuerpo y todo lo que los rodeaba estuviese formado por pequeñas partículas y por espacio vacío entre ellas.

Las ideas de Aristóteles

Las ideas de Aristóteles (384 – 322 a.C.) dominaron el mundo occidental por más de 2000 años. Este filósofo concibió los elementos como combinaciones de dos pares de propiedades opuestas: **frío** y **calor**, **humedad** y **sequedad**. Las propiedades opuestas no podían combinarse entre sí. De este modo podían formarse cuatro parejas distintas, cada una de las cuales daría origen a un elemento distinto: calor y sequedad originan el fuego; calor y humedad, el aire; frío y sequedad, la tierra; frío y humedad, el agua.

Además, Aristóteles supuso que los cielos estaban formados por un quinto elemento, al que llamó éter. Consideró que el éter era perfecto, eterno e inmutable (no cambiaba), lo que lo hacía distinto de los cuatro elementos imperfectos del planeta Tierra (agua, aire, tierra y fuego). Sin embargo, Aristóteles no consideraba que cada uno de los elementos propuestos fuera igual a las sustancias que les daban nombre y existían en la realidad. Por ejemplo, el agua, como elemento, no era la que podían tocar en el río o la lluvia. El agua que está en la naturaleza era la sustancia real más estrechamente vinculada con este elemento. Lo mismo se aplica para el caso del aire o la tierra o el fuego.



Elementos griegos. Para Aristóteles, el fuego es la mezcla ideal de la sequedad y el calor; el agua es húmeda y fría; la tierra fría y seca y el aire, caliente y húmedo.

Es conveniente en este punto hacer una aclaración: debemos tener cuidado, con esta idea de elemento. No es la idea de elemento que se utiliza hoy en química.

Aristóteles ideó una física y un modelo del universo de acuerdo con ella, basado en sus concepciones metafísicas sobre la materia pero este no fue el único modelo cosmológico basado en los cuatro elementos griegos.

El resurgimiento de la teoría atomista

En el siglo XVII, surge en Europa una corriente científica y filosófica llamada **mecanicismo** que sostenía, entre muchos otros aspectos, que es posible establecer una semejanza entre el funcionamiento de los seres vivos y el de las máquinas. Esto implicaba que se podría comprender el funcionamiento de los organismos estudiando cada una de sus partes constitutivas. Comenzó así la búsqueda por conocer cuáles eran las partes más simples que constituyen a los sistemas vivos. Mientras algunos científicos investigaban la estructura de los seres vivos, otros buscaban comprender cómo estaba formada la materia. Los experimentos realizados durante esta búsqueda arrojaron una innumerable cantidad de nuevos datos experimentales que permitieron que la teoría atómica de Demócrito resurgiese con fuerza suficiente como para imponerse en el pensamiento de los químicos de la época. Así, el siglo XIX se inicia con su aceptación definitiva gracias al trabajo presentado por el naturalista, químico y matemático inglés John Dalton. En su teoría atómica, cada elemento químico está compuesto por átomos iguales y exclusivos, indivisibles e indestructibles, que se



asocian para formar estructuras más complejas a las que llamó átomos compuestos. Si bien hoy sabemos que el átomo no es indivisible ni indestructible, muchos científicos creen que la teoría atómica de Dalton es la más importante en la historia de la ciencia por las implicancias que tuvo.

Pocos años después, se produce un acontecimiento que constituye otro hito histórico. Desde la segunda mitad del siglo XIX, los adherentes a una incipiente corriente filosófica denominada **vitalismo**, sostenían que las transformaciones que ocurrían en los organismos vivos no podían realizarse fuera de ellos, es decir, en un laboratorio. Sin embargo, en el año 1828, el químico alemán Friedrich Wöhler logra sintetizar en su laboratorio una sustancia presente en la orina de los animales llamada urea y esto ocurre sin la presencia de ningún ser vivo u órgano proveniente de uno. Tan sorprendente fue este descubrimiento y tan trascendentes eran sus implicancias, que ni el propio Wöhler podía dar crédito al mismo. Su enorme importancia radica en que posibilita pensar que, tanto la materia que constituye a los sistemas vivos como la que no proviene de ellos, obedece a las mismas leyes físicas y químicas, algo impensable en el contexto vitalista de la época. Este hecho, sin duda alguna, da origen a una nueva etapa en la historia de la química y de la biología constituyendo el inicio de un fabuloso campo de investigación y de producción de nuevos materiales como los medicamentos, plásticos, fibras textiles y muchísimos otros con los que convivimos a diario.

La estructura de la materia y el modelo de partículas

Gran parte del campo conceptual de la química se basa en el uso de **modelos**, que son herramientas que los científicos utilizan para poder explicar algo que no es posible percibir directamente porque es muy grande (por ejemplo, el sistema solar) o porque es muy pequeño (como la estructura del átomo) o muy rápido (como la propagación de la luz) o muy lento (como la formación de las montañas).

Uno de los modelos más importantes para la química y otras ciencias, por su poder explicativo, es el **modelo de partículas** (o modelo cinético). Como todo modelo científico, el modelo de partículas es una construcción teórica que intenta explicar la estructura de la materia y el fundamento de sus transformaciones. Los supuestos más importantes de este modelo afirman que:

- La materia es discontinua, lo cual significa que está formada por pequeñas partículas entre las cuales hay “espacio vacío”;
- las partículas están dotadas de movimiento (traslación- vibración) e interactúan entre sí debido a que entre ellas hay fuerzas de atracción y repulsión, de mayor o menor intensidad.

El modelo de partículas constituye una interpretación **submicroscópica** (ya que no es posible percibir con ningún microscopio las partículas a las que hace referencia) de las propiedades y características **macroscópicas**, es decir, las que podemos percibir con los sentidos. Sin este modelo, la química carecería de marco teórico y explicativo.

Pero el significado de la palabra “partícula” es muy poco específico ya que hace referencia a una “porción de materia”. Existen muchas palabras que tienen significado muy amplio y aún diferente según el contexto en el que se las utilice. Es necesario entonces tener en cuenta que, cuando hablamos del modelo de partículas, estamos haciendo referencia a las partículas que **constituyen** a las diferentes sustancias, es decir, a aquellas partículas que le dan **identidad**. Estas partículas pueden ser átomos, iones o moléculas dependiendo de qué



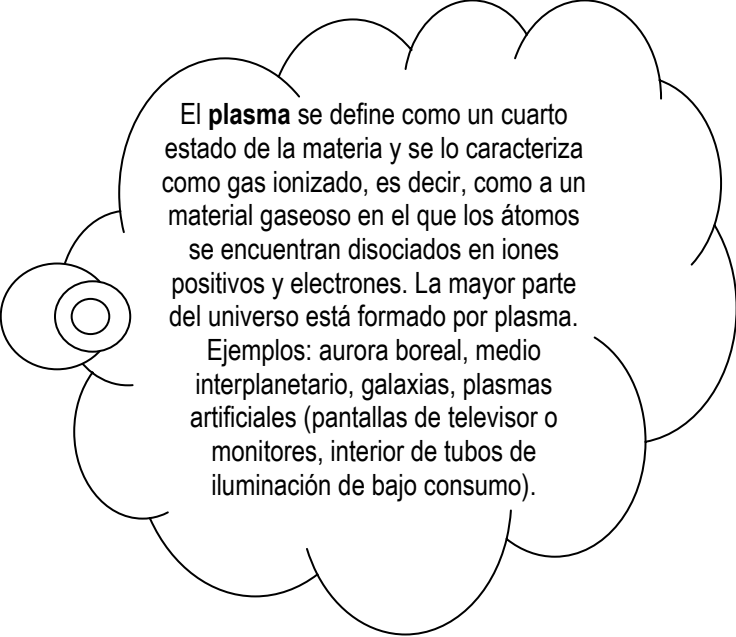
material estemos estudiando. Así, los metales como por ejemplo el hierro, el aluminio, el oro, etc., están constituidos por átomos; la sal común, cuyo principal componente es el cloruro de sodio, está formada por iones; mientras que el oxígeno del aire, el agua o el azúcar están constituidos por moléculas.

Los estados de agregación y el modelo de partículas

Para comenzar a comprender las características generales de los tres estados de agregación ordinarios (sólido, líquido y gaseoso), no es necesario especificar de qué tipo de partículas estamos hablando.

Al explicar las interacciones entre ellas utilizando el modelo de partículas, se las suele representar como esferitas de distintos tamaños y colores.

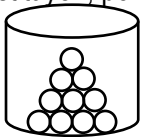
A pesar de que estas representaciones, al igual que los modelos, tienen sus limitaciones, resultan muy útiles para explicar lo que no podemos ver.



El **plasma** se define como un cuarto estado de la materia y se lo caracteriza como gas ionizado, es decir, como a un material gaseoso en el que los átomos se encuentran disociados en iones positivos y electrones. La mayor parte del universo está formado por plasma. Ejemplos: aurora boreal, medio interplanetario, galaxias, plasmas artificiales (pantallas de televisor o monitores, interior de tubos de iluminación de bajo consumo).

Los sólidos.

Una de las características más perceptibles de los sólidos es que poseen forma propia, es decir, no se deforman a menos que se les aplique una gran fuerza. Otra es que resulta prácticamente imposible comprimirlos, es decir, no se puede reducir su volumen apreciablemente sin variar la cantidad de materia. El modelo de partículas interpreta estas características observables sosteniendo que, en el estado sólido, las partículas están vibrando en posiciones fijas, con intensas fuerzas de atracción entre ellas. Esto determina que las mismas tengan una distribución ordenada y que carezcan de movimiento de traslación. Como el espacio que ocupa un objeto depende de la cantidad de materia que tiene y de la distancia promedio que hay entre sus partículas, los sólidos son, como referíamos anteriormente, prácticamente incompresibles, ya que las mismas no se pueden acercar más debido a las fuerzas de repulsión que empiezan a surtir efecto cuando las distancias son muy pequeñas.

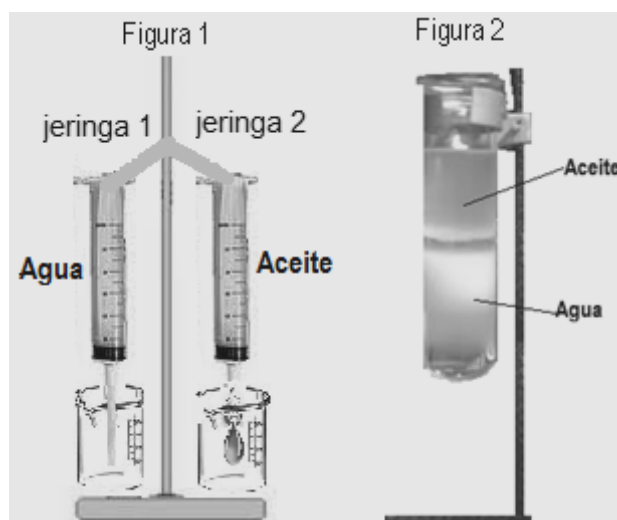
Principales características observables o macroscópicas de los sólidos	Interpretación submicroscópica (modelo de partículas)	Representación Se quiere representar ...
Tienen forma propia Son prácticamente incompresibles No fluyen ni se dispersan	Partículas vibrando en posiciones fijas, sin movimiento de traslación. Muy poco espacio vacío e intensas fuerzas de atracción entre ellas.	... la forma definida del objeto y las posiciones fijas de las partículas que lo constituyen, por lo que no se adapta a la forma del recipiente. 

Si bien los sólidos se caracterizan porque las partículas que los forman ocupan posiciones fijas, en algunos casos dichas partículas no tienen un ordenamiento regular. Esto permite clasificarlos en sólidos cristalinos y amorfos. En los primeros, las partículas se disponen en forma ordenada (Ej.: cuarzo) mientras que en los segundos no, es decir, la distribución es al azar (Ej.: vidrio).

Los líquidos


Los líquidos fluyen, es decir, se derraman. Su forma depende del recipiente que los contiene y son un poco más compresibles que los sólidos. Esto puede explicarse si aceptamos que sus partículas tienen movimiento de traslación, además del de vibración. Así, las partículas están más desordenadas, más separadas, y las fuerzas de atracción entre ellas son menores que en el estado sólido. Esto también explica su capacidad de **difusión**, que es la propiedad por la cual las partículas de un material se entremezclan con las de otro.

Otra característica de los líquidos es que presentan diferente **viscosidad**, que se define como la resistencia a fluir que se genera a partir del rozamiento entre las moléculas. Es una propiedad que depende de la presión y temperatura. Un líquido más viscoso que otro fluye más lentamente porque sus partículas se deslizan con mayor dificultad al haber mayor fuerza de atracción entre ellas. Es importante no confundir viscosidad con densidad, propiedad de la materia que trataremos más adelante.



Las jeringas 1 y 2 (ambas sin embolo) de la figura 1, contienen respectivamente agua y aceite. En la imagen se compara como fluyen ambos fluidos y se observa que el aceite es más viscoso. En la figura 2 se verifica que la densidad del aceite es menor que la del agua.

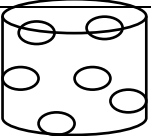
Muchos productos como las cremas, la mayonesa, el yogur y tantos otros no pueden describirse fácilmente ni como sólidos ni como líquidos ya que son mezclas de materiales en ambos estados de agregación. Así, sus componentes líquidos les confieren cierto movimiento mientras que los sólidos les dan cierto grado de rigidez. Según la proporción de cada uno de ellos, el material se comporta como un sólido que se deforma con facilidad, o como un líquido que se derrama con dificultad.

Principales características observables o macroscópicas de los líquidos	Interpretación submicroscópica (modelo de partículas)	Representación Se quiere representar ...
No tienen forma propia, se adaptan a la forma del recipiente que los contiene. Determinan una superficie. Son poco compresibles. Fluyen pero no se dispersan en todo el recipiente, tienen volumen propio.	Partículas sin posiciones fijas, con movimiento de traslación y vibración. Poco espacio vacío entre ellas. Fuerzas de atracción más débiles que en los sólidos.	... que el líquido no posee una forma definida sino que se adapta a la del recipiente. Además, queda determinado un nivel (superficie del líquido); las partículas están más desordenadas y separadas. 

Los gases

Es posible percibir el aroma de un perfume aún cuando el frasco haya sido destapado en otra habitación. Fenómenos como éste y muchos otros pueden ser explicados si se tiene en cuenta que, en el estado gaseoso, las partículas están muy separadas entre sí y, por lo tanto, las fuerzas de atracción son prácticamente nulas. Esto hace que se desplacen mientras no haya un límite físico que las retenga. Lo hacen en línea recta y en todas las direcciones chocando entre sí y contra las paredes del recipiente que las contiene, generando sobre las mismas una determinada presión (presión interna).

En los gases, las distancias entre las partículas son muy grandes, comparadas con las de los estados sólido y líquido. Esto hace que sean fácilmente compresibles, es decir, que se pueda reducir apreciablemente el volumen que ocupan.

Principales características observables o macroscópicas de los gases	Interpretación submicroscópica (modelo de partículas)	Representación Se quiere representar ...
<p>No tienen forma propia ni superficie. Ocupan todo el espacio del que disponen (difunden), no tienen volumen propio. Son muy compresibles.</p>	<p>Partículas sin posiciones fijas, con movimiento de traslación y vibración. Enorme espacio vacío entre ellas y fuerzas de atracción prácticamente nulas.</p>	<p>... que las partículas no están en posiciones fijas, que están muy separadas, que se trasladan por todo el recipiente.</p> 

Como hemos dicho anteriormente, los gases tienen ciertas particularidades que los diferencian notablemente de los sólidos y de los líquidos. Por ejemplo, cuando se produce un escape de gas, lo podemos percibir por el olor característico que se extiende por toda la casa. También podemos disfrutar de un perfume o sospechar cuál será la cena aunque nos encontremos a cierta distancia de la cocina. Estos y muchos otros hechos sugieren que los gases tienen la propiedad de esparcirse con mucha facilidad. Pero también tienen la propiedad de ser muy compresibles, es decir, si un gas se encuentra en un recipiente en el que es posible variar el volumen, se puede reducir el mismo al ejercer presión sobre dicho recipiente o al enfriarlo. Todos estos hechos se explican fácilmente si suponemos que las partículas que los forman se trasladan libremente, de forma aleatoria y ocupando todo el espacio del que disponen.

Además, el libre movimiento de las partículas de un gas hace que choquen con las paredes del recipiente en el que están contenidas ejerciendo sobre ellas cierta presión. Si dicho recipiente es rígido, como por ejemplo un aerosol, podría estallar si la presión del gas contenido en su interior se eleva demasiado. Pero si el gas se encuentra en un recipiente con al menos una pared móvil, como podría ser una jeringa con su extremo sellado, el émbolo puede subir o bajar de acuerdo a la presión que ejerce el gas en su interior.



Si se sella adecuadamente el extremo de una jeringa que tiene aire y luego se aprieta el émbolo, es posible comprimirlo. Si luego se lo suelta, el émbolo se desplazará hacia fuera y se ubicará en la misma posición que tenía inicialmente.

La jeringa sellada es un recipiente hermético -ya que no se pierde gas- con una pared móvil, el émbolo.

La siguiente figura muestra sendos vasos, uno conteniendo agua con hielo y el otro, agua caliente. Al introducir en cada uno una jeringa con el orificio sellado se observa que el émbolo ascenderá o descenderá en función de la temperatura del agua que rodea a la jeringa. El volumen del gas aumenta al aumentar la temperatura y, por ende, ejerce presión sobre el émbolo que se desplaza hacia arriba.



¿Qué es la **presión atmosférica**? La capa de aire que constituye la atmósfera es retenida sobre la superficie terrestre por efecto de la atracción gravitatoria. Los choques entre las moléculas de los gases que componen la atmósfera, originan una fuerza repartida sobre las superficies en contacto con el aire, que se denomina presión atmosférica. La presión atmosférica normal es de 760 mm Hg (milímetros de mercurio) que equivale a 1 atm (atmósfera) y a 1013,2 hPa (hectopascal). El Pascal (Pa) es la unidad de presión del SI (Sistema Internacional de unidades) y equivale a una fuerza de 1 Newton (N) repartida sobre una superficie de 1 metro cuadrado (m²)

$$1 \text{ hPa} = 100 \text{ Pa} \quad 1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} / 1 \text{ m}^2$$

(Puede consultar el Anexo 2)

Estas y muchas otras observaciones llevaron a los científicos a pensar que el volumen que ocupa una determinada cantidad de gas, la temperatura a la que se encuentra y la presión que soporta son aspectos que se relacionan de alguna manera. Entonces, el “estado” de un gas se define teniendo en cuenta cuatro parámetros que son:

- La *masa* (m) la cantidad de materia con la que se está trabajando. Se puede expresar en gramos (g) y en sus múltiplos y sub múltiplos.
- La presión (P) a la que se encuentra dentro del recipiente que lo contiene. Se expresa en atmósferas (atm), hecto pascal (hPa), milímetros de mercurio (mmHg).
- El *volumen* (V) que ocupa el gas, que es equivalente a la capacidad del recipiente que lo contiene. Se expresa en metro cúbico (m³) y sus correspondientes múltiplos y sub múltiplos. A veces se lo indica con la unidad de capacidad que es el litro (L) y sus correspondientes múltiplos y sub múltiplos.
- La *temperatura* (t) a la que se encuentra. En el SIMELA se expresa en grados Celsius (°C). Las leyes volumétricas se cumplen a temperatura absoluta (T) o Kelvin (K).

Masa (m): Es una **propiedad extensiva**, a menudo se usa como sinónimo de **Peso (P)**, pero, son cantidades diferentes, ya que la **masa** es una magnitud escalar y el **peso** es una magnitud vectorial que depende de la aceleración de la gravedad (**g**), se expresa en N (newton), gf (gramo fuerza), kgf (kilogramo fuerza). **P = m · g**

Ideada por el matemático y físico británico William Thomson (Lord Kelvin). El cero absoluto (0 K) corresponde a -273,15 °C, y una diferencia de 1K equivale a una diferencia de 1 °C.

$$T (k) = t (°C) + 273,15$$



Ver archivo



Las propiedades intensivas y extensivas

Las propiedades macroscópicas de la materia están relacionadas con la manera en la que interactúan las partículas que la forman. Algunas de ellas se denominan **extensivas**, ya que dependen de la cantidad de materia (por ejemplo: el peso, el volumen, la superficie, etc.). Otras, se denominan **intensivas**, y son aquellas que no dependen de la cantidad de materia. Algunos ejemplos de propiedades intensivas son el punto de ebullición, el punto de fusión y la densidad. Como no hay dos sustancias puras que posean los mismos valores para todas sus propiedades intensivas, estas propiedades pueden ser utilizadas para su identificación.

Las temperaturas de cambio de estado

Si un material sólido recibe energía en forma de calor, la misma es absorbida por las partículas que lo forman, lo cual hace que éstas se muevan cada vez con mayor velocidad. Cuando el movimiento deja de ser sólo de vibración y comienza a ser también de traslación, el material funde, es decir, pasa del estado sólido al líquido. Si el calentamiento prosigue, el movimiento de las partículas y las distancias entre ellas aumentan aún más, hasta que las fuerzas de atracción ya no surten efecto. Así, las partículas se separan cada vez más y se produce el cambio del estado líquido al gaseoso. Las temperaturas a las que se producen estos cambios de estado son características y específicas para cada de la sustancias. Esto significa que, por ejemplo, el agua es la única sustancia cuyo **punto de ebullición** (PE) es 100 °C (grados Celsius) y cuyo **punto de fusión** (PF) es 0 °C, a nivel del mar. Esto permite que dichas temperaturas se puedan utilizar como parámetros para identificar a las sustancias. Además, mientras haya material que esté cambiando de estado, la temperatura permanecerá constante, es decir, no se modificará a pesar del intercambio energético que se lleve a cabo entre el sistema y el entorno, porque por ejemplo, si ponemos a calentar agua y medimos con un termómetro la temperatura cuando está hirviendo, la columna de mercurio marcará 100 °C (a presión normal) aunque sigamos calentando y mientras aún haya agua en estado líquido.

La densidad

Otra propiedad que cumple con este requisito es la densidad. Es una constante física propia de cada sustancia que da idea la cantidad de partículas que hay por unidad de volumen y cuán cerca están las partículas que la forman. Mientras más cerca se encuentren las partículas que constituyen a un material, más denso será el mismo. En la práctica se determina la densidad de una sustancia como la relación entre la masa y el volumen: $D = m / v$

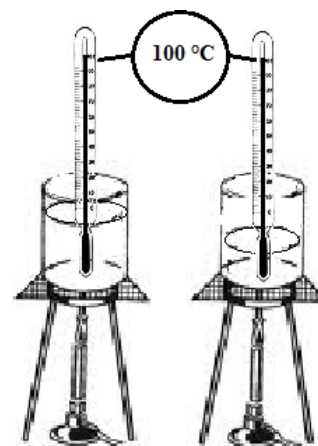
La unidad en que se expresa la densidad resulta de dividir una unidad de masa por una unidad de volumen. Densidad = [g.cm⁻³; kg.dm⁻³].

(La densidad también suele consignarse con la letra griega delta:δ)

Actividad 1

1- Analicemos la siguiente situación:

La figura muestra dos vasos de precipitados que contienen 200 cm³ y 100 cm³ de agua respectivamente. A ambos recipientes se les entrega energía calórica hasta que el agua contenida en ellos entra en ebullición. Se observa que ambos termómetro registran 100 °C.



- ¿Cómo son las cantidades de agua en cada recipiente?
 - ¿Cuál es la temperatura de ebullición en cada recipiente?
 - La temperatura de ebullición, ¿es una propiedad intensiva? ¿por qué?
- 2- ¿Qué se observará al colocar unas gotas de tinta en un vaso de agua fría y en un vaso con agua caliente? ¿Por qué? Esquematizar y explicar teniendo en cuenta el modelo cinético-molecular.

3- ¿Qué se observará al colocar un globo en la boca de una botella pequeña y vacía al sumergirla en un recipiente con agua caliente? ¿Y al sumergir la botella con el globo en un recipiente con agua fría? Esquematizar cada caso y explicar teniendo en cuenta el modelo cinético.

4- ¿Cosa' e mandinga?, ¡¡No!!, explicación científica. Cuando llueve se suelen formar charcos en las calles y cuando deja de llover, al cabo de un rato, según las condiciones climáticas el agua... “desaparece”. Expliquen este fenómeno natural respondiendo las siguientes cuestiones ¿Qué explicación puede dar a lo ocurrido?; ¿Cómo se llama ese proceso?; ¿De qué depende que el charco tarde más o menos tiempo en no observarse más?; ¿Cuándo será más rápido el proceso, en un día de verano o de invierno? ¿Por qué?; ¿Cómo es posible que ocurra ese fenómeno, si en ningún momento el agua alcanza su temperatura de ebullición? ¿O sí la alcanza?.

5- En la vida cotidiana los cambios de estado son muy frecuentes. Pero cuando hablamos o tratamos de explicarlos ¿lo hacemos correctamente? Les proponemos que utilicen el lenguaje científico para explicar los siguientes fenómenos:

- Hoy hace tanto frío que el agua del arroyo se congeló.
- Se derritió la manteca.
- Como hoy está nublado, la ropa no se va a secar.

6- Cuando llega el verano, guardamos la ropa de invierno con un antipolillas (alcanfor, naftalina,...). Al sacarla en otoño, las bolas han disminuido de tamaño o han desaparecido, no dejando restos de líquido en la ropa. ¿Qué cambio de estado se ha producido?

7- Si el punto de fusión del mercurio es -38,9 °C y el del alcohol de -117,3 °C. ¿En qué estado se encontraría cada sustancia a - 50 °C?

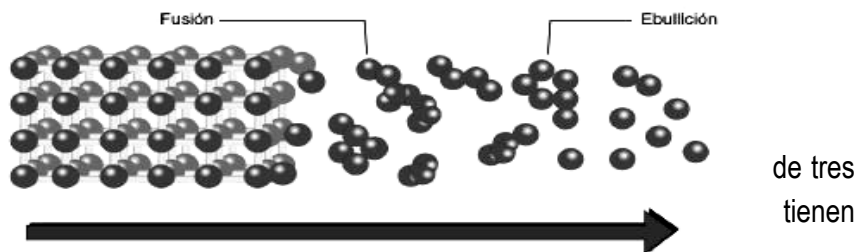
- | | |
|---|---|
| a. Los dos sólidos | b. Los dos líquidos |
| c. El mercurio sólido y el alcohol, líquido | d. El mercurio líquido y el alcohol, sólido |

8- Teniendo en cuenta los PF del mercurio y del alcohol. ¿Qué termómetro usaría -de mercurio o de alcohol- para medir temperaturas muy bajas, del orden de 40 bajo cero por ejemplo? Justifique su respuesta.

9- A continuación se mencionan algunas propiedades del magnesio. Marquen con una **I** las propiedades intensivas y con un **E** las extensivas:

PE= 1120° C - Se oxida lentamente al aire a temperatura ambiente - Volumen = 5,5, cm³ - Masa = 3kg - Su color es gris - PF = 650 °C - Insoluble en agua - Densidad = 1,74 g/cm³

10- Interpretar y explicar a partir del siguiente esquema qué sucede con la energía absorbida o liberada y el movimiento de las partículas.



11- Un científico está investigando las características de tres metales: cromo, indio y cinc, que tienen color gris y brillo metálico. Al momento de guardar los trozos de metal, no recuerda a qué metal corresponde cada uno. Sólo conoce que cada trozo tiene una masa de 300 g y que los volúmenes son: muestra A: 41,095 cm³; muestra B: 42,016 cm³ y muestra C: 41,724 cm³. ¿Podrían ayudarlo a identificar cada trozo? Datos que les pueden resultar útil para resolver el problema: $\delta_{\text{indio}}: 7,3 \text{ g/cm}^3$; $\delta_{\text{cromo}}: 7,19 \text{ g/cm}^3$; $\delta_{\text{cinc}}: 7,14 \text{ g/cm}^3$.

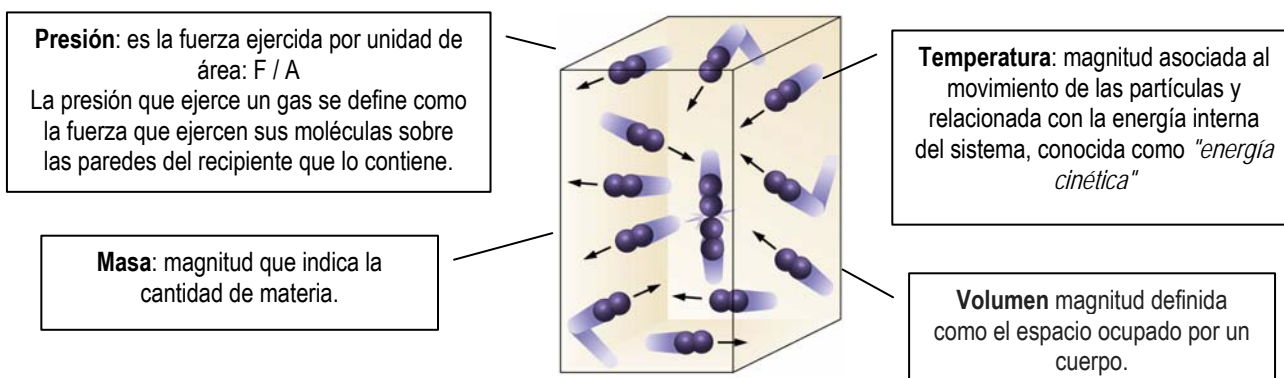
Las leyes de los gases

Las leyes científicas son enunciados que describen determinados fenómenos. Muchas de estas leyes pueden ser “traducidas” al idioma de la matemática, por lo que se las puede representar con fórmulas o ecuaciones.

A partir del siglo XVII, muchos científicos se dedicaron a estudiar las particularidades de los gases. Las numerosas investigaciones llevadas a cabo con el objeto de encontrar regularidades en su comportamiento derivaron en lo que hoy conocemos como “leyes de los gases”.

Es interesante tener en cuenta, que cuando se enunciaron estas leyes, aún no se había aceptado el modelo corpuscular de la materia por lo que, si bien hoy podemos hacer una interpretación de las mismas apelando al modelo de partículas, estas fueron enunciadas prescindiendo de dicho modelo y basándose en cálculos realizados a partir de datos extraídos de numerosos experimentos en los que se utilizaron diferentes gases.

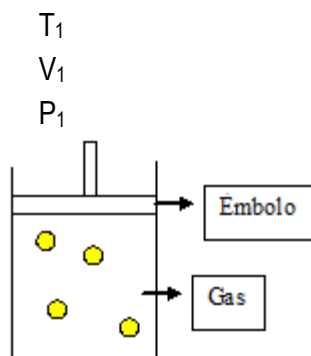
Antes de avanzar en el estudio de las leyes de los gases, recordaremos cuáles son las magnitudes que los definen. Las unidades en que se expresan las indicamos anteriormente y pueden consultarlas en el Anexo 2.



Ley de Boyle y Mariotte

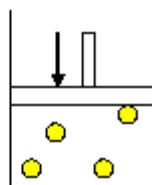
Analicemos la siguiente situación: supongamos que tenemos un recipiente con una pared móvil (émbolo) como el representado en la figura 1. Dentro del mismo, hay una determinada cantidad de gas que no varía ya que el recipiente es hermético y cuyo volumen es V_1 . Este gas ejerce sobre las paredes del recipiente una determinada presión que llamaremos P_1 , la que es igual a la presión externa (atmosférica), razón por la cual el émbolo está fijo en esa posición. Todo el sistema se mantiene a una temperatura fija (constante) que se controla permanentemente. Si empujamos el émbolo hacia abajo, es decir, si aumentamos la presión externa, hasta lograr que el nuevo volumen, V_2 , resulte la mitad del inicial y medimos la nueva presión interna del gas (P_2) ésta es el doble de la inicial, P_1 , e igual a la presión externa (por eso el émbolo queda en esa posición). Si dejamos de hacer presión sobre él, volverá a la posición inicial y el volumen y la presión interna del gas también volverán a ser los iniciales.

Figura 1- Situación inicial (1):



Situación final (2)

$T_2 = T_1$
 $V_2 = V_1 / 2$
 $P_2 = 2 \cdot P_1$



Al empujar el émbolo, aumenta la presión externa y también la presión interna, ejercida por el gas. Esto se debe a que las partículas chocan más veces contra las paredes del recipiente en el mismo lapso de tiempo.

A mediados del siglo XVII, el químico inglés Robert Boyle y el físico francés Edme Mariotte enuncian la ley: “El volumen (V) que ocupa una determinada masa gaseosa es inversamente proporcional a la presión (P) que ejerce el gas, cuando la temperatura (t) permanece constante” Este enunciado se representa mediante la ecuación (1) : $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ (a temperatura y masa constante)

Entonces, partiendo de ciertos valores de P y V extraídos de experimentos, es posible calcular otros aplicando esta expresión matemática.

Veamos un ejemplo:

Supongamos que queremos saber cuál será la presión que deberá soportar un recipiente con una pared móvil que contiene un gas que ocupa 2 dm^3 a una presión de $0,8 \text{ atm}$, cuando se reduce su volumen (apretando el émbolo) a $0,25 \text{ dm}^3$, teniendo en cuenta que la masa y la temperatura del sistema se mantienen constantes.

Para resolver el problema, planteamos los datos:

$$V_1 = 2 \text{ dm}^3 \qquad V_2 = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$P_1 = 0,8 \text{ atm} \qquad P_2 = x$$

Según la ecuación (1) que representa la ley que se puede aplicar a este caso: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Despejamos P_2 de la ecuación, que es lo que queremos determinar: $P_2 = P_1 \cdot V_1 / V_2$

Luego, reemplazamos los datos con sus respectivas unidades y resolvemos:

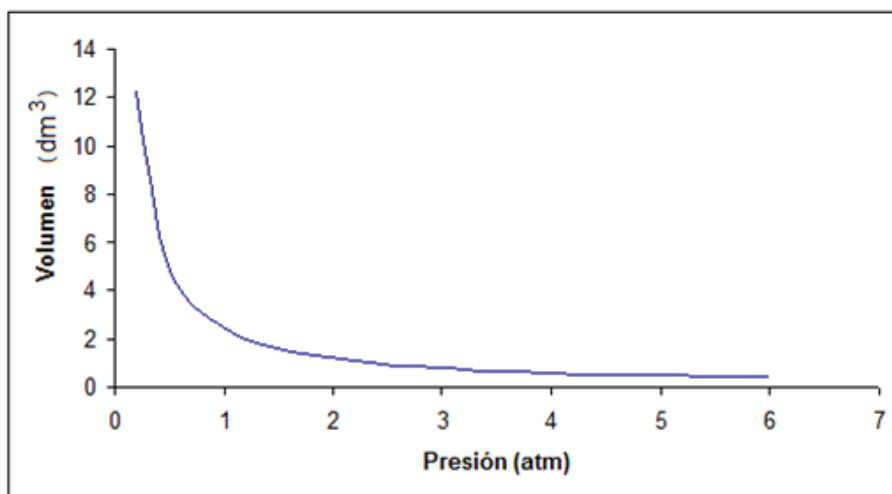
$$P_2 = 0,8 \text{ atm} \cdot 2 \text{ dm}^3 / 0,25 \text{ dm}^3 \quad P_2 = 6,4 \text{ atm}$$

De esta manera hemos resuelto el problema planteado. Si quisiéramos ahora saber si el resultado obtenido es coherente, podríamos analizarlo junto con los datos y corroborar si se cumple o no la ley de Boyle y Mariotte.

Graficando el volumen en función de la presión

$$[V = f(P)]$$

Se observa que ambas magnitudes son inversamente proporcionales.



Ley de Charles y Gay-Lussac

En 1787, el físico francés Charles encontró, que “El volumen (V) de un gas (a presión constante) varía en forma directamente proporcional a la temperatura absoluta (T) a la que se lo somete”. Esto significa que, si tenemos una determinada masa gaseosa en un recipiente con un émbolo y, por ejemplo, duplicamos su temperatura expresada en K (manteniendo la presión constante), el V se duplicará.

La ley fue publicada en 1875 por Gay Lussac, pero hacía referencia al trabajo no publicado de Jacques Charles, de alrededor de 1787.

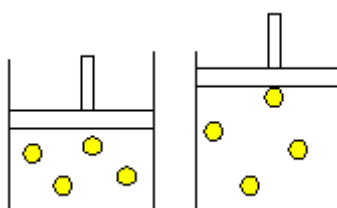
Analizando el siguiente experimento:

Situación inicial (1):

$$P_1$$

$$T_1$$

$$V_1$$



Situación final (2)

$$P_2 = P_1$$

$$T_2 = 2.T_1$$

$$V_2 = 2.V_1$$

En este caso, al calentar el gas, se produce un aumento de la presión interna, lo que provoca que el émbolo se eleve. Sin embargo, esta elevación no es infinita sino que ocurre hasta que la presión externa (atmosférica) se lo “permite”, es decir, hasta que ambas presiones se igualan.

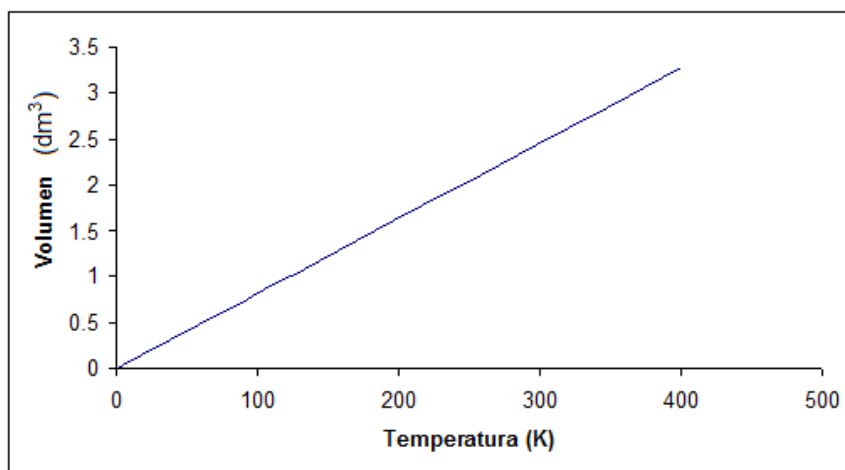
Al calentar el gas, las partículas aumentan su energía cinética por lo que chocan más veces contra las paredes del recipiente en un determinado lapso de tiempo y la pared móvil del mismo se desplaza aumentando el volumen, hasta que la presión interna se iguala con la externa. De esta manera, la presión final es la misma que la inicial ya que la presión externa es la del aire que rodea al recipiente. Por eso, se dice que la presión permanece constante.

Dicho de otra manera, si bien en un primer momento hay un aumento de la presión del gas, el aumento del V lo contrarresta, quedando finalmente igual que al inicio. Por eso se dice que la presión permanece constante.

La expresión matemática que representa a esta ley es: Ecuación (2)

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Y el gráfico de volumen en función de la temperatura absoluta [$V = f(T)$]



Veamos un ejemplo:

Se desea saber cuál será el V que tendrá un gas que se encuentra en un recipiente con émbolo cuando su temperatura sea de 100 °C. Se sabe que, a 25 °C, su V es de 1 dm³.

Para resolver este problema, debemos pasar la temperatura Celsius a la escala absoluta. Para ello recordemos la expresión: Temperatura absoluta (K) = temperatura (°C) + 273,15

Esto significa que, para expresar una temperatura Celsius en Kelvin, es necesario sumarle la constante 273, 15, que generalmente se redondea a 273.

Por lo tanto:

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 100 + 273 = 373 \text{ K}$$

Una vez calculada la temperatura absoluta, es posible reemplazar los datos en la ecuación correspondiente y realizar los cálculos:

Datos:	$V_1 = 1 \text{ dm}^3$	$V_2 = x$
	$T_1 = 298 \text{ K}$	$T_2 = 373 \text{ K}$

Despejamos la incógnita de la ecuación (2): $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$

$$\Rightarrow V_2 = V_1 \cdot T_2 / T_1$$

Luego reemplazando los datos: $V_2 = 1 \text{ dm}^3 \cdot 373 \text{ K} / 298 \text{ K} = 1,25 \text{ dm}^3$

En este caso, el V aumenta en una cuarta parte, al igual que la temperatura expresada en K. En cambio, esto no se cumple si la temperatura está expresada en °C.

Ley de Gay-Lussac

Esta ley, enunciada por el físico francés Gay Lussac a principios del 1800, expresa que si la temperatura absoluta (T) aumenta, la presión (P) de una cierta masa de gas contenida en un recipiente con paredes rígidas (es decir, a volumen constante), también aumenta en la misma proporción. Dicho de otra manera, “La temperatura absoluta y la presión de una masa gaseosa, a volumen constante son directamente proporcionales.”

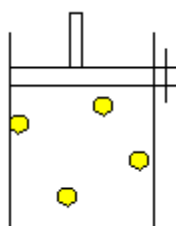
Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las partículas y por ende, la frecuencia de choques contra las paredes del recipiente. Como las mismas no se pueden mover debido a que el recipiente tiene paredes rígidas (es decir el volumen permanece constante), (recipiente de paredes rígidas, la presión interna aumenta.

Situación inicial (1)

$$V_1$$

$$T_1$$

$$P_1$$

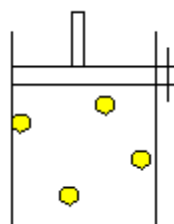


Situación final (2)

$$V_2 = V_1$$

$$T_2 = 2.T_1$$

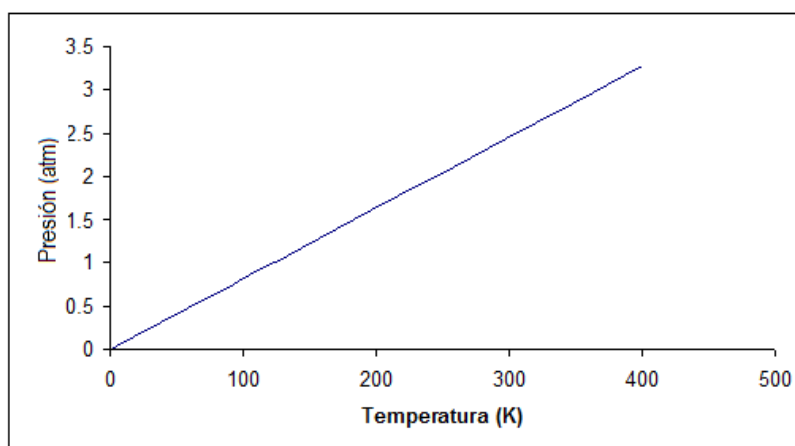
$$P_2 = 2.P_1$$



En este caso, el émbolo está trabado para mantener el V del gas constante. La expresión matemática que

representa a esta ley es: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ Ecuación (3)

Y el gráfico de presión en función de la temperatura absoluta [$P = f(T)$]



Veamos un ejemplo:

Se desea saber hasta qué temperatura se podrá calentar un gas contenido en un recipiente de paredes rígidas. Sabiendo que la presión máxima que soporta el mismo es de 5 atm y que, a 50 °C, la P es de 1,5 atm.

Datos: $P_1 = 1,5 \text{ atm}$

$P_2 = 4,5 \text{ atm}$

$T_1 = 323 \text{ K}$ ($T = t + 273 = 323 \text{ K}$) $T_2 = x$

Entonces, despejamos la incógnita de la Ecuación (3): $P_1 / T_1 = P_2 / T_2$

Se despeja T_2 : $T_2 = P_2 \cdot T_1 / P_1$

Reemplazando los datos: $T_2 = 4,5 \text{ atm} \cdot 323 \text{ K} / 1,5 \text{ atm} = 969 \text{ K}$

Para expresar en temperatura Celsius: $t = T - 273$; $t = 969 - 273$; $t = 696 \text{ }^\circ\text{C}$

Concluimos que el gas se podrá calentar hasta alcanzar los $696 \text{ }^\circ\text{C}$. A temperaturas mayores, la presión será demasiado elevada y el recipiente se romperá.

En este caso, también es posible comprobar, analizando los datos y el resultado obtenido, que si el volumen se triplica la temperatura absoluta es 3 veces mayor. Si expresamos la temperatura absoluta obtenida a la escala Celsius, el valor obtenido (696°C) no corresponde al triple de la temperatura inicial (50°C) y por ende, no se cumple la ley.

Las leyes de los gases describen cómo interactúan los parámetros que definen al estado gaseoso. Sin embargo, estas leyes no son válidas, es decir, no se cumplen para ciertos valores de presión y temperatura. En condiciones muy extremas (muy bajas o muy altas), las relaciones de proporcionalidad ya no se verifican produciéndose "desviaciones", por lo que es necesario realizar ciertos cálculos para corregir las mismas. Por esa razón, se denominan "gases ideales" a aquéllos que sí cumplen con las leyes de los gases. Las desviaciones que presentan los gases reales con respecto al comportamiento ideal son prácticamente despreciables a temperatura y presión ambiente.

Ecuación de estado de los gases ideales

Existe una ecuación, llamada **ecuación del gas ideal**, que relaciona la presión, el volumen y la temperatura absoluta de una determinada masa de gas, que es la única constante. Dicha ecuación es:

$$\text{Ecuación (4)} \quad \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = k$$

Con esta ecuación es posible analizar qué sucede cuando se modifican las tres variables en forma simultánea, manteniendo constante únicamente la masa de gas.

Veamos un ejemplo a partir de los siguientes datos:

$$V_1 = 179,2 \text{ dm}^3 \text{ de CO}_2$$

$$V_2 = x$$

$$P_1 = 1013 \text{ hPa} \quad (1 \text{ atm} = 1013 \text{ hPa})$$

$$P_2 = 1009 \text{ hPa}$$

$$T_1 = 273 \text{ K}$$

$$T_2 = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$\frac{P_o \cdot V_o}{T_o} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

De esta expresión matemática se despeja la incógnita, V_1 , resultando:



$$V_1 = \frac{P_2 \cdot V_2 \cdot T_1}{P_1 \cdot T_2} = \frac{1009 \text{ hPa} \cdot 179,2 \text{ dm}^3 \cdot 273 \text{ K}}{1013 \text{ hPa} \cdot 293 \text{ K}} = 192,87 \text{ dm}^3$$

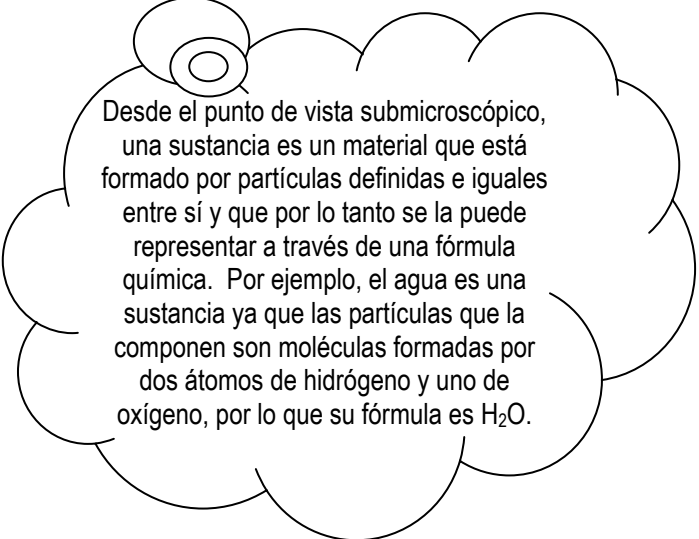
Actividad 2

- 1- ¿Por qué al hablar del volumen de una masa gaseosa se debe especificar la temperatura y la presión?
- 2- ¿Qué variación experimenta la presión de una masa gaseosa que se encuentra a 30°C, si se la comprime hasta reducir su volumen a la mitad, sin variar su temperatura?
- 3- ¿Qué ocurre con la presión de una masa gaseosa si a volumen constante se la calienta?
- 4- ¿Qué presión se necesitará para reducir el volumen de un globo de 200 cm³ a 75 cm³, si inicialmente está a presión normal, considerando la temperatura constante?
- 5- A temperatura ambiente (20 °C) se cierra una botella plástica de 200 cm³ colocando un globito en la boca de la misma. Luego se la coloca dentro de agua a 80 °C y se observa que el globo se infla ¿Qué volumen ocupa el aire al expandirse?
- 6- Calcular el valor de la presión que se genera en el interior de una lata que se encuentra a temperatura ambiente, cuando se la incinera, suponiendo que la temperatura de la fogata es 800 °C? Expresar el resultado en atmósferas. Explicar porqué se recomienda no incinerarlas.
- 7- Se recogen 75 cm³ de oxígeno gaseoso a 40 °C y 2 atm de presión, ¿qué volumen ocupará a 1 atm y 25°C?
- 8- Se tienen 10 g de oxígeno gaseoso, contenido en un recipiente de volumen constante. La presión inicial es 2 atm y la temperatura de -15 °C. Calcular la presión al aumentar la temperatura hasta 25 °C, en intervalos de 10 °C y ordenar los resultados en una tabla. Representar gráficamente en ejes cartesianos la presión en función de la temperatura absoluta.
- 9- Un desinfectante de ambiente en aerosol de 360 cm³ contiene un gas a una determinada presión. Sabiendo que la etiqueta de la misma indica que el producto rinde 7000 cm³ a 1 atm, calcular la presión del gas en el interior del recipiente.

Los sistemas materiales

Cuando se desea estudiar un determinado objeto o una porción determinada de materia, se dice que dicho objeto de estudio constituye un **sistema material**. Por ejemplo, el aire, el agua de mar o un trozo de metal pueden constituirse en sistemas materiales cuando los estudiamos.

Para poder estudiar un sistema material, es necesario concentrarnos en determinados aspectos del mismo y dejar otros de lado.



Desde el punto de vista submicroscópico, una sustancia es un material que está formado por partículas definidas e iguales entre sí y que por lo tanto se la puede representar a través de una fórmula química. Por ejemplo, el agua es una sustancia ya que las partículas que la componen son moléculas formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, por lo que su fórmula es H₂O.

Por ejemplo, si deseamos analizar las propiedades de un determinado líquido, debemos dejar fuera de nuestro análisis las características del recipiente que lo contiene, por lo que éste no formará parte del sistema material. En cambio, si deseamos analizar cómo interactúan el líquido y el material del recipiente que lo contiene, éste sí formará parte del sistema material. Entonces, se dice que un sistema material es una porción de materia que se aísla real (lo podemos aislar concretamente de ciertos factores, por ejemplo de una fuente de calor o de la luz, ...) o imaginariamente (pues no es posible aislarlo realmente del recipiente que lo contiene y del entorno) para ser estudiada.

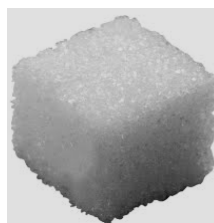
Hay muchas formas de clasificar a los sistemas materiales ya que existen varios criterios que se pueden tener en cuenta, como su origen o su composición.



Sistemas **heterogéneos**: son aquellos en los que es posible observar, a simple vista o mediante instrumentos ópticos, porciones diferentes, por lo que se dice que tienen más de una **fase**.



Sistemas **homogéneos**: son aquellos en los que no es posible observar porciones diferentes, ni a simple vista ni con ningún instrumento óptico, están constituidos por una fase.



Se define como **fase** a cada uno de los sistemas homogéneos que componen un sistema heterogéneo. Las fases están separadas unas de otras, por superficies llamadas interfases.

sistema heterogéneo
arena - agua - hielo



3 fases
2 componentes

sistema homogéneo
agua salada



1 fase
2 componentes

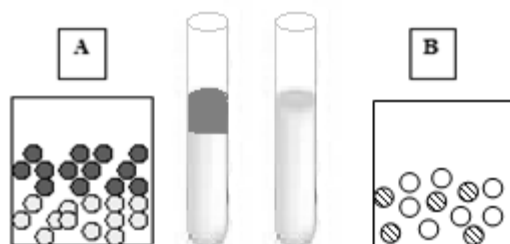
Las **sustancias**, redundantemente también son llamadas sustancias puras. Una sustancia es un material imposible de fraccionar. Dicho de otra manera, no se pueden obtener de ella otros materiales diferentes cuando se la somete a determinados procesos llamados **métodos de separación de componentes**. Éstos son métodos que no provocan la ruptura de las partículas constitutivas que caracterizan a la sustancia. También se denominan métodos físicos de separación o fraccionamiento, que estudiaremos más adelante.

Las **mezclas**, están formadas por más de una sustancia, es decir, por más de un componente. Pueden ser homogéneas o heterogéneas. Las primeras se denominan **soluciones**. Las soluciones pueden tener dos o más componentes. Uno de ellos, generalmente el que está en mayor proporción, se denomina **solvente** y el/los otro/s se denomina/n **soluto/s**. por ejemplo, el agua mineral es una solución (ya que es una mezcla homogénea) con varios componentes, siendo el agua el solvente y los minerales disueltos, los solutos.

Si al mezclar dos o más sustancias éstas no se disuelven entre sí, es decir, no forman una solución, entonces la mezcla será heterogénea ya que será posible percibir partes diferentes a simple vista o utilizando algún instrumento óptico. El hecho que una mezcla sea heterogénea u homogénea dependerá de cómo interactúan las partículas de las sustancias que la componen. Cuando las atracciones entre ellas sean lo suficientemente intensas como para que puedan entremezclarse, se formará una mezcla homogénea, de otra manera, la mezcla será heterogénea.

En el esquema A, se representa cómo se distribuyen las partículas que constituyen a los componentes de una mezcla heterogénea de dos líquidos, mientras que en el esquema B, se representan las partículas de dos componentes que forman una solución líquida. Con estos esquemas se quiere representar que sólo es posible percibir partes diferentes en una mezcla si las partículas constitutivas de cada componente se encuentran agrupadas. En cambio, si éstas se encuentran dispersas y entremezcladas, no se podrán observar partes diferentes en el sistema, ni a simple vista ni con ningún instrumento óptico.

REFERENCIAS



- Representa partícula constitutiva de uno de los componentes, por ejemplo, aceite
- Representa partícula constitutiva de uno de los componentes, por ejemplo, agua
- ◐ Representa partícula constitutiva de uno de los componentes, por ejemplo, azúcar

Las mezclas homogéneas o soluciones

Es posible que alguna vez hayas observado que, al agregar mucho azúcar al café, parte de ésta queda sin disolver en el fondo de la taza. Esto sucede porque las sustancias no se disuelven en cualquier cantidad sino en determinada **proporción**. La cantidad máxima de soluto que se disuelve en una cantidad determinada de solvente se llama **solubilidad**. La solubilidad es una propiedad específica de cada sustancia y es relativa al solvente, es decir, depende de cuál sea éste.

Por lo general, la solubilidad de las sustancias sólidas y líquidas aumenta al aumentar la temperatura del solvente. Por ejemplo, cuando la leche está caliente el azúcar se disuelve “mejor” que cuando está fría ya que se disuelve más rápido y también en mayor cantidad. Con las sustancias gaseosas pasa lo contrario, es decir, su solubilidad disminuye con el aumento de la temperatura.

En el caso de los gases, la solubilidad aumenta al disminuir la temperatura. La trucha es un pez de agua fría ya que requiere mucho oxígeno para vivir. Cuanto más fría está el agua, más oxígeno se disuelve en ella.

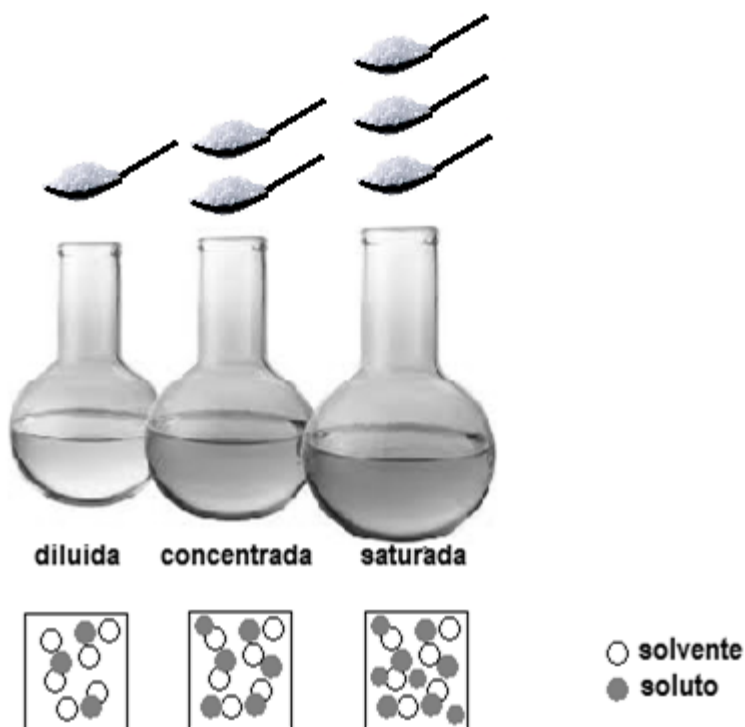
Entonces, la solubilidad de una sustancia es la cantidad máxima que se puede disolver, en determinada cantidad de un solvente, a determinada temperatura.

En las mezclas homogéneas, por ejemplo, sal disuelta en agua, las propiedades intensivas son las mismas en toda su extensión. Pero estas propiedades intensivas, no son valores tabulados, es decir que varían según la proporción en que se encuentran los componentes del sistema.

Concentración de las soluciones

Cuando la cantidad de soluto disuelto es pequeña comparada con la máxima que se podría disolver en esas condiciones, se dice que la solución está **diluida**. Si se sigue agregando soluto, la solución se irá concentrando. Por eso, cuando la proporción de soluto disuelto es alta, se dice que la solución es **concentrada**.

Como cada sustancia tiene una solubilidad determinada a una temperatura dada, llega un momento en que, si se sigue agregando soluto, este ya no se disolverá más. Cuando esto sucede, se dice que la solución está **saturada** y, si hay exceso de soluto, éste quedará en el fondo del recipiente.



También muchas mezclas heterogéneas de uso cotidiano, como jugos de frutas o algunos productos de limpieza, se presentan como concentrados o diluidos. Estas palabras tienen como objetivo indicarle al consumidor si es necesario o no agregarles agua para su uso o consumo. A veces es muy importante saber exactamente qué cantidad de un determinado componente hay en una mezcla. Por ejemplo, cuando se lee el prospecto de un medicamento es posible saber en qué concentración se encuentra el principio activo, es decir, la sustancia con actividad farmacológica que constituye el medicamento, ya que la dosis y la frecuencia con que hay que administrarlo dependerán de esa concentración.

Se define como concentración (c) al valor numérico que indica en qué relación de masas o volúmenes se encuentra el soluto (st) y el solvente (sv) o el st y la solución (sc) total.

La concentración se puede expresar de diversas formas. Las etiquetas de los envases de muchos productos de uso cotidiano indican en qué proporción se encuentran sus componentes, es decir, su concentración. Por ejemplo, el envase de alcohol de farmacia dice “96°”. Esto significa que cada 100 cm³ de producto hay 96 cm³ de etanol (alcohol); el resto es agua.

En las siguientes tablas se mencionan algunas unidades de concentración (extraído del texto Físicoquímica – Corneli, Liserra – Ed El docente crítico).



Nombre de la unidad de concentración	PORCENTAJE MASA - MASA
Forma de consignarla	% m / m
Significado	masa de soluto (expresada en gramos) disuelta en 100 gramos de solución.
Ejemplo	<u>10 % m/m</u> : es decir que la solución tiene 10 g de soluto disuelto en 100 g de solución.
Consideración importante	masa de soluto + masa de solvente = masa de solución.
Nombre de la unidad de concentración	PORCENTAJE MASA - VOLUMEN
Forma de consignarla	% m / v
Significado	masa de soluto (expresada en gramos) disuelta en 100 cm ³ de solución.
Ejemplo	<u>10% m/v</u> : es decir que la solución tiene 10 g de soluto disuelto en 100 cm ³ de solución.
Nombre de la unidad de concentración	PORCENTAJE VOLUMEN - VOLUMEN
Forma de consignarla	% v / v
Significado	volumen de soluto (expresado en cm ³) disuelto en 100 cm ³ de solución.
Ejemplo	<u>10% v/v</u> : es decir que la solución tiene 10 cm ³ de soluto disuelto en 100 cm ³ de solución.
Consideración importante	los volúmenes de soluto y solvente NO se suman.
Nombre de la unidad de concentración	PARTES POR MILLÓN
Forma de consignarla	ppm
Significado	cantidad de unidades de soluto que hay por cada millón de unidades del solución.
Ejemplo	1ppm = 1.10 ⁻⁶ 10 ⁶ miligramos st en 1 dm ³ sc

Actividad 3

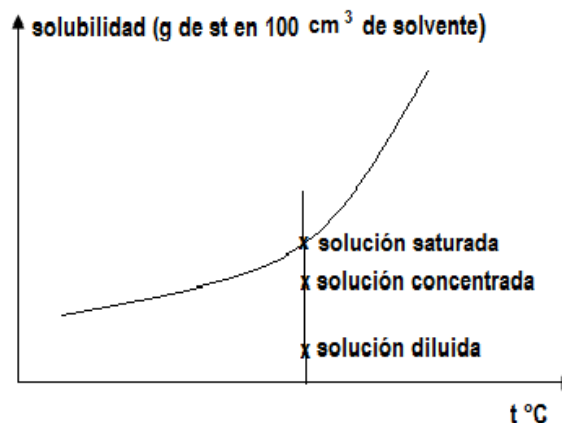
- 1- Si se preparan 500 cm³ de solución de alcohol iodado disolviendo 75 g de yodo en alcohol. ¿Cuál es la composición de la solución expresada en % m/V?
- 2- Se preparan 2 dm³ (2000 cm³) de solución disolviendo 20 g de cloruro de sodio en agua. ¿Qué composición tiene solución expresada en %m/V?
- 3- En una botella de jugo de limón de 250 cm³, se lee en la etiqueta que contiene 25 g de jugo natural en ese volumen, ¿cuál es su composición en % m/V?
- 4- Una botella contiene 1 dm³ del mismo jugo, ¿cuál es su composición expresada en %m/V? ¿La concentración del jugo de limón es la misma en ambos casos? ¿Qué masa de jugo contiene la solución?

Solubilidad

Como referíamos en el tema anterior de acuerdo a la cantidad que se disuelva en una determinada cantidad de solvente, a una dada temperatura, puede obtenerse soluciones **diluidas, concentradas o saturadas**.

En un sistema formado por una **solución saturada** en contacto con soluto sin disolver, este último se encuentra en equilibrio dinámico con el soluto disuelto. Es decir, que en forma simultánea y con la misma velocidad, parte del soluto se disuelve y parte se separa de la solución. La composición de la solución saturada da la idea de la máxima proporción de soluto que puede permanecer disuelto, en forma estable, a una dada temperatura.

La **solubilidad** de una sustancia en un solvente dado, a una dada temperatura, se define como la composición de la solución saturada a dicha temperatura y se expresa, por lo general, en g de soluto/100 cm³ de solvente. La solubilidad depende de la temperatura, de la naturaleza del soluto y del disolvente y de la presión. Para el caso de un sólido disuelto, la influencia de la presión es muy pequeña. Todos los puntos que determinan la curva corresponden a soluciones saturadas a una determinada temperatura.



Actividad 4

1-Representar gráficamente en ejes cartesianos la **solubilidad en función de la temperatura** [$S = f(t)$], según los datos de la siguiente tabla, que indica la solubilidad de tres sustancias en agua a diferentes temperaturas. (Tener en cuenta que la $\delta_{H_2O} = 1 \text{ g.cm}^{-3}$).

Temperatura(°C)	Solubilidad (g st/100 cm ³ agua)		
	Clorato de potasio	Nitrato de potasio	Cloruro de sodio
0	3,3	13,3	35,6
10	5,0	20,9	-----
20	7,4	31,6	-----
30	10,5	45,8	36,2
40	14,0	62,3	-----
50	19,3	85,5	36,6
60	24,5	110,0	-----
80	38,5	138,0	37,5
100	87,0	246,0	38,6

2- Teniendo en cuenta el gráfico construido:

a) indicar el valor de la solubilidad en agua de cada una de las sales dadas, a 18°C; ¿cuál es la sal más soluble en agua a esa temperatura?

b) ¿A qué temperatura tienen la misma solubilidad el cloruro de sodio y el clorato de potasio?

c) ¿Qué tipo de solución (diluida, concentrada o saturada) se obtendrá si se disuelven 25 g de nitrato de potasio en 100 g de agua a 39 °C?

d) Se agregan 40 g de clorato de potasio en 200 g agua. ¿A qué temperatura la solución es saturada?

3- ¿Es correcto afirmar que la solubilidad de una sustancia en agua aumenta al aumentar la temperatura?
¿Por qué?

4- ¿Por qué es necesario mencionar la presión y la temperatura al dar la solubilidad de gases en líquidos?

5- ¿Se considera una solución, la gaseosa servida en un vaso? ¿Por qué?

7 - Un analgésico y antipirético contiene 10 g de paracetamol por cada 100 cm³ de solución. Por día y por kg de peso, la cantidad máxima aconsejada es de 50 mg de paracetamol. ¿Cuántos cm³ de analgésico (por toma diaria) podrá ingerir como máximo un niño de 32 kg de peso, si se le administra el medicamento 4 veces por día?

8- Se preparó una solución de KNO₃ agregando 0,140 g de sal a 250 cm³ de agua. ¿Cuál es la concentración en %m/m? (Densidad del agua = 1 g/ cm³).

9 - ¿Cuántos gramos de agua deberán agregarse a 12 g de KCl (s) para preparar una solución 20% m/m?

10- El envase de un jugo de frutas indica que contiene 20 mg de folato (también llamado ácido fólico) disueltos en 100 cm³. Si la densidad del jugo es 1,35 g/ cm³. ¿Cuál es la concentración de folato en ppm?

11- La solubilidad del clorato de potasio KClO₃ es de 71 g/100 g de agua a 90°C ¿Cuántos gramos de sal cristalizarán al enfriar 100 g de solución saturada a 25°C?

12- ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitarán para preparar 3 dm³ de solución 18% m/m? Densidad de la solución: 1,02 g. cm⁻³.

Las mezclas heterogéneas

Algunas mezclas heterogéneas parecen homogéneas a simple vista. Se las suele llamar **dispersiones** Por ejemplo, la mayoría de los jugos en polvo, al diluirse en agua, parecen mezclas homogéneas. Sin embargo, son líquidos turbios y, al observarlos más minuciosamente o con algún instrumento óptico, se perciben partículas sólidas, por lo tanto, tienen más de una fase. También la leche parece un sistema homogéneo. Sin embargo, con un microscopio es posible percibir las gotitas de grasa dispersas en el suero.

Como referíamos anteriormente, en las mezclas heterogéneas las propiedades intensivas no son las mismas en toda su extensión (por ejemplo, arena mezclada con aserrín).



Las dispersiones reciben diferentes nombres de acuerdo al estado de agregación de sus fases. Las más comunes son:

Emulsiones: fase líquida dispersa en otra también líquida; Ejemplo: mayonesa o cremas cosméticas.

Suspensiones: fase sólida dispersa en fase líquida; Ejemplo: jarabes o algunos jugos.

Nieblas: fase líquida dispersa en fase gaseosa; Ejemplo: niebla que sale por el pico de una pava cuando hierve agua.

Humos: fase sólida dispersa en fase gaseosa: Ejemplo: humo que se forma cuando se quema algo.

Sistemas coloidales

Un **coloide** es un sistema formado por dos o más fases: una continua, normalmente fluida, y otra dispersa en forma de partículas; por lo general sólidas. La fase dispersante es la que se encuentra en mayor proporción. Los coloides pueden encontrarse en los tres estados de agregación.

El nombre de coloide proviene de la raíz griega *kolos* que significa «que puede pegarse» y hace referencia a la tendencia espontánea de formar coágulos.

Se reconocen mediante el efecto **Tyndall**. Son ejemplos de coloides las espumas, geles, aerosoles.



El **efecto Tyndall** es el fenómeno físico que se produce cuando un haz de luz se dispersa. Cuando la luz atraviesa las partículas de polvo que están suspendidas en el aire se desvía y se visualizan pequeñas y brillantes manchitas. En un sistema coloidal la apariencia es diferente. La desviación de la luz ocurre porque las partículas reflejan la luz produciendo un haz visible de luz.

Métodos de separación de componentes de una mezcla

Cuando se desea o necesita separar los componentes de un sistema material, es necesario realizar una secuencia de pasos acordes a las características del sistema. Si se trata de una mezcla heterogénea, tendremos que separar primero las fases y luego sus componentes (si dichas fases fueran soluciones, es decir, si tuviesen más de un componente). En las siguientes tablas se indican los **métodos de separación de fases y de fraccionamiento** habitualmente utilizados en los laboratorios escolares e industriales. Como ya se dijo anteriormente son procedimientos mecánicos.

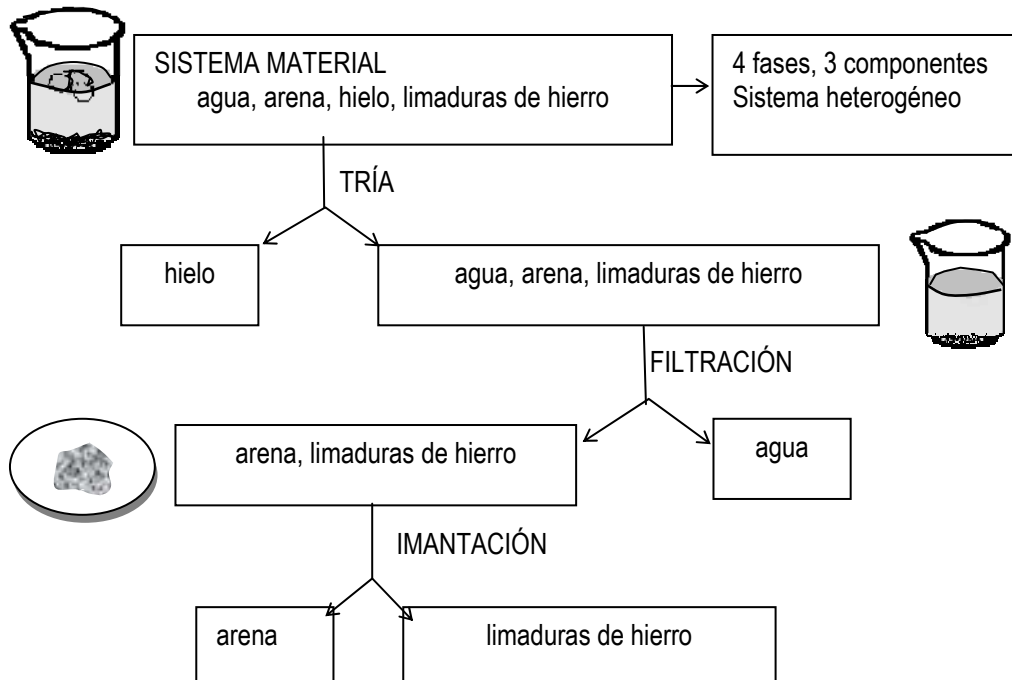


Método de separación de fases	Características de las fases	Material necesario para su aplicación	Ejemplo
tría	sólidos de tamaño adecuado	pinza	arena y canto rodado
imantación	fase con propiedades magnéticas	imán	arena y alfileres
sublimación	fase con propiedad de sublimar	vaso de precipitados, balón, agarradera, soporte, mechero	iodo y arena
flotación	sólidos de diferente densidad	líquido que no disuelva las fases y espátula	arena y corcho molido
ventilación	sólidos de diferente densidad	corriente de aire	partículas de goma de borrar sobre la hoja
levigación	sólidos de diferente densidad	corriente de agua	oro y arena
tamización	sólidos de diferente tamaño	tamiz	pan rallado y cortezas de pan
decantación	sólido – líquido no miscibles	vaso de precipitados	canto rodado y agua
filtración	sólido – líquido no miscibles	papel de filtro, embudo, soporte, agarradera	arena y agua
centrifugación	sólido – líquido (no miscibles)	centrífuga	leche entera (se separa en crema y leche descremada)
decantación con ampolla	líquidos de diferente densidad	ampolla de decantación, soporte, agarradera	agua y aceite
diálisis	coloides	membrana semipermeable	clara de huevo y solución salina
disolución y evaporación	sólidos de igual tamaño y diferente solubilidad	solvente, vaso de precipitados, filtro, mechero, baño de agua	arena y sal

Método de fraccionamiento	Características de los componentes	Material necesario para su aplicación	Ejemplo
evaporación	sólido - líquido	vaso de precipitados, mechero, baño de agua	obtención de sal
destilación simple	sólido - líquido	tren de destilación	obtención de agua destilada
destilación fraccionada	líquidos	tren de destilación	refinación de petróleo
cristalización	sólido cristalino - líquido	cristalizador	estalactitas, estalagmitas
cromatografía	diferente color	soporte poroso (papel o tiza), disolvente	fraccionamiento de pigmentos

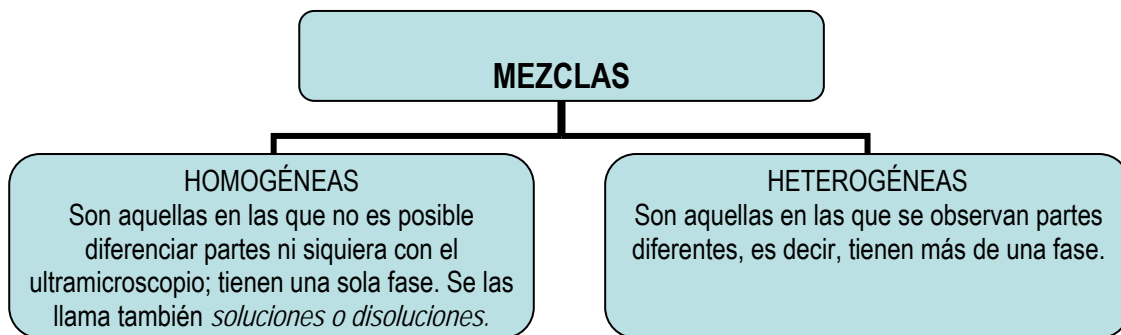
(Cuadros extraídos del texto Físicoquímica – Corneli, Liserra – Ed El docente crítico).

Veamos con el siguiente ejemplo como se separan los componentes de un sistema:

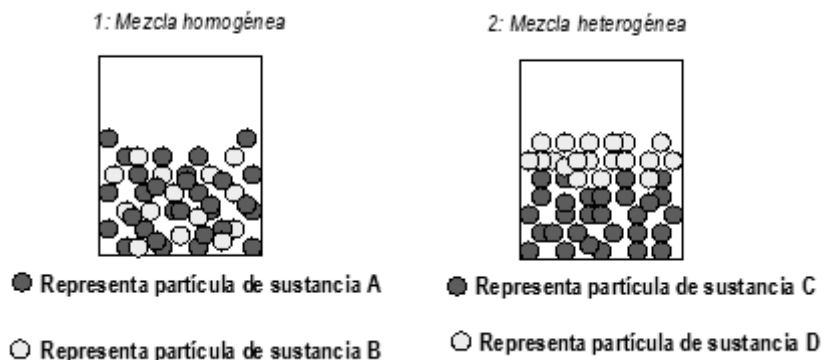


Las mezclas y el modelo de partículas

Las mezclas son materiales que están formados por más de una sustancia y se pueden clasificar en dos grandes grupos según su apariencia al ser observadas a simple vista o con instrumentos ópticos.

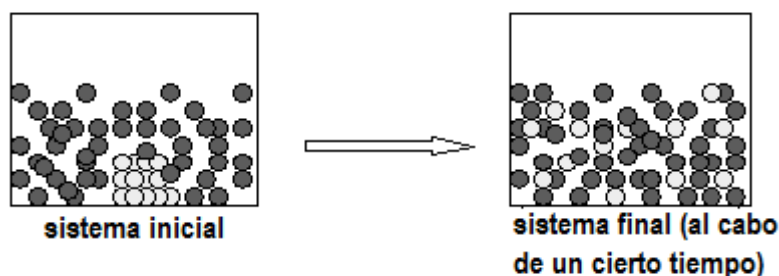


Teniendo en cuenta cómo se disponen las partículas que forman a los componentes de las mezclas binarias (con dos componentes), es posible representarlas con esquemas como los siguientes:



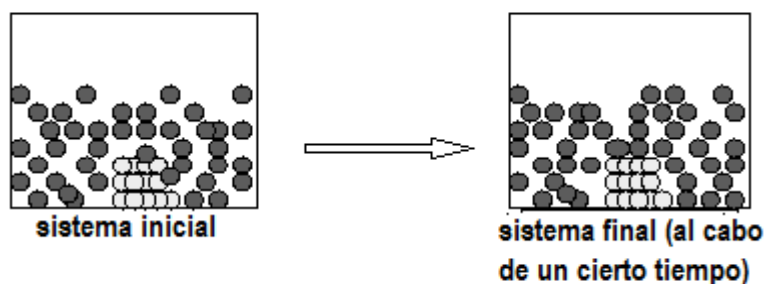
La solubilidad y el modelo de partículas

Todos sabemos, por experiencia propia, que no todos los materiales se disuelven en cualquier líquido. Entonces, ¿por qué algunas sustancias cuando se mezclan forman soluciones, es decir, mezclas homogéneas, y otras no? Por ejemplo, ¿por qué el azúcar se disuelve en agua mientras que la grasa no? Para que una sustancia se disuelva en otra, las partículas de ambas tienen que atraerse entre sí, es decir, debe haber *afinidad química* entre ellas. Cuando se mezclan agua y azúcar, se produce una gran atracción entre las moléculas de ambas sustancias ya que hay afinidad química entre ellas. Como consecuencia de ello, las moléculas del agua atraen a las de azúcar con intensidad suficiente como para "arrancarlas" de la estructura sólida una a una, entremezclándose y formándose así la solución. Algo similar ocurre entre las partículas que forman al aguarrás y las que forman a la grasa. Este proceso lo podemos representar de la siguiente manera:



Pero si entre las partículas de dos sustancias no hay afinidad química, como ocurre en el caso del agua y la grasa o la parafina, no hay atracción entre ellas por lo que no se entremezclan y por ende, no formarán una solución. Quedarán separadas formando una mezcla heterogénea, es decir, un material en el que se pueden distinguir diferentes fases.

El interrogante que surge, entonces, es ¿qué hace que algunas partículas tengan afinidad química entre sí y otras no? Para encontrar una respuesta a esta pregunta necesitamos saber cómo están formadas las partículas que constituyen a la materia, es decir, como son "por dentro". Pero esta no es una respuesta sencilla. De hecho, la humanidad tardó mucho tiempo en encontrar algunas respuestas que ponen algo de luz en este asunto. La historia es larga y comienza con la idea de átomo, unos 400 o 500 años a. de C.



La composición centesimal de las mezclas

Se denomina composición centesimal al **porcentaje en masa** de cada uno de los componentes que forman un sistema material. Esto indica qué masa de cada componente está presente en 100 g de sistema material. Si alguno de los componentes se presenta en estado líquido, se debe conocer su densidad para poder calcular su masa.

Veamos el siguiente ejemplo:

Se coloca en un recipiente 50 g de arena y se agregan 80 cm³ de alcohol ($\delta = 0,8 \text{ g/cm}^3$).

La composición centesimal del sistema material formado se calcula:

a) Cálculo de la masa total del sistema material:

masa del sistema = masa de arena + masa de alcohol

$$m \text{ del sistema} = 50 \text{ g} + 64 \text{ g} = 114 \text{ g}$$

b) Porcentaje de cada componente:

$$114 \text{ g de sistema} \text{ — } 64 \text{ g de alcohol}$$

$$100 \text{ g de sistema} \text{ — } x = 56,14 \text{ g de alcohol}$$

$$114 \text{ g de sistema} \text{ — } 50 \text{ g de arena}$$

$$100 \text{ g de sistema} \text{ — } x = 43,86 \text{ g de arena}$$

$$D \text{ alcohol} = m \text{ alcohol} / V \text{ alcohol}$$

$$m = D \cdot V$$

$$m = 0,8 \text{ g cm}^{-3} \cdot 80 \text{ cm}^3 = 64 \text{ g}$$

La composición centesimal del sistema se expresa de la siguiente manera: **56,14 %** de alcohol **43,86 %** de arena. Como se advierte, la suma de los porcentajes obtenidos es igual a 100 %.

Actividad 5

1-Indicar en cada caso si las afirmaciones son verdaderas o falsas y justificar

- Una sustancia pura siempre tiene composición constante
- Un sistema formado por agua y sal siempre es homogéneo
- Todas las mezclas son heterogéneas.
- Los métodos de separación de fases se utilizan para separa los componentes de los sistemas homogéneos.

2- Los siguientes esquemas representan soluciones líquidas.

Indicar si poseen la misma o diferente concentración. ¿Por qué?



Si poseen diferente concentración, Ordenarlas de la más diluida a la más concentrada.

3-Citen 3 ejemplos de sistemas heterogéneos, 3 de sistemas homogéneos.

4- ¿Cómo se denomina cada parte homogénea que forma un sistema heterogéneo?

5-¿Qué se entiende por componente del sistema?

6-¿Qué se entiende por composición centesimal de un sistema material?

7-Se coloca en un recipiente un sistema material formado por 230 g de virutas de cobre, 65 g de arena, 90 g de sal y 100 g de limaduras de hierro.

a) indiquen N° de fases y componentes, clasifiquen el sistema; b) separen los componentes del sistema empleando el método más apropiado; c) calculen la composición centesimal.

Rta: 47,42 %; 13,40 %; 18,56 %; 20,62 %

8- Den ejemplos de los siguientes sistemas e indiquen en cada caso cómo separarían sus fases y componentes.

a) sistema formado por 2 fases y 3 componentes; b) sistema formado por 3 fases y 2 componentes.

9- Observen los siguientes sistemas, clasifíquenlos e indiquen que métodos emplearían para separar sus fases y componentes. Indiquen cuál es el criterio para clasificar los sistemas materiales



10- Calculen qué masa de cada componente hay en 20 g de una solución cuya composición centesimal es 70 % de agua y 30 % de alcohol.

Rta: 14 g; 6 g

11- Un sistema material está formado por 25 g de agua, 5 g de arena, 2 g de limaduras de hierro y 32 g de sal. Indiquen: a) número de fases y componentes; b) clasificación del sistema; c) composición centesimal; d) métodos y secuencia de pasos más apropiado para separar sus componentes.

Rta: 39,06 % , 7,81 % , 3,13 % , 50,00%.

12- Calculen qué masa de cada componente hay en 250 g de una solución cuya composición centesimal es 80% de hidrógeno y 15% de metano y 5% de oxígeno.

Rta: 200 g; 37,5 g; 12,5 g

13- A partir de una infusión de té ¿sería posible obtener la sustancia compuesta agua pura? Justifiquen su respuesta.

14- Dados los siguientes sistemas materiales indiquen número de fases y componentes. Calculen la composición centesimal de cada uno.

a) 40 g de sal, 50 g de arena y 0,10 g de corcho en polvo.

Rta: 44,39 %; 55,49 %; 0,11 %

b) 50 cm³ de agua, 20 g de arena y 150 g hierro

Rta: 22,73 %; 9,09 %; 68,18 %

c) 30 g de cloruro de sodio (soluble en agua), 20 g de azufre (insoluble en agua), 5 g de arroz y 10 cm³ de aceite (d = 0,6 g.cm⁻³).

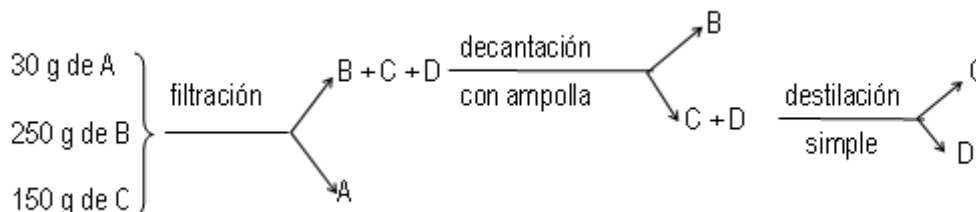
Rta: 49,18 % , 32,79 % ; 8,20 % ; 9,84 %

15- Indiquen si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F). Justifiquen las respuestas dadas.

() Un sistema con sólo 1 componente siempre es homogéneo.

() Un sistema con sólo 2 componentes líquidos siempre es heterogéneo.

16- A partir de los siguientes datos:



a) Seleccionen la/s respuesta/s correcta/s:

1. A y C son sólidos, B y D son líquidos 3. A y B son sólidos, C y D son líquidos
 2. A y D son sólidos, B y C son líquidos 4. B y C son sólidos, A y D son líquidos

Las sustancias

Las sustancias son sistemas materiales que tienen una composición definida y constante por lo que se las puede representar por medio de una fórmula química. Además, las propiedades intensivas son específicas y constantes en todas sus partes, en las mismas condiciones de presión y temperatura. El tipo o clase de partículas que forman a las sustancias determinan sus propiedades.

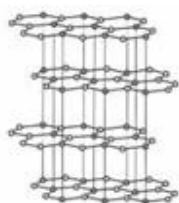
Los métodos de separación de fases y de fraccionamiento, al igual que los cambios de estado, son procesos que no provocan la formación de sustancias diferentes a las originales. Pero existen otros procedimientos, como los **métodos de descomposición química**, que sí producen que algunas sustancias se transformen en otras diferentes. Según se obtengan o no sustancias de composición química más sencilla al someter a las sustancias a procesos de descomposición, se las clasifica en **compuestas** o **simples**, respectivamente.

Las sustancias simples

Son aquellas que no pueden descomponerse en otras más sencillas y estables. Están formadas por átomos de una sola clase. La mayoría, tienen el mismo nombre que los elementos que las forman.

Las sustancias simples **biatómicas**, son las que están formadas por moléculas que poseen dos átomos. Algunas de ellas son hidrógeno (H_2), nitrógeno (N_2), flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2), yodo (I_2). También hay algunas que poseen tres o más átomos iguales, como, el azufre (S_8), fósforo (P_4), entre otras.

Algunos elementos pueden constituir dos o más sustancias simples diferentes. Por ejemplo, el elemento oxígeno constituye el oxígeno del aire y el ozono. Se diferencian porque el primero posee dos átomos en su molécula y el segundo posee tres. Sus fórmulas químicas son, respectivamente, O_2 (oxígeno) y O_3 (ozono). Estas sustancias simples formadas por el mismo elemento se llaman **alótropos** o **variedades alotrópicas**. Otro ejemplo: el elemento carbono (C) se encuentra en la naturaleza en forma de dos sustancias simples: **grafito**, negro, blando, de estructura laminar, conductor de la electricidad y **diamante**, translúcido, de gran dureza, con estructura reticular, no conduce la electricidad. En 1996, los científicos Kroto, Curl y Smalley recibieron el premio Nobel de Química por el descubrimiento de otra variedad alotrópica del carbono, los **fullerenos**, estructuras de entre 60 y 70 átomos de carbono, unidos para formar hexágonos y pentágonos organizados en forma casi esférica, cuya disposición es semejante a una pelota de fútbol.



Grafito



Diamante

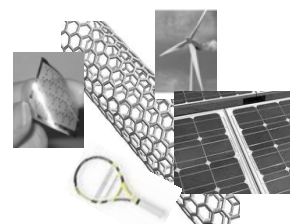


Fullereno

Nombre derivado de su semejanza con las estructuras inventadas por el arquitecto estadounidense Richard Buckminster Fuller.

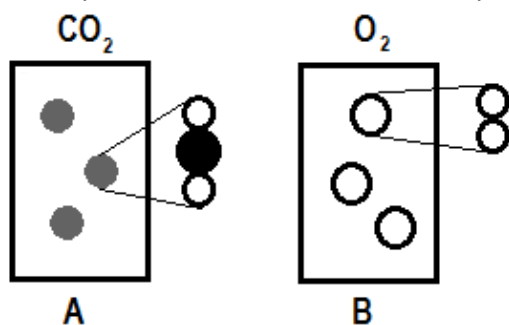
Los fullerenos se utilizan para la fabricación de nanotubos que son estructuras tubulares cuyo tamaño es aproximadamente 10.000 veces más delgados que un cabello, son superconductores a bajas temperaturas y muy resistentes. Tienen numerosas aplicaciones en sistemas electromecánicos a nanoescala, motores

micro-eléctricos, sensores, cable para aparatos electrónicos y de comunicación, transporte de ADN a nivel celular, fabricación de raquetas de tenis, tratamientos contra el cáncer, entre otras.

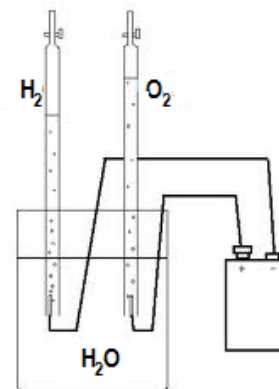


Las sustancias compuestas

Son las que sí pueden descomponerse en, al menos, otras dos más sencillas. Esto se debe a que están constituidas por más de un elemento químico. Por ejemplo, el agua es una sustancia compuesta ya que está formada por dos elementos, es decir, por dos clases de átomos: hidrógeno y oxígeno (H_2O). A través de un proceso químico llamado **electrólisis** es posible descomponerla en las dos sustancias simples correspondientes.



Dentro de los recuadros se representan dos sustancias en estado gaseoso. Sin embargo, si queremos saber si son simples o compuestas, es necesario saber cómo están constituidas sus moléculas. Si pudiésemos usar una especie de zoom para “ver” (imaginariamente, por supuesto) cómo están formadas esas partículas, “veríamos” que en el sistema **B**, están



constituidas por dos átomos del mismo elemento y por lo tanto sería una sustancia simple diatómica, por ejemplo, oxígeno (O_2). En el sistema **A**, en cambio, las moléculas están formadas por dos elementos, por lo que se trata de una sustancia compuesta, por ejemplo, dióxido de carbono (CO_2).

La evolución de los modelos atómicos: breve reseña histórica

Como ya hemos comenzado a bosquejar en las primeras páginas, la discusión acerca de cómo está constituida la materia tiene larga data. Pero es recién a partir del siglo XVII, cuando se sucedieron un gran número de descubrimientos y de avances técnicos que impulsaron vertiginosamente el desarrollo de la ciencia. Sin duda, esos avances permitieron que la teoría atomista fuera aceptada definitivamente, unos 2.300 años después de que fuera enunciada por primera vez.

A principios del año 1800, el físico y químico inglés John Dalton enunció una serie de postulados conocidos como Teoría Atómica de Dalton. Estos postulados son:

- La materia está formada por partículas indivisibles e indestructibles llamadas átomos.
- Los átomos del mismo elemento tienen las mismas propiedades.
- Los átomos de distintos elementos tienen propiedades diferentes.
- Los átomos de diferentes elementos pueden unirse para formar “átomos compuestos”.

Además, Dalton (como referíamos al comienzo) propuso la existencia de sustancias que no se podían descomponer en otras más sencillas, a las que llamó elementos (hoy definidas como sustancias simples), y sustancias que sí se podían descomponer en otras más sencillas, a las que llamó átomos compuestos (hoy



también llamadas sustancias compuestas). Estas ideas fueron rápidamente aceptadas por sus colegas, pues estaban basadas en hechos y datos experimentales que documentó y fundamentó con cuidadoso detalle.

El éxito de esta teoría fue tan rotundo que la idea de que la materia es discontinua, es decir, formada por pequeñas partículas y espacio vacío entre ellas, fue definitivamente aceptada por la comunidad científica de la época y sus sucesores. Sin embargo, casi un siglo después, la idea de que los átomos eran indivisibles e indestructibles tuvo que ser revisada y modificada.

Amadeo Avogadro en 1811 y basándose en la teoría de Dalton y las leyes de los gases hizo la distinción entre **átomo y molécula**, introduciendo el concepto de sustancia simple y compuesta *"Se entiende por molécula el más pequeño agregado de átomos, iguales o diferentes, capaces de existir independientemente y poseer las propiedades de la sustancia que se encuentra constituida por un conjunto de moléculas"*. Sin embargo, su teoría fue ignorada hasta 50 años más tarde.

La física y la química del siglo XIX

Los años que siguieron fueron vertiginosos y muy fértiles. Muchos físicos se encontraban abocados al estudio de fenómenos asociados a la electricidad y el magnetismo.

Entre muchas otras cosas, se conocía la posibilidad de cargar eléctricamente ciertos cuerpos por frotamiento (fenómeno que era conocido desde la antigüedad pero que no había podido ser explicado), se descubre que ciertos materiales tienen la propiedad de emitir radiaciones y se logra construir un dispositivo capaz de generar corriente eléctrica al que se llamó "pila".

Mientras tanto, los químicos estaban dedicados a estudiar las propiedades y la composición de sustancias conocidas y descubriendo otras nuevas, buscando similitudes y regularidades que les permitiesen poner un poco de orden en el caos de datos de los que disponían, siempre basados en la idea de que los átomos son partículas macizas, indivisibles e indestructibles.

Este fenómeno podemos percibirlo fácilmente si frotamos una regla con una tela o con el cabello y luego la acercamos a trocitos pequeños de papel, sin tocarlos.

El átomo deja de ser indivisible

A fines del siglo XIX, un inesperado acontecimiento provocó que la idea de átomo indivisible e indestructible cambiara radicalmente. Por esa época, el físico inglés Joseph J. Thomson, llevó a cabo experimentos en los que hacía circular corriente eléctrica a través de tubos de vidrio sellados y conteniendo gases en su interior, llamados tubos de rayos catódicos.

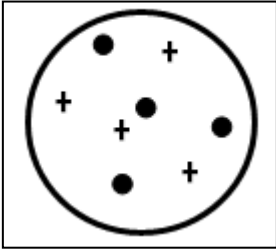
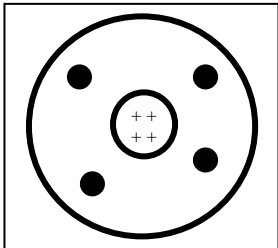
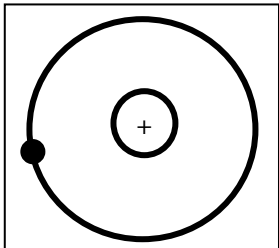
Como consecuencia de estos experimentos, Thomson descubrió que existían dentro del átomo, partículas con carga eléctrica negativa a las que llamó electrones. Sin duda alguna, este descubrimiento tuvo una enorme repercusión y constituyó un hito en la historia de la física y de la química por sus implicancias: si los electrones podían ser "arrancados" de un material, los átomos no eran ni indivisibles ni indestructibles como se creía.

Los tubos de rayos catódicos son los precursores de los tubos de televisión, que están dejando de usarse en los últimos años.

Los modelos atómicos

La historia de la ciencia demuestra que los modelos científicos requieren ser revisados y modificados permanentemente a medida que se conocen nuevos hechos experimentales. Esto implica que los modelos científicos son válidos en un determinado momento histórico y que deben ser adaptados a las nuevas evidencias cuando estas lo requieran. Es por eso que se dice que son **provisorios** y **perfectibles**. Sin embargo, por lo general, mantienen ciertos aspectos de los modelos anteriores por lo que los logros en la ciencia siempre son colectivos.

En el cuadro de la página siguiente se resumen algunos de los aspectos más importantes de los diferentes modelos atómicos, qué aspectos de cada uno se mantuvieron y cuáles se modificaron:

Modelo atómico de:	Aspectos más importantes del modelo	Principales aspectos nuevos	Mantiene del modelo anterior
Thomson (1898) 	<p>Esfera maciza con carga eléctrica positiva y con los electrones (carga eléctrica negativa) incrustados en ella, de forma tal que en su totalidad resultara una partícula eléctricamente neutra.</p>	<ol style="list-style-type: none"> Existencia de partículas con carga eléctrica que pueden ser “arrancadas” del átomo (electrones). debido a ello, el átomo ya no se considera indivisible (como sostenía Dalton) Existencia de carga eléctrica positiva que neutraliza a la negativa de los electrones. 	<p>Toma de Dalton la existencia de los átomos.</p>
Rutherford (1911) 	<p>Propone un modelo de átomo no macizo, sino constituido por un núcleo central que concentra prácticamente la totalidad de la masa y que contiene partículas con carga eléctrica positiva, a las que llamó protones. Alrededor del núcleo, un número igual de electrones en permanente movimiento. La mayor parte del átomo es espacio vacío. Pero el movimiento de los electrones implicaba una pérdida continua de energía, por lo que terminaría precipitándose sobre el núcleo...</p>	<ol style="list-style-type: none"> El átomo ya no se considera macizo. Posee un núcleo muy pequeño que concentra casi la totalidad de la masa El resto del átomo es espacio vacío. Los electrones se encuentran en permanente movimiento alrededor del núcleo, 	<p>Existencia de electrones y de carga eléctrica positiva.</p>
Bohr (1913) 	<p>Los electrones sólo se pueden mover en determinadas zonas, a las que llamó órbitas, con un radio que depende del contenido energético del electrón. Mientras se muevan en dichas órbitas, no pierden energía y no caen sobre el núcleo. Además, los electrones pueden saltar de una órbita a la otra al tomar o ceder una cierta cantidad de energía.</p>	<ol style="list-style-type: none"> La zona del espacio donde se mueven los electrones está restringida por su contenido energético. Los electrones pueden absorber y perder energía lo que implica saltos de una órbita a otra. 	<p>Existencia de núcleo con protones y gran espacio vacío en el que se mueven los electrones.</p>



El modelo atómico actual

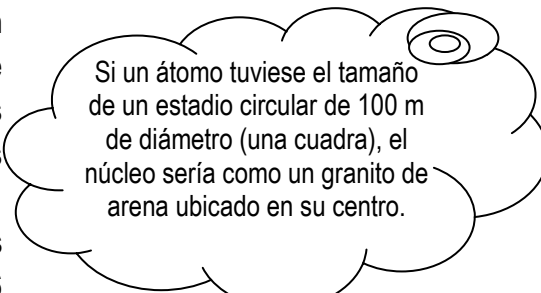
El modelo propuesto por Neils Bohr también presentaba serias limitaciones por lo que los científicos siguieron (y siguen aún) estudiando la estructura de los átomos. En el año 1932 se descubrió que en el núcleo existen otras partículas llamadas neutrones, con masa equivalente a la masa del protón y que no tienen carga eléctrica. Pero las constantes investigaciones llevadas a cabo en diversas partes del mundo aportan permanentemente nuevos datos que abren nuevos interrogantes, sobre todo en lo que se refiere a la constitución del núcleo y a las características de los electrones.

A pesar de que el modelo actual es sumamente complejo y se conocen más de treinta clases de partículas en el núcleo atómico, es posible hacer una simplificación del mismo y estudiar sólo algunos aspectos que resultan importantes para introducirlos en el estudio de la química. Entre ellos, consideraremos los siguientes:

- La probabilidad de encontrar los electrones es máxima en cierta zona alrededor del núcleo a la que se conoce como nube extranuclear. Dentro de esta zona, los electrones se distribuyen en niveles y subniveles de acuerdo a su estado energético. Estos niveles se diferencian de acuerdo con un valor numérico (1, 2, 3, 4,...).
- Los electrones de menor contenido energético se ubican más cerca del núcleo mientras que los de mayor contenido energético, más lejos. Por esa razón, los niveles se indican con números que aumentan a medida que se alejan del núcleo.
- En la actualidad, solo se conocen átomos con hasta siete niveles de energía. Cada uno de ellos posee una capacidad máxima. Por ejemplo, en el primer nivel se ubican como máximo 2 electrones; en el segundo, 8; en el tercero, 18 y en el cuarto 32.
- Cada electrón sólo se ubica en el nivel "permitido" de acuerdo con la energía que posee. Pero si cualquier electrón absorbe energía pasa a un nivel exterior, que corresponde a un estado energético superior. Se dice entonces que el átomo está "excitado". Al regresar al Nivel inferior emite una cantidad definida de energía: un cuanto de luz.

Las dimensiones del átomo

El **diámetro** de un átomo es unas 100.000 veces mayor que el diámetro de su núcleo. Con respecto a la **masa** de los átomos, ésta resulta ínfima si las comparamos con las de cualquier porción de materia que se pueda ver aunque sea con un microscopio. Aún la masa de un granito de harina o de azúcar impalpable es enorme comparada con la de cualquier átomo. Los datos experimentales han permitido estimar que la masa de los protones es 0,000000000000000000000000167 g; es decir, $1,67 \cdot 10^{-24}$ g. Los neutrones tienen una masa similar a la de los protones, mientras que los electrones tienen una masa 1.836 veces menor, por lo que se la considera prácticamente despreciable. Esto implica que la masa de los átomos depende de la cantidad de neutrones y de protones que tenga.



Si un átomo tuviese el tamaño de un estadio circular de 100 m de diámetro (una cuadra), el núcleo sería como un granito de arena ubicado en su centro.

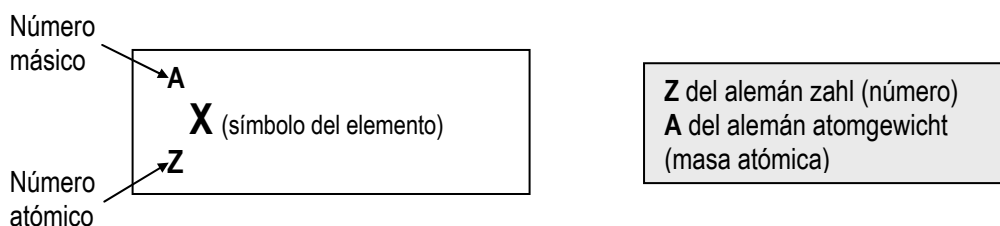
Partícula	Símbolo	Carga eléctrica		Masa		Ubicación en el átomo
		relativa	Absoluta (C)	relativa	Absoluta (g)	
electrón	e	-1	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	0	$9,11 \cdot 10^{-28}$	Niveles y subniveles
protón	p	+1	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	1	$1,673 \cdot 10^{-24}$	núcleo
neutrón	n	0	0	1	$1,673 \cdot 10^{-24}$	núcleo

Los elementos químicos

Hasta el momento sólo se encontraron en la naturaleza, 92 clases de átomos diferentes. Además, alrededor de 20 más han sido “fabricados” en laboratorios. Cada clase de átomo, sea natural o artificial, es un **elemento químico**.

El número de protones que caracteriza a cada elemento y lo distingue de los demás, es el **número atómico** y se representa con la letra **Z**. Recordemos que los átomos son eléctricamente neutros, por lo tanto la cantidad de partículas positivas (protones) y negativas (electrones) deben ser iguales.

La suma de protones y neutrones que posee un determinado átomo se denomina **Número másico**, ya que son las partículas que le dan masa a los átomos. El número másico se simboliza con la letra **A**.



Entonces, en un átomo:

Z = Número atómico = número de protones = número de electrones.

A = Número másico = número de protones + número de neutrones.

Por lo tanto, si hacemos $A - Z$ podemos calcular el número de neutrones que tiene un átomo:

$$A - Z = \text{número de neutrones}$$

Si bien el número de protones es el mismo para todos los átomos del mismo elemento, es decir, todos tienen el mismo **Z**, no ocurre lo mismo con el número de neutrones. Los átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de neutrones (diferente número másico) se denominan **isótopos**.

La mayoría de los elementos poseen al menos dos isótopos y muchos de ellos son radiactivos. Por ejemplo, el elemento carbono tiene $Z = 6$, es decir, todos los átomos de carbono poseen 6 protones.

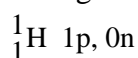
La gran mayoría de ellos tienen $A = 12$, es decir, poseen 6 neutrones (Carbono 12). Pero hay una muy pequeña proporción cuyo $A = 14$, es decir, posee 8 neutrones. Este isótopo del carbono (Carbono 14) es radiactivo y se utiliza para determinar la antigüedad de los fósiles.

La radiactividad es el fenómeno por el cual algunos átomos liberan espontáneamente radiaciones o neutrones y gran cantidad de energía. En este fenómeno se basan la bomba atómica, los rayos X y la energía nuclear, entre otros. Los rayos X fueron descubiertos en 1895 por Wilhelm Conrad Röntgen. En un principio, no se sabía que el exceso de radiaciones era perjudicial, por lo que se los utilizaba, entre otras cosas, como diversión y en espectáculos.

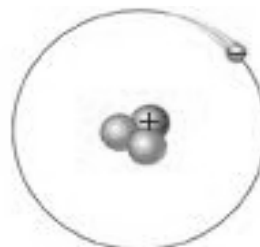
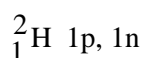
El isótopo de hidrógeno de número másico 2 (deuterio) se emplea en la fabricación de agua pesada, necesaria en los reactores nucleares y el tritio (isótopo de hidrógeno de número másico 3), como fuente energética alternativa.



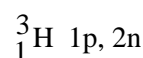
Hidrógeno



Deuterio



Tritio



Interacciones nucleares

La interacción nuclear es una de las cuatro fuerzas fundamentales que la física establece para explicar el universo. Es la fuerza responsable de mantener unidos a los nucleones (protón y neutrón) del núcleo atómico, venciendo la repulsión entre los protones; además, los neutrones, que no tienen carga eléctrica, permanecen unidos entre sí y también a los protones. Los efectos de esta fuerza sólo se aprecian a distancias muy pequeñas, menores a 1 fm.

fm: femtómetro o fermi (en honor al físico Enrico Fermi), unidad de longitud equivalente a una milbillonesima *parte del metro* $1 \text{ fm} = 1 \times 10^{-15} \text{ m}$.

Los símbolos químicos

Es la manera con la que se representan los elementos químicos. Se relacionan con su nombre que proviene del nombre de un científico o país, de algún dios de la mitología, o propiedad característica. Algunos ejemplos son: hidrógeno (H), que genera agua; oxígeno (O), que produce óxidos; uranio (U), en honor a Urano, planeta descubierto treinta años antes que este metal; tecnecio (Tc), hijo de la técnica, porque fue el primer elemento artificial, es decir, creado en un laboratorio; francio por Francia; mendelevio en homenaje a Mendeleiev. En general estos símbolos corresponden a las iniciales del nombre del elemento en latín, griego o alemán. Por ejemplo, el símbolo del elemento sodio es Na, ya que su nombre en latín es *natrium*.

En algunos casos, como hay más de un elemento con la misma inicial, el símbolo químico de uno de ellos tiene dos letras, la primera se escribe en mayúscula y la segunda en minúscula. Por ejemplo, el símbolo del nitrógeno es N mientras que el del níquel es Ni.

A partir del elemento de $Z = 110$, llamado ununnilio (Uun), se utilizan tres letras y sus nombres expresan el valor numérico de su Z en latín. Por ejemplo, ununnilio proviene de *un* (1), *un* (1) y *nil* (0).



Actividad 6

- Un átomo tiene 12 protones, 13 neutrones y 12 electrones. ¿Cuál es su número atómico?
 a) 12; b) 13; c) 24; d) 25
- Los isótopos oxígeno-16, oxígeno-17 y oxígeno-18, se diferencian en:
 - El número de protones
 - El número atómico
 - El número de neutrones
 - El número de electrones
- Un átomo de volframio (W) tiene 74 protones y 108 neutrones. ¿Cuál es su representación adecuada?



- Señalar las afirmaciones correctas:
 - El número másico de un átomo es la suma del número de protones, neutrones y electrones
 - Todos los átomos de un mismo elemento químico tienen el mismo número de neutrones
 - Los isótopos de un elemento químico tienen el mismo número atómico
 - Los isótopos de un elemento químico tienen el mismo número másico
 - Los isótopos de un elemento químico tienen distinto número de neutrones
- Completen el siguiente cuadro utilizando para ello la Tabla Periódica de los Elementos

Nombre del elemento	Símbolo químico	Z	A	Nº de protones	Nº de electrones	Nº de neutrones
		35				45
			35		17	
Calcio						
		12	24			

La Tabla Periódica de los Elementos

La palabra "elemento" data de la civilización griega, pero su noción moderna apareció en el siglo XVII, aunque no existe un consenso claro respecto al proceso que condujo a su consolidación y uso generalizado. A lo largo del siglo XVIII, se concibe un nuevo modo de entender la composición química, que aparece claramente expuesto por Lavoisier en su obra "Tratado elemental de Química".

El descubrimiento de un gran número de nuevas sustancias, así como el estudio de sus propiedades, pusieron de manifiesto algunas semejanzas entre los elementos constituyentes, lo que aumentó el interés de los químicos por buscar algún tipo de clasificación.

Varios fueron los intentos por encontrar un orden lógico. Se le atribuye a Dimitri Mendeleiev el ordenamiento de los elementos basándose en la variación de las propiedades químicas y en orden creciente de masas atómicas.

Julius L. Meyer, paralelamente a Mendeleiev, llevó a cabo un ordenamiento de los elementos a partir de las propiedades físicas.

La tabla periódica de los elementos es una de las herramientas más útiles para los químicos. Consta de 18 columnas verticales, llamadas **grupos** en los que se agrupan elementos con propiedades similares y 7 filas horizontales, denominadas **períodos** donde las propiedades varían gradualmente. En ella se consignan diversos datos, por ejemplo el símbolo químico, el número atómico, la distribución de los electrones por niveles, etc. También se consignan algunas propiedades de las sustancias simples que esos elementos forman, como por ejemplo PF, PE, densidad, N° de oxidación, ...

Los grupos están numerados de dos maneras distintas: según la convención EEUU o tradicional, que utiliza números romanos del I al VIII y las letras A y B, lo que forma dos grandes subgrupos (I al VIII A y I al VIII B), y la moderna o de IUPAQ que numera los grupos del 1 al 18.

Los períodos están numerados del 1 al 7. Los períodos 6 y 7 incluyen los elementos denominados Lantánidos y Actínidos, que, por lo general, se colocan por separado para facilitar así su impresión y su lectura.

masa atómica	30,974				2	← configuración electrónica (por niveles)
símbolo	P				8	
nombre	fósforo				5	
configuración electrónica (por subniveles)	Ne-3s ² 3p ³					← números de oxidación (en negrita los más frecuentes)
P. fusión	44					
P. ebullición	277					
número atómico	15					← electronegatividad
					2,1	

(Modelo de cuadrilla extractada de la tabla periódica compilada por las profesoras S. Corneli y A. Liserra)

La noción de número atómico y la mecánica cuántica

La tabla periódica de Mendeleiev presentaba ciertas irregularidades e inconvenientes. En las décadas posteriores se debieron integrar los descubrimientos de los gases nobles, las "tierras raras" y los elementos transuránicos. Otro problema adicional eran las irregularidades que existían para compaginar el criterio de ordenación por masa atómica creciente y la agrupación por familias con propiedades químicas comunes. Ejemplos de esta dificultad se encuentran en las parejas telurio-yodo, argón-potasio y cobalto-níquel, en las que se hace necesario alterar el criterio de ordenación por masa atómica crecientes en favor de la agrupación en familias con propiedades químicas semejantes. Durante algún tiempo, esta cuestión no pudo resolverse satisfactoriamente hasta que Henry Moseley (1867-1919) realizó un estudio sobre los espectros en 1913. Moseley comprobó que al representar la raíz cuadrada de la frecuencia de la radiación en función del número de orden en el sistema periódico se obtenía una recta, lo cual permitía pensar que este orden no era casual sino reflejo de alguna propiedad de la estructura atómica. Hoy sabemos que esa propiedad es el número atómico (Z) o número de cargas positivas del núcleo. La explicación que aceptamos actualmente de la "ley periódica" enunciada por los químicos de mediados del siglo pasado surgió tras los desarrollos teóricos producidos en el primer tercio del siglo XX, época en la que tuvo un gran desarrollo la mecánica cuántica. Gracias a las investigaciones llevadas a cabo, hoy se acepta que la ordenación de los elementos en el sistema periódico está relacionada con la estructura electrónica de los átomos de los diversos elementos, a partir de la cual se pueden predecir sus diferentes propiedades químicas.



Cómo se forman las sustancias

El mundo que nos rodea está formado por sustancias que se encuentran en diferentes estados de agregación: por ejemplo el oxígeno y el nitrógeno constituyen la mayor parte de la atmósfera *gaseosa* en la cual estamos inmersos. El agua aparece como el líquido que constituye los mares y ríos de nuestro planeta y los minerales forman gran parte de la corteza terrestre. Esta disparidad ha llevado a los químicos a preguntarse cuál es la causa de las diferentes propiedades físicas de los materiales. Para explicar las características de las sustancias se propuso básicamente la existencia de tres tipos diferentes de uniones químicas: iónica, covalente y metálica.

Teoría de Lewis de la unión química

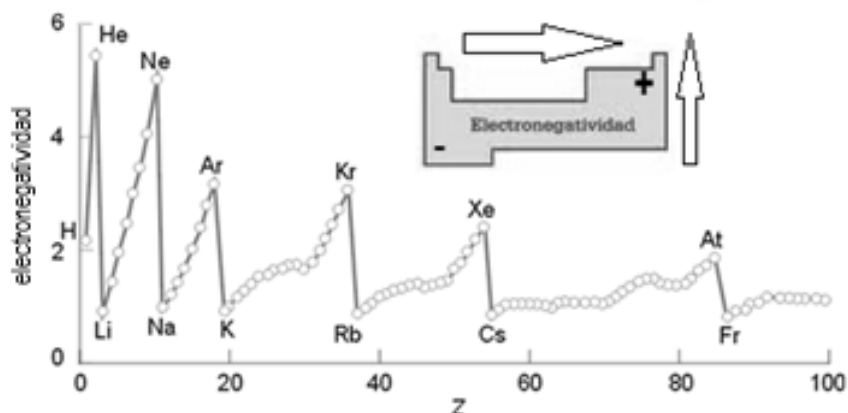
La mayoría de las sustancias están constituidas por más de un elemento, es decir, son sustancias compuestas. Esto implica que los átomos se unen entre sí en diferentes formas y proporciones.

Los científicos proponen que los átomos se unen alcanzando un estado de mayor *estabilidad* que si estuviesen separados. A principios del siglo XX, se comenzó a estudiar cómo se producen estas uniones y algunos hechos experimentales llamaron la atención de los investigadores. Uno de los más relevantes es que existe un pequeño grupo de sustancias simples muy poco reactivas, llamadas justamente por eso gases nobles o gases inertes, formadas por los elementos ubicados en el grupo VIII A o 18 de la tabla periódica denominados inértidos.

Los gases nobles están formadas por átomos aislados y solo forman sustancias compuestas en condiciones muy especiales de laboratorio. Estas particularidades debían tener una razón y, tratando de encontrarla, descubrieron que los átomos que las forman son los únicos que tienen 8 electrones en su último nivel (excepto el helio que tiene 2, ya que su número atómico así lo indica, pero que en esta época aún no se había descubierto). Frente a esto, en el químico Gilbert Lewis plantea lo que se conoce como Teoría del octeto, en la que propone que un átomo se une a otro si en ese proceso logra alcanzar un estado de mayor estabilidad, adquiriendo la misma configuración electrónica que el inértido más cercano (en número atómico) en la tabla periódica. En 1917 Lewis y el físico Walther Kossel plantean, de forma independiente, que los átomos pueden perder, ganar o compartir electrones para completar su octeto externo. Si bien hoy sabemos que la regla del octeto presenta algunas limitaciones y no representa exactamente la realidad, permitió representar las uniones mediante esquemas sencillos.

Teniendo en cuenta la configuración electrónica y la regla del octeto, se deduce que en general, los átomos de los elementos metálicos tienden a perder electrones, mientras que los átomos de los elementos no metálicos, tienden a ganarlos. En función de la capacidad de un átomo de ceder o tomar electrones, se define una propiedad, la **electronegatividad**, como la tendencia relativa de un átomo de atraer electrones en una unión química. Esta propiedad periódica fue definida por Linus Pauling "como la capacidad de un átomo para atraer electrones". Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor (elemento más electronegativo). El elemento menos electronegativo, el francio, tiene electronegatividad 0,7.

La figura muestra la periodicidad y variación de esta propiedad en la tabla periódica:



La unión iónica

Una de las propiedades de los materiales más notorias y que más llamó la atención de los científicos es la capacidad que tienen algunos de conducir la corriente eléctrica. La gran pregunta era ¿por qué algunos materiales son buenos conductores de la corriente eléctrica y otros no? ¿Qué tienen de diferente? Además, ¿por qué algunos sólo lo hacen si están disueltos en agua y no en estado sólido, como la sal común? ¿Por qué algunas sí lo hacen en estado sólido, como los metales? ¿Por qué otras no lo hacen en ninguna forma?

Una primera respuesta es que, para que un material conduzca la corriente eléctrica se tienen que dar dos condiciones: debe tener partículas con carga eléctrica y estas partículas deben tener posibilidad de desplazarse.

Se propone entonces un modelo que justifica ambas condiciones en algunos materiales. Este modelo se llama **unión iónica** que se produce cuando la diferencia de electronegatividades entre los átomos que intervienen en la unión es alta y propone que, para cumplimentar la ley del octeto, algunos de ellos toman y otros ceden electrones. Así, las nuevas partículas formadas, a las que se llamó **iones**, ya no son eléctricamente neutras como los átomos sino que tienen carga eléctrica, positiva si el átomo perdió electrones o negativa si los tomó. Los iones con carga positiva se llaman **cationes** y los negativos, **aniones**.

Supongamos, a modo de ejemplo, que quisiéramos explicar la formación del cloruro de sodio (sustancia muy abundante en nuestro planeta, fundamentalmente disuelta en el agua de mar y formando grandes salinas) a partir de la reacción entre las sustancias simples correspondientes. De acuerdo con la teoría del octeto, el cloro, elemento de alta electronegatividad (verificar en la Tabla) tiene tendencia a ganar un electrón para completar su octeto. Por otro lado, el sodio, metal muy poco electronegativo, tiende a perder con facilidad el electrón del último nivel, adquiriendo así la configuración electrónica del gas inerte más próximo (Neón).

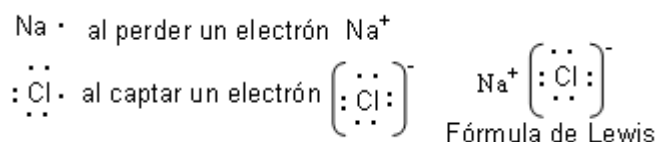
Recordemos que los electrones tienen carga eléctrica negativa y que los átomos son eléctricamente neutros. Por lo tanto, si un átomo pierde electrones, la partícula queda con más carga positiva que negativa. Lo contrario ocurre si la partícula toma electrones.

- La distribución de electrones por niveles en el sodio (Na) es 2; 8; 1, por lo que si pierde un electrón queda con dos niveles y con 8 electrones en el último nivel.
- La distribución de electrones por niveles en el cloro es (Cl) es 2; 8; 7, por lo que si toma un electrón queda con 8 electrones en el último nivel.

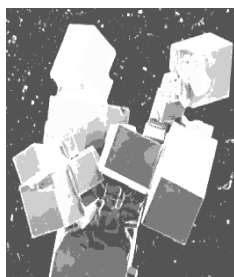
Se forman, entonces, el catión sodio con una carga eléctrica positiva (ya que perdió un solo electrón) y el anión cloruro con una carga negativa (ya que tomó un solo electrón). Luego estos iones de signo opuesto se atraen por fuerzas electrostáticas, formando una unidad eléctricamente neutra.

Lewis propuso representar las uniones mediante el diagrama que lleva su nombre. En él, se indica entre corchetes el símbolo del elemento más electronegativo (no metal), con puntos se representan los electrones que posee en el último nivel y los que gana para completar su octeto. Afuera del mismo, se coloca la carga negativa correspondiente a los electrones que ha ganado.

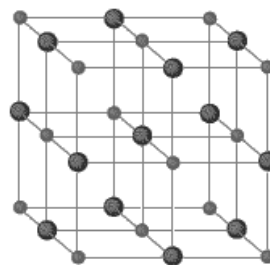
El metal se representa por su símbolo con la correspondiente carga positiva acorde con los electrones que pierde para quedar con 8 electrones en el último nivel.



De esta manera, surge la **fórmula mínima**: NaCl que representa a la sustancia cloruro de sodio, e indica en qué proporción se unen los iones para formar agregados eléctricamente neutros. En este caso, la relación es un catión sodio por cada un anión cloruro.



Micrografía electrónica de cristales de cloruro de sodio (sal)



El cristal de cloruro de sodio (sal) está formado por una red cúbica de iones sodio y cloruro.

- ion cloruro Cl⁻
- ion sodio Na⁺

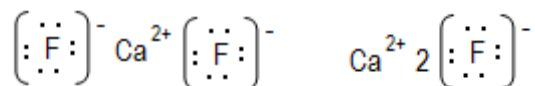
Veamos otros ejemplos

La fluorita es un mineral muy abundante en la Argentina. Si quisiéramos explicar su formación a partir de la reacción entre el flúor y calcio apelando a la regla del octeto, podríamos hacer el siguiente análisis:

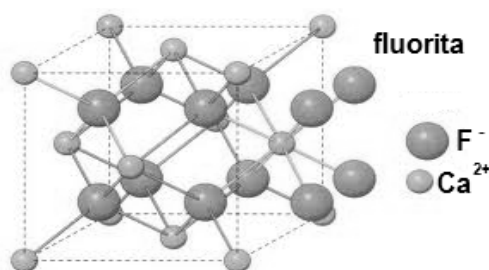
- El calcio (Ca) tiene la siguiente distribución de electrones: 2,8,2, por lo que deberá perder 2 electrones, formándose el catión Ca²⁺

- El flúor (F) tiene la siguiente distribución de electrones: 2,7, por lo que deberá tomar 1 electrón, formándose el anión F⁻

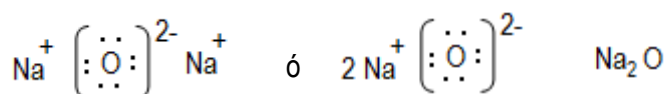
Como el catión calcio tiene dos cargas eléctricas positivas mientras que el anión flúor tiene una sola carga eléctrica negativa, la relación en la que se unen es 1 a 2, respectivamente, por lo que la fórmula mínima es CaF₂



La fórmula de Lewis puede escribirse de las dos maneras.



Otro ejemplo es el óxido de sodio. Para este compuesto la estructura de Lewis y fórmula mínima (en donde la relación es dos iones sodio y un ion oxígeno) son:



Cabe aclarar que el 2 delante del ión sodio sólo afecta a dicha especie.

Las propiedades de las sustancias iónicas

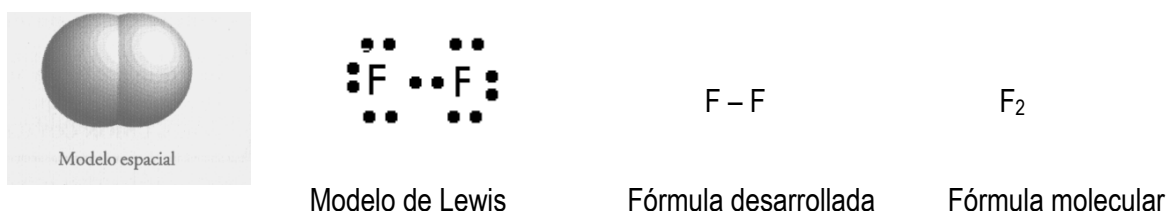
Las sustancias iónicas son electrolitos de segunda clase porque conducen la corriente eléctrica si están fundidas, es decir en estado líquido, o disueltas en agua. Esto se debe a que sólo así los iones tienen posibilidad de desplazarse. Esto no ocurre cuando están en estado sólido debido a que en esas condiciones los iones se encuentran fuertemente atraídos entre sí ocupando posiciones fijas, y por lo tanto, imposibilitados de desplazarse. Los iones permanecen fuertemente unidos por poseer cargas eléctricas opuestas formando una red tridimensional, por lo que todas las sustancias iónicas son sólidas a temperatura ambiente. Presentan altos puntos de fusión y de ebullición. Son generalmente solubles en agua.

Manipular artefactos eléctricos con las manos mojadas puede ser muy peligroso ya que se puede recibir una descarga eléctrica que podría ocasionar lesiones muy graves e incluso la muerte. Esto se debe a que el agua que usamos cotidianamente contiene sales disueltas, por lo tanto es conductora de la corriente eléctrica. También nuestro cuerpo contiene muchos minerales disueltos en agua, principal constituyente de todos los líquidos corporales.

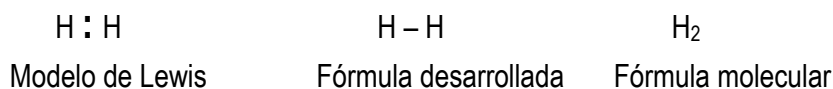
La unión covalente

Esta unión se produce entre átomos con baja diferencia de electronegatividad. Este modelo explica que los átomos se estabilizan compartiendo pares de electrones. Los átomos se acercan hasta que sus niveles electrónicos externos se superponen. De esta manera los electrones que participan de la unión permanecen casi homogéneamente distribuidos entre los dos átomos unidos. En este caso no se ganan ni se pierden electrones (por lo cual no se forman iones) se forman entonces las partículas que conocemos como **moléculas**. El término “compartir” en este contexto significa que los electrones en cuestión se mueven entre los núcleos de ambos átomos, siendo dicho movimiento lo que los mantiene unidos. Se establecen así dos tipos de fuerzas de atracción: entre átomos para formar las moléculas y entre moléculas. La intensidad de las fuerzas de atracción entre las moléculas determina si la sustancia es sólida, líquida o gaseosa a temperatura ambiente.

El ejemplo más simple que se puede representar es una molécula formada por dos átomos que provienen del mismo elemento no metálico, por ejemplo la molécula de flúor. En este caso ambos átomos adquieren la configuración del inértido más cercano si comparten un par de electrones (cada uno de los cuales proviene de uno de los átomos de flúor unidos entre sí). Las partículas que se forman así se llaman moléculas y las sustancias que constituyen se pueden representar a través de **fórmulas desarrolladas** en las que cada par de electrones compartido se representa por un guión, y de **fórmulas moleculares**, en las que se indica el número de átomos de cada elemento con un subíndice



Otro ejemplo de este tipo de moléculas lo constituye el gas hidrógeno:



Como se puede advertir, en este caso, los átomos de hidrógeno no completan su octeto con ocho electrones sino con dos. ¿Por qué?

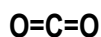
En los ejemplos anteriores los átomos unidos sólo comparten un par de electrones por lo cual se conoce como **unión simple**. En cambio, cuando dos átomos comparten más de un par de electrones, la unión será **doble** o **triple**, según si comparten dos o tres pares, respectivamente.

Por ejemplo, en la molécula de dióxido de carbono hay dos uniones covalentes dobles ya que cada uno de los átomos de oxígeno comparte dos pares de electrones con el mismo átomo de carbono. La fórmula molecular del dióxido de carbono es, entonces: CO_2



Como ejemplo de unión triple, analicemos la molécula de nitrógeno: ésta está formada por dos átomos de ese elemento que comparten tres pares de electrones entre sí debido a que cada uno de ellos posee 5 electrones en el último nivel y por lo tanto les faltan tres más para completar su octeto. Su fórmula molecular es: N₂

Representaciones para el dióxido de carbono (CO₂)

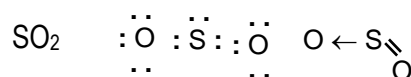


Representaciones para el nitrógeno (N₂)



La unión covalente dativa o coordinada

Se denomina unión **covalente coordinada** al tipo de unión en la cual el par de electrones que se comparte es aportado por uno solo de los átomos que forman la unión. Por ejemplo, analicemos qué ocurre cuando se unen átomos de azufre y de oxígeno. Como estos elementos poseen 6 electrones externos, lo lógico sería pensar que comparten dos pares de electrones constituyendo una molécula con un átomo de cada elemento. Sin embargo, existe otro óxido que tiene dos átomos de oxígeno unidos a uno de azufre. Para explicar esta molécula, se propone que uno de los átomos de oxígeno comparte dos pares de electrones con el de azufre y el otro establece una unión dativa al compartir un **par** de electrones que aporta el azufre. De esta manera cada átomo completa el octeto electrónico. Las representaciones correspondientes son las siguientes:



Las propiedades de las sustancias covalentes

En general las sustancias covalentes no son buenas conductoras de la corriente eléctrica ya que no poseen partículas con carga eléctrica y con posibilidad de movimiento. Tengamos en cuenta que las moléculas, que son sus partículas constituyentes, son eléctricamente neutras ya que el número total de electrones es igual al de protones. Además, las fuerzas de atracción entre las moléculas son, en general, menos intensa que las que se establecen entre iones. Por ello, hay sustancias covalentes que son sólidas, líquidas y gaseosas a temperatura ambiente. Por la misma razón, las temperaturas de cambio de estado son muy diversas pero en general menores a las de las sustancias iónicas.

Una excepción la constituye el grafito, una de las variedades alotrópicas del carbono. Esta sustancia es muy buena conductora de la corriente eléctrica. El interior de la pila seca es una barra de grafito.

La siguiente tabla muestra el tipo de enlace según la diferencia de electronegatividad entre los átomos intervinientes

CARÁCTER DEL ENLACE QUÍMICO									
diferencia electronegatividad	0	0,6	1	1,4	1,63	2,0	2,4	2,8	3,2
iónico (%)	0	9	22	39	50	63	76	86	92
covalente (%)	100	91	78	61	50	37	24	14	8

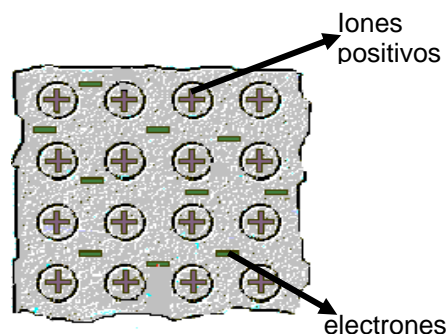
La unión metálica

Las propiedades características de los metales (por ejemplo su alta conductividad eléctrica y térmica, el hecho de ser dúctiles y maleables) se suelen explicar mediante un modelo de enlace metálico conocido como **modelo del mar de electrones** acuñado por Svater A. Arrhenius.

Debido a que los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, y además al ser átomos de baja electronegatividad, pierden fácilmente esos electrones (conocidos como electrones de valencia) y se convierten en iones positivos, por ejemplo Na^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+} .

Los iones positivos resultantes forman en el espacio una red metálica mientras que los electrones de los átomos pueden desplazarse a través de toda la red. De este modo, todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante "el mar" de electrones con carga negativa que los envuelve.

Esto explica, por ejemplo, la alta conductividad eléctrica de los metales, ya que los electrones que puede moverse por toda la estructura del metal permiten el paso de la corriente eléctrica.



Actividad 7

1- Indicar el tipo de unión química existente en los siguientes compuestos (teniendo en cuenta la diferencia de electronegatividad): fluoruro de calcio (s); cloruro de hidrogeno (g); dióxido de azufre (g); óxido de calcio (s); hierro (s); amoníaco (g)

2- Escribir la estructuras de Lewis de los siguientes compuestos iónicos: CaS ; K_2O ; KBr ; LiCl ; AlCl_3

3- Teniendo en cuenta la diferencia de electronegatividad, representar la estructura de Lewis, escribir la fórmula mínima o molecular según corresponda, indicando de cuál de ellas se trata y si corresponde, representar la fórmula desarrollada para los siguientes compuestos: a) bromuro de sodio; b) bromuro de hidrógeno; c) sulfuro de potasio; d) dióxido de azufre.

4- Buscar en la Tabla Periódica 5 elementos metálicos e indicar el nombre, símbolo del elemento e investigar para qué se utilizan en la industria, medicina, etc. Organizar los datos recogidos en una tabla.

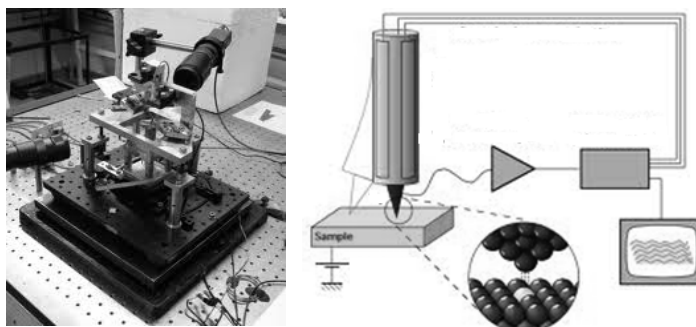
Magnitudes atómico-moleculares

Como referíamos anteriormente, las especulaciones de los sabios griegos y las observaciones experimentales del siglo XIX concluyeron que la materia está formada por partículas *indivisibles* a las que llamaron "**átomos**" (del griego: *indivisible*). Descubrimientos posteriores contrastaron esta teoría y demostraron que el átomo es *divisible*, encontrando en su interior muchas partículas, de las cuales las más importantes son los protones, los neutrones y los electrones.

Los átomos tienden a unirse unos a otros, formando "**pares iónicos**" o "**moléculas**" (del latín *moles*:

masa) (según la naturaleza de la unión química que los formen). Estas partículas son invisibles para el ojo humano, tampoco pueden verse con microscopios de gran aumento.

Existe en la Facultad de Exactas y Ciencias Naturales (UBA) el microscopio de efecto túnel con el que actualmente puede “verse” la superficie de los átomos.



Para tener una idea de la pequeñez de las moléculas basta con calcular la cantidad que están contenidas en una gota de agua, que es: $1,67 \times 10^{21}$ moléculas. ¿Podrías escribir este número sin utilizar la notación científica?

Debido al pequeño tamaño de las moléculas, iones y átomos, en cualquier reacción química que se produzca en la vida cotidiana, en los laboratorios o en las industrias, el número de partículas que intervienen es muy elevado aunque reaccionen pequeñas cantidades de sustancias. Esto hizo necesario definir una unidad adecuada de cantidad de materia a la cual se llama **mol**.

El concepto de mol

Según el SIMELA (sistema métrico legal argentino) el mol es “la cantidad de materia que tiene tantos entes elementales como átomos hay en 12 g de carbono 12”. Este es un valor exacto llamado constante o número de Avogadro ya que fue determinado experimentalmente por Amadeo Avogadro en 1811.

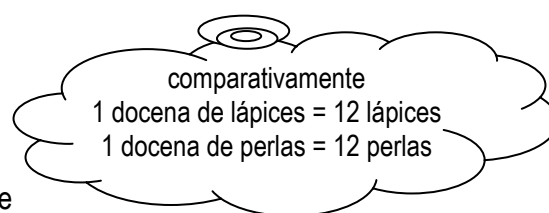
Su valor es $6,02 \cdot 10^{23}$, por lo tanto

1mol de electrones contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ electrones

1mol de átomos de hierro contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro

1mol de iones Na^+ contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ iones Na^+

1mol de moléculas de agua contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua



La masa atómica y el mol de átomos

Cuando Dalton postuló la existencia de los átomos, intuyó que su masa era tan pequeña que no podría medirse en una balanza. Por eso estableció relaciones entre las masas de diferentes átomos, tomando como unidad la masa del átomo de hidrógeno, por ser el más liviano. Si se comparan las masas de los átomos de hidrógeno y de oxígeno, resulta que la masa de este último es 16 veces mayor que la masa del hidrógeno. Así el número 16 recibe el nombre de masa atómica *relativa* del oxígeno. La unidad de comparación elegida,

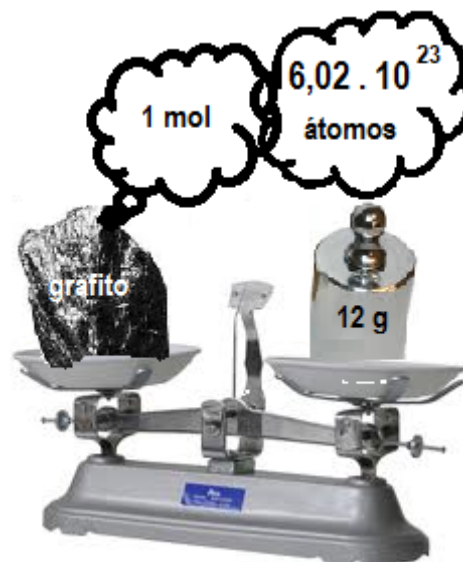
el hidrógeno, fue luego reemplazada por la dieciseisava parte de la masa del átomo de oxígeno y desde 1962 se considera como **unidad de masa atómica** (*u*) la *doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12*.

Entonces, la masa atómica *relativa* de un elemento es un número que indica cuántas veces es mayor la masa de un átomo de dicho elemento que la unidad de masa atómica.

Las masas atómicas (*A*) de los elementos que figuran en la tabla periódica, son un promedio de las masas atómicas relativas de los isótopos de cada elemento.

Por ejemplo: la masa atómica *relativa* de la plata es 107,868 u, lo que significa que la masa de un átomo de plata es 107,868 veces mayor que la unidad de masa atómica (u).

De acuerdo con los conceptos de mol y constante de Avogadro, se puede decir que la masa de un mol ($6,02 \cdot 10^{23}$) de átomos de ^{12}C es exactamente igual a 12 gramos. Generalizando se podría afirmar que la masa de un mol de átomos de un elemento se expresa en gramos y su valor coincide numéricamente con la masa atómica relativa de dicho elemento.



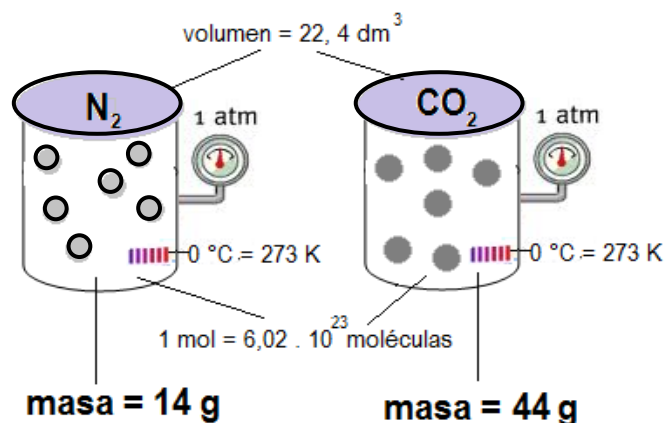
La masa molecular y el mol de moléculas

Masa molecular *relativa* de una sustancia es un número que indica cuántas veces mayor es la masa de una molécula de dicha sustancia que la unidad de masa atómica (u). Se obtiene al sumar las unidades de masa atómica de todos los átomos que forman la molécula. Por ejemplo, la masa molecular del agua se calcula teniendo en cuenta que la fórmula es H_2O y que: $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times A_{\text{H}} + A_{\text{O}} = 2 \times 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$

La masa de un mol de moléculas ($6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas) se expresa en gramos y coincide numéricamente con su masa molecular relativa. Por lo tanto, la masa de un mol de moléculas (también llamada masa molar) de agua es $M = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

El volumen molar

El volumen que ocupa un mol de moléculas de cualquier gas se denomina **volumen molar**. Si el gas se encuentra a 0°C de temperatura (273 K) y a 1 atmósfera de presión, es decir, en *condiciones normales de presión y temperatura* (CNPT), el volumen ocupado es igual a $22,4 \text{ dm}^3$, independientemente del gas estudiado.





Actividad 8

1- Con la ayuda de la tabla periódica, completar la siguiente tabla:

Compuesto	Fórmula	Masa (g)		
		molar	de 5 mol	de 8 mol
dióxido de carbono	CO ₂			
amoníaco	NH ₃			
Azufre	S ₈			
Oxígeno	O ₂			
Calcio	Ca			
Hidrógeno	H ₂			
Hierro	Fe			
Sodio	Na			
óxido de magnesio	MgO			
ácido clorhídrico	HCl			
bromuro de calcio	CaBr ₂			
cloruro de sodio	Na Cl			
glucosa	C ₆ H ₁₂ O ₆			
nitrate de potasio	K N O ₃			

- 2- Calcular el número de moles de partículas (molécula o par iónico) que corresponda, presentes en:
a) 100 g de dióxido de carbono (CO₂), b) 130g de óxido de sodio (Na₂O), c) 52 g de yodo (I₂), d) 11,2 g de nitrógeno (N₂)
- 3- Calcular la masa de 3,5 mol de átomos de plata (Ag)
- 4- Calcular el N° de moles de moléculas que hay en 22 gramos de dióxido de carbono (CO₂).
- 5- ¿Cuál es el volumen que ocupan 120g de hidrógeno (H₂) en CNPT?
- 6- Un recipiente de 3 dm³ se llena con gas cloro (Cl₂) en CNPT. Calcular:
a) el N° de moles de moléculas de cloro; b) el N° de moléculas de cloro; c) la masa de ese volumen de gas.
- 7- Se tiene un balón que contiene 450 g de gas ozono en CNPT. Indicar:
a) N° de moles de moléculas de gas ozono; b) dm³ de gas ozono; c) N° de moléculas de gas ozono; d) N° de moles de átomos de oxígeno; e) N° de átomos de oxígeno
- 8- Un tanque contiene 1500 dm³ de amoníaco (NH₃) gaseoso en CNPT. Calcular
a) la masa de gas que contiene el tanque; b) N° de moles de moléculas de gas; c) N° de moléculas de gas.



Las reacciones químicas

La materia experimenta transformaciones todo el tiempo. Cuando se producen cambios en los que se forman materiales diferentes a los iniciales se denominan *cambios o reacciones químicas*. Por ejemplo, la combustión es un cambio químico (se forma dióxido de carbono y vapor de agua) mientras que la fusión del hielo es un cambio físico ya que el agua sigue siendo agua, solo cambia su estado de agregación.

Las reacciones químicas son cambios en los que una o más sustancias, a las que se denominan **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias, llamadas **productos**. Al conjunto de los reactivos se lo denomina **sistema inicial** y todo aquello que queda una vez finalizada la transformación, constituye el **sistema final**. Algunas reacciones se producen de manera espontánea, como las que ocurren durante la respiración o la digestión de los alimentos. Otras, son provocadas con el objetivo de lograr algún beneficio, como las que tienen lugar durante la cocción de los alimentos o cuando se enciende el fuego para calefaccionar o cocinar.

Cómo se manifiestan los cambios químicos

Generalmente, cuando ocurre un cambio se modifican algunas propiedades observables del sistema material que experimentó el cambio. Las "señales" visibles más comunes que permiten suponer que se ha producido una reacción química son la aparición de efervescencia, los cambios de color, la formación de un precipitado, la formación de llama. Sin embargo, en ocasiones estos cambios no son tan notorios por lo que habrá que hacer algún análisis más riguroso si se desea saber si hubo una reacción química.

Cambios de color. Si se salpica accidentalmente la ropa de color con lavandina, aparecen manchas claras: la ropa se "destiñe". Los cambios de color también pueden indicar que se formó una sustancia con una composición diferente a las que estaban inicialmente.

Aparición de efervescencia. Por ejemplo, cuando se coloca una pastilla efervescente en el agua, se produce un burbujeo. Este se debe a la formación de una sustancia gaseosa como uno de los productos de la reacción y no se lo debe confundir con el cambio de estado del agua (ebullición), ya que esta no fue sometida a la acción del calor en ningún momento. Cuando se le agrega ácido al mármol, también se observa la formación de pequeñas burbujas: es el dióxido de carbono, que se genera como consecuencia de la reacción química que se produce.

Formación de un precipitado. Al agregarle jugo de limón al té, este no solo se aclara, sino que se enturbia porque se genera un sólido insoluble, lo que en química se denomina "precipitado", que queda disperso en el agua y que vuelve turbio al líquido.

Producción de llama. La formación de fuego es una de las señales más visibles de que se está produciendo un cambio químico. Toda combustión es un cambio químico.



Tipos de reacciones químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar de diversas maneras de acuerdo a diferentes criterios. Uno de los más amplios las clasifica en dos grandes grupos: reacciones de **combinación** y reacciones de **descomposición**.

En términos generales en las reacciones de combinación, dos reactivos o más se combinan para formar uno, dos o más productos, es decir: **Reactivo 1 + Reactivo 2** → **Producto 1 + Producto 2**

Si la combinación es entre dos sustancias simples para formar una compuesta, se dice que es una síntesis: **Reactivo 1 + Reactivo 2** → **Producto**
(Sustancia simple) (Sustancia simple) (Sustancia compuesta)

En las reacciones de descomposición, un reactivo, que es una sustancia compuesta, origina dos o más productos, es decir: **Reactivo** → **Producto 1 + Producto 2**
(Sustancia compuesta) (Pueden ser sustancias simples o no)

La reversibilidad de las reacciones químicas

En ocasiones, parte de los productos que se formaron durante una reacción química vuelven a transformarse en los reactivos originales. Cuando esto sucede se dice que la reacción es *reversible*. Dicho de otra manera, una transformación química es reversible si ocurren dos reacciones inversas, en las que, parte de los productos de una, constituyen los reactivos de la otra. Muchas reacciones de combinación que se llevan a cabo en los procesos de fabricación de materiales son reversibles, lo que hace que, al ser menor el rendimiento, el costo del producto sea mayor.

Las reacciones químicas y la energía asociada

Si bien el término *energía* es parte del vocabulario cotidiano de las personas, definir este concepto es muy difícil. Hay varias clases de energía. La *energía química*, es aquella que se pone de manifiesto cuando las sustancias reaccionan químicamente.

Para explicarlo de manera sencilla, tengamos en cuenta lo siguiente: para que se rompan los enlaces entre los átomos o iones que forman a los reactivos es necesaria entregar energía. Por ejemplo en forma de calor, en este caso el sistema absorbe energía del entorno. Cuando se forman las nuevas uniones, el sistema libera cierta cantidad de energía (generalmente como calor o luz). Luego, la energía implicada en una reacción química resulta del balance entre la energía absorbida y la liberada durante la ruptura y formación de enlaces químicos.

Si la energía consumida durante la ruptura de los enlaces (en los reactivos) es mayor que la liberada durante la formación de los nuevos enlaces (en los productos), se dice que la reacción es *endergónica*. Durante la fotosíntesis, por ejemplo, ocurren reacciones que requieren de energía solar, por lo que son



endergónicas. Pero si ocurre lo contrario, se dice que la reacción es *exergónica*. Cuando esta energía intercambiada se manifiesta como calor, se dice que las reacciones son *endotérmicas* y *exotérmicas*, respectivamente. Por ejemplo, las reacciones que ocurren durante la cocción de los alimentos son endotérmicas, mientras que la combustión es exotérmica.

La energía que se pone en juego durante una reacción química se puede medir con métodos de laboratorio. Generalmente se la expresa con las unidades kilocalorías (kcal) o kilojoule (kJ). La equivalencia entre estas unidades es la siguiente relación: $1 \text{ kcal} = 4.184 \text{ kJ}$.

La conocida frase "la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma" implica que es posible lograr que las diferentes formas en las que se manifiesta la energía se pueden convertir unas en otras. Por ejemplo, una pila es un dispositivo que transforma la energía química en energía eléctrica. A su vez, cuando esa energía eléctrica atraviesa el filamento de una lamparita, parte se manifiesta como luz y parte como calor.

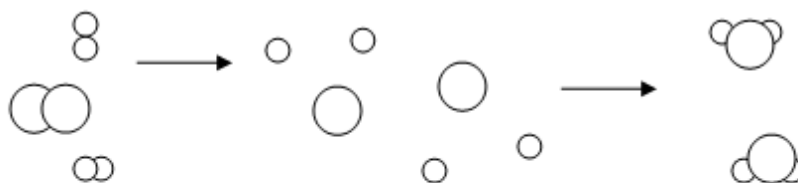
La energía de activación

Para que una reacción química pueda iniciarse, es necesario que las partículas que forman a los reactivos produzcan choques efectivos, es decir, estos choques deben provocar que las uniones entre los átomos/iones se rompan. Para ello, el sistema debe alcanzar una cierta cantidad de energía mínima llamada *energía de activación*. Muchas veces, la energía que proporciona el ambiente alcanza o supera la energía de activación, por lo que la reacción es *espontánea*. Esto ocurre por ejemplo, en un sitio árido y caluroso donde se encienden ramas secas de algunos arbustos en un día de mucho calor.

Otras veces, es necesario entregar energía extra para que la reacción comience. Por ejemplo, si bien las combustiones son exotérmicas, requieren de cierta energía de activación para iniciarse, por eso debemos "encender el fuego". Luego, como la reacción es muy exotérmica, la energía liberada es suficiente como para que se autoabastezca. Por eso, una vez iniciada una combustión, sólo se apagará si se le quita calor (si se impide que el sistema alcance la energía de activación) o si se consume totalmente alguno de los reactivos: el combustible o el oxígeno.

Interpretación submicroscópica de las reacciones químicas

Para que se produzca una reacción química, las partículas que forman los reactivos deben chocar entre sí, por lo que deben tener libertad de movimiento. Los choques entre las partículas resultan eficientes si como consecuencia de ellos se rompen los enlaces químicos existentes. Esto permite que los átomos o iones se reagrupen de manera diferente, formando nuevas uniones y por lo tanto, nuevas sustancias. Entonces, los átomos o iones no se crean ni se destruyen durante una reacción química, solo se reagrupan de manera diferente. Este proceso se puede representar esquemáticamente de la siguiente manera:



Las moléculas de los reactivos chocan entre sí.

Como consecuencia de los choques las uniones entre los átomos se rompen y éstos se separan.

Cuando los átomos se “encuentran”, se unen para estabilizarse. Si la unión es diferente a la inicial, se forma una molécula diferente, es decir, se forma otra sustancia

Referencias:



Representa molécula de oxígeno (formada por dos átomos de ese elemento).



Representa molécula de hidrógeno, formada por dos átomos de ese elemento.



Representa molécula de agua, formada por dos átomos de hidrógeno unidos a uno de oxígeno.

Ley de la conservación de la masa

Esta interpretación de las reacciones químicas como ruptura de uniones y formación de uniones diferentes en las que los átomos no se crean ni se destruyen, permite comprender por qué la masa del sistema se mantiene constante durante el cambio, no varía.

Pero esto no siempre fue tan evidente para las personas. Por ejemplo, todos percibimos fácilmente que cuando algo se quema, la masa de lo que queda (cenizas) es muy inferior a la que había inicialmente. Estos hechos cotidianos, sumados a que aún no se había aceptado la existencia de los átomos y no se conocía bien la composición de casi ningún material, incluyendo el aire, permitieron que durante parte de los siglos XVII y XVIII, surgiese la *Teoría del Flogisto*. Esta teoría sostenía que los cuerpos inflamables poseían una especie de “alma con masa” llamada Flogisto, que se desprendía del material cuando se quemaba, razón por la cual los objetos pesaban menos después de este proceso.

En el año 1748, el ruso Lomonósov plantea que durante las reacciones químicas la masa no varía. Sin embargo, fue el químico francés Antoine Lavoisier quien, en 1774 logra demostrar haciendo uso sistemático de la balanza y llevando a cabo sus experimentos en recipientes cerrados, que la masa del sistema es la misma, independientemente del cambio que en él se produzca. Surge así lo que se conoce como la Ley de la Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier (para algunos historiadores, Ley de Lomonósov y Lavoisier). En la actualidad, esta ley sigue considerándose válida para las reacciones químicas comunes, pero no para las reacciones nucleares.

Lavoisier “En todo sistema cerrado, cualquiera sea la transformación química o física que en él ocurra, la masa permanece inalterable”.

La expresión matemática de esta ley es: $\Sigma mr = \Sigma mp$

La sumatoria de las masas de los reactivos es igual a la sumatoria de las masas de los productos



Las ecuaciones químicas

Como referíamos al comenzar este material los químicos utilizan una forma particular de representar los procesos observables. Así las reacciones químicas se representan mediante las ecuaciones químicas. En las que se escriben las fórmulas de los reactivos a la izquierda, separados por signos + (si hubiere más de uno), luego una flecha que indica el sentido de la reacción (para procesos reversibles se utiliza una doble flecha) y las fórmulas de los productos a la derecha, separados también por signos + (si hubiere más de uno).

En ocasiones, al escribir las fórmulas que representan a los reactivos y productos no se cumple el principio de conservación de la masa, por lo que hay que **igualar** o **balancear** la ecuación. Para ello, delante de las fórmulas de reactivos y productos se colocan **coeficientes**, que son números que nos indican la cantidad mínima de partículas de cada sustancia que resulta necesaria para mantener la masa del sistema constante, antes y después de la reacción.

Para balancear ecuaciones sencillas se utiliza el método de **tanteo**, que consiste en encontrar los coeficientes que permiten igualar el número de especies (átomos o iones) en reactivos y productos una vez que se escribieron las fórmulas correspondientes. Por ejemplo, la ecuación que representa la formación del agua es: $O_2 + 2 H_2 \rightarrow 2 H_2O$

Otro ejemplo: la ecuación química que representa la formación del cloruro de hidrógeno es: $Cl_2 + H_2 \rightarrow 2 HCl$

Es importante tener en cuenta que no se deben cambiar las fórmulas de las sustancias para igualar la ecuación. Las fórmulas son las que identifican cada sustancia, al igual que su nombre.

Cómo se escriben las fórmulas de los compuestos binarios

Las fórmulas químicas son una manera de representar cómo están formadas las sustancias. Constituyen parte del lenguaje propio de la química y en la actualidad es posible escribirlas teniendo en cuenta ciertas reglas y pautas.

Para facilitar el trabajo cotidiano de los químicos y de quienes deben aprender esta ciencia, fue necesario buscar alguna estrategia que evitara el tener que recurrir permanentemente a la memoria o a los libros de texto. Es posible escribir las fórmulas de sustancias inorgánicas sencillas, como las binarias, recurriendo a la teoría del octeto y a las configuraciones electrónicas de los elementos que las forman.

Pero como hay muchas sustancias que no cumplen con esta teoría, se propuso un método que consiste en utilizar el *número de oxidación* de los elementos. (Se encuentran tabulados en la tabla periódica de los elementos). Se define como número de oxidación al número de electrones que un átomo pone en juego cuando se une a otro u otros. En el caso de las uniones iónicas, el número de oxidación coincide con la carga eléctrica que adquiriría cada átomo.

Inicialmente, hubo que determinar de manera experimental la composición química de las sustancias, lo que implica averiguar qué elementos las forman y en qué proporción. Pero esto no era tarea sencilla. Por ejemplo, Dalton, en el año 1800, proponía como fórmula del agua HO, ya que sabía que estaba formada por estos elementos pero aún no conocía en qué proporción. Con el tiempo, se fueron analizando todas las sustancias y sus fórmulas se consignaron en trabajos escritos y libros de texto.

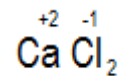
En la tabla se indican los números de oxidación de algunos elementos químicos:

GRUPO	ELEMENTO	NUMEROS DE OXIDACION MAS COMUNES
IA	Hidrogeno	+1 ; -1
	Li, Na, K, Rb y Cs	+1
IB	Cu	+1;+2
	Ag	*1
	Au	+1; +3
IIA	Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra	+2
IIB	Zn; Cd	+2
	Hg	+1; +2
IIIA	Al	+3
IVA	C; Si	+4; -4
	Sn; Pb	+2; +4
VIB	Cr	+2; +3; +6
VIIB	Mn	+2;+3;+4;+6;+7
VA	N, P, As, Sb, Bi	+3; +5; -3
VIIIB	Fe, Co, Ni	+2; +3
VIA	S, Se y Te	+2, +4, +6 y -2
	O	-2
VIIA	F	-1
	Cl, Br, I	+1; +3; +5; +7; -1

¿Cómo se escriben las fórmulas de los compuestos inorgánicos binarios?

Recordemos que cuando los átomos se unen entre sí para formar las diversas sustancias, lo hacen a través de los electrones del último nivel de energía.

Por ejemplo, en el cloruro de calcio, los iones que se forman son el anión Cl⁻ (ya que el cloro toma un electrón adquiriendo la configuración electrónica del argón) y el catión Ca²⁺ (ya que el calcio pierde sus dos electrones externos adquiriendo la configuración electrónica también del argón).



Así, el número de oxidación del cloro es -1 mientras que el del calcio es +2:

Para el caso de las sustancias covalentes, el número de oxidación de cada elemento será el número de electrones que comparte y será negativo para el elemento más electronegativo y positivo para el elemento menos electronegativo.

En el agua, el número de oxidación del hidrógeno es +1 (ya que comparte 1 electrón y es menos electronegativo que el oxígeno) y el del oxígeno es -2 (ya que comparte dos electrones y es más electronegativo que el hidrógeno).



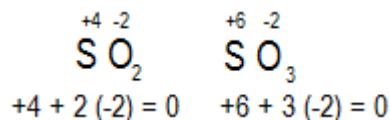
Es posible escribir fácilmente las fórmulas de los compuestos inorgánicos binarios teniendo cuenta los números de oxidación que figuran en la tabla periódica y las siguientes reglas:

- El número de oxidación de las sustancias simples es 0.
- El número de oxidación del elemento oxígeno es -2 (salvo en ciertas excepciones).
- El número de oxidación del elemento hidrógeno es +1 si está unido a un elemento no metálico (o más electronegativo) y -1 si está unido a un elemento metálico (o menos electronegativo).

- En una fórmula de un compuesto, la sumatoria de los números de oxidación de **todos** los átomos da 0 y en los iones el valor de la carga eléctrica.

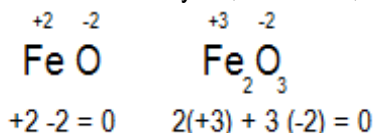
Lo primero que hay que hacer es poner los símbolos de los elementos, luego sus números de oxidación y luego calcular por qué número hay que multiplicarlo para que la suma final de 0. Ese número será el subíndice que deberá ponérsele a elemento:

Por ejemplo, el dióxido de azufre SO_2 el número de oxidación del azufre es +4 mientras que en el trióxido de azufre SO_3 , es +6, ya que comparte 4 y 6 electrones respectivamente y es menos electronegativo que el oxígeno, cuyo número de oxidación es -2 en ambos casos.

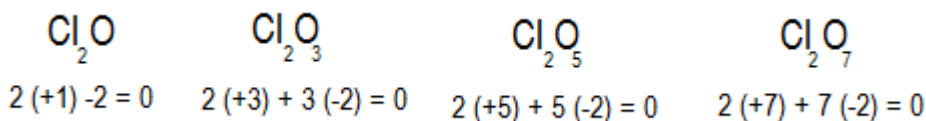


El número de oxidación del oxígeno debe multiplicarse por 2 en el dióxido y 3 en el trióxido, debido a que las fórmulas indican que hay 2 y 3 átomos de ese elemento, respectivamente.

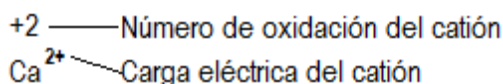
El hierro tiene dos números de oxidación: +2 y +3, entonces, formará dos óxidos cuyas fórmulas son: FeO y Fe_2O_3 :



¿Cómo serán las fórmulas de los óxidos de cloro en los que dicho elemento actúa con los números de oxidación +1, +3, +5 y +7?



Si bien el número de oxidación y la carga eléctrica de los iones coinciden en número y signo, se escriben de manera diferente.



El número de oxidación es un número positivo o negativo, por lo que el signo va delante de la cifra. En cambio, la carga eléctrica se escribe al revés: primero el número y luego el signo, ya que indica cantidad de carga. Por ejemplo, la carga eléctrica del catión calcio es $2+$, es decir, dos cargas positivas. En cambio su número de oxidación es +2.

Cómo se nombran los compuestos inorgánicos

Existe un conjunto de reglas que hay que tener en cuenta para nombrar a las sustancias. Como el conocimiento científico debe ser comunicado y discutido por personas de todas partes del mundo, fue necesario buscar algún idioma universal, que trascendiera el idioma propio de cada país. Así, se crearon diferentes nomenclaturas que fueron evolucionando a lo largo de los años. Existen básicamente tres sistemas de nomenclatura cuyas reglas básicas son comunes a casi todos los compuestos inorgánicos, con ciertas variaciones.

- Nomenclatura por numeral de Stock*: Este sistema es uno de los más utilizados en la actualidad. Fue propuesto por el químico Alfred E. Stock y es conocido como nomenclatura por numeral de Stock. Indica con números romanos y entre paréntesis los números de oxidación (numerales) del elemento que posee más de uno, si lo hubiese.

- *La nomenclatura por atomicidad:* Este sistema se sigue utilizando por costumbre para algunas sustancias, por ejemplo, para el dióxido de carbono. Utiliza los prefijos mono, di, tri, etc. para indicar el número de átomos en el caso de que hubiese más de una posibilidad.
- *La nomenclatura clásica o antigua:* Este sistema utiliza prefijos y sufijos que indican el “orden” de los números de oxidación. Para los elementos que pueden formar dos compuestos diferentes al combinarse con otro elemento, como es el caso del azufre, se utiliza el sufijo “oso” para indicar el menor número de oxidación y el sufijo “ico” para indicar el mayor. Además, en muchos casos se utiliza el nombre del elemento en latín o en griego. Si fuesen cuatro los compuestos posibles, se utilizan además los prefijos “hipo” con el sufijo “oso” para el menor de los cuatro y el prefijo “per” con el sufijo “ico” para el mayor de los cuatro.

Sólo nos ocuparemos de la nomenclatura de Stock y de la clásica o antigua.

Veamos algunos ejemplos:

- **Óxidos:** formados por el elemento oxígeno y un elemento metálico o no metálico

Li ₂ O	Óxido de litio	óxido metálico	FeO	Óxido de hierro (II) Óxido ferroso	óxido metálico
Cu ₂ O	Óxido de cobre (I) Óxido cuproso	óxido metálico	MgO	Óxido de magnesio	óxido metálico
Cr ₂ O ₃	Óxido de cromo (III) Óxido crómico	óxido metálico	CaO	Óxido de calcio	óxido metálico
Al ₂ O ₃	Óxido de aluminio	óxido metálico	PbO ₂	Óxido de plomo (IV) Óxido plúmbico	óxido metálico
SiO ₂	Óxido de silicio	óxido no metálico	Br ₂ O ₃	Óxido de bromo (III) Óxido bromoso	óxido no metálico
Cl ₂ O	Óxido de cloro (I) Óxido hipocloroso	óxido no metálico	I ₂ O ₅	Óxido de iodo (V) Óxido iódico	óxido no metálico

- **Hidruros metálicos:** formados por el elemento hidrógeno y un elemento metálico

LiH	Hidruro de litio	AlH ₃	Hidruro de aluminio
NaH	Hidruro de sodio	GaH ₃	Hidruro de galio
CsH	Hidruro de cesio	SnH ₄	Hidruro de estaño
BeH ₂	Hidruro de berilio	PbH ₄	Hidruro de plomo(IV) Hidruro plúmbico



- **Hidruros no metálicos e hidrácidos (soluciones acuosas de ellos). Poseen una única nomenclatura**

HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H ₂ Te	Telururo de hidrógeno	Ácido telurhídrico

- **Salas no oxigenadas** : compuestos binarios de metal y no metal

CaF ₂	Fluoruro de calcio	FeCl ₂	Cloruro de hierro (II) Cloruro ferroso
FeCl ₃	Cloruro de hierro (III) Cloruro férrico	CuBr	Bromuro de cobre (I) Bromuro cuproso
CuBr ₂	Bromuro de cobre (II) Bromuro cúprico	AlI ₃	Yoduro de aluminio
FeS	Sulfuro de hierro (II) Sulfuro ferroso	CoI ₂	Ioduro de cobalto (II) Ioduro cobaltoso
PbS ₂	Sulfuro de plomo (IV) Sulfuro plúmbico	Mg ₃ N ₂	Nitruro de magnesio

- **Hidróxidos**: formados por un catión metálico y el anión hidróxido

Na OH	Hidróxido de sodio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II) Hidróxido ferroso
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III) Hidróxido férrico



- **Oxoácidos:** Formados por hidrógeno, un elemento no metálico (por lo general) y oxígeno

HNO ₂	Nitrato(III) de hidrógeno Ácido nitroso
HNO ₃	Nitrato (V) de hidrógeno Ácido nítrico
HClO	Clorato (I) de hidrógeno Ácido hipocloroso
HClO ₂	Clorato (III) de hidrógeno Ácido cloroso
HClO ₃	Clorato (V) de hidrógeno Ácido clórico
HClO ₄	Clorato (VII) de hidrógeno Ácido perclórico

- **Oxosales:** Formadas por un catión metálico y un oxoanión

Na ₂ SO ₃	Sulfato (IV) de sodio Sulfito de sodio
Fe(PO ₂) ₂	Fosfato (III) de hierro (II) Fosfito ferroso
Fe(PO ₂) ₃	Fosfato (III) de hierro (III) Fosfito férrico
Fe(PO ₃) ₂	Fosfato (V) de hierro (II) Fosfato ferroso
Fe(PO ₃) ₃	Fosfato (V) de hierro (III) Fosfato férrico

Actividad 9

1- Indicar correcto o incorrecto y justificar o completar según corresponda:

- El número de oxidación del nitrógeno en el NH₃ es +3
- El número de oxidación del ion cloruro es -1
- Los números de oxidación del Fe son.....

3- Escribir la fórmula de los compuestos indicados, utilizando los números de oxidación:

Oxido de aluminio; Oxido de cloro (V); Oxido de azufre (VI); Hidruro de plata; Hidruro de plomo (II);
Hidruro de calcio; Hidruro de hierro (III); Sulfuro de hidrógeno; hidróxido plúmbico; nitrato (V) de cobre (II);
sulfato (VI) de hidrógeno



3-Dadas las siguientes formulas, colocar los números de oxidación de cada elemento y nombrar cada compuesto:

- | | | |
|--------------------|----------------------------------|---------------------------------------|
| a) LiCl | d) BaH ₂ | g) HBrO ₃ |
| b) HBr | e) P ₂ O ₅ | h) Au(ClO ₂) ₃ |
| c) SO ₃ | f) MgH ₂ | i) Fe ₂ S ₃ |

Estequiometría

Las relaciones cuantitativas que pueden establecerse en una reacción química, se denominan **relaciones estequiométricas**. Mediante la estequiometría pueden determinarse las masas, moléculas, moles y volúmenes de reactivos que son necesarios, por ejemplo, para obtener los productos.

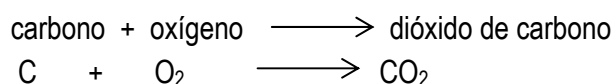
El volumen involucrado en los cálculos estequiométricos se relaciona, muchas veces, con el **volumen molar** que es el volumen ocupado por 1 mol de un cuerpo puro **gaseoso** en condiciones normales de presión y temperatura (**CNPT**).

En las relaciones estequiométricas es importante considerar cuál es la pureza de los reactivos, para conocer la masa que efectivamente reacciona. Otra información importante se refiere al rendimiento de la reacción producida, que en la práctica puede diferir bastante del 100 % teórico.

Los problemas estequiométricos pueden ser:

- **directos**: se necesita conocer la cantidad de producto (en masa, volumen, moles, moléculas, átomos) que se obtiene y/o la cantidad de sustancia que reacciona. En este último caso, puede ser necesario calcular el reactivo limitante.
- **con rendimiento**: por razones de índole operativa, el rendimiento de una reacción puede no alcanzar el 100 %. En este caso puede calcularse la cantidad real de producto obtenido, conociendo el rendimiento de la reacción, o se puede deducir el rendimiento de la reacción, conociendo la masa de producto obtenida. Se aplica siempre a los productos.
- **con pureza**: dado que muchas de las sustancias químicas poseen impurezas (sustancias inertes que acompañan al reactivo pero que no reaccionan químicamente) será conveniente calcular la masa de los productos, teniendo en cuenta la parte pura de los reactivos. Se aplica siempre a las sustancias reaccionantes.

Analicemos el caso de la síntesis del dióxido de carbono. La reacción química y la ecuación balanceada correspondientes son:



Calcularemos qué cantidad en moles, masa, partículas (átomos o moléculas) y volumen hay de cada una de las sustancias que intervienen. Para ello, utilizaremos un cuadro donde se observa claramente cómo se realiza el cálculo.



	C	O ₂	CO ₂
Moles	1	1	1
Masa	12 g	32 g	44 g
Partículas	6,02.10 ²³ átomos	6,02.10 ²³ moléculas	6,02.10 ²³ moléculas
Volumen	-----	22,4 dm ³	22,4 dm ³

¿Cómo se plantea un problema estequiométrico?

- Se escribe la reacción y la ecuación química balanceada.
- Se ubican los datos y las incógnitas con sus respectivas unidades.
- Se calculan las masas, los moles, las moléculas y/o los volúmenes según la ecuación química balanceada.
- Se plantea la proporción y se despeja la incógnita.

No olvidar calcular reactivo limitante, pureza o rendimiento si fuera necesario

Veamos un ejemplo:

Si reaccionan 8 moles de carbono con oxígeno y el rendimiento de la reacción es del 85 %

- a) ¿qué masa de oxígeno reacciona?
- b) ¿qué volumen de dióxido de carbono, medido en CNPT, se obtiene?
- c) ¿qué volumen de dióxido de carbono se obtiene, si la reacción se produce a 20 °C y a 1009 hPa?

Estas cuestiones pueden calcularse mediante proporciones sencillas.

a) ¿qué masa de oxígeno reacciona?

$$\frac{1 \text{ mol de C}}{32 \text{ g de O}_2} = \frac{8 \text{ moles de C}}{x} \quad \mathbf{x = 256 \text{ g de O}_2}$$

b) ¿qué volumen de dióxido de carbono, medido en CNPT, se obtiene?

$$\frac{1 \text{ mol de C}}{22,4 \text{ dm}^3 \text{ de CO}_2} = \frac{8 \text{ moles de C}}{x} \quad \mathbf{x = 179,2 \text{ dm}^3}$$

Como el rendimiento es del 85 %, el volumen obtenido se calcula:

$$V = \frac{179,2 \text{ dm}^3 \cdot 85}{100} \quad \mathbf{V = 152,32 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2}$$

c) ¿qué volumen de dióxido de carbono se obtiene, si la reacción se produce a 20 °C y a 1009 hPa?

Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, resulta:

$$V_1 = 179,2 \text{ dm}^3 \text{ de CO}_2 \quad V_2 = x$$



$$P_1 = 1013 \text{ hPa}$$

$$P_2 = 1009 \text{ hPa}$$

$$T_1 = 273 \text{ °K}$$

$$T_2 = 273 + 20 \text{ °C} = 293 \text{ °K}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$
 De esta expresión matemática se despeja la incógnita, V_2 , resultando:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 179,2 \text{ dm}^3 \cdot 293 \text{ °K}}{1009 \text{ hPa} \cdot 273 \text{ °K}} = 192,87 \text{ dm}^3$$

Considerando el rendimiento del 85 %, el volumen obtenido se determina:

$$V_2 = \frac{179,2 \text{ dm}^3 \cdot 85}{100} = 163,94 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$$

Actividad 10

1-Se hace reaccionar 11,5 g de sodio con oxígeno en cantidad suficiente.

Según la siguiente ecuación: $4 \text{ Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O}$

Calcular la masa de óxido de sodio producida y el volumen de oxígeno consumido, medido en CNPT.

2-Se hacen reaccionar 148 g de calcio con oxígeno. Escribir la ecuación correspondiente, balancearla e indicar el nombre del producto obtenido. Calcular la masa de oxígeno necesaria y de producto obtenido.

3-Escribir la ecuación de oxidación del óxido mercúrico. Calcular cuántos moles de óxido mercúrico se obtienen a partir de: a) 112 dm³ de oxígeno en CNPT; b) 2 kg de mercurio; c) 10 moles de oxígeno.

4-Se hacen reaccionar 7,5 moles de cloro suficiente cantidad de hidrógeno

Escribir la ecuación correspondiente y balancearla.

Calcular: a) masa de hidrógeno que reacciona; b) mole de producto obtenido; c) moléculas de hidrógeno que reaccionan formadas.

5-Escribir la ecuación de formación de óxido perclórico. Calcular cuántos moles de producto se obtienen a partir de: a) 112 dm³ de oxígeno en CNPT; b) 2 kg de cloro; c) 10 moles de oxígeno.



Anexo 1

"Sólo se puede hablar con propiedad, de aquello que se mide."
 William Thomson (1824-1907), lord Kelvin físico y matemático británico

Las ciencias empíricas, son aquellas en las que la experimentación orienta y dirige al investigador sobre lo que hay que buscar y cuáles hipótesis deben ser contrastadas experimentalmente. Los resultados de los experimentos científicos generan información cualitativa y/o cuantitativa que sirve de base para una elaboración teórica posterior.

La medida (dato cuantitativo) permite determinar una propiedad o atributo físico en forma numérica y se expresa mediante el módulo (número) seguido de la unidad correspondiente. Cada resultado experimental se acompaña, además, del error o incerteza respectiva.

$$R = (X \pm \Delta X) \text{ unidad}$$

La noción de magnitud está inevitablemente relacionada con la de medida. Se denominan magnitudes a ciertas propiedades o aspectos observables de un sistema que pueden ser expresados en forma numérica.

Magnitud es todo ente abstracto que puede igualarse o sumarse,
 es todo aquello que puede medirse.

Magnitudes directamente proporcionales

Dos magnitudes son **directamente proporcionales** si al aumentar una la otra aumenta en igual proporción, o si una disminuye la otra disminuye también en la misma proporción. Si dos magnitudes son directamente proporcionales, el cociente entre los valores de las magnitudes es siempre **constante** y recibe el nombre de constante de proporcionalidad: $k = y / x$

Si a las variables x e y se las caracteriza mediante magnitudes podemos plantear:

$$\left. \begin{array}{l} A_1 \xrightarrow{D} C \\ A_2 \xrightarrow{\quad} X \end{array} \right\} \quad \frac{A_1}{C} = \frac{A_2}{X}$$

Son magnitudes directamente proporcionales, la cantidad de un producto y su precio. Si 1 kg de naranjas cuesta \$ 9, 2 kg costarán \$ 18 y $\frac{1}{2}$ kg costará \$ 4,5. Es decir que a más cantidad de producto más pesos a abonar y análogamente a menos cantidad de naranjas menos pesos.

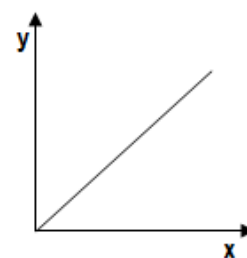
También son magnitudes directamente proporcionales la distancia recorrida por un móvil y el tiempo empleado, el volumen de un cuerpo y su masa, la longitud de los lados de un polígono y su área.

Veamos ejemplos:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ horas} \text{ — } 240 \text{ km} \\ 2 \text{ horas} \text{ — } x \text{ km} \end{array}$$

$$\frac{240 \text{ km}}{3 \text{ horas}} = \frac{x \text{ km}}{2 \text{ horas}} \quad x = \frac{240 \text{ km} \cdot 2 \text{ horas}}{3 \text{ horas}} = 160 \text{ km}$$

Al realizar la grafica cartesiana de dos magnitudes directamente proporcionales se obtiene una línea recta que pasa por el origen de coordenadas.



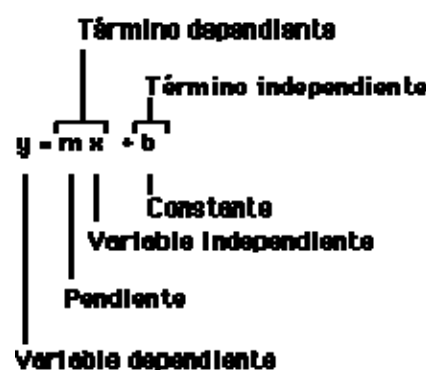
Si se consideran los valores de variables x e y , entonces se dice que estas variables son proporcionales; la igualdad $y = k \cdot x$ significa que “ y ” es una función lineal de “ x ”.

La representación gráfica de este tipo de funciones corresponde a una recta que pasa por el origen del sistema de coordenadas. Una variación (incremento o decremento) de x da lugar a una variación proporcional de y : $\Delta y = k \cdot \Delta x$

Al darles diferentes valores a x (variable independiente) podemos obtener los valores correspondientes de y (variable dependiente). Representando los valores de x como abscisas y los de y como ordenadas, obtendremos una serie de puntos que forman la gráfica.

Son estas las funciones más sencillas que existen y las primeras que se estudian en clase de matemática.

Generalizando llamaremos función lineal a una ecuación del tipo:
 $y = m x + b$



Magnitudes inversamente proporcionales

Dos magnitudes son inversamente proporcionales si al aumentar una la otra disminuye. Si dos magnitudes son inversamente proporcionales, su producto es un valor constante.

Ese producto se denomina razón de proporcionalidad inversa (o constante de proporcionalidad) y lo representaremos con la letra k ; entonces $k = y \cdot x$.

Son magnitudes inversamente proporcionales, la velocidad y el tiempo: por lo cual al circular a mayor velocidad el tiempo empleado será menor y de manera similar al circular a menor velocidad se demora más tiempo para llegar. Además si dos magnitudes son inversamente proporcionales dan lugar una gráfica del tipo: **hipérbola**, y la ecuación que la generaliza es: $y = k/x$

Veamos ejemplos:

Al abrir una canilla fluyen 18 dm^3 de agua por minuto y tarda 14 horas en llenar un depósito. ¿Cuánto tardaría si el caudal fuera de 7 por minuto?

En este caso vemos que caudal y tiempo son magnitudes inversamente proporcionales, ya que a menor caudal (dm^3 por minuto) el tiempo empleado en llenar el depósito será mayor.

$$18 \text{ dm}^3 / \text{min} \text{ ————— } 14 \text{ h}$$

$$7 \text{ dm}^3 / \text{min} \text{ ————— } x \text{ h}$$

$$\frac{18 \text{ dm}^3 / \text{min}}{14 \text{ h}} = \frac{7 \text{ dm}^3 / \text{min}}{x \text{ h}} \quad x = \frac{7 \text{ dm}^3 / \text{min} \cdot 14 \text{ h}}{18 \text{ dm}^3 / \text{min}}$$

Cifras

$$x = 36 \text{ h}$$

significativas



Se considera que las cifras significativas de un número son aquellas que tienen significado real o aportan alguna información. Las cifras significativas de un número vienen determinadas por su error. Son cifras significativas aquellas que ocupan una posición igual o superior al orden o posición del error. Cuando se expresa un número debe evitarse siempre la utilización de cifras no significativas, puesto que puede suponer una fuente de confusión. Los números deben redondearse de forma que contengan sólo cifras significativas.

Hay que tener siempre presente que todo error es una estimación y está por tanto sujeto a su vez a una incertidumbre, generalmente grande.

Aproximación de resultados

Las reglas que emplearemos en el redondeo de números son las siguientes:

- Si la cifra que se omite es menor que 5, se elimina.
- Si la cifra eliminada es mayor que 5, se aumenta en una unidad la última cifra retenida.
- Si la cifra eliminada es 5, se toma como última cifra el número par más próximo; es decir, si la cifra retenida es par se deja, y si es impar se toma la cifra superior.

Algunos ejemplos

Si redondeamos 3,678 a tres cifras significativas, el resultado es 3,68. En cambio si el número a redondear, también a tres cifras, fuera 3,673 quedaría 3,67. Para redondear 3,675 según la tercera regla, debemos dejar 3,68.

Las dos primeras reglas son de sentido común. La tercera es un convenio razonable porque, si se sigue siempre, la mitad de las veces redondeamos por defecto y la mitad por exceso. Cuando los números a redondear son grandes, las cifras eliminadas se sustituyen por ceros. Por ejemplo, el número 3875 redondeado a una cifra significativa resulta 4000. En este caso suele preferirse la **notación exponencial de base 10**, puesto que si escribimos "4000" puede no estar claro si los ceros son cifras significativas o no. En efecto, al escribir $4 \cdot 10^3$ queda claro que sólo la cifra "4" es significativa.

Margen de incertezas

Las incertezas que se producen al realizar cualquier experimento o determinación pueden deberse a diversos factores, incertezas en la medición, por esta razón en algunas gráficas los valores representados no son los valores dados en las tablas, son aproximaciones.

Los resultados de las mediciones efectuadas en el momento de graficar las ecuaciones son números que, por diversas causas (que van desde el propio procedimiento hasta fallas del experimentador) presentan errores y son, por tanto, números aproximados. Lo importante en una medida es encontrar el número aproximado y estimar el error que se comete al tomar ese valor.

Otra incertezas que debemos tener en cuenta es la precisión de un instrumento de medida, la exactitud del instrumental es la mínima variación de magnitud que puede determinar sin error. Un instrumento será



tanto más preciso cuanto mayor sea el número de cifras significativas que puedan obtenerse con él.

La incertezas de una medida también puede estar motivado por los errores sistemáticos del instrumento, que pueden deberse a defectos de fabricación, variaciones de la presión, temperatura o de humedad o de observación e impericia en la medición.

Situación Problemática 1

Para llevar a cabo la siguiente actividad son necesarios los siguientes materiales:

1 caja de medicamento o dentífrico, una piedra tipo canto rodado, 1 regla milimetrada, 1 vaso medidor, agua, 1 termómetro clínico, 1 vaso.

1. Determinación de una longitud

Colocar la regla en forma paralela al ancho de la base de la caja, haciendo coincidir el cero de la escala con uno de los extremos de la misma. Leer cuál es la división de la regla que coincide con el otro extremo. (Al hacer las lecturas coloca la vista en forma paralela sobre el punto que quieren medir, para evitar el error de paralaje). Anotar el resultado en: a) centímetros, b) milímetros, teniendo en cuenta: $R = (X \cdot \Delta X)$ unidad

2. Determinación de superficies

Medir el largo (altura) del prisma de la caja. Anotar el resultado en: a) centímetros, b) milímetros.

Teniendo en cuenta las mediciones realizadas en los ítem 1 y 2, calcular la superficie de la cara rectangular mayor de la caja: (superficie de un rectángulo = base x altura).

Expresar el resultado en notación científica: a) cm^2 , b) mm^2 , c) m^2 , d) dm^2 .

3. Determinación del volumen de un cuerpo sólido regular.

Medir con la regla el espesor de la caja. Anotar el resultado en: a) cm, b) mm.

Teniendo en cuenta las mediciones realizadas en los ítems 1, 2 y 3 calcular el volumen del cuerpo de la caja: (Volumen de un prisma = base x altura x espesor o superficie de la base x altura)

Expresar el resultado en notación científica: a) cm^3 , b) mm^3 , c) m^3 , d) dm^3 .

4. Determinación del volumen de un líquido

Primero es necesario familiarizarse con la **escala** del vaso medidor. Realizar un esquema de la escala indicando el valor de cada división. Colocar una cierta cantidad de agua en el vaso medidor. Registrar el volumen de agua que colocaste en el vaso medidor con la mayor precisión posible.

Expresar el resultado en notación científica: a) cm^3 , b) mm^3 , c) m^3 , d) dm^3

Investigar y registrar la diferencia entre capacidad y volumen, indicar las unidades en que se expresa cada una de las magnitudes investigadas.

5. Determinación del volumen de un cuerpo irregular.

Colocar agua en el vaso medidor. Registrar este valor (V_1) en un cuadro. Sumergir con cuidado un cuerpo sólido irregular (una piedra) dentro del recipiente evitando pérdidas de agua. Leer nuevamente el volumen del agua (V_2) y anótalo. ¿A qué se debe el aumento del nivel del agua?. Por diferencia calcular el volumen del cuerpo. Expresar el resultado en notación científica: a) cm^3 , b) mm^3 , c) m^3 , d) dm^3

6. Determinación de la temperatura.

Observar el termómetro clínico, realizar un esquema de la escala. Anotar la temperatura máxima y mínima



que se registra con el termómetro utilizado. Registrar una temperatura corporal.

7. Organizar un cuadro con los datos obtenidos en el que se visualice la magnitud determinada en cada caso, el instrumento utilizado, las unidades en las que se expresó cada medición.

Situación Problemática 2

1- La receta de un bizcochuelo indica que se necesitan 200 g de harina, seis huevos y 200 g de azúcar. Completar la siguiente tabla

Harina (g)	N° de Huevos	Azúcar (g)
200	6	200
100		
	1	
		400

2- Reducir las siguientes unidades:

- | | | |
|----------------------------|--|----------------|
| a) 40 m a mm | e) 350 dl a hl | i) 3 kg a g |
| b) 450 cm ³ a l | f) 65 mm a m | j) 9 cm a m |
| c) 150 cm a m | g) 400 km a m | k) 45 l a cl |
| d) 80 min a s | h) 92 cm ³ a m ³ | l) 1580 m a km |

3-Expresar en notación decimal:

- | | | |
|----------------------------|---------------------------|---------------------------|
| a) 3,59 x 10 ² | d) 5,29 x 10 ⁵ | g) 1 x 10 ⁸ |
| b) 4,32 x 10 ⁻³ | e) 6,94 x 10 ¹ | h) 3,2 x 10 ⁻³ |
| c) 3,05 x 10 ⁻⁵ | f) 5 x 10 ⁻² | i) 7,56 x 10 ⁴ |

4- Expresar en notación científica:

- | | | |
|---------------|--------------------|----------------|
| a) 45,9 | d) 0,0005976 | g) 245000 |
| b) 0,0359 | e) 345.690.000.000 | h) 45637000000 |
| c) 45.967.800 | f) 0,00011 | i) 0,0000045 |

5- Realizar los siguientes cálculos (sin calculadora), expresando los resultados en notación científica y utilizando dos decimales.

- | | |
|--|-------------------------------------|
| a) 1,29 x 10 ⁵ + 7,56 x 10 ⁴ | e) 0,7 x 9,48 x 1.10 ¹ |
| b) 4,59 x 10 ⁻⁵ - 6,02 x 10 ⁻⁶ | f) 875 x 67 |
| c) 5,4 x 10 ² x 3,2 x 10 ⁻³ | g) 0,3 / 0,0586 |
| d) 5 x 0,00559 | h) 0,658 / 9,59 x 1.10 ¹ |



6- Indicar si las siguientes cifras están expresadas correctamente en notación científica. Escribir correctamente aquellas que consideres incorrectas.

- | | | |
|--------------------------|--------------------------|------------------------|
| a) $9 \cdot 10^3$ | f) $909 \cdot 10^3$ | k) $12 \cdot 10^3$ |
| b) $80 \cdot 10^0$ | g) $88,1 \cdot 10^{-4}$ | l) $985,32 \cdot 10^2$ |
| c) $40 \cdot 10^2$ | h) $0,049 \cdot 10^7$ | m) $4,59 \cdot 10^4$ |
| d) $0,005 \cdot 10^{-2}$ | i) $2,24 \cdot 10^{-3}$ | n) $6,59 \cdot 10^2$ |
| e) $0,090 \cdot 10^{-3}$ | j) $74,24 \cdot 10^{22}$ | o) $0,68 \cdot 10^5$ |


7-Justificar en cada caso porque es o no correcta la expresión del resultado. Los resultados_incorrectos, escribirlos correctamente.

- a) 37 ± 1 mm; b) 3,5 m; c) $10 \text{ mm} \pm 0,1$ mm; d) $25.65487 \text{ g} \pm 0.1$ g

8 -Resolver las siguientes situaciones problemáticas:

- ¿Cuál es el 12% de \$ 658?
- Determinar el valor de x para que se cumpla la igualdad $(20\% \text{ de } 45) + x = 30\% \text{ de } 30$
- Un trabajador gana \$2.700, después de recibir un aumento ¿Cuál fue el porcentaje de este aumento, si su sueldo anterior era de \$2.550?
- Seis máquinas nivelan 24 km de camino en 2 días. ¿Cuántos km nivelarían 5 máquinas, en 1 mes?
- 18 obreros, en 12 días de trabajo de 8 horas construyen 180 m. de muralla. ¿Cuántos días de 12 horas de trabajo demorarán 36 obreros para construir 450 m.?

9-Teniendo en cuenta la información suministrada por la etiqueta

 Contenido Neto 120 g	Información Nutricional Porción 30 g (15 galletitas)
	Cantidad por 100 g Valor energético.....1928 kJ Carbohidratos.....68 g Proteínas.....13 g Grasas totales.....18 g Cloruro de sodio.....0.988 mg Vitamina B ₁0.27 mg Fibra.....1,62 mg Ac. fólico.....120 µg

Resolver las siguientes situaciones problemáticas:

- Qué cantidad de cada componente está presente en el contenido neto del paquete.
- Cuál es la masa en gramos de cada galletita.
- Cuántos gramos de cada componente se incorporan al organismo al ingerir una porción de galletitas.
- Cuál es la energía que proporcionan 20 galletitas.
- 1 manzana, suministra aproximadamente 53 cal. A cuántas galletitas equivale ingerir.



Anexo 2

UNIDADES – EQUIVALENCIAS – CONSTANTES FÍSICAS

MAGNITUD	UNIDADES		
	Sistema CGS	SIMELA	Sistema TÉCNICO
Longitud	cm	m	m
Masa	g	kg	unidad técnica de masa utm
Tiempo	s	s	s
Velocidad	cm.s ⁻¹	m.s ⁻¹	m.s ⁻¹
Aceleración	cm.s ⁻²	m.s ⁻²	m.s ⁻²
Fuerza / peso	dina dyn = g.cm.s ⁻²	Newton N = kg.m.s ⁻²	kilogramo fuerza kgf = utm. m.s ⁻²
Trabajo/energía	ergio erg = dyn .cm	Joule J = N.m	kilográmetro kgm = kgf.m
Potencia	erg.s ⁻¹	Watt W = J.s ⁻¹	kgm.s ⁻¹
Presión	baria = dyn.cm ⁻²	Pascal Pa = N.m ⁻²	kgf.m ⁻²

Múltiplos y sub múltiplos		
Prefijo	Símbolo	Valor
Exa	E	10 ¹⁸
Peta	P	10 ¹⁵
Tera	T	10 ¹²
Giga	G	10 ⁹
Mega	M	10 ⁶
kilo	k	10 ³
hecto	h	10 ²
deca	da	10 ¹
unidad = 1.10⁰ = 1		
deci	d	10 ⁻¹
centi	c	10 ⁻²
mili	m	10 ⁻³
micro	μ	10 ⁻⁶
nano	n	10 ⁻⁹
pico	p	10 ⁻¹²
femto	f	10 ⁻¹⁵
atto	a	10 ⁻¹⁸

EQUIVALENCIAS (g = 9,8 m.s ⁻²)		
1 utm = 9,8 kg	1 N = 1.10 ⁵ dyn	1 kgf = 9,8 N
1 kgm = 9,8 J	1 HP = 746 W = 76 kgm.s ⁻¹	1 Pa = 0,1 kgf.m ⁻²
1 kgm = 2,34 cal	1 CV = 735 W = 75 kgm.s ⁻¹	1 atm = 1013 hPa
1 J = 1.10 ⁷ erg	1 W = 1.10 ⁷ erg.s ⁻¹	1 atm = 1,033 kgf.cm ⁻²
1 J = 0,24 cal	1 kW. h = 3,6.10 ⁶ J	1 atm = 760 mmHg



Bibliografía sugerida:

Angelini M, Otros; Temas de química general – EUDEBA – Bs. As.

Atkins, P. W.; Química general - Editor Omega, 1992

Chang, R.; Química general - McGraw-Hill – 4° Ed - 2006

Aldabe, S., Otros; Química I Fundamentos – Colihue – Bs. As.

Bulwick, Marta y otros; *Química*; Ed. Puerto de Palos ; Bs. As; 2002

Corneli S., Liserra A.; Magnitudes – El docente crítico – 1° Ed – Bs.As. – 2008

Whitten-Gailey. Química General. Editorial McGraw Hill. 3era. Edición. 1992

Hill J., Kolb D.; Química para el nuevo milenio – Pearson – 8° Ed. – México – 1999 (¿nivel?)

Hill; Kolb, Química para el nuevo milenio. 8va. Edición. Ed. Prentice-Hall. 1999 (¿nivel?)

Liserra A., Otros; Química – Ed Estrada – Bs. As.

<http://books.google.com.ar/books?id=BZPfj8pN8iwC&pg=PA139&lpg=PA139&dq=quimica+general+chang&source=bl&ots=YI7w-lth8c&sig=uJBWYgLODRiREIFRj-A0bTI9KZE&hl=es&sa=X&ei=mKxBULz4I-m76wG2y4CYAg&ved=0CCsQ6AEwAA#v=onepage&q=quimica%20general%20chang&f=false>

http://www.lamanzanadenewton.com/materiales/aplicaciones/ltc/lmn_mat_ltc01.html

http://www.lamanzanadenewton.com/materiales/descargas/lmn_mzd_06.html

http://www.lamanzanadenewton.com/materiales/aplicaciones/ltc/lmn_mat_ltc02.html

http://www.lamanzanadenewton.com/materiales/aplicaciones/ltc/lmn_mat_ltc04.html

http://www.lamanzanadenewton.com/materiales/aplicaciones/ltc/lmn_mat_ltc05.html