

Maria Graciela Espósito - Armando Eugenio Zandanel

FISICOQUÍMICA II

MATERIA, ELECTRICIDAD Y MAGNETISMO
FUERZAS Y CAMPOS



ÍNDICE

Introducción: ¿Qué es la ciencia?	11
La ciencia: un proceso	13
Las ciencias naturales	14
La física y la química	14
¿Qué es investigar?	14
Los científicos y el método científico	15
Los gráficos	18
Los modelos	20
Capítulo 1: Materia	21
Materia y energía	21
Clasificación de la materia	23
Propiedades de la materia	23
Los sistemas materiales	25
Clasificación de los sistemas materiales	25
La materia y sus estados	28
Los sólidos	28
Los líquidos	30
Los gases	30
¿Existen otros estados?	31
Los cambios de estado	33
El estado gaseoso	35
Variables de estado	36
Leyes de los gases	37
Ley de Boyle	37
Ley de Charles o primera Ley de Gay Lussac	39
Segunda Ley de Gay Lussac	40
Ecuación general de estado de los gases ideales	42
Ecuación de estado del gas ideal	42

Capítulo 2: Mezclas y soluciones	51
El agua y las soluciones	53
¿Cómo están formadas las soluciones?	53
¿Todas las sustancias pueden disolverse?	54
Concentración de las soluciones	55
Porcentaje masa en masa (% m/m)	56
Porcentaje masa en volumen (% m/V)	58
¿Cómo medir correctamente un volumen?	60
Relación entre % m/m y % m/V	60
Porcentaje volumen en volumen (% V/V)	62
Otras unidades de concentración	63
Tipos de soluciones según la concentración	65
Solubilidad	65
Influencia de la temperatura y la presión en la solubilidad	66
Curvas de solubilidad	66
Separación de los componentes de una solución	68
 Capítulo 3: Cambios físicos y cambios químicos	 77
¿Cómo ocurre una reacción?	79
Las ecuaciones químicas	81
Los símbolos en las reacciones químicas	81
La masa en las reacciones químicas	82
El balanceo químico	83
La energía en las reacciones químicas	85
Clasificación de las reacciones químicas	86
Las reacciones químicas en nuestra vida cotidiana	87
Combustión	87
La combustión y los incendios	88
Reacciones de óxido-reducción o reacciones redox	89
La corrosión y la metalurgia del hierro	90
Las reacciones de combinación y la lluvia ácida	91
Reacciones de descomposición: la digestión de los alimentos	92
 Capítulo 4: El carácter eléctrico de la materia	 99
Un modelo para el átomo	99
El número atómico y el número másico	102
Los elementos químicos y la tabla periódica	104

La tabla periódica actual	105
Los nombres de los elementos	105
Los elementos en nuestra vida cotidiana	107
¿Para qué se usa la tabla periódica de los elementos?	108
Clasificación de los elementos químicos	108
Átomos, moléculas, iones y electrones	111

Capítulo 5: Los materiales frente a la electricidad..... 113

¿Cuándo un cuerpo está cargado eléctricamente?	115
Cantidad de electricidad	115
¿Cómo logramos que a un cuerpo le “sobren” o le “faltan” electrones?	116
Por fricción	116
Por contacto.....	117
Por inducción o por influencia	118
Noción de campo eléctrico	121
Conductores y aisladores	122
Aislantes o dieléctricos	122
Conductores.....	122
Semiconductores	122
¿Cuando un cuerpo se carga, cómo se distribuyen en él las cargas?.....	123
Superconductores	123
El pararrayos	124
Efectos causados por la electricidad estática	125

Capítulo 6: El planeta eléctrico: el flujo de electrones que mueve el mundo..... 127

De las ranas a la pila	130
De qué depende la intensidad de la corriente	133
El ritmo con el que la electricidad se transforma en otra forma de energía	134
Ideas básicas sobre resistencia eléctrica	136
No hay corriente eléctrica sin un circuito eléctrico	137
Algunas de las formas de conexión entre las partes de un circuito.....	139
Para recordar	140
Y la electricidad se transformó en calor	145
¿Cómo calcular el consumo del hogar?	147
Uso racional de la energía: URE	148
A tener muy en cuenta: el peligro de las descargas eléctricas	149
Consejo útil	150

Capítulo 7: Magnetismo y materia	153
¿Qué es un imán?	155
Conociendo las propiedades de un imán	157
Líneas de campo magnético	160
Encuentro entre el arte y la ciencia	160
Capítulo 8: Magnetismo y aplicaciones	161
La brújula: la atracción de lo desconocido	161
Partes de la brújula	162
Consejos básicos para su uso	162
Por qué se orientan las brújulas	164
Uso cotidiano (y no tanto) de campos magnéticos	165
Trenes sin ruedas	166
La resonancia magnética nuclear, RMN	167
El gran colisionador de hadrones	167
Corriente eléctrica y campo magnético	169
De solenoides y electroimanes	170
Inducción electromagnética	173
El transformador	175
Algo sobre motores	177
Capítulo 9: Fuerzas y campos	179
Elementos característicos de una fuerza	180
Algunas cosas más que deben saber acerca de las fuerzas. . .	183
Invencción y uso del concepto de campo	185
A modo de síntesis:	189
Bibliografía	
Bibliografía capítulos de Química	191
Bibliografía capítulos de Física	191

Materia

MATERIA Y ENERGÍA

Nuestros sentidos nos permiten relacionarnos con el mundo que nos rodea; a través de ellos percibimos objetos, plantas, animales y personas, como así también cosas que no vemos, pero que tienen aromas u olores.

Quizás alguna vez se preguntaron: ¿de qué están hechas las cosas? Esta misma pregunta se la han hecho los hombres desde las épocas más remotas, y la inquietud se convirtió con el tiempo en el motivo de las primeras investigaciones de los filósofos griegos, que luego fueron ampliándose y perfeccionándose a lo largo de los siglos con el aporte y el trabajo de muchísimos científicos.

En principio, podemos decir que todo está formado por algo en común que llamamos **materia**.

Materia es todo lo que nos rodea, ocupa un lugar en el espacio, tiene masa y es perceptible por nuestros sentidos.

Se puede describir e identificar un tipo de materia por sus propiedades, como por ejemplo por el color, la textura, la dureza o un olor particular. La masa también es una propiedad de la materia.

La **masa** de un cuerpo es la cantidad de materia que lo forma.

Un **cuerpo** es una porción de materia, es decir, un objeto material que tiene una forma determinada. Por ejemplo, son cuerpos una mesa, un libro o una manzana.

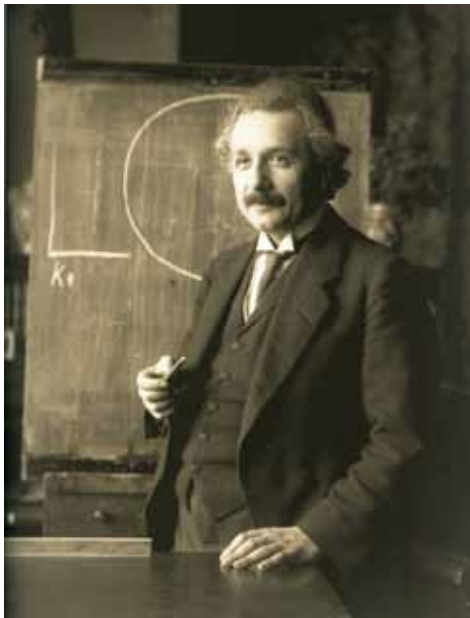
La materia está formada por pequeñísimas partículas que no pueden verse, pero se agrupan de formas diferentes, dando a los cuerpos aspectos y propiedades características.

A esas pequeñas partículas se las denomina **moléculas**, que son las unidades de materia que forman todos los cuerpos. Las moléculas están formadas a su vez por partículas aún más pequeñas, que se llaman **átomos**. Una molécula puede estar compuesta por un solo átomo, como en el caso del helio, cuyo símbolo químico es He, (es el gas con el que se inflan esos globos que si no se sostienen bien, se elevan y se escapan); otras moléculas están formadas por dos o tres átomos, como el oxígeno, cuya fórmula es O₂, formada por dos átomos de oxígeno unidos entre sí por enlaces o uniones químicas. En el caso de la molécula de agua, su fórmula molecular H₂O nos indica que está compuesta por tres átomos, dos de hidrógeno y uno de oxígeno.

En la naturaleza existen moléculas mucho más complejas, como por ejemplo, la glucosa, ($C_6H_{12}O_6$), que es un azúcar simple; su molécula está compuesta por 24 átomos: seis de carbono, doce de hidrógeno y seis de oxígeno. Las moléculas de glucosa pueden, a su vez, unirse unas con otras formando largas cadenas de cientos de moléculas, constituyendo **macromoléculas**, que son las que forman sustancias como el almidón y la celulosa, componentes de los organismos vivos.

El **átomo** es, entonces, la menor partícula que compone la materia, que podemos, en principio, considerar indivisible (más adelante, al estudiar la estructura atómica, revisaremos esta consideración según las teorías actuales).

Pero aun los pequeñísimos e invisibles átomos están constituidos por **partículas subatómicas**, que son los protones (con carga eléctrica positiva) y los neutrones (sin carga), que se ubican en una región central llamada núcleo atómico, y los electrones (con carga negativa) que se encuentran en una región exterior formando una “nube” donde se mueven a gran velocidad, ubicados en distintos niveles, según la energía que posean.



Albert Einstein (1879-1955), físico alemán. En sus investigaciones sobre el espacio y el tiempo desarrolló la teoría de la relatividad, uno de los pilares de la física moderna

Pero no todo el universo está compuesto por materia; por ejemplo, si se preguntan: ¿qué es lo que permite que las personas caminen? ¿Qué es la luz de una linterna? ¿Qué es el sonido de un piano? La respuesta podría resumirse en una sola palabra: **energía**.

Estos son ejemplos de cosas que no podemos gustar, tocar ni oler, pero podemos percibir a través de sus efectos y sus manifestaciones: son **formas de energía**.

El físico Albert Einstein en el año 1905 estableció que la materia y la energía son interconvertibles, esto quiere decir que la materia se puede transformar en energía y viceversa. Alguna vez habrán visto su famosa ecuación:

$$E = m \cdot c^2$$

Donde: E = energía m = masa c = velocidad de la luz

Esto significa que a velocidades altísimas, como la velocidad de la luz, parte de la materia que parecería desintegrarse, en realidad está transformándose en energía.

El principio de Einstein se puede observar en las reacciones nucleares donde se libera energía a partir del movimiento, a velocidades extremadamente grandes de las partículas que forman los átomos de la materia.

“En consecuencia, podemos clasificar todo lo que existe como una clase de **materia** o una forma de **energía**.”

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Hay distintos criterios para clasificar la materia, por ejemplo, se puede dividir en dos grandes grupos según su origen o procedencia: **orgánica** (materia viva) e **inorgánica** (materia no viva).

La materia inorgánica no se mueve por sí misma, no crece ni se reproduce, como las rocas o el agua.

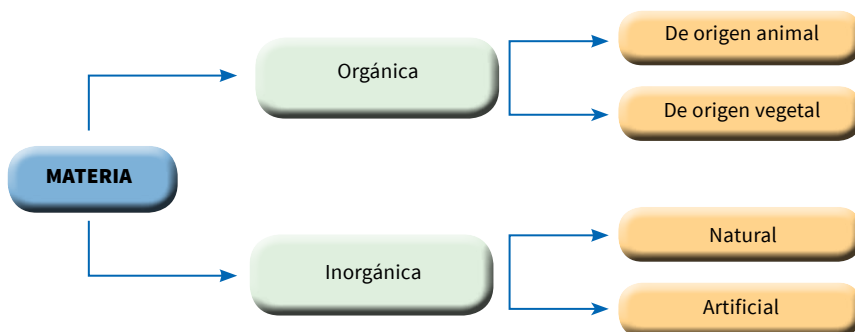
En contraposición, ejemplos de materia orgánica son todos los seres que existen sobre la Tierra, como los animales, las plantas y los microbios.

La materia **inorgánica** puede clasificarse a su vez en dos grupos:

Natural: aquella que se utiliza tal cual se presenta en la naturaleza, como la arena o el carbón.

Artificial: la materia que el hombre modifica de acuerdo a sus necesidades, o elabora a partir de materiales naturales, como por ejemplo, el vidrio o el plástico.

La materia orgánica puede clasificarse en dos grupos: de origen **animal**, como la lana, el cuero o la leche, y de origen **vegetal**, como el azúcar o el algodón.



PROPIEDADES DE LA MATERIA

Cuando los científicos hablan de las características de un material se refieren a sus **propiedades**. Los materiales tienen propiedades que los hacen aptos para determinados usos. En ciencias naturales se denomina **material** a cada clase de materia.

Hay propiedades comunes a todas las clases de materia:

Impenetrabilidad: el lugar que ocupa una materia no puede ser ocupado por otra, por ejemplo, para llenar una botella con agua debe salir el aire que la estaba ocupando.





Actividades

- 1 Dadas las siguientes propiedades de la materia, indicar cuáles de ellas son propiedades intensivas y cuáles extensivas:
 - a) masa
 - b) dureza
 - c) conductividad eléctrica
 - d) brillo
 - e) blancura
 - f) punto de ebullición
 - g) peso
 - h) suavidad
- 2 Para los siguientes materiales: *lana - vidrio - plástico - madera*
 - a) Clasificarlos según su origen.
 - b) Indicar los usos que conozcan para cada uno.
 - c) Caracterizarlos mediante tres propiedades específicas o intensivas.

Peso: es la fuerza con la que la Tierra atrae un cuerpo.

El peso depende de la **masa**, es decir, de la cantidad de materia que posea el cuerpo y del **campo gravitatorio** o fuerza de gravedad.

Por esta razón, una persona que tiene una masa de 60 kg, que en la Tierra pesa 60 kgf, en la luna pesaría sólo 10 kgf, (a pesar de que su masa seguiría siendo 60 kg). Esto se debe a que en la luna el campo gravitatorio es menor, entonces, el cuerpo sería atraído con menor fuerza dando la sensación de ser más “liviano”.

Nota: kgf (kilogramo fuerza) es una unidad de peso, y kg es una unidad de masa.

Inercia: es la tendencia de un cuerpo a permanecer en el estado de reposo o de movimiento en que se encuentra. Esto pueden percibirlo cuando, por ejemplo, viajan en un automóvil que frena repentinamente y se sienten impulsados hacia adelante, ya que el cuerpo tiende a continuar moviéndose en ese sentido.

Existen otras propiedades que caracterizan e identifican las distintas clases de materia:

➤ **Propiedades intensivas o específicas:** Son aquellas características propias del material que no dependen de la cantidad de materia, es decir, tienen el mismo valor en una cantidad grande o pequeña de materia, por ejemplo, los caracteres organolépticos (gusto, olor, color, textura), la composición química (elementos químicos que la forman), las constantes físicas (punto de fusión, densidad) etcétera.

➤ **Propiedades extensivas:** Son aquellas propiedades que dependen de la cantidad de materia, es decir, tienen distinto valor si se toma una porción pequeña o grande de materia. Son propiedades extensivas la masa, el volumen, el ancho, la longitud, etcétera.



Los sistemas materiales

Si desearan estudiar las características y las propiedades de un material, por ejemplo, del agua, el oro o la sangre, deberían tomar una muestra para analizarla en detalle; esa muestra, que es el objeto de estudio, se llama **sistema material**.

Clasificación de los sistemas materiales

1) Según la interacción con el medio que los rodea:

► Sistemas abiertos

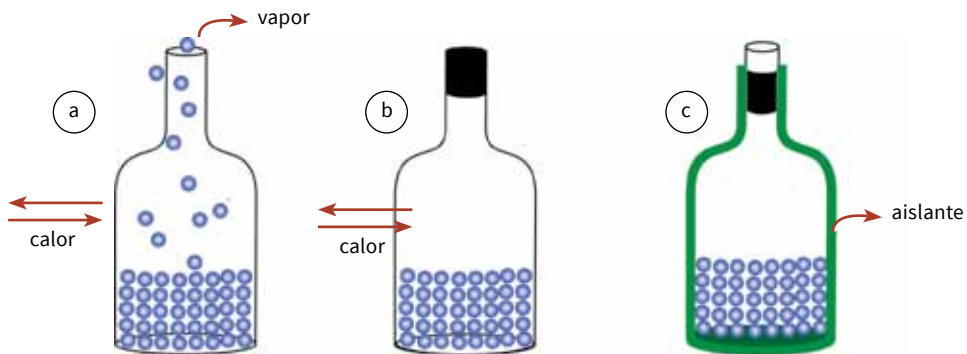
Son los que intercambian materia y energía (calor) con el medio que los rodea. Por ejemplo, una botella de alcohol abierta, que intercambia con el ambiente materia, ya que el vapor escapa por la boca y el calor a través de las paredes de la botella.

► Sistemas cerrados

Son los que no intercambian materia, pero sí energía con el entorno. Un ejemplo sería la misma botella del sistema anterior cerrada con un tapón. En este caso no hay intercambio de materia con el exterior.

► Sistemas aislados

Son sistemas que no intercambian ni materia ni energía con el exterior. Éste podría ser el ejemplo de un termo que tiene una cubierta aislante para evitar el intercambio de energía, en forma de calor, con el exterior.



a) Sistema abierto b) Sistema cerrado c) Sistema aislado

2) Según las propiedades de la materia:

Los científicos clasifican los sistemas según las “partes” que puedan distinguir en ellos.

Una “parte” es una porción del sistema que tiene las mismas propiedades intensivas en todos los puntos, y se la denomina **fase** del sistema.

► Sistemas homogéneos

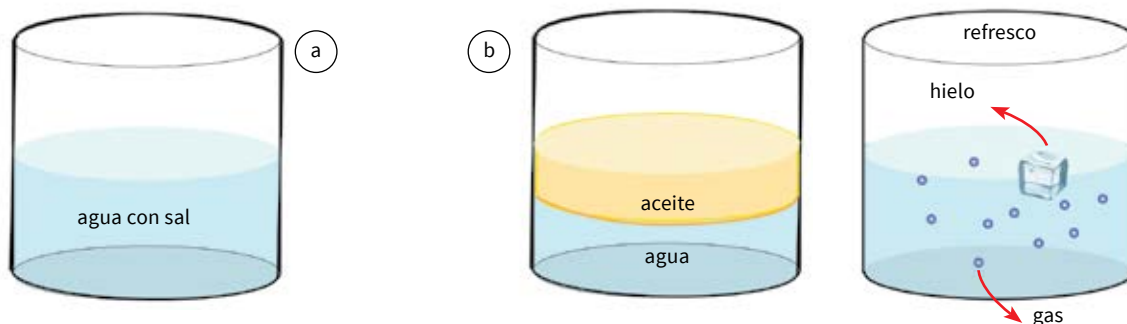
Son aquellos que tienen una sola fase, es decir, la misma composición en todos los puntos del sistema (se perciben como una sola sustancia).

El oro puro, el gas de una garrafa, un vaso de agua salada son buenos ejemplos de sistemas homogéneos.

► Sistemas heterogéneos

Son aquellos que presentan dos o más fases, es decir, que las propiedades intensivas son diferentes en distintas partes del sistema (a simple vista se advierten diversas partes).

Algunos ejemplos de sistemas heterogéneos podrían ser: un recipiente con agua y aceite (el aceite flota sobre el agua), que constituye un sistema de dos fases, o un vaso con gaseosa y hielo, donde se distinguen tres fases: hielo, bebida y burbujas de gas.

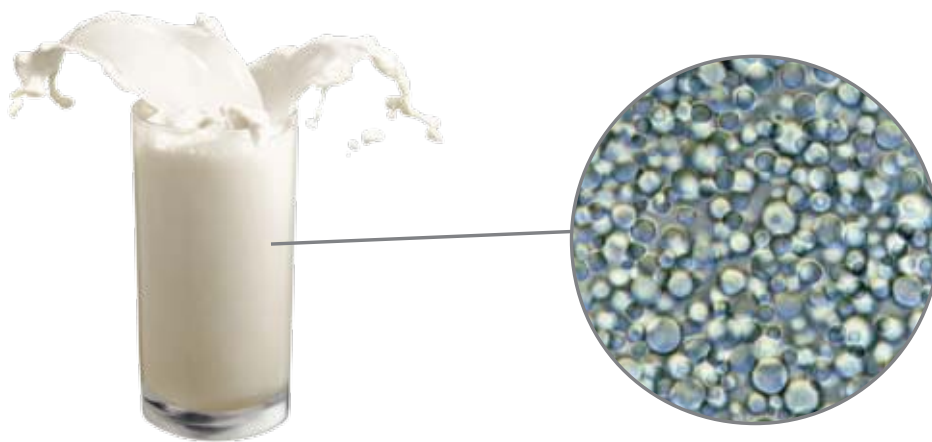


a) Los sistemas homogéneos pueden tener más de un componente, pero no se distinguen

b) En los sistemas heterogéneos se distinguen las fases, aunque se trate de un mismo componente en distinto estado de agregación.

Existen diferentes criterios para clasificar como homogéneos o heterogéneos los sistemas materiales, que dependen del método de observación que se utilice para estudiarlo. Por ejemplo, la leche a simple vista es un sistema homogéneo, pero si se observa en el microscopio una gota de leche, se distinguen en ella partículas de distintas sustancias que la componen, como los glóbulos de grasa, formando un sistema heterogéneo.

El criterio que vamos a utilizar en este libro es el de considerar homogéneo a aquel sistema que se presenta como tal a simple vista (usando nuestros ojos como herramienta de observación).

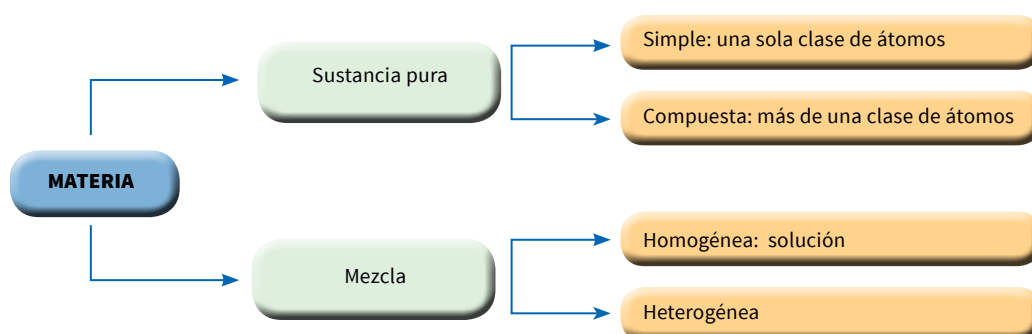


Los corpúsculos de grasa se distinguen claramente en una imagen microscópica de la leche

Cada una de los **componentes** que forma parte del sistema se denomina **sustancia**. Así, por ejemplo, en un vaso de agua salada hay una sola fase, ya que es un sistema homogéneo, pero en realidad hay dos sustancias presentes: agua y sal.

Podríamos definir la **sustancia pura** como aquella que además de mantener en todos sus puntos las mismas propiedades intensivas, no puede fraccionarse, es decir, descomponerse en sustancias más simples.

Las sustancias puras se consideran **simples** cuando están formadas por una sola clase de átomos, como el oxígeno (O_2), el aluminio (Al) o el hierro (Fe), y **compuestas**, cuando las forman dos o más clases de átomos, como por ejemplo, el agua (H_2O) o la sal (NaCl).



Actividades

- 1 Dar un ejemplo de cada uno de los siguientes sistemas materiales:
 - a) Sistema heterogéneo formado por un componente líquido y dos componentes sólidos.
 - b) Sistema heterogéneo formado por un componente sólido, un líquido y un gas.
 - c) Sistema homogéneo formado por dos sólidos y un líquido.
 - d) Sistema homogéneo formado por tres líquidos.
- 2 Dado el siguiente sistema material: agua, alcohol, leche, hielo, un trozo de aluminio y arena.
 - a) Clasificarlo.
 - b) Determinar número de fases y componentes que lo forman.
 - c) Clasificar cada una de las sustancias que constituyen el sistema en simples o compuestas.

LA MATERIA Y SUS ESTADOS

En la naturaleza la materia se presenta en distintos estados de agregación, con características y propiedades diferentes. Para poder comprender el comportamiento de la materia en sus diferentes estados, los científicos diseñaron un modelo llamado **modelo cinético-corpúscular de la materia** o simplemente **modelo de partículas**, que permite imaginar e interpretar la estructura íntima de los materiales.

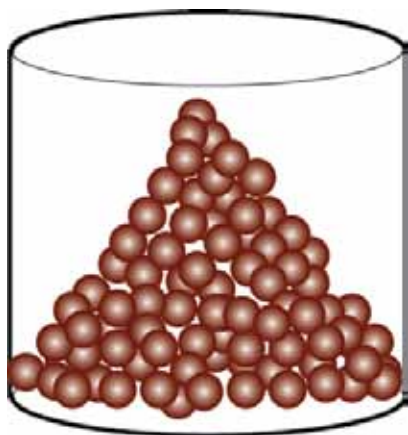
Se pueden sintetizar las ideas más importantes de este modelo:

- La materia está compuesta por partículas (corpúsculos).
- La diversidad de materiales se debe a la variedad de partículas que existe.
- Entre las partículas hay espacio vacío.
- Entre las partículas se ejercen fuerzas de diferentes intensidades.
- Las partículas de la materia están en movimiento (poseen energía cinética).
- Cuanto mayor es la temperatura tanto mayor es la energía de las partículas, y mayor su posibilidad de moverse y chocar entre ellas y con las paredes del recipiente.
- Los choques entre las partículas son perfectamente elásticos; esto significa que al chocar, las partículas no pierden energía.

Podríamos agregar que esas partículas pueden ser de tres tipos: **moléculas, átomos o iones**. Las moléculas se unen entre ellas por medio de **fuerzas intermoleculares**. Estas fuerzas son de diferentes intensidades según la naturaleza del material (que depende de los átomos que la componen y del tipo de enlace químico entre ellos).

Los átomos se unen entre sí por enlaces químicos, y los iones, que son partículas con carga eléctrica positiva y negativa, se atraen o rechazan según tengan cargas iguales u opuestas.

De acuerdo a este modelo los científicos caracterizaron los estados de la materia de la siguiente manera:



Los sólidos

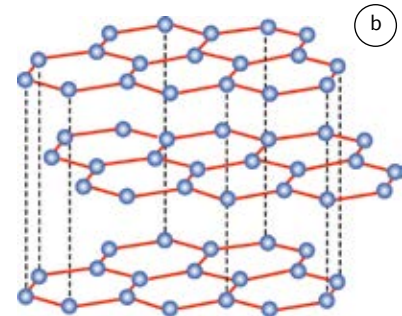
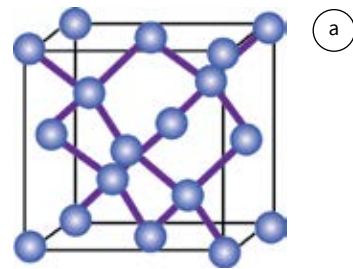
Las partículas del sólido se atraen entre sí con gran intensidad, están situadas muy cerca unas de otras casi sin espacios vacíos entre ellas, ocupando posiciones fijas en el espacio en un ordenamiento regular, lo que permite que los sólidos tengan forma y volumen propio. También pueden mantener su forma a pesar de las presiones (son incompresibles), ya que no pueden “juntarse” para ubicarse en un volumen menor que el que ocupan. La energía cinética se manifiesta por vibraciones en una posición fija (movimientos oscilatorios).

Una misma sustancia en estado sólido puede tener propiedades diferentes, dependiendo de la distribución espacial de las partículas que la constituyen.

Es el caso del carbono, que en la naturaleza puede presentarse en dos ordenamientos espaciales diferentes: el **grafito**, que es de color negro, buen conductor de la electricidad, blando y quebradizo (conocido por su utilización en la fabricación de lápices), y el **diamante**, que es uno de los materiales naturales más duros que existen, incoloro y aislante eléctrico. La diferencia entre ambos materiales es la forma en que se ordenan los átomos de carbono que los forman; en el grafito se disponen en forma de planos hexagonales que se “apilan” unos sobre otros, y en el diamante, en una estructura geométrica compacta.

El grafito y el diamante son alótropos del carbono: formas puras del mismo elemento que difieren en la organización de sus átomos.

Las propiedades de **ductilidad** (propiedad de formar hilos), **maleabilidad** y **elasticidad** de algunos sólidos se manifiestan cuando mediante la aplicación de una fuerza externa se logran vencer las fuerzas de atracción entre las partículas, haciendo que se desplacen y se reacomoden en la estructura. Estas propiedades son típicas de los **metales** y los **sólidos amorfos**.



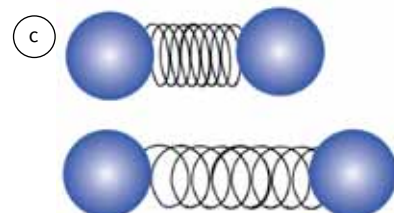
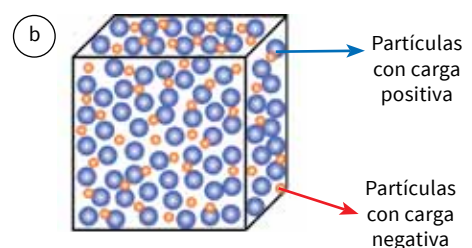
a) Estructura del grafito
b) Estructura cristalina del diamante

Hay sólidos que son frágiles, es decir, pueden quebrarse al ser golpeados. Estos sólidos tienen una estructura perfectamente ordenada (**estructura cristalina**), formada por partículas con cargas positivas y negativas llamadas **iones**. Al golpearlos, una parte se desliza con respecto a la otra, entonces, partículas con la misma carga quedan enfrentadas y se rechazan separándose en dos partes.

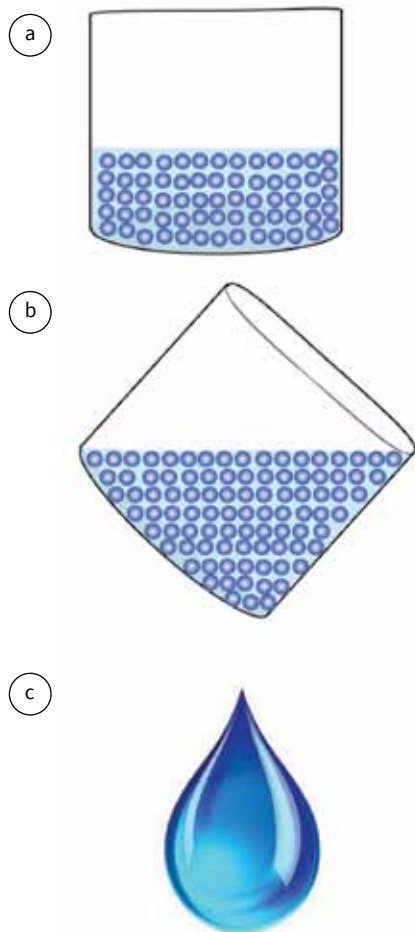
Otra propiedad de los sólidos es la **dilatación**, que es el aumento de volumen sin variar la masa. Esta propiedad puede explicarse por el movimiento vibratorio de las partículas.

Al aumentar la temperatura de un cuerpo, aumenta la energía de sus partículas, que tratan de “separarse” unas de otras, como “estirando” las uniones entre ellas; esto produce un pequeño aumento del espacio entre partículas, que se traduce en un aumento de volumen.

Si la temperatura aumentara lo suficiente, se romperían esas uniones, pasando el sólido al estado líquido; entonces el sólido se fundiría.



a) Deformación de un metal por una fuerza externa
b) Representación de un sólido cristalino
c) Dilatación de las uniones de las partículas. Al aumentar la temperatura, las partículas adquieren energía y aumentan las distancias entre ellas



a) y b) Los líquidos conservan siempre la disposición plana horizontal en su superficie
 c) Las gotas cerca de la superficie de la Tierra no son esféricas, porque se deforman por la fuerza de atracción gravitatoria; si no existiera la fuerza de gravedad serían esferas perfectas



Los líquidos

En los líquidos las partículas se atraen con menor intensidad que en los sólidos, pero con la suficiente fuerza como para que estén bastante cerca unas de otras, con pequeños espacios vacíos entre ellas; por eso los líquidos son casi incompresibles, pero sus partículas conservan la libertad de deslizarse unas sobre otras, moviéndose en conjunto (a esto se lo denomina fluir). La resistencia a este movimiento se llama **viscosidad**, y depende de la naturaleza de las fuerzas de atracción entre las partículas, como así también de la temperatura a la que se encuentre el líquido. Algunos líquidos son muy viscosos, fluyen con dificultad, como la miel, pero si se los calienta, sus partículas al moverse “rompen” algunas uniones entre ellas, permitiendo que puedan fluir con más facilidad.

Las partículas de los líquidos, al no tener posiciones fijas, generalmente pueden tomar la forma del recipiente donde se encuentran, por eso los líquidos tienen volumen propio, pero no forma, ya que se adaptan al recipiente, conservando en su superficie la disposición plana y horizontal.

Algunos líquidos presentan un comportamiento particular cuando se encuentran en pequeñas cantidades, donde toman importancia las fuerzas de interacción de las partículas del líquido con el medio que las rodea; esto explica la formación de gotas.

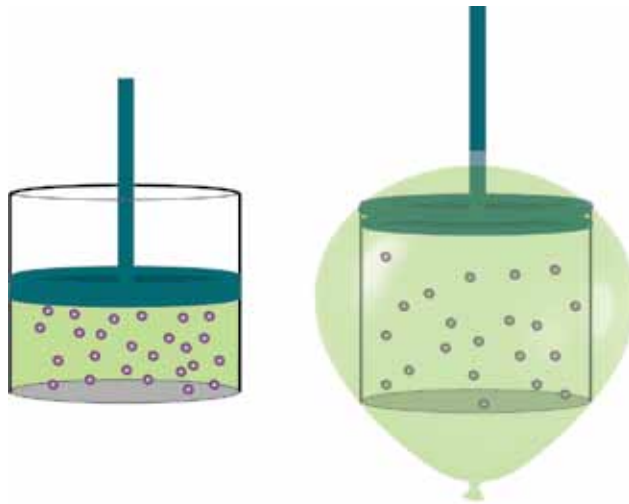
Los gases

No tienen forma ni volumen propio, las partículas del gas chocan entre sí y con las paredes del recipiente, moviéndose en línea recta a gran velocidad. Prácticamente no se atraen, por eso están muy alejadas unas de otras, ocupando todo el espacio disponible y dejando mucho espacio vacío entre ellas. Frente a los aumentos de presión, las partículas del gas tienden a “juntarse” (en algunos casos pueden llegar a adoptar la disposición de los líquidos), por lo cual los gases son compresibles.

Sugerencias



- Pueden ver lo que leyeron en este video:
<http://www.youtube.com/watch?v=Qb75G--wTNc>



Cuando se aumenta la presión sobre una masa gaseosa, las partículas se “acercan” unas a otras ocupando menor volumen

¿EXISTEN OTROS ESTADOS?

Aunque por muchos años se consideró que existían tres estados de la materia, en la actualidad, con el avance de las investigaciones, se acepta que existen otros estados de agregación que se producen en condiciones de presión y temperatura extremas, tales como el **plasma** y el **superfluido**.

En la atmósfera de la Tierra, cualquier átomo de una **sustancia gaseosa** puede perder electrones en su choque con otras partículas, pero los recupera rápidamente o los atrapa de otros átomos cercanos. Donde las temperaturas son muy altas, como en el sol, los átomos y las moléculas tienen tanta velocidad que se producen permanentemente choques, con la suficiente energía como para liberar electrones, generando partículas con carga negativa y dejando partículas con carga positiva por ausencia de sus electrones; estas partículas con carga eléctrica (positiva y negativa) se llaman **iones**.

A esta mezcla de iones positivos y negativos, deslocalizados de sus átomos correspondientes, se la considera en sí misma un estado de la materia diferente, llamado **plasma**. Las sustancias en este estado se diferencian de los gases a temperatura ambiente, porque adquieren propiedades diferentes, como la conductividad eléctrica.

En los laboratorios se pueden obtener gases en estado de plasma aplicando descargas eléctricas a sustancias gaseosas para que se desprendan de ellas electrones, llamados **electrones libres**, que luego, al chocar con otros átomos del gas, hacen que se desprendan de ellos más electrones, transformando el gas en una mezcla de iones.

El 99 por ciento del total de la materia que constituye el universo posiblemente se encuentre en estado de plasma.

Las lámparas fluorescentes contienen en su interior principalmente mercurio gaseoso en estado de plasma; los letreros de neón, las pantallas y los monitores contienen también gases en estado de plasma. Pueden obtenerse pequeñas cantidades de plasma de baja temperatura y densidad cuando se enciende una vela o un fósforo (lo pueden apreciar si observan con detenimiento esa pequeña zona anaranjada que rodea la llama).



Algunos gases, como el helio, adquieren propiedades muy especiales cuando se reduce su temperatura a valores extremadamente bajos.

Al bajar cada vez más la temperatura, se podría predecir que cualquier gas se transformaría en líquido y luego en sólido. En el caso del helio, éste permanece en estado líquido y nunca se congela, constituyendo un estado experimental de la materia llamado **superfluido**, en el cual el líquido fluye y se desplaza sin rozamiento, siendo capaz de trepar por las paredes del recipiente que lo contiene y escapar de él.

Posiblemente, en el futuro y con nuevas investigaciones, puedan encontrarse aplicaciones a este curioso “nuevo estado de la materia”.

Actividades

- 1 Unir las siguientes características de la columna de la izquierda con el estado de agregación de la materia al cual corresponden:

Tienen forma propia

Ocupan todo el volumen disponible

Entre sus partículas predominan las fuerzas de atracción

No tienen forma ni volumen

Tienen volumen pero no forma

Pueden fluir y derramarse

Sus partículas están en completo desorden

Movimiento vibratorio de las partículas en un lugar fijo

Pueden expandirse

Líquido

Sólido

Gaseoso

- 2 a) Dibujar una sustancia gaseosa encerrada en un recipiente según el modelo de partículas.
b) Si por algún medio se pudiera extraer de ese recipiente (sin abrirlo) la mitad del gas que había inicialmente, ¿cómo se podría representar mediante un dibujo el gas que quedó en aquél?
- 3 Escribir las diferencias entre los siguientes términos:
Gas-vapor / Licuación-condensación / Ebullición-evaporación
- 4 Completar el siguiente cuadro comparativo

Estado de la materia	Forma	Volumen	Tipo de movimiento	Fuerzas predominantes	Compresibilidad
Sólido					
Líquido					
Gaseoso					

LOS CAMBIOS DE ESTADO

Muchas veces habrán observado cómo se derrite un trozo de hielo a temperatura ambiente en un día cálido o cuando se empañan los cristales del automóvil en los días fríos, en ambos casos están observando **cambios de estado** del agua.

Cada uno de esos cambios tiene en las ciencias naturales un nombre por el cual se los identifica:

La **fusión** es el pasaje de cualquier material del estado sólido al líquido.

Cuando un sólido aumenta su temperatura, sus partículas adquieren mayor energía, asociada al movimiento vibratorio, con lo cual sus fuerzas de atracción comienzan a debilitarse al alejarse una partícula de otra, permitiendo movimientos de desplazamiento, lo que significa que el sólido está fundiéndose.

Cada material realiza este cambio de estado a una determinada temperatura, que es una propiedad intensiva de la materia, y se llama **punto de fusión**. Esta constante física es importante para identificar una sustancia.

Es significativo destacar que mientras un sólido se funde, su temperatura no varía (permanece constante), porque toda la energía que recibe es empleada para romper los enlaces entre sus partículas.

Para el agua el punto de fusión es 0°C , en cambio para el hierro es de 1535°C . En ambos casos, a presión atmosférica normal, a la temperatura del punto de fusión correspondiente, el hielo y el hierro pasarán a transformarse en agua y hierro fundido respectivamente.

El cambio de estado opuesto, es decir, de líquido a sólido se denomina **solidificación**, y se explica en la pérdida de energía y, en consecuencia, de movimiento de las partículas al disminuir la temperatura. En estas condiciones, las partículas adoptan un estado de mayor organización, disminuyendo las distancias o los espacios entre ellas, permitiendo así que se recuperen las fuerzas de atracción. **La vaporización (ebullición)** es el cambio de estado de un líquido a vapor, que tiene lugar en toda la masa del líquido.

Al aumentar la temperatura de un líquido, las partículas adquieren la energía suficiente como para “desprenderse” de otras partículas con las cuales están interactuando, “liberándose” en forma de vapor.

Cuando las partículas de la superficie del líquido escapan al estado de vapor a cualquier temperatura, el proceso se llama **evaporación**. Decimos entonces que se vaporiza un líquido cuando hierve, y se evapora el agua de un charco.

La temperatura a la cual el líquido hierve es también una propiedad que depende de la naturaleza de la materia y de la presión, por eso es una propiedad intensiva, que se llama **punto de ebullición**. Como en el caso del punto de fusión, es también una constante física del material.

Cuando se alcanza la temperatura de ebullición de un líquido, aunque se continúe el calentamiento, la temperatura no aumentará hasta que todo el líquido pase al estado de vapor, ya que toda la energía será utilizada por el sistema para “romper” las uniones entre partículas y liberarlas en forma de vapor.

Para el agua el punto de ebullición es 100°C a presión atmosférica normal (a nivel del mar), mientras que para el alcohol etílico es 78.5°C .

Cuando el pasaje es del estado gaseoso al líquido, se llama **condensación**.



Sugerencias



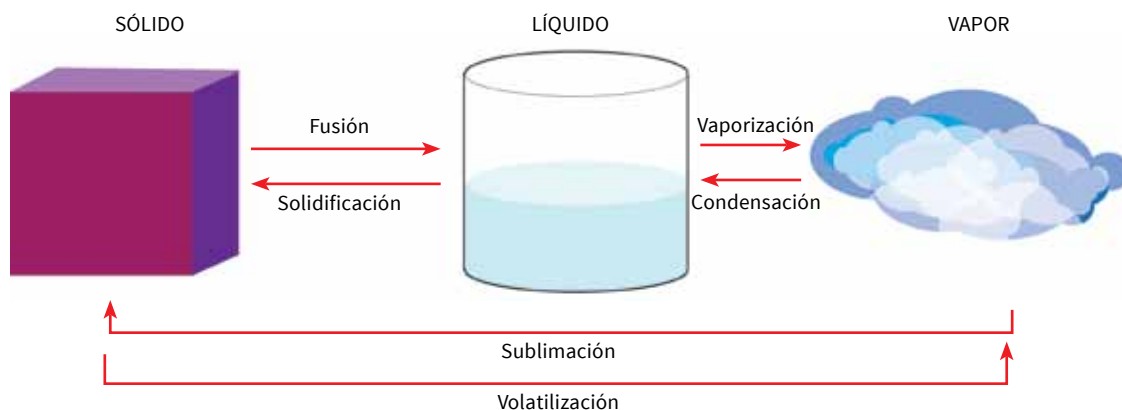
- Para jugar y analizar el comportamiento de la materia frente a los cambios de temperatura:
http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm
- Un simulador para analizar los cambios de estado de la materia:
[http://phet.colorado.edu/en/simulations/category/new \(states of matter\)](http://phet.colorado.edu/en/simulations/category/new%20(states%20of%20matter))

La condensación de un gas puede producirse por disminución de la temperatura, lo que explica que las partículas del gas al perder energía cinética tiendan a acercarse unas a otras, adoptando la disposición y las características del líquido.

También existe un proceso industrial que se llama **licuación**, que consiste en la transformación de los gases en líquidos, pero en este caso por aplicación de grandes presiones que hacen que las partículas del gas se “junten”, adoptando el aspecto y las características de un líquido, mientras se mantenga esa presión. Este proceso es importante en la industria para obtener los “gases licuados”, como el amoníaco, que es un gas que se utiliza en la fabricación de muchos productos, como fertilizantes, medicamentos y plásticos.

Existen otros cambios de estado, como la **volatilización**, que es el pasaje de un sólido al estado de vapor, sin pasar por el estado líquido. Algunos autores llaman a este cambio de estado de la materia **sublimación**, reservando el término **sublimación inversa** al proceso opuesto. Volatiliza la naftalina que se usa como anti-polillas y el dióxido de carbono sólido (CO_2), conocido como “hielo seco,” precisamente porque a temperatura ambiente pasa al estado de vapor desde el estado sólido sin derretirse (produciendo un “humo” blanco característico).

El pasaje de una sustancia en estado de vapor a estado sólido se llama **sublimación (o sublimación inversa)**; no es muy frecuente en lo cotidiano, pero se puede observar, por ejemplo, en el laboratorio, experimentando con una sustancia llamada yodo, que tiene la propiedad de transformarse directamente en sólido desde el estado gaseoso al tomar contacto con una superficie fría.



Los cambios de la materia de un estado a otro pueden lograrse por medio de la variación de la presión, la temperatura, o ambas a la vez.

En todos los casos anteriores no producen transformaciones en las sustancias, por eso se denominan **procesos o cambios físicos**.

Por ejemplo: el agua puede pasar de un estado a otro, o coexistir en los tres estados y presentarse como vapor en las nubes, sólido en la nieve o el hielo, o líquido en el agua de un lago, pero sigue siendo la misma sustancia: **agua**.



EL ESTADO GASEOSO

Los gases nos rodean, y aunque la mayoría de las veces no podemos percibirlos con nuestros sentidos ya que en general son invisibles, y sólo en algunos casos podemos olerlos (como los perfumes), curiosamente es el estado de la materia que se puede estudiar con más facilidad.

Algunos gases son esenciales para la vida, como el oxígeno y el nitrógeno que componen el aire, otros, como el butano y el metano, se usan como combustibles en el gas natural; están también el ozono, que filtra la radiación ultravioleta en la atmósfera, y el dióxido de carbono, que es responsable del efecto invernadero.



Ya hemos estudiado las características del estado gaseoso según el modelo de partículas, y sabemos que se diferencian de los líquidos y los sólidos porque no tienen forma definida ni volumen propio; sus partículas se mueven casi libremente y al azar desplazándose de un lugar a otro, y por eso pueden ocupar todo el espacio disponible y adoptar la forma del recipiente que los contiene, y si dicho recipiente no está cerrado, escapan de él.

Los gases pueden fluir; el viento es un ejemplo de aire fluyendo de un lado hacia otro. Además, pueden comprimirse y expandirse, es decir, modificar su volumen frente a cambios de presión.

Las partículas de un gas se mueven en línea recta y chocan contra las paredes del recipiente unas contra otras, por eso en el estado gaseoso existe un desorden total.

Habitualmente utilizamos como sinónimos las palabras gas y vapor, pero en realidad son dos conceptos diferentes: **gas** es una sustancia que en condiciones normales (presión atmosférica normal y temperatura ambiente) se encuentra en estado gaseoso, en cambio, **vapor** es la forma gaseosa de una sustancia que en condiciones normales sería sólida o líquida.

La propiedad más notable de los gases es que todos se comportan de manera similar frente a los cambios de temperatura y presión, lo cual no ocurre con los líquidos y los sólidos donde cada sustancia reacciona de manera particular.

VARIABLES DE ESTADO

El estado de un gas puede describirse mediante tres propiedades que pueden observarse y medirse: la **presión**, el **volumen** y la **temperatura**. Los valores de estas propiedades dependen del sistema gaseoso y están relacionadas entre sí, por eso se llaman **variables de estado**.

Presión: es la fuerza aplicada sobre una determinada superficie o área en un cuerpo.

En los gases la presión es el resultado de la fuerza que ejercen las partículas de gas al chocar contra las paredes del recipiente que lo contienen.

Hay varias unidades para medir la presión, como el pascal (Pa) y los hectopascales (100Pa), las atmósferas (atm) y los milímetros de mercurio (mmHg).

$$1\text{atm} = 1013\text{ hPa} = 760\text{ mmHg}$$

Los químicos miden la presión en **atmósferas (atm)** cuando trabajan con gases.

Representamos la presión con la letra **P**.

Volumen: es el espacio que ocupa la materia. Como el gas no tiene volumen propio, el volumen de un gas es el del recipiente que lo contiene. Si el recipiente es más grande, las partículas estarán más separadas unas de otras, y si es pequeño, estarán más juntas.

El volumen puede medirse en litros (l), mililitros (ml), metros cúbicos (m³) o centímetros cúbicos (cm³).

Para resolver problemas de estado gaseoso vamos a medir el volumen en **litros (l)**.

Representamos el volumen con la letra **V**.

Temperatura: es una medida de la energía térmica, o sea, del calor, y está relacionada con el movimiento de las partículas, ya que a mayor energía en forma de calor, las partículas se mueven más y con más velocidad, generando mayor número de choques contra las paredes del recipiente.

El instrumento utilizado para medir temperaturas es el termómetro, que puede estar graduado en varias escalas según los puntos de referencia que se tomen.

Nosotros en la vida cotidiana utilizamos la escala **Celcius** para medir la temperatura corporal y saber si tenemos fiebre, o para medir la temperatura ambiente.

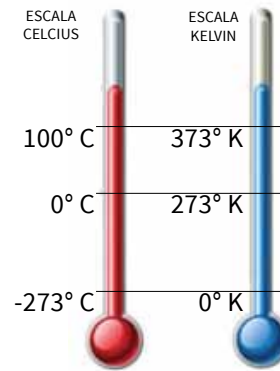
Se comprobó experimentalmente que para trabajar con gases se necesitan, muchas veces, temperaturas muy bajas (mucho menores que 0°C), por eso se utiliza una escala llamada Kelvin (°K) o escala absoluta. Esta escala toma como valor 0°K al valor más bajo de temperatura que puede llegar a tener la materia, que equivale a -273°C.

Para expresar en °K una temperatura dada en °C sólo hay que sumarle el número **273** a la temperatura en grados **Celcius**.

Es decir:

$$T (^{\circ}\text{K}) = T (^{\circ}\text{C}) + 273$$

Representamos las temperaturas con la letra **T**.



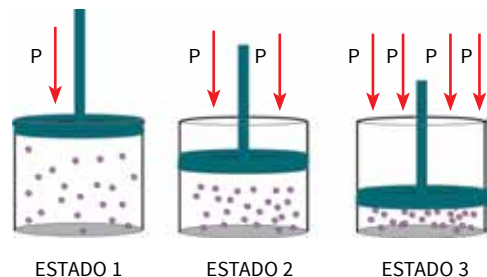
Cuando un sistema gaseoso se encuentra a una temperatura de 273°K (0°C) y a una presión de 1 atmósfera, se dice que está en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)

LEYES DE LOS GASES

Relación entre presión y volumen

Ley de Boyle

El científico inglés Robert Boyle realizó muchas experiencias con gases, y pudo comprobar que si una **cantidad fija** de gas se mantiene siempre **a la misma temperatura** (temperatura constante) y se somete a diferentes presiones (se varían las presiones), el volumen del gas aumenta cuando la presión disminuye, ya que las partículas al estar más libres para moverse ocupan más lugar porque se separan unas de otras.



Al aumentar la presión, las partículas del gas se juntan cada vez más, disminuyendo el volumen

El volumen de una masa de gas a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión de ese gas.

Esta ley tiene una expresión matemática:

$$P \cdot V = \text{constante}$$

O sea que $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3$

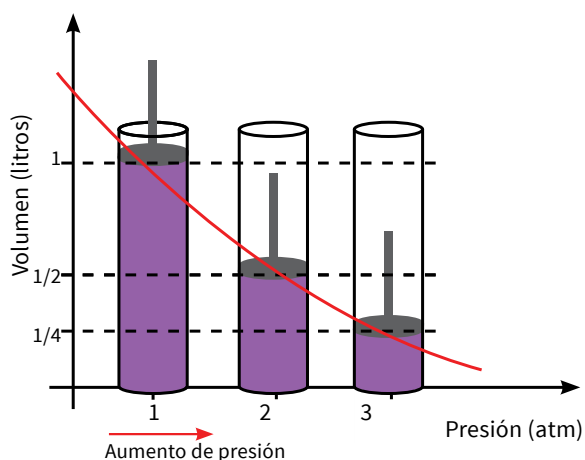


Gráfico de la Ley de Boyle: Relación Volumen - Presión (atm) a Temperatura constante



Problemas

Se podría aplicar la **Ley de Boyle** para resolver el siguiente problema:

El tubo de aire comprimido que utiliza un buzo para respirar bajo el agua contiene cinco litros del gas a 200 atmósferas de presión.

¿Qué volumen de aire comprimido habrá a presión atmosférica normal?

Condiciones iniciales (1): P_1 : 200 atm V_1 : 5 litros

Condiciones finales (2): P_2 : 1 atm V_2 : x litros

Aplicando:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$200 \text{ atm} \cdot 5 \text{ l} = 1 \text{ atm} \cdot x \text{ l}$$

Entonces:

$$x = \frac{200 \text{ atm} \cdot 5 \text{ l}}{1 \text{ atm}} = 1000 \text{ litros de aire comprimido}$$

Como habrán observado, el gas (aire) que dentro del tubo que el buzo llevaba sobre su espalda ocupaba sólo **cinco litros**. En la superficie, y a presión atmosférica normal ocuparía **1000 litros**, que es un volumen realmente grande, como el que tiene un tanque de agua de una casa.

► Relación entre la temperatura y el volumen:

Ley de Charles o primera Ley de Gay Lussac

Las experiencias de estas variaciones fueron realizadas por el científico J. Charles en el año 1787, y verificadas por el científico Gay Lussac en 1802.

Si se calienta una **cantidad fija** de gas manteniendo su **presión constante**, el volumen aumentará. Esto se puede explicar porque al tener mayor energía, las partículas van a moverse más y van a chocar más veces contra las paredes del recipiente, y si éste lo permite (porque puede agrandarse), tratarán de empujar dichas paredes aumentando el lugar que ocupan (su volumen).

Los globos aerostáticos se inflan porque se calienta el aire dentro de ellos, haciendo que su volumen aumente, y luego pueden elevarse por tener el aire caliente menor densidad que el aire frío (lo que lo hace más liviano).

Al aumentar la temperatura de una masa fija de gas, manteniendo la presión constante, su volumen aumenta.

Quiere decir que si las temperaturas se miden en °K, a **presión constante** el volumen del gas es directamente proporcional a la temperatura.

Esta ley se expresa en **forma matemática** mediante la siguiente ecuación:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3}$$

resultando:

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

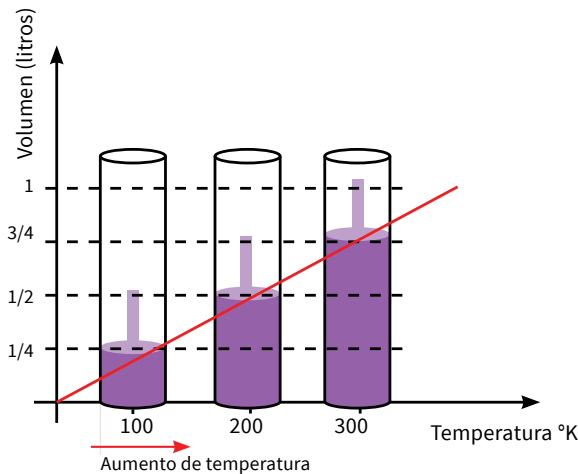
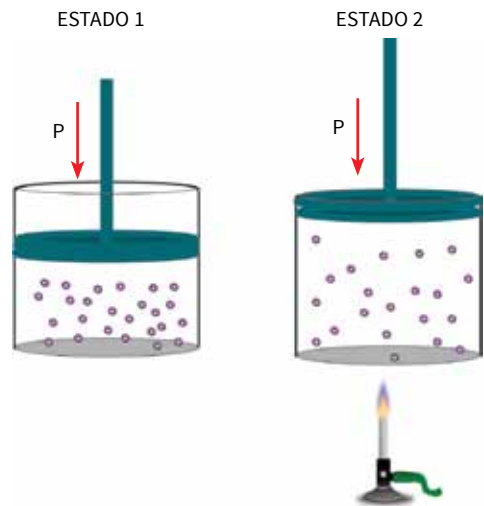


Gráfico ley de Charles-Gay Lussac



Gay Lussac hizo grandes aportes al conocimiento del estado gaseoso, justamente por ser aficionado a volar en globo



Problemas

Utilizando la **Ley de Gay Lussac** se puede resolver el siguiente problema:

¿Cuál será el volumen final de 10 litros de aire a 12°C contenidos en un globo, si se lo expone al sol y la temperatura llega a 50°C?

Resolución:

Recordemos que en el caso de las sustancias gaseosas las temperaturas de trabajo se expresan en °K, entonces:

$$12^{\circ}\text{C} = 12 + 273 = 285^{\circ}\text{K}$$

$$45^{\circ}\text{C} = 50 + 273 = 323^{\circ}\text{K}$$

Entonces aplicando la Ley de Charles-Gay Lussac:

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

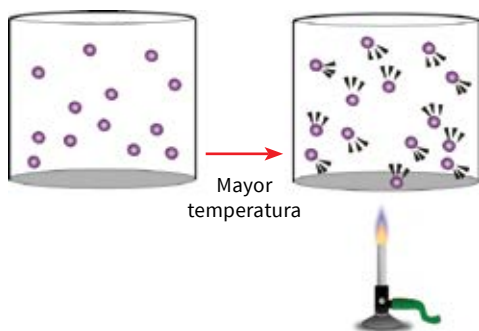
reemplazando por los valores:

$$\frac{10 \text{ litros}}{285^{\circ}\text{K}} = \frac{x \text{ litros}}{323^{\circ}\text{K}}$$

Donde resulta:

$$\frac{10 \text{ litros} \cdot 323^{\circ}\text{K}}{285^{\circ}\text{K}} = 11,33 \text{ litros}$$

Aquí pueden observar que el volumen del globo aumentó **más de un litro**, solamente por estar expuesto a una temperatura mayor. Esto nos permite entender cómo se infla el globo aerostático al calentar fuertemente el aire que contiene adentro.



Al ganar más Energía Cinética, las partículas del gas chocan más contra las paredes del recipiente, aumentando la presión.

➤ Relación entre presión y temperatura

Segunda Ley de Gay Lussac

Luego de repetir muchas veces los experimentos, el científico llegó a la conclusión de que manteniendo **constante el volumen** (del recipiente que contiene el gas), la presión aumenta al aumentar la temperatura.

Esto se explica porque al aumentar la temperatura del gas, sus partículas ganan cada vez más energía, se mueven rápidamente y chocan contra las paredes del recipiente con gran intensidad, haciendo que aumente la presión dentro del envase.

Al aumentar la temperatura de una masa fija de gas a volumen constante, su presión aumenta.

Habrán observado que los envases de aerosol llevan la leyenda: “No exponer al fuego o a altas temperaturas”, justamente porque el calor haría que aumente la presión dentro del envase, pudiendo hacerlo explotar.

La **expresión matemática** de esta ley es:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_3}{T_3} \quad \text{o sea} \quad \frac{P}{T} = \text{constante}$$

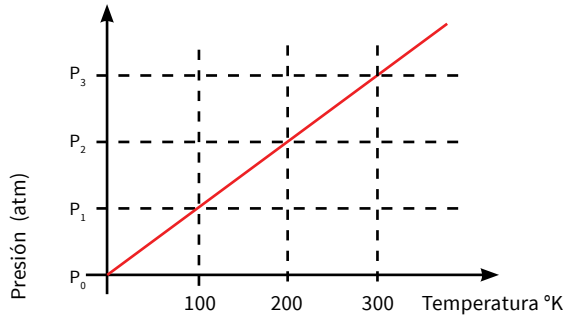


Gráfico segunda ley de Charles-Gay Lussac

Sugerencias



- Simuladores de los gases ideales:
Para jugar con los cambios de temperatura y presión, y analizar consecuencias:

<http://platea.pntic.mec.es/~cpalacioapplet>

<http://phet.colorado.edu/en/simulation/gas-properties>



Problemas

Se podría resolver el siguiente problema aplicando la segunda Ley de Gay Lussac:

El gas dentro de un envase de aerosol a 20°C tiene una presión de 3 atm. ¿Qué presión tendría si se calienta el envase a 100°C?

Resolución:

$$20^{\circ}\text{C} = 20 + 273 = 293^{\circ}\text{K}$$

$$100^{\circ}\text{C} = 100 + 273 = 373^{\circ}\text{K}$$

Aplicando la segunda Ley de Charles-Gay Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Reemplazando por los valores correspondientes:

$$\frac{3 \text{ atm.}}{293^{\circ}\text{K}} = \frac{x \text{ atm}}{373^{\circ}\text{K}}$$

De donde resulta:

$$\frac{3 \text{ atm.} \cdot 373^{\circ}\text{K}}{293^{\circ}\text{K}} = 3,8 \text{ atm}$$

Como verán, la presión aumenta casi **una atmósfera** con el calentamiento, por eso no deben calentarse envases de aerosol, ya que sería realmente peligroso.



Problemas

Podríamos aplicar la ecuación de estado de los gases ideales para resolver el siguiente problema:

Una masa de gas ocupa un volumen de 3 litros cuando se encuentra a una presión de 2 atm y 25°C de temperatura. ¿Qué volumen ocupará cuando se lo comprime a una presión de 10 atm y la temperatura descienda a 10°C?

Resolución:

Primero tenemos que convertir las temperaturas a escala Kelvin, que es la adecuada para trabajar con sustancias gaseosas.

$$25^{\circ}\text{C} = 25 + 273 = 298^{\circ}\text{K}$$

$$10^{\circ}\text{C} = 10 + 273 = 283^{\circ}\text{K}$$

Los datos del enunciado son:

$$P_1 = 2 \text{ atm} \quad P_2 = 10 \text{ atm}$$

$$V_1 = 3 \text{ litros} \quad V_2 = x$$

$$T_1 = 298^{\circ}\text{K} \quad T_2 = 283^{\circ}\text{K}$$

Ahora se puede aplicar la ecuación general de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Reemplazando por los valores correspondientes:

$$\frac{2 \text{ atm} \cdot 3 \text{ litros}}{298^{\circ}\text{K}} = \frac{10 \text{ atm} \cdot x \text{ litros}}{283^{\circ}\text{K}}$$

Donde:

$$\frac{2 \text{ atm} \cdot 3 \text{ litros} \cdot 283^{\circ}\text{K}}{10 \text{ atm} \cdot 298^{\circ}\text{K}} = 0,6 \text{ litros}$$

El volumen final será: 0,6 litros

ECUACIÓN GENERAL DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

Las tres leyes que explicamos anteriormente se pueden relacionar matemáticamente, resultando una ecuación que nos permitirá calcular cómo cambian las condiciones de una masa fija de un gas cuando se modifican las variables que determinan su estado (presión temperatura y volumen).

La mayoría de los gases **reales** (los gases que todos conocemos) se comportan de manera bastante aproximada a los gases **ideales** o teóricos cuando las presiones son bajas y las temperaturas moderadas o altas, ya que entre las partículas del gas casi no existe ningún tipo de fuerzas y pueden moverse libremente con bastante energía.

Ecuación de estado del gas ideal

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{constante}$$

O sea:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Utilizando esta ecuación podemos calcular alguna de las magnitudes (P, V o T) si conocemos las otras.

Actividad

Analizar las siguientes cuestiones y justificar sus respuestas:

- ¿Tendrían que llevar un abrigo si la temperatura fuera de 373°K?
- ¿Cuál de los siguientes cuerpos tiene más temperatura? Un trozo de metal a 250°K o un trozo de metal a 20°C.
- El pentano es un componente del petróleo que tiene un punto de ebullición de 309°K y un punto de fusión de 143°K. Expresar esas temperaturas en °C.



Actividades

- 1 Un recipiente de 10 litros contiene una cierta cantidad de un gas a 39°C y 2 atmósferas de presión. ¿Qué volumen ocupará en CNPT (0°C y una atmósfera)?
- 2 Cierta masa de gas ocupa un volumen de un litro a 0°C y una atmósfera de presión. ¿A qué temperatura habría que calentarla para que duplicara su volumen manteniendo la misma presión?
- 3 El amoníaco es un gas que se utiliza en muchas industrias. Un volumen de cinco litros de amoníaco se mantiene en un recipiente rígido a presión atmosférica normal (una atmósfera) y 4°C de temperatura. ¿Qué presión alcanzará cuando el recipiente, expuesto al sol, alcance una temperatura de 50°C ?



Lectura

Dióxido de carbono: un gas muy especial

El dióxido de carbono (CO_2), también conocido como bióxido de carbono, óxido de carbono y anhídrido carbónico, es uno de los gases más abundantes en la atmósfera y juega un papel importante en los procesos vitales de plantas, animales y, en definitiva, para el ser humano, formando parte de la fotosíntesis, la respiración y diversas actividades internas del cuerpo humano. El CO_2 , en cantidades adecuadas, es uno de los gases de efecto invernadero que contribuye a que la Tierra tenga una temperatura habitable, ya que impide la salida de calor de la atmósfera. Es que sin CO_2 , la Tierra sería un bloque de hielo.

El físico y químico escocés Joseph Black descubrió el CO_2 alrededor de 1750.

A temperatura ambiente, el CO_2 es un gas inodoro e incoloro, ligeramente ácido y no inflamable. Cuando alcanza los -78°C se vuelve sólido y se hace líquido cuando se disuelve en agua, aunque si la presión desciende intentará escapar al aire, dejando una masa de burbujas.

Sin embargo, un exceso de CO_2 en la atmósfera provoca una subida excesiva de la temperatura, dando lugar al calentamiento global, del que se sospecha que puede provocar un aumento de la actividad de las tormentas o el derretimiento de las placas de hielo de los polos, lo que provocaría diversos problemas ambientales, como inundaciones o sequías en los continentes habitados.

El análisis de gases retenidos en muestras de hielo de la Antártida y Groenlandia ha permitido conocer la concentración de CO_2 atmosférico y de otros gases de efecto invernadero de los últimos 160.000 años. Con los datos obtenidos, los científicos han detectado que los niveles actuales de CO_2 en la atmósfera son los mayores desde que se tiene constancia, produciéndose un aumento sustancial y acelerado durante los últimos 160 años, es decir, desde

el inicio de la Revolución Industrial. Además, los científicos han estudiado que el CO_2 se escapa del suelo cada vez más rápido, lo que acelera aún más el calentamiento global.

El incremento de las emisiones de dióxido de carbono provoca alrededor del 50-60% del calentamiento global. La combustión de combustibles fósiles para la generación de energía provoca alrededor del 70-75% de las emisiones de CO_2 , mientras que el resto de las emisiones son provocadas por los tubos de escape de los vehículos. Pero la emisión de CO_2 surge también de los propios consumidores: en España cada hogar produce hasta 5 toneladas de CO_2 anuales, según datos del Ministerio de Medio Ambiente. Sólo el automóvil y la calefacción concentran el 54% del CO_2 emitido por el consumo familiar.

Para restringir las emisiones de gases invernadero, principalmente CO_2 , se rubricó en diciembre de 1997 el protocolo de Kyoto, donde los países firmantes se comprometían a reducir estas emisiones en una media de 5,2% hasta el 2012 respecto a los niveles de 1990. Sin embargo, según un informe de Naciones Unidas, las emisiones de gases contaminantes, sobre todo de CO_2 , aumentarán en los países industrializados en un 17% en los próximos 10 años a pesar de los compromisos por reducirlos. Estados Unidos, principal emisor de CO_2 del mundo, no ha firmado el protocolo porque considera que los perjuicios para su economía son mayores que los supuestos beneficios para el medio ambiente. No obstante, el Protocolo podría originar grandes ganancias para aquellos países que desarrollen tecnologías ecológicas y para los que emiten menos gases con efecto invernadero de lo permitido, puesto que esas tecnologías se podrán vender a aquellos países que no cumplen con los objetivos.

Aplicaciones del CO_2

El CO_2 , además de sus funciones en la naturaleza, es utilizado por el ser humano para diversas aplicaciones:

- **Agricultura:** por su papel en el crecimiento de las plantas, a veces se utiliza como abono.
- **Alimentación:** en bebidas refrescantes y cerveza, para hacerlas gaseosas.
- **Protección contra incendios:** en forma de gas o como sólido no conduce la electricidad y puede emplearse contra fuegos de equipos eléctricos en tensión (donde no puede utilizarse agua). A su vez no deja residuos.
- **Usos industriales:** en máquinas frigoríficas o congelado como hielo seco, en la obtención de la cafeína y en el proceso de descafeinar el café, en síntesis de determinados pigmentos, en el lavado de pulpa de papel y el procesamiento del cuero, entre otros.

Análisis:

- ¿Por qué se produce el efecto invernadero y qué consecuencias ocasiona?
- ¿En qué consiste el calentamiento global y cuáles son sus causas y consecuencias?
- ¿Qué actividades humanas producen mayores emisiones de CO_2 ?
- ¿Por qué el CO_2 es importante para los seres vivos?
- Busquen información sobre la lluvia ácida y relaciónenla con la presencia de cantidades excesivas de CO_2 en la atmósfera (pueden usar Internet).



Lectura

El universo es un plasma

Diálogo con Fernando Minotti, doctor en Física de la UBA

Por Leonardo Moledo. Extraído de *Página/12*, 18 de diciembre 2013

A pesar de que hace años que la industria recurre a fenómenos relacionados con el plasma, como la reacción de gases a una descarga eléctrica que enciende nuestros tubos de luz y da color a nuestros televisores, es una rama en la que aún queda mucho por descubrir.

–¿Qué es un plasma?

–Es un gas que se calienta mucho, de manera que se ioniza y empieza a tener interacciones entre partículas cargadas (electrones e iones positivos). Es un gas con una dinámica muy interesante porque presenta fuerzas electromagnéticas. Y la mayor parte del universo está formada de plasma (salvo en la Tierra).

–Y en Júpiter...

–No, en Júpiter también. En temperaturas relativamente bajas, que son las necesarias para la vida tal como la conocemos, el plasma no se desarrolla. Para ionizar un gas hacen falta altas temperaturas o densidades muy bajas, de manera que casi no hay plasma. Las partículas del gas no tienen tiempo de recombinarse. La presencia de partículas ionizadas (electrones, protones) se da en el espacio, por ejemplo.

–O sea que el universo es un plasma.

–El 99,99 por ciento de la materia visible del universo está en estado de plasma: el Sol, las estrellas, la materia interestelar...

–Salvo pequeñas islas como la Tierra.

–Claro.

–¿De qué temperaturas estamos hablando?

–Para empezar a tener ionizaciones, por encima de los diez mil grados. Ese es el límite.

–Pero la superficie del Sol está a seis mil grados...

–Bueno, pero entran a jugar otros factores, como por ejemplo la densidad. En el interior del sol hay millones de grados, por otra parte.

–¿Y qué hace usted con eso?

–En muchas aplicaciones industriales, el gas con el que se trabaja está en esas condiciones. Nosotros intentamos comprender la dinámica de eso para saber cómo va a evolucionar.

–¿Las pantallas de plasma?

–Bueno, ahí lo que hay son pequeñas cavidades que están con un gas a baja presión, donde se hacen descargas que justamente lo que hacen es producir un plasma muy chiquitito que produce luz. De acuerdo con el material se producen distintos colores.

–Agreguemos que ionizar es cargar.

–Claro, sacar o meter un electrón, de modo tal que no sea neutro. Ese es sólo un ejemplo, pero también están los tubos fluorescentes, por ejemplo. El gas que está dentro está levemente ionizado. Es un plasma de electrones muy calientes que genera reacciones que emiten luz. En general, casi todo proceso industrial medianamente elaborado incluye un plasma.

–No sólo el universo sino la industria.

–En la industria tenemos que meter energía para lograr un plasma; en el universo no hace falta.

–Un científico es una persona que no sabe algo y está intentando responderlo.

–Elabora, a partir de las pocas cosas que sabe, algunas hipótesis.

–¿Y qué es lo que usted no sabe y está tratando de averiguar?

–Por ejemplo, ahora empezamos a estudiar unos propulsores de plasma para satélites. Hace poco se puso en órbita el Capitán Beto, el nanosatélite argentino, y la gente que puso en órbita el satélite se puso en contacto con nosotros para desarrollar dos propulsores, para ese satélite, de plasma. Se hace una descarga eléctrica, esa descarga eléctrica sublima o evapora material de un aislante y ese material se expulsa del propulsor, que genera pulsitos, o descargas, que acumuladas en el tiempo son capaces de darle impulso al satélite. Ahora estamos buscando cuál es la mejor manera de construir esos propulsores, con todas las limitaciones que uno tiene (la poca potencia de los satélites chiquitos, por ejemplo). Hay muchas condiciones, muy restrictivas, en las cuales uno tiene que calentar material, evaporarlo y acelerar con muy poca potencia disponible. Nos vemos obligados a estudiar todos los procesos microscópicos, a ver cómo una descarga eléctrica genera ciertos productos, que junto a la radiación ultravioleta evaporan el material aislante y cómo interactúa el plasma con una corriente electromagnética...

–¿Qué ocurre?

–Esencialmente, se ponen los electrodos con una diferencia de potencial importante. Por varios mecanismos, algún electrón puede ser emitido de alguno de los electrodos y ese electrón, en su movimiento en el gas, y si el campo eléctrico es lo suficientemente intenso, se acelera en ese campo, gana suficiente energía y puede ionizar las moléculas del gas. Y a su vez puede generar nuevos electrones, una especie de reacción en cadena. Si entre colisión y colisión el campo eléctrico es lo suficientemente alto como para que se acelere el nuevo electrón, entonces eso se puede sostener y generarse una cantidad de portadores de carga que conducen carga eléctrica de un lado a otro.

–Eso es carga eléctrica llevada “al hombro”; no es una onda electromagnética.

–No, es una cascada de ionización.

–Se lleva la electricidad “a mano”.

–Claro.

–Es un proletariado eléctrico. Ahora... cuando usted dice que el 99,99 de la materia visible es plasma, es una cosa que poca gente sabe. Cuando dice que toda la industria de avanzada utiliza plasma, no lo entiendo bien. Por ejemplo: la industria del automóvil. No entiendo cómo podría usar plasma.

–No sé el caso puntual, pero supongo que usa plasma. Se usa mucho para el tratamiento de superficie, para cambiar propiedades (endurecerlas, hacerlas más resistentes al desgaste, al rallado). Allí se depositan películas muy duras que se pegan al material y lo endurecen.

–¿Y en computación?

–Ahí es esencial, para los circuitos integrados, por ejemplo. Las tabletas de silicio son con descargas, con plasma...

–¿Y cómo se maneja el tema de la temperatura?

–Lo que pasa es que éstas son cosas que se hacen a baja presión, donde al estar más separados los componentes les cuesta más recombinarse. Es lo que le contaba que pasa en el espacio: no necesariamente la temperatura tiene que ser alta, pueden estar separados los materiales.

–La temperatura es muy baja en el polvo interestelar.

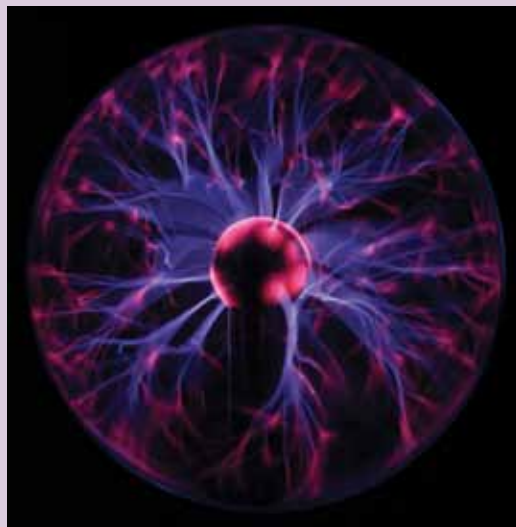
–El problema es que no hay equilibrio termodinámico allí, entonces no es fácil hablar de temperaturas. Puede ser que tenga electrones, partículas sueltas con mucha energía que, en ese sentido, están calientes. Pero como no interactúan con otra cosa, no tienen forma de intercambiar y calentar o enfriarse ellos. Por eso es difícil hablar de temperatura.

–¿Alcanza con una partícula para que haya plasma?

–El plasma es una sustancia que requiere un comportamiento colectivo; hacen falta muchas partículas para llamarlo plasma. Si son partículas sueltas, no hay plasma. Como interactúan a través de campos electromagnéticos, en el espacio se dan fenómenos colectivos.

–¿Somos plasmadependientes?

–Hoy en día, creo que sí, que una enorme parte de nuestra tecnología, incluso en medicina se necesita plasma. Y se está investigando mucho para seguir avanzando.





¿Vamos al laboratorio?

Experiencia N° 1: El punto de ebullición del agua

Objetivo:

Comprobar la temperatura de ebullición del agua.

Materiales:

- Vaso de precipitado
- Vidrio de reloj
- Mechero de Bunsen
- Trípode
- Tela metálica de amianto
- Termómetro
- Reloj
- Agua

Procedimiento:

Coloquen agua en el vaso de precipitados (50 ml).

Apoyen el vaso sobre la tela metálica ubicada encima del trípode.

Enciendan el mechero y comiencen a calentar.

Sumerjan el termómetro en el vaso sin que toque las paredes ni el fondo.

Midan la temperatura cada 30 segundos y registren los datos (tomen datos durante 10 minutos).

Vuelquen los datos en una tabla como la que sigue:

Tiempo (segundos)	Temperatura (°C)
0'	
30'	
60'	



Construyan con los datos un gráfico (x/y). Anoten en el eje x los tiempos y en el eje y las temperaturas.



Conclusiones:

Analizando el gráfico que construyeron respondan:

- ¿A qué temperatura comenzó la ebullición del agua?
- ¿Qué ocurrió con la temperatura una vez que se alcanzó el punto de ebullición?
- ¿Se podría comprobar el punto de fusión del agua con un experimento similar?
- ¿Cómo harían el experimento?

Experiencia N° 2: La Volatilización y sublimación del Iodo

Objetivo:

Verificar los cambios de estado de sólido a gaseoso y de gaseoso a sólido.

Materiales:

- Vaso de precipitado
- Vidrio de reloj
- Mechero de Bunsen
- Trípode
- Tela metálica de amianto
- Espátula
- Cristales de Iodo (Yodo)
- Hielo



Procedimiento:

Coloquen, utilizando la espátula, una pequeña cantidad de cristales de Iodo en el vaso de precipitados.

Apoyen el vaso sobre la tela metálica ubicada encima del trípode. Enciendan el mechero con una llama moderada, observen lo que sucede y tomen nota.

Coloquen sobre el vaso un vidrio de reloj (a modo de tapa) y sobre el vidrio, unos cubitos de hielo. Apaguen el mechero y esperen unos minutos. Levanten con cuidado el vidrio y retiren el hielo.

Observen lo sucedido.

Anoten en sus carpetas lo que observaron en la experiencia.

Conclusiones:

¿Qué cambios de estado ocurrieron en esta experiencia?

¿Se produjo un fenómeno físico o químico? ¿Por qué?