



Institucion Educativa  
**JUAN PABLO I**  
La Llanada Nariño.

*Ciencias Naturales*

**GRADO 11°**

**MODULO EDUCATIVO 1**

## Aulas sin fronteras

**Aulas**  
sin fronteras

Los contenidos educativos de Aulas sin Fronteras buscan apoyar a los docentes mediante la producción de planes completos en secuencias didácticas acompañadas por video clips y recursos impresos para estudiantes.



**ALCALDÍA MUNICIPAL**  
**LA LLANADA**  
NIT: 800.149.894-0  
Comprometidos con la comunidad

**MUNICIPIO LA LLANADA**



**Colombia  
aprende**  
La red del conocimiento



El futuro  
es de todos

Gobierno  
de Colombia



**Gobernación  
de Nariño**  
¡EN DEFENSA DE LO NUESTRO!



CIENCIAS

# Guía del estudiante

Grado Séptimo • Bimestre III • Semana 2 • Número de clases 4 - 6

## Clase 4

### Tema: De los ecosistemas a los individuos: todo lo vivo está formado por átomos, elementos y biocompuestos

De los individuos a la célula: ¿De qué están hechas las células?



#### Actividad 1

Observe atentamente el video e identifique dos ideas fundamentales que le hayan parecido interesantes. Escríbalas.



- \_\_\_\_\_
- \_\_\_\_\_
- \_\_\_\_\_
- \_\_\_\_\_



#### Actividad 2 (para socializar)

Tabla *Sequya*:

- 1 Lelea cada una de las preguntas formuladas en la columna “Lo que quiero saber”.
- 2 Luego, complete la columna de la izquierda respondiendo lo que sabe al respecto.

Lo que sé	Lo que quiero saber	Lo que aprendí
	¿Cuál es el elemento principal que conforma la unidad básica de los seres vivos?	
	¿Cuáles son los cuatro principales elementos que constituyen los seres vivos?	
	¿Cuáles son las biomoléculas de la vida?	
	¿Por qué comemos?	
	¿Cuáles son las biomoléculas que proveen energía al organismo?	

 **Actividad 3**

- 1 **Lea el siguiente texto y subraye las ideas fundamentales.**
- 2 **Encuentre las respuestas a las preguntas y actividades formuladas a continuación.**

 **Lectura**

**¿De qué están hechas las células?**

Lo que tenemos en común los seres humanos, las ballenas jorobadas, el mangle rojo, la tortuga carey, el chontaduro y todos los seres vivos que formamos parte de un ecosistema, es que estamos organizados por células. Pero, ¿de qué están hechas las células? Todas las células tienen como componente principal un elemento llamado **carbono**. Por lo tanto, el carbono es el elemento químico que sostiene toda la vida en la Tierra.

En nuestro planeta, existen 92 elementos químicos en estado natural. Es decir, 92 clases diferentes de átomos. Los **átomos** son pequeñas partes o unidades de materia que se juntan y combinan entre sí para formar todo lo que existe a nuestro alrededor. Todo cuanto existe en la naturaleza se origina con tan sólo esos 92 elementos: los seres humanos, las ballenas jorobadas, el mangle rojo, la tortuga carey, el chontaduro, todos los seres vivos y no vivos que hacemos parte de los ecosistemas.

Por otra parte, 98% de la masa corporal de muchos organismos está constituida por tan sólo seis elementos: carbono, oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, fósforo y azufre. De ellos, el carbono es el más importante. Las propiedades de estos seis elementos son indispensables para las características singulares de los seres vivos, desde las células hasta los organismos completos. El 2% restante lo conforman aproximadamente otros 55 elementos.

Con el carbono como componente principal y los otros cinco elementos, se forman 4 moléculas orgánicas: carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos. Estas moléculas también son llamadas **moléculas de la vida** y constituyen cada una de las células de los seres vivos.

Los **carbohidratos** son la fuente de energía de las células. Existe una gran variedad de estos, siendo la glucosa el compuesto que proporciona de manera inmediata la energía para el funcionamiento celular y el organismo en general. Está formado por pequeñas unidades llamados *monosacáridos* o *azúcares simples* que a su vez están formados por carbono, hidrógeno y oxígeno.

Los **lípidos** son moléculas orgánicas que incluyen una amplia variedad de compuestos que no son hidrosolubles, es decir, que no se mezclan con el agua, como las grasas y los aceites. Están formados por pequeñas unidades llamadas *ácidos grasos* y *glicerol* que a su vez se constituyen por carbono, hidrogeno, oxígeno y fósforo. Estas moléculas permiten el almacenamiento de energía a largo plazo.

Las **proteínas** son moléculas orgánicas que cumplen múltiples funciones tanto a nivel celular como en todo el organismo. Unas cumplen funciones de control y regulación de procesos, mientras que las otras transportan materiales y otras, se encargan de la defensa e incluso del movimiento. Su unidad básica son los aminoácidos. Los **aminoácidos** están constituidos por carbono, hidrógeno, nitrógeno y azufre.

Los **ácidos nucleicos** están conformados por **ácido desoxirribonucleico** (ADN) y **ácido ribonucleico** (ARN). El primero es el material genético en el que se almacena la información para la



replicación celular y del organismo. Es el responsable de la información hereditaria, aquella que garantiza que las células hijas sean idénticas a las células madres y que los hijos se parezcan a sus padres con las características propias de su especie. El ADN junto con el ARN regula la formación de las distintas proteínas que a su vez, regulan todas las funciones celulares y por consiguiente, el funcionamiento y desarrollo de todo el organismo. Están constituidos por ácidos nucleicos que a su vez están formados por átomos de carbono, hidrógeno, nitrógeno y fósforo.

Hoy sabemos que la **célula**, es la unidad mínima, anatómica, funcional y genética de los seres vivos, capaz de funcionar independientemente como entidad unicelular, o bien, formar parte de una organización mayor, como un organismo pluricelular y que está formada por carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos.

¡Así que somos lo que comemos! Tómese la sopa, cómase el pescado, coma mucha fruta y cómase el arroz. ¡Desde siempre los seres vivos debemos consumir carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos! ¡Sólo las células vivas fabrican y utilizan estas moléculas para la construcción de sus estructuras y mantener su funcionamiento!

Tomado y adaptado de: Biggs Alton. (2012). *Biología "La dinámica de la vida"*. McGraw-Hill.



**Actividad 4**

A partir de la Lectura 1: “¿De qué están hechas las células?” complete la siguiente tabla y compare las cuatro (4) biomoléculas: carbohidratos, proteínas, lípidos y ácidos nucleicos. Distinga átomos que lo conforman, unidades que lo forman, función y un ejemplo. Siga el ejemplo que aparece a continuación:

Macromolécula	Átomos que lo forman	Unidades que lo forman	Función	Ejemplo
Carbohidratos	C, H, O	Monosacáridos	Fundamentalmente de reserva inmediata energética.	Glucosa, sacarosa, celulosa, almidón

**Actividad 5 - Tarea**

**Lista de alimentos y de empaques**

- Seleccione una lista de alimentos que contengan información o tabla nutricional.
- Copie la tabla nutricional en su cuaderno. Cantidad de: carbohidratos, grasas, proteínas y otros componentes.
- Si es posible, escriba las frases publicitarias para cada producto.
- Enuncie el contenido energético por porción (si está en la etiqueta).



**Clase 5**

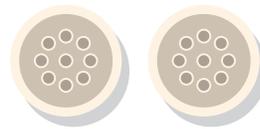
¿De qué están hechas las células de todos los seres vivos incluyendo las nuestras?

**Actividad 6**

Teniendo en cuenta la tabla de nutricional de diferentes alimentos consultados en la tarea, elabore en su cuaderno una tabla comparativa que incluya al menos cuatro (4) alimentos.

Alimento	Carbohidratos	Proteínas	Grasas	Otros componentes	Valor nutricional

Con base en la información que consignó en la tabla, ¿diría que el alimento es nutritivo, poco nutritivo, nada nutritivo? ¿Por qué? Responda en su cuaderno.







CIENCIAS

# Guía del estudiante

Grado Séptimo • Bimestre III • Semana 2 • Número de clases 4 - 6

Nombre ► \_\_\_\_\_

Colegio ► \_\_\_\_\_ Fecha ► \_\_\_\_\_

## Clase 5

### Actividad 7

- 1 La siguiente tabla muestra la masa de los elementos en un cuerpo humano. Sume todos los datos e indique cuál sería la masa en kilogramos de esta persona.



Elemento	Cantidad de masa (kg ó mg)	Elemento	Cantidad de masa (kg ó mg)
Oxígeno	43.00 kg	Estroncio	0.00032 kg
Carbono	16.00 kg	Bromo	0.00026 kg
Hidrógeno	7.00 kg	Plomo	0.00012 kg
Nitrógeno	1.8 kg	Cobre	0.000012 kg
Calcio	1.0 kg	Aluminio	0.00006 kg
Fósforo	0.780 kg	Cadmio	0.00005 kg
Potasio	0.140 kg	Cerio	0.00004 kg
Azufre	0.140 kg	Bario	0.000022 kg
Sodio	0.100 kg	Yodo	0.00002 kg
Cloro	0.095 kg	Estaño	0.00002 kg
Magnesio	0.019 kg	Titanio	0.00002 kg
Hierro	0.0042 kg	Boro	0.000018 kg
Flúor	0.0026 kg	Níquel	0.000015 kg
Zinc	0.0023 kg	Selenio	0.000015 kg
Silicio	0.001 kg	Cromo	0.000014 kg
Rubidio	0.00068 kg	Manganeso	0.000012 kg

Elemento	Cantidad de masa (kg ó mg)	Elemento	Cantidad de masa (kg ó mg)
Arsénico	0.000007 kg	Itrio	0.0000006 kg
Litio	0.000007 kg	Bismuto	0.0000005 kg
Cesio	0.000006 kg	Talio	0.0000005 kg
Mercurio	0.000006 kg	Indio	0.0000005 kg
Germanio	0.000005 kg	Oro	0.0000002 kg
Molibdeno	0.000005 kg	Escandio	0.0000002 kg
Cobalto	0.000003 kg	Tantalio	0.0000002 kg
Antimonio	0.000002 kg	Vanadio	0.00000011 kg
Plata	0.000002 kg	Torio	0.0000001 kg
Niobio	0.0000015 kg	Uranio	0.0000001 kg
Circonio	0.000001 kg	Samario	0.00000005 kg
Lantano	0.0000008 kg	Berilio	0.000000036 kg
Galio	0.0000007 kg	Tungsteno	0.00000002 kg
Telurio	0.0000007 kg		
Total: _____ kg			



- 2 En su cuaderno calcule la cantidad de oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno, azufre y fósforo que tiene uno de los integrantes de su grupo. Para ello debe tener en cuenta su masa corporal.

Por ejemplo: Martha tiene una masa corporal total de 52 Kg. ¿Cuál es la cantidad de oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno, azufre y fósforo que tiene Martha?

- a) Suponga que una persona tiene una masa corporal de 70 Kg y las siguientes cantidades de oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno, azufre y fósforo:

Oxígeno	Carbono	Hidrógeno	Nitrógeno	Azufre	Fósforo
43.00 kg	16.00 kg	7.00 kg	1.8 kg	1.0 kg	0.780 kg

- b) Martha tiene de masa corporal 52 Kg. Por medio de una regla de tres, averiguo las cantidades que le corresponden a Martha, así:

Para **Oxígeno**:

Sí la persona de 70 kg tiene 43.00 kg de O<sub>2</sub>

Martha de 52 kg tiene ¿? kg de O<sub>2</sub>

$$\frac{52 \text{ kg} \times 43 \text{ kg O}_2}{70 \text{ kg}} = 31.94 \text{ kg O}_2$$

Martha tiene 31.94 kg de O<sub>2</sub>



- 3 Si el 98% de la masa de un individuo está constituido por oxígeno, carbono, hidrógeno y nitrógeno, azufre y fósforo, calcule y responda en su cuaderno ¿cuánto es el equivalente en kg de la masa restante de los demás elementos del integrante del grupo?



## Clase 6

### Tema: De los individuos a la célula: somos lo que comemos

Somos lo que comemos

#### Actividad 8

- 1 Observe la gráfica “mi plato saludable” y analice la información contenida en la misma.
- 2 Frente a cada grupo de alimentos, indique qué fuente de biomolécula es, vale decir, si se trata de fuente de carbohidratos, lípidos o proteínas.

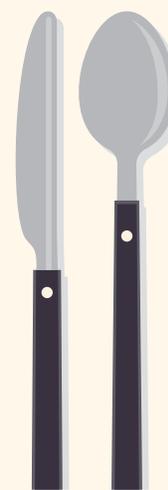
#### Mi plato saludable

##### Vegetales

Entre más vegetales y más grande su variedad será mejor. La excepción son las papas y las papas fritas.

##### Granos

Coma granos integrales y limite o elimine los granos refinados.



##### Frutas

Coma muchas frutas y de todos los colores.

##### Proteínas

Proteína de calidad: pescado, pollo, frijoles, lentejas, habas, nueces, almendras, cacahuates. Limite las carnes rojas, evite el tocino, carnes frías y otras carnes procesadas.



Use solo aceites saludables como el de oliva y de canola, para cocinar, para ensaladas y para la mesa. Limite la mantequilla. Evite grasas trans (margarinas).



Tome agua, té o café con poca o nada de azúcar. Leche 1 a 2 porciones en el día. Tome jugos naturales. Evite bebidas azucaradas.







**Actividad 10**



En la siguiente tabla, indique si su alimentación a lo largo del día de ayer cumplió o no con los requerimientos nutricionales:

Momento del día	Carbohidratos (sí o no)	Proteínas (sí o no)	Grasas (sí o no)
Desayuno			
Medias nueves			
Almuerzo			
Onces			
Comida o cena			

**Actividad 11 (para socializar)**

- 1 Complete la columna de la derecha de la tabla *Sequya* "Lo que aprendí."
- 2 Escriba una conclusión.

Blank lined area for student response, resembling a spiral notebook page.

## Guía del estudiante

### Actividad 12 - Tarea

Responda la siguiente pregunta en un texto de un párrafo en el que haga el análisis correspondiente. Recuerde que debe cuidar la ortografía, separar bien las palabras, usar mayúsculas al inicio de cada oración y puntuación.

¿Qué relación existe entre los carbohidratos, los lípidos, las proteínas y los ácidos nucleicos con su nutrición y la composición de las células?



A large rectangular area with a pink border and rounded corners, designed for writing. On the left side, there are ten horizontal grey bars, each with a red circle at its right end, resembling the spiral binding of a notebook. The rest of the area is filled with horizontal lines for writing.

**Clase 1**

**Tema: Fluidos**

**Características de los fluidos**

**Actividad 1**

Lea cada una de las preguntas formuladas en la columna “Lo que quiero saber”.  
 Luego complete únicamente la columna de la izquierda respondiendo “Lo que sé”.



Tabla *Sequya*

Lo que sé	Lo que quiero saber	Lo que aprendí	¿Cómo o dónde lo puedo aplicar?
	¿Qué es un fluido?		
	¿Cuáles son las características de los fluidos?		
	¿Qué es <b>densidad</b> ?		
	¿Cómo afecta la densidad las características de una sustancia sólida, líquida y gaseosa?		



 **Actividad 2**

**1** Vea el video.

**2** Mientras lo ve, responda:

a) ¿Cuáles son las principales diferencias entre sustancias sólidas, líquidas y gaseosas?

---

---

---

---

---

b) Nombre algunas de las características de los fluidos (líquidos y gases).

---

---

---

---



 **Actividad 3**

**1** Lea el siguiente texto.

 **Lectura 1**

**Líquidos y gases**

Alrededor nuestro, es posible observar diversos fenómenos que nos generan curiosidad, y que quisiéramos poder explicar. Por ejemplo, queremos explicar que un barco pueda flotar, que un globo aerostático se pueda elevar, o cómo funciona una olla pitadora. Estos fenómenos están relacionados con las características que poseen sustancias como el **agua** o el **aire**, las cuales se encuentran en **estado líquido**<sup>1</sup> y **gaseoso**<sup>2</sup>, respectivamente. En estos estados de la materia, las moléculas de las sustancias se unen entre sí con fuerzas que son menores comparadas con las de los cuerpos en estado sólido. Por lo tanto, se puede



<sup>1</sup> **Estado líquido:** los líquidos, al igual que los sólidos, tienen **volumen constante**. En los líquidos las partículas están unidas por unas **fuerzas de atracción menores que en los sólidos**, por esta razón las partículas de un líquido pueden trasladarse con libertad. El número de partículas por unidad de volumen es muy alto, por ello son muy frecuentes las colisiones y fricciones entre ellas.

<sup>2</sup> **Estado gaseoso:** moléculas no unidas, expandidas y con poca fuerza de atracción, lo que hace que los gases no tengan volumen y forma definida, y se expandan libremente hasta llenar el recipiente que los contiene.



decir que en los líquidos y gases las moléculas se encuentran más distanciadas, como lo muestran estas imágenes: ①



Moléculas en estado líquido



Moléculas en estado gaseoso



Moléculas en estado sólido

Las sustancias líquidas y gaseosas tienen características particulares como no tener una forma definida, por lo que toman la forma de aquello que las contiene, ocupando así un espacio determinado. Ese espacio que ocupan es la propiedad de las sustancias denominada **volumen**<sup>3</sup>.

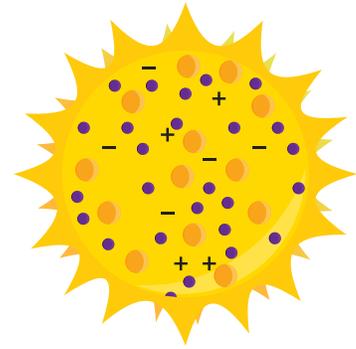
La organización de las moléculas en **líquidos y gases**, les permite fácilmente correr o moverse sobre superficies o a través de orificios bajo la acción de pequeñas fuerzas, pues no podría esperarse que al aplicar una fuerza sobre un líquido (como por ejemplo agua contenida en un balde), esta reaccione de la misma manera que si aplicamos dicha fuerza sobre una pelota. En cada caso, la estructura de la materia hace que la reacción sea diferente y las propiedades de cada sustancia también.

En los líquidos, las fuerzas que unen las moléculas son débiles, permitiendo que estas se muevan con facilidad entre sí y que sustancias como el agua fluyan fácilmente, cambien su forma y adopten la del recipiente que los contiene. Por su parte, los gases tienen las moléculas tan separadas entre sí, que las fuerzas que las unen son casi nulas. Esto permite que los gases como el aire puedan expandirse y ocupar todo el espacio que les sea posible e igualmente que puedan ser comprimidos haciendo que ocupen un menor espacio (volumen). A este tipo de sustancias se les denomina **fluidos**<sup>4</sup>, debido precisamente a su capacidad para fluir.

<sup>3</sup> **Volumen:** magnitud física que expresa la extensión de un cuerpo en tres dimensiones, largo, ancho y alto, y cuya unidad en el sistema internacional es el metro cúbico (m<sup>3</sup>).

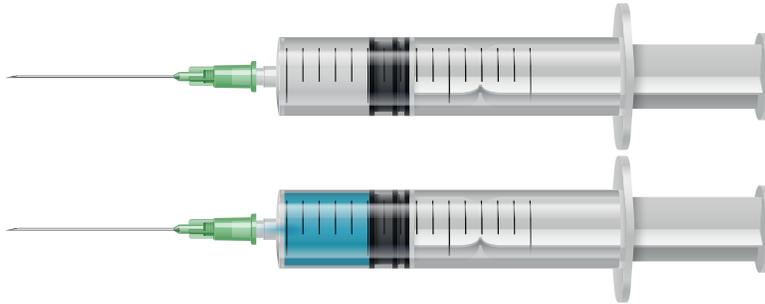
<sup>4</sup> **Fluidos:** dicho de una sustancia: Que se encuentra en estado líquido o gaseoso.

① **¿Sabía que...?** Existe otro estado de la materia denominado **plasma**, que se encuentra en grandes cantidades en nuestro universo, por ejemplo en las estrellas. Este estado es similar al gaseoso pero con la diferencia de que algunas de sus partículas tienen carga eléctrica y gracias a esa propiedad eléctrica, pueden emitir luz.





Los fluidos como cualquier sustancia, tienen otra propiedad denominada **masa**<sup>5</sup> la cual indica la cantidad de materia que poseen. Esta propiedad puede ser medida en gramos o kilogramos con ayuda de una balanza. Por ejemplo, podemos con ayuda de dicha balanza determinar la masa de un recipiente plástico pequeño como una jeringa; si la llenamos de aire y nuevamente medimos su masa, vemos que la medida no cambia y esto ocurre porque la masa del aire contenido en ese volumen es tan pequeña que esta balanza no la puede medir. Ahora bien, si medimos la masa de la jeringa llena de agua, esto nos muestra que la jeringa contiene cierta masa de agua. Entonces podemos concluir que aunque el *volumen* de aire y de agua contenidos en la jeringa sea el mismo, sus *masas* difieren significativamente. Esto se debe a otra propiedad de las sustancias denominada **densidad**<sup>6</sup>. La densidad es la medida de la cantidad de masa que cabe en cierto volumen de una sustancia y varía de acuerdo con el tipo de sustancia. Por ejemplo, el aire tiene una densidad de  $0.00136 \text{ g/cm}^3$ , es decir, que en cada centímetro cúbico de la jeringa hay  $0.00136 \text{ g}$  de aire, mientras que la densidad del agua es de  $1 \text{ g/cm}^3$ , es decir que en cada centímetro cúbico de la jeringa hay  $1 \text{ g}$  de agua, por eso la diferencia de sus masas. **En conclusión dependiendo de las propiedades de las sustancias como su masa, volumen y densidad, éstas tienen características diferentes en su comportamiento como ocurre con los fluidos.**



<sup>5</sup> **Masa:** magnitud física que expresa la cantidad de materia de un cuerpo, medida por la inercia de este, que determina la aceleración producida por una fuerza que actúa sobre él, y cuya unidad en el sistema internacional es el kilogramo (kg).

<sup>6</sup> **Densidad:** magnitud que expresa la relación entre la masa y el volumen de un cuerpo, y cuya unidad en el sistema internacional es el kilogramo por metro cúbico ( $\text{kg/m}^3$ ).

**2 A partir de la lectura, complete la Tabla 1.**

Tabla 1. Estados y características

Estado	Distribución de las moléculas	Características de las sustancias
Sólido		Sólidas:
Líquido		Líquidas:



Gaseoso	Gaseosas:
Plasma	Plasmáticas:

**3** Responda las siguientes preguntas.

a) Nombre y dibuje cuatro (4) ejemplos de sustancias que puedan ser consideradas fluidos.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

b) ¿Qué características tienen los fluidos?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_



## Clase 2

### ¿Cómo se comportan los fluidos?

#### Actividad 4 – Práctica de laboratorio

Atienda las instrucciones de su profesor para desarrollar el siguiente procedimiento:

- 1 Coloque la vela en la mitad del plato semi-hondo de manera que permanezca en pie (puede sostenerse con un trozo de plastilina).
- 2 Deposite una pequeña cantidad de agua en el plato semi-hondo, suficiente para que no se derrame.
- 3 Encienda cuidadosamente la vela y fíjese en la llama. Vea que esta sea constante.
- 4 Coloque con cuidado el vaso “boca abajo” de manera que cubra la vela encendida sin tocarla y éste quede apoyado sobre el plato haciendo contacto con el agua.
- 5 Observe qué ocurre con cada uno de los elementos de la experiencia y tome nota en su cuaderno.



#### Actividad 5

A partir de lo observado en la práctica:

- 1 Complete la siguiente tabla elaborando una lista de las sustancias que intervienen en la experiencia.

Tabla 2. Sustancias y estados

Sustancia	Estado de la materia	¿Qué le ocurre?

**2 Responda las siguientes preguntas.**

a) ¿Qué características tienen las sustancias que intervienen?

---

---

---

---

---

b) ¿Cómo explica que el nivel del agua se eleve en el vaso?

---

---

---

---

---

c) ¿Qué sucede al interior del vaso? ¿Qué sucede en el exterior?

---

---

---

---

---



**Clase 3**

**Densidad**

**Actividad 6**

1 Lelea el siguiente texto.

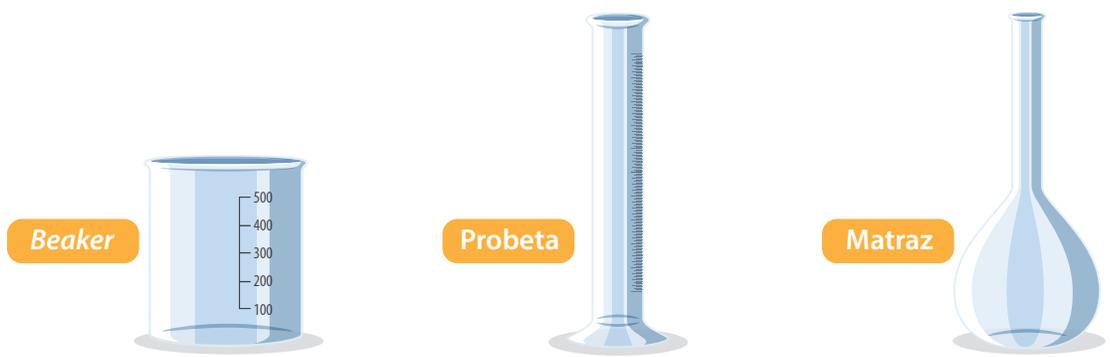
**Lectura 2**



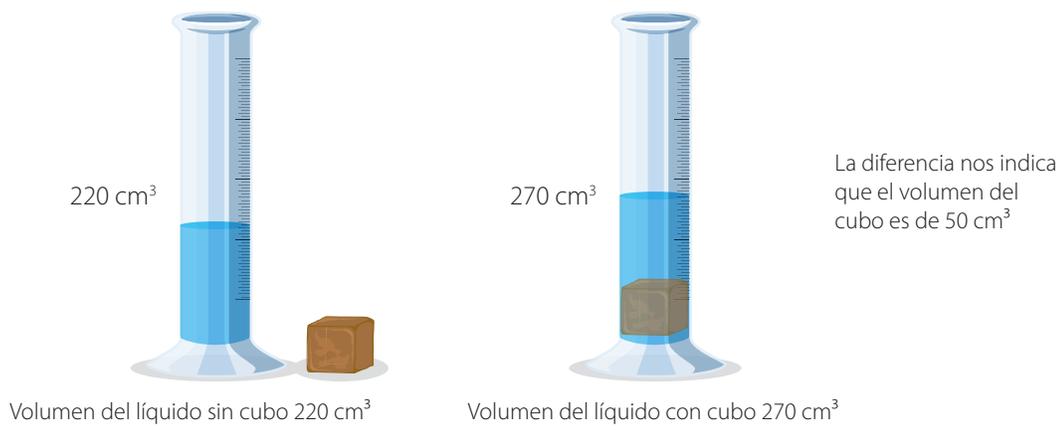
**Recordemos algunas propiedades físicas de la materia**

Recuerde que se denomina **materia** a todo aquello que tiene masa y energía, ocupa un lugar en el espacio, es susceptible a cambio y no puede ser destruida. También, que ésta se encuentra presente en la naturaleza en diferentes estados: sólido, líquido, gaseoso y plasma. Toda la materia tiene una serie de propiedades físicas que permiten analizarla y entender su comportamiento. Por ejemplo, al espacio que ocupa un cuerpo o sustancia se le denomina **volumen**, y este varía de un cuerpo a otro.

En el caso de los líquidos, el espacio que estos ocupan puede ser medido con la ayuda de recipientes “aforados”, es decir que cuenten con unidades de medida que indican la cantidad de líquido que contienen. Por ejemplo un *beaker*, una probeta o un matraz.

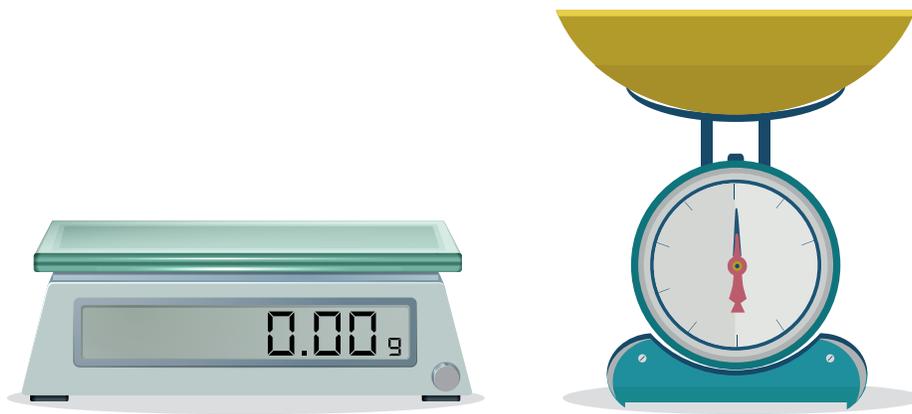


Con estos instrumentos, es posible determinar el volumen de diferentes líquidos, bien sea en  $cm^3$  (centímetros cúbicos) o *ml* (mililitros), los cuales son equivalentes. En el caso de los sólidos, es posible determinar su volumen al medir sus dimensiones (largo, ancho, alto), determinando así si es regular o si es irregular y midiendo la cantidad de líquido que desplaza al sumergirse totalmente en él.



En el caso de los gases, también es posible utilizar recipientes aforados que estén sellados para determinar su volumen. Por ejemplo, al interior de una jeringa tapada podemos almacenar cierta cantidad de aire.

Por otra parte los líquidos, sólidos y gases, como toda la materia, poseen **masa**. La masa es una medida de la cantidad de materia que tiene un cuerpo o sustancia. Esta propiedad puede ser medida con ayuda de balanzas o básculas. La cantidad de materia de una sustancia, sólida, líquida o gaseosa se indica en *mg* (miligramos), *g* (gramos), *lb* (libras) o *Kg* (kilogramos).



Por último, hay una propiedad de la materia que combina las dos anteriores y nos permite entender de manera más sencilla el comportamiento de las sustancias, especialmente los fluidos. Esta propiedad es la **densidad**. La densidad de una sustancia se define como la razón entre la masa y el volumen de un cuerpo o sustancia, es decir, indica la cantidad de materia que de una sustancia determinada, cabe en cierto espacio.

Esta puede ser calculada al dividir la masa entre el volumen así:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

Las unidades de medida de la densidad pueden ser  $g/cm^3$ ,  $g/ml$ ,  $Kg/m^3$ , o en general cualquier unidad de masa dividida en unidad de volumen.

Por ejemplo, si un objeto tiene una masa de  $500\text{ g}$  y un volumen de  $50\text{ cm}^3$ , el cálculo de su densidad sería:

$$\rho = \frac{500\text{ g}}{50\text{ cm}^3} = 10\text{ g/cm}^3$$

La densidad de las sustancias, sólidas, líquidas y gaseosas, determina su comportamiento. Por ejemplo, que sean más o menos pesadas, que puedan flotar o no y/o que puedan ejercer cierta presión sobre una superficie.





**Actividad 7**

**Práctica: Midamos densidades**

**1 Atienda las instrucciones de su profesor para desarrollar el siguiente procedimiento:**

- a) Determine el volumen de cada líquido en *ml* o  $cm^3$  con ayuda de los *beakers* o probetas, y consigne los datos en la tabla.
- b) Determine igualmente el volumen de los cuerpos sólidos, con ayuda de agua en un *beaker* o probeta. Para esto, verifique el volumen inicial (sin objeto) y compárelo con el volumen final (con el objeto sumergido). Recuerde que la diferencia corresponde con el volumen del cuerpo. Consigne los datos en la tabla.
- c) Con ayuda de la balanza, mida la masa (en *g*) de cada sustancia. Para los líquidos, tenga en cuenta que debe restar la masa del *beaker* o probeta vacío. Registre los datos en la tabla.
- d) Calcule la densidad de cada una de las sustancias.

**2 Realice los cálculos en su cuaderno.**

**3 Consigne los datos en la Tabla 4.**

Tabla 4. Propiedades de la materia

Sustancia	Volumen ( $cm^3$ )	Masa (g)	Densidad ( $g/cm^3$ )
Agua			
Aceite			
Miel			
Leche			
Piedra pequeña			
Borrador			
Trozo de metal			



4 Resuelva las siguientes preguntas.

a) Organice las sustancias de la que tiene mayor densidad a la que tiene menor densidad.

---

---

---

---

---

b) ¿Corresponden los datos con lo que usted esperaba? Justifique su respuesta independientemente de si respondió **si** o **no**.

---

---

---

---

---

---

---

---

c) ¿La densidad calculada para las diferentes sustancias dependió de su estado sólido o líquido? Justifique su respuesta independientemente de si respondió si o no.

---

---

---

---

---

---

---

---



d) Si se quisiera medir la densidad de algún gas, ¿cómo haría dicha medición? Mencione los instrumentos que emplearía y los pasos que seguiría.

---

---

---

---

---

---

---

---

e) ¿Cómo esperaría que fuese el valor de la densidad de ese gas, en comparación con los valores de densidad obtenidos para las sustancias en la práctica?

---

---

---

---

---

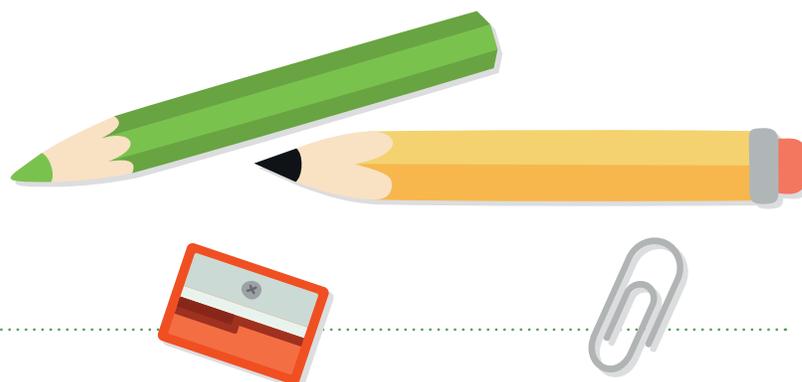
---

---

---

 **Actividad 8 – Tarea**

Complete las columnas de la Tabla *Sequya* “Lo que aprendí” y “¿Cómo o dónde lo puedo aplicar?”



**Clase 10**

**Tema: Comportamiento de los gases. Leyes de gases ideales**

**Los gases y su estado**

**Actividad 22**

Lea cada una de las preguntas formuladas en la columna “Lo que quiero saber”. Luego complete únicamente la columna de la izquierda respondiendo “Lo que sé”.

Tabla *Sequya*

Lo que sé	Lo que quiero saber	Lo que aprendí	¿Cómo o dónde lo puedo aplicar?
	¿Cuáles son las propiedades de un gas y cómo se relacionan entre sí?		
	¿En qué situaciones cotidianas puedo evidenciar las leyes del comportamiento de los gases?		

**Actividad 23**

- 1 Vea el video.
- 2 Responda en su cuaderno: ¿Cuáles son las leyes del comportamiento de los gases?



**Actividad 24**

1 Lea el siguiente texto.

**Lectura 8**

**Comportamiento de los gases**

Como vimos en la experiencia de la botella aplastada, al agregar el agua a alta temperatura hasta la mitad de la botella, la otra mitad se llenaba de vapor de agua o agua en estado gaseoso, desplazando el aire que había al interior de la botella. Al tapar la botella y enfriarla rápidamente, el agua pasaba de estar en estado gaseoso a estar en estado líquido, variando así su volumen y ejerciendo menor presión al interior de la botella. Por esta razón, la presión externa (**atmosférica**<sup>12</sup>) que era mayor, aplastaba la botella. Esa experiencia nos muestra cómo los cambios de temperatura en los gases pueden afectar significativamente su volumen y presión. De la misma forma puede esperarse que los cambios en la presión de un gas, afecten su volumen y temperatura. Por ejemplo, cuando se pone en la estufa una olla a presión, la transferencia de calor hace que la temperatura del agua en la olla aumente hasta convertirse en vapor y aumente igualmente su presión, facilitando la rápida cocción de los alimentos.

Al analizar experimentalmente el comportamiento de una determinada masa de gas, se encuentra que su comportamiento puede expresarse y entenderse a partir de las relaciones existentes entre esa masa, su presión, su volumen y su temperatura. Conocidos los valores de esas propiedades del gas, se puede afirmar que se conoce o está definido su **estado**<sup>13</sup>. Si alguna de esas propiedades varía, puede esperarse que las demás también lo hagan y así el gas experimente una transformación y pase a otro estado.

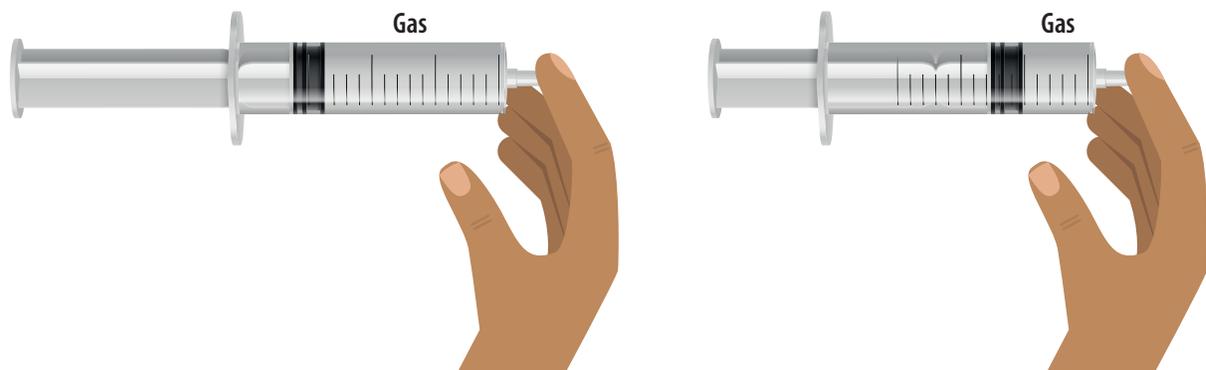


Olla a presión

<sup>12</sup> Presión atmosférica: la fuerza por unidad de área que ejerce el aire sobre la superficie terrestre.

<sup>13</sup> Estado: cada una de las formas en que se presenta un cuerpo según la agregación de sus moléculas.

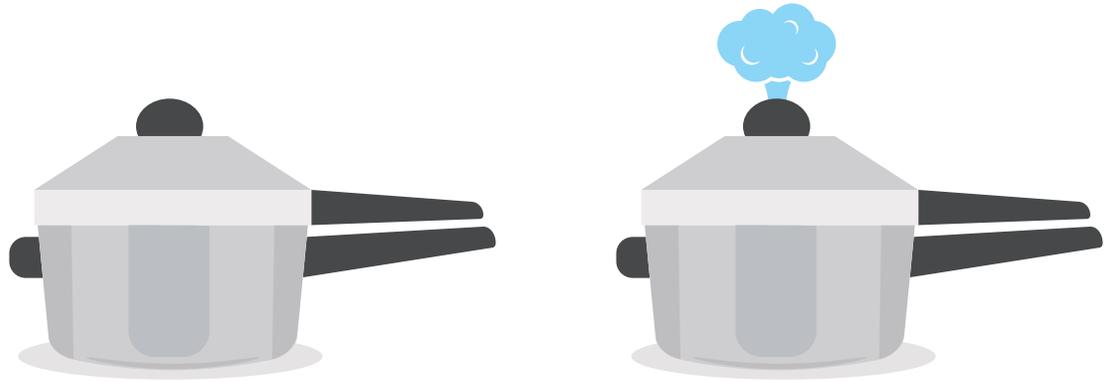
2 A partir de la lectura y las imágenes, responda las siguientes preguntas.



a) ¿Cambia el estado del gas? Si \_\_\_\_ No \_\_\_\_ ¿Cuál (es) propiedad (es) varía (n)?

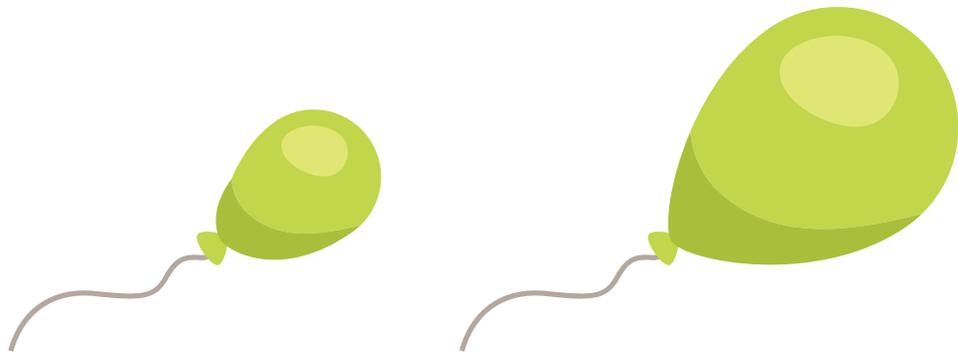
\_\_\_\_\_





b) ¿Cambia el estado del gas? Si \_\_\_\_ No \_\_\_\_ ¿Cuál (es) propiedad (es) varía (n)?

---



c) ¿Cambia el estado del gas? Si \_\_\_\_ No \_\_\_\_ ¿Cuál (es) propiedad (es) varía (n)?

---



d) ¿Cambia el estado del gas? Si \_\_\_\_ No \_\_\_\_ ¿Cuál (es) propiedad (es) varía (n)?

---



**Actividad 25**

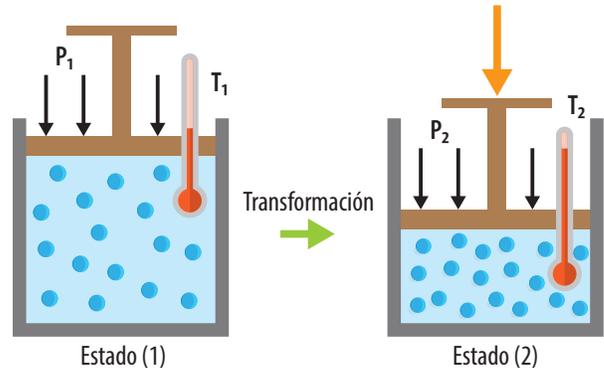
1 Lea el siguiente texto.

**Lectura 9**

**Transformaciones y leyes de los gases ideales**

Cuando un gas pasa de un estado (1) con ciertos valores para su volumen, masa, presión y temperatura, a otro estado (2) con algún o algunos valores de esas propiedades diferentes, decimos que este gas sufre una **transformación**.

En las transformaciones que puede experimentar un gas, es posible controlar alguna de las propiedades (masa, volumen, presión, temperatura) y observar la manera en que cambian las otras. Las relaciones que aparecen entre esas propiedades se resumen en unas leyes experimentales que se cumplen para los que se denominan gases ideales. Para los gases que se encuentran en la naturaleza ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$ , aire, etc) o gases reales, tales leyes se cumplen aproximadamente, cuando estos gases están sometidos a pequeñas presiones y altas temperaturas.



**Transformación isotérmica y Ley de Boyle**

La primera transformación que analizaremos es aquella que ocurre cuando la temperatura de un gas se mantiene constante, pero se varía la presión que sobre él se ejerce, lo cual resulta en una variación en su volumen.

2 A partir de la lectura, realice la siguiente experiencia.

a) Tome una jeringa plástica (sin aguja) y empuje el émbolo hacia afuera hasta que la jeringa se llene completamente de aire.



b) Registre el volumen que hay de aire al interior de la jeringa. \_\_\_\_\_

c) Ahora, con ayuda de su dedo pulgar, cubra la punta de la jeringa fuertemente y empuje el émbolo en dirección contraria ejerciendo presión sobre el gas.



d) Observe qué ocurre a medida que aplica más presión. ¿Hasta qué valor de volumen logra reducir el gas? Tome nota de ese resultado.

---



---



**3** A partir de la lectura y la experiencia, responde las siguientes preguntas.

a) ¿Cómo cambia el volumen del gas, en relación con el cambio de la presión que se ejerce sobre este?

---



---



---

b) ¿Qué ocurre con la temperatura del gas?

---



---



---

c) ¿Qué ocurre con la cantidad de gas?

---



---

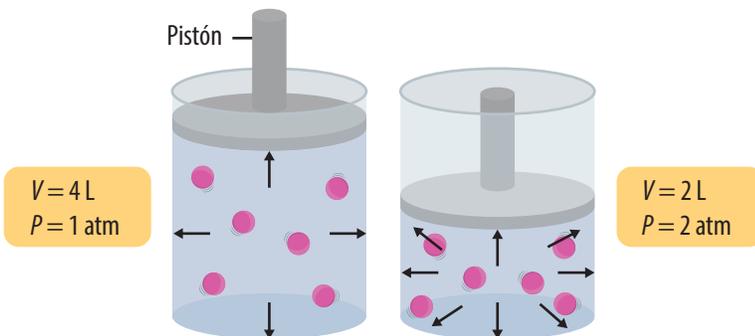


---

**En conclusión:**

Se puede observar que a medida que aumenta la presión ejercida sobre el gas, su volumen disminuye (se comprime). Es decir, entre estas dos variables se da una relación inversamente proporcional: mientras la una aumenta, la otra disminuye.

Esto puede ser expresado así:  $P_1V_1 = P_2V_2$ , debido a que si medimos la presión, el producto entre el valor de esta (P) y el del volumen del gas (V) se mantendrá constante de un estado (1) a otro estado (2). Si la presión llega a aumentar, en proporción el volumen disminuirá y si la presión disminuye, entonces en proporción el volumen aumentará. Por ejemplo, si la presión se duplica, el volumen se reduce a la mitad y viceversa. **7**



**7**  
 $P_1V_1 = P_2V_2$ , se conoce como **La Ley de Boyle** que dice que:  
**Si la temperatura de cierta cantidad de gas se mantiene constante, el volumen (V) de éste cambia inversamente con la presión (P) del gas.**  
**Ya que la temperatura se mantiene constante durante este proceso, a éste se le denomina proceso isotérmico.**



## Clase 11

### ¡Fabriquemos un globo!

#### Actividad 26

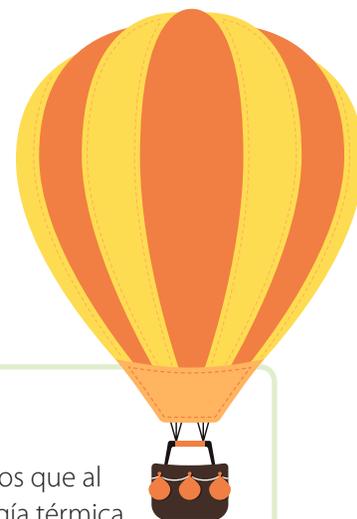
#### 1 Lea el siguiente texto.

#### Lectura 10

#### Transformación isobárica y Ley de Charles

Sabemos que si se transfiere calor a cierta masa de gas su temperatura aumenta. Vimos que al aumentar la temperatura del gas, las moléculas que lo componen aumentan su energía térmica y chocan constantemente entre sí separándose, hecho que conlleva un aumento en el volumen del gas (este se dilata).

Ese volumen puede aumentar constantemente en la medida en que aumente la temperatura, es decir, entre estas dos variables existe una proporción directa: mientras una aumenta la otra también lo hace, esto siempre y cuando el gas se mantenga a una presión constante.



#### 2 A partir de la lectura, realice la siguiente práctica.

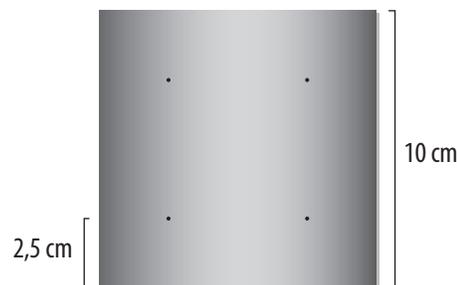
#### ¡Fabriquemos un globo aerostático!

#### Procedimiento:

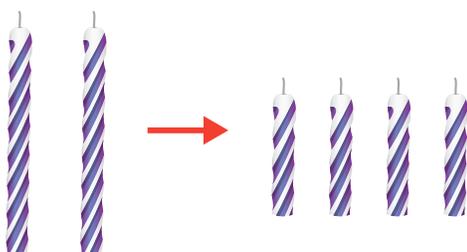
a) Tome dos pitillos y ubíquelos de manera que formen una cruz. Luego, fíjelos en medio con ayuda de la cinta.



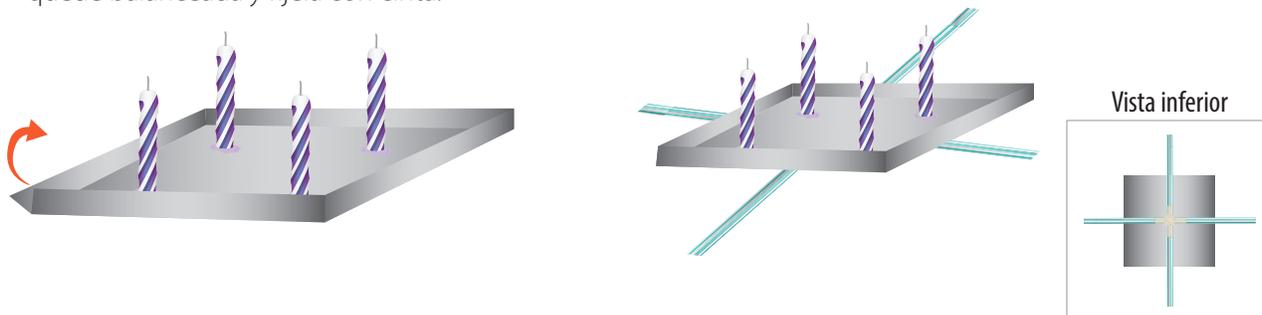
b) Corte un cuadrado de papel aluminio de 10 cm de lado y dibuje dentro de ese cuadrado 4 puntos que estén aproximadamente a 2.5 cm de cada esquina como muestra la imagen.



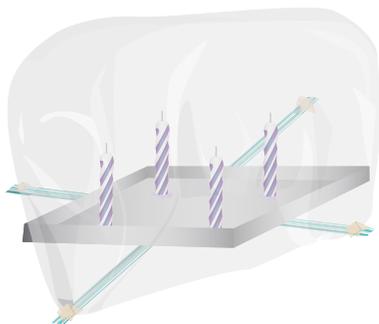
c) Ahora corte las velas por la mitad y con ayuda de su profesor, saque la punta del pabilo de las dos mitades que no la tienen. Luego pegue las velas en los cuatro puntos marcados en el papel aluminio, derritiendo un poco su base.



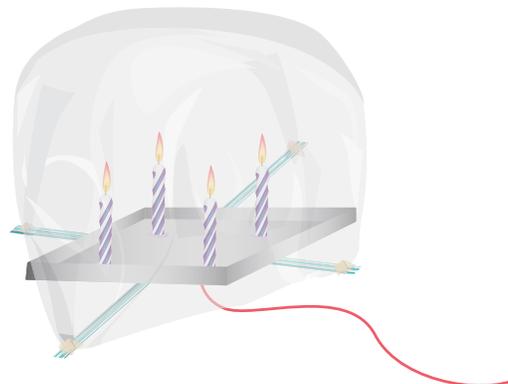
d) Luego doble cuidadosamente las esquinas del cuadrado de papel, de manera que se forme una cajita que pueda recoger la cera de las velas. En seguida, pegue esa cajita sobre los pitillos de manera que quede balanceada y fíjela con cinta.



e) Tome la bolsa y asegúrese de que sea muy delgada para que resulte más liviana y de que no tenga orificios para que no se escape el aire. Pegue la bolsa "boca abajo" sobre los pitillos de manera que quede centrada e igualmente espaciada. Fíjela con ayuda de cinta transparente.



f) Finalmente, con ayuda de su profesor encienda cuidadosamente las velas, pero antes sujete un trozo de cuerda al vértice que forman los pitillos y donde la base de la caja de aluminio está pegada, para que no se vaya a perder el globo.



**3 A partir de la lectura y la práctica, responda las siguientes preguntas.**

a) ¿Cuales son las propiedades (cantidad de gas (masa), volumen, presión, temperatura), que se mantienen constantes durante la práctica?

---



---



---

b) ¿Cuáles son las propiedades del gas que varían durante la práctica? ¿Cómo varían?

---



---



---



c) ¿Qué ocurre con las moléculas del gas al interior de la bolsa durante la experiencia? Apoye su explicación con un dibujo.

---

---

---

---

---

---

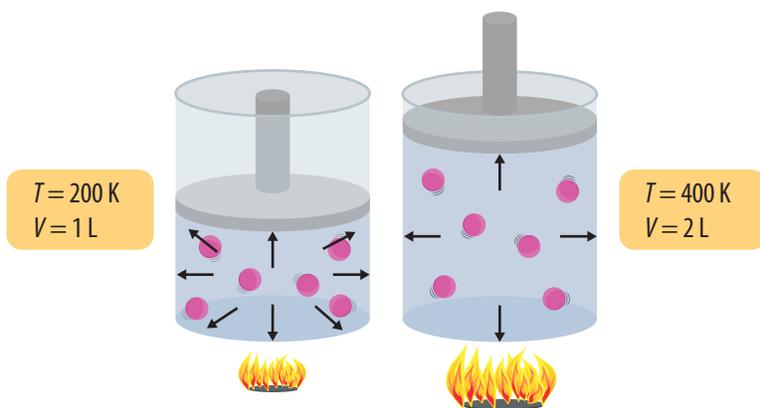
---



**En conclusión:**

Se puede observar que a medida que aumenta la temperatura del gas, su volumen aumenta también (el gas se dilata), haciendo que la bolsa se infle. El aumento de volumen ocasiona una disminución en la densidad del aire al interior de la bolsa, lo que a su vez genera que el globo se eleve. Entre las dos variables, volumen y temperatura, se da una relación directamente proporcional: mientras la una aumenta, la otra también. **8**

Esto puede ser expresado así:  $V_1/T_1 = V_2/T_2$ , debido a que si se mide la temperatura (T) y el volumen (V) al inicio (estado 1) y al final del proceso (estado 2), se puede encontrar que habrán aumentado en la misma proporción, así que la división entre esos dos valores será una constante. Si la temperatura aumenta, en la misma proporción lo hace el volumen; y si la presión disminuye, entonces en proporción el volumen disminuirá. Por ejemplo, si la temperatura se duplica, el volumen también lo hace y viceversa. **9**



**8**  
 En este caso la presión a la que está sometido el aire es la presión de la atmósfera o presión atmosférica, la cual se mantiene igual todo el tiempo.

**9**  
 $V_1/T_1 = V_2/T_2$ , se conoce como la **Ley de Charles** que dice que:  
**Si la presión de cierta cantidad de gas se mantiene constante, el volumen (V) de éste guarda una relación directamente proporcional con su temperatura (T).**  
**Ya que la presión se mantiene constante durante este proceso, a éste se le denomina proceso Isobárico.**



## Actividad 27

## 1 Lea el siguiente texto.

## Lectura 11

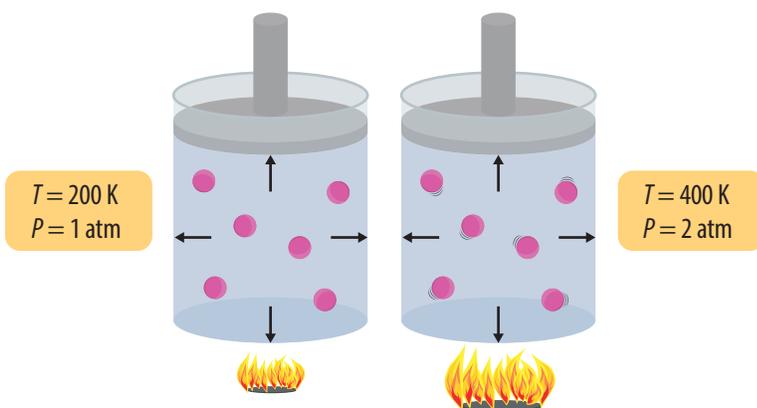
## Transformación isocórica y Ley de Gay-Lussac

Cuando ponemos en la estufa una olla pitadora, existe una transferencia de calor hacia la olla, los alimentos y el agua contenida en ella. Esa transferencia de calor produce un aumento en la temperatura de cada uno de esos cuerpos y sustancias.

En el caso del agua, ese aumento de temperatura ocasiona que al moverse más rápido sus moléculas, estas lleven a que el estado del agua cambie y se transforme en vapor de agua. Ese gas (vapor de agua), sigue aumentando su temperatura y las moléculas se mueven cada vez más rápido, chocando con las paredes de la olla. Dichos choques ejercen fuerza sobre las paredes aumentando igualmente la presión que el gas ejerce. <sup>10</sup>

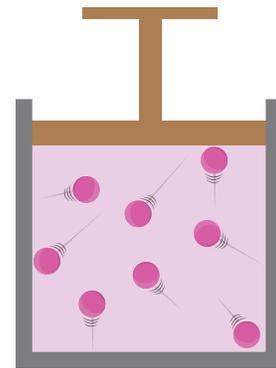
Como podemos ver, al tener ese gas contenido en la olla con un **volumen constante**, el aumento en su **temperatura** (energía interna) produce un aumento en la **presión** de este. Esa variación es directamente proporcional. Es decir, al aumentar la temperatura en la misma proporción aumenta la presión, solo que mientras la olla permanezca sellada, el volumen de la masa de gas será constante.

Esto puede ser expresado así:  $P_1/T_1 = P_2/T_2$ , debido a que si medimos la Presión (P) y la Temperatura (T) al inicio (estado 1) y al final del proceso (estado 2), podremos encontrar que habrán aumentado en la misma proporción, así que la división entre esos dos valores será una constante. Si la temperatura aumenta, en la misma proporción lo hace la presión y si la temperatura disminuye, entonces en proporción la presión disminuirá. Por ejemplo, si la temperatura se duplica **para un volumen constante**, la presión se duplicará y viceversa. <sup>11</sup>



10

La presión que un gas ejerce sobre las paredes del recipiente que lo contiene, se debe a los continuos choques de las moléculas del gas contra esas paredes. Cuando la temperatura aumenta también lo hace la energía térmica del gas y estos choques se dan con mayor frecuencia.



11

$P_1/T_1 = P_2/T_2$ , se conoce como la **Ley de Gay-Lussac** que dice que:

Si el volumen de cierta cantidad de gas se mantiene constante, la presión (P) de éste guarda una relación directamente proporcional con la temperatura (T).

Ya que el volumen se mantiene constante durante este proceso, a éste se le denomina proceso **isocórico**.

2 A partir de la lectura, indique en la segunda columna de la tabla, qué ocurre con la presión de un gas (aumentará o disminuirá), mientras la cantidad de gas y el volumen no cambian, y explique la razón de ese cambio.

- a) Aumenta la temperatura.
- b) Disminuye la temperatura.

Tabla 5. Aplicación Ley de Gay-Lussac

Temperatura (T)	Presión (P)	Volumen (V)	Cantidad (m)
a) Aumenta		Constante	Constante
b) Disminuye		Constante	Constante

a) \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

b) \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_



Clase 12

Ley combinada de los gases

Actividad 28

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 12



Ley combinada o general de los gases

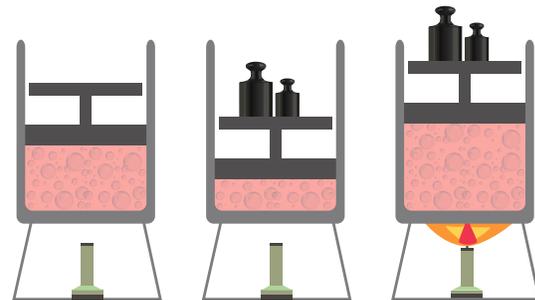
Las relaciones que hasta ahora hemos estudiado entre la presión, el volumen y la temperatura de un gas, pueden ser combinadas en una sola expresión denominada **Ley combinada de los gases**. Esta ley es comúnmente empleada para poder conocer cómo se comporta una de esas variables (P, V, T) mientras las otras dos cambian, para una cantidad o masa constante de gas.

Dicha ley establece que el volumen (V) ocupado por una masa o cantidad de gas, varía de manera inversa con la Presión (P) que sobre éste se ejerce (**Ley de Boyle: Si (P) aumenta, (V) disminuye y viceversa**) y de manera directa con la Temperatura (T) que experimenta (**Ley de Charles: Si (T) aumenta, (V) aumenta y viceversa**). Del mismo modo, si dicho Volumen (V) se mantiene constante, la Presión (P) variará de manera directa con la Temperatura (T) (**Ley de Gay-Lussac: Si (T) aumenta, (P) aumenta y viceversa**).

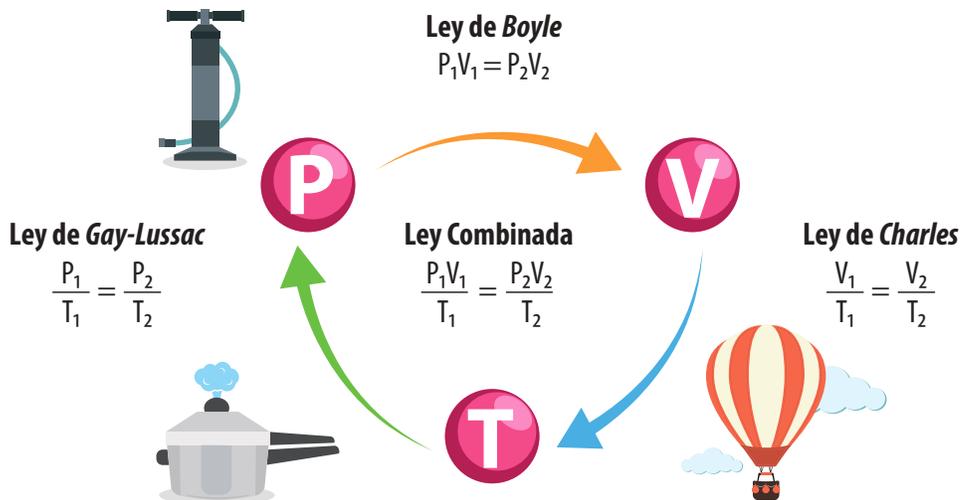
Dicha combinación de las tres leyes puede ser expresada así:

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

Para una cantidad de gas constante, el volumen (V) es inversamente proporcional a la presión (P) y directamente proporcional a la temperatura (T) que soporta.



La siguiente ilustración, nos resume la relación entre las tres variables: presión, volumen y temperatura y las Leyes que las expresan.



2 Complete la siguiente Tabla con el comportamiento de las variables que faltan. Tome como referencia las condiciones planteadas para cada uno de los casos. Explique la razón de ese cambio.

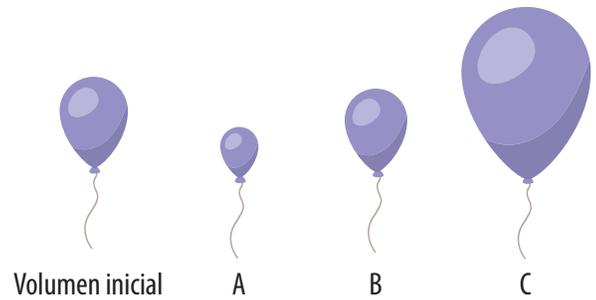
Tabla 6. Aplicación Ley combinada de los gases.

Temperatura (T)	Presión (P)	Volumen (V)	Cantidad (m)
a) Se reduce a la mitad		Se duplica	Constante
b) Se duplica	Se duplica		Constante

a) \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

b) \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

3 Se tiene un globo en cierto estado inicial, a una presión de 1 atm, con cierta cantidad de gas en su interior y a una temperatura de 10°C. Indique qué le sucede al globo cuando se modifica la presión o la temperatura según corresponda. Tenga en cuenta las situaciones descritas en la imagen: A, B y C, con respecto a las condiciones iniciales para el globo. Justifique su respuesta.



a) El globo es puesto en un cuarto frío, con temperaturas bajo cero.  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

b) El globo flota hasta una altura, donde la presión externa es menor.  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

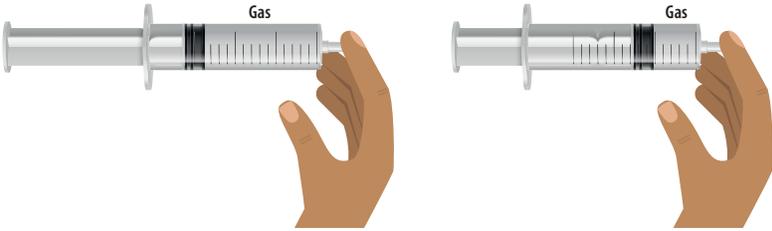
c) La temperatura del ambiente se eleva hasta 30 °C.  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

**Actividad 29**

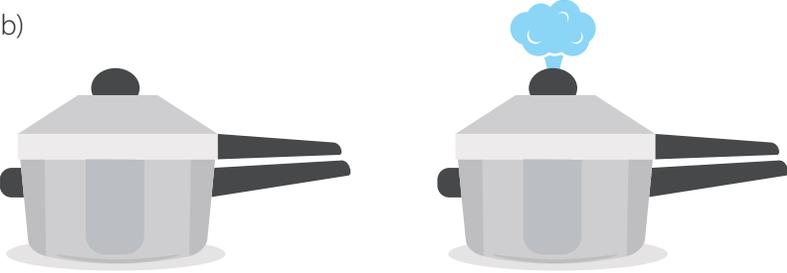
**Aplicaciones**

Llegó la hora de aplicar lo que aprendió sobre las leyes de los gases.

1 Retomando la Actividad 25, responda qué Ley aplica en cada uno de los ejemplos que encuentra a continuación y explique por qué.

a)  Ley \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

¿Por qué? \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

b)  Ley \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

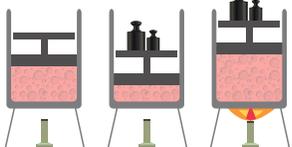
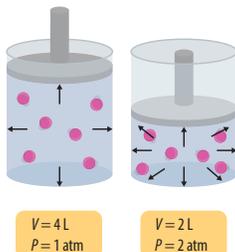
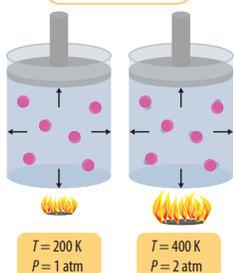
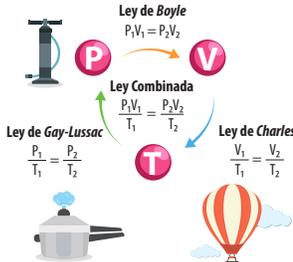
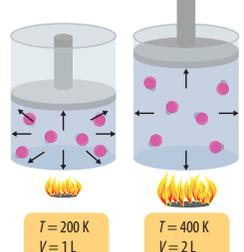
¿Por qué? \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

c)  Ley \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

¿Por qué? \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_



2 Recorte los recuadros por las líneas punteadas y péguelos en la tabla que se dispone a continuación, re-organizándolos de acuerdo con las características de cada una de las leyes de los gases.

<p>Procesos de respiración. Inhalación y exhalación de aire.</p> 	<p><b>Ley de Charles</b></p> <p>El volumen de una cantidad de gas es directamente proporcional a su volumen a presión constante.</p>	<p>La expansión de globos aerostáticos que se inflan con aire caliente.</p> 	<p>La variación de volumen de un gas debida a la presión externa y la temperatura.</p> 
<p><b>Ley de Boyle</b></p> <p>La presión de una cantidad de gas es inversamente proporcional al volumen del mismo, cuando la temperatura es constante.</p>	<p><b>m = constante</b>  <b>P, V y T = variables</b></p>	<p><math>P_1V_1 = P_2V_2</math></p> 	<p><b>m y P = constantes</b>  <b>V y T = variables</b></p>
<p>El funcionamiento de una olla a presión donde los alimentos se cocinan más rápido debido a la alta temperatura y presión al interior.</p> 	<p><math>\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}</math></p> 	<p><b>Ley de Gay-Lussac</b></p> <p>La presión de una cantidad de gas es directamente proporcional a la temperatura, cuando el volumen es constante.</p>	<p><b>m y V = constantes</b>  <b>T y P = variables</b></p>
<p><b>m y T = constantes</b>  <b>V y P = variables</b></p>	<p><math>\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}</math></p> 	<p><b>Ley combinada o Ley general de los gases</b></p> <p>El volumen de una cantidad de gas es inversamente proporcional a la presión y directamente proporcional a la absolutas que soporta.</p>	<p><math>\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}</math></p> 







**Clase 13**

**Tema: Trabajo, energía, primera Ley de la termodinámica**

**Energía y su relación con el trabajo**

**Actividad 31**

Lea cada una de las preguntas formuladas en la columna “Lo que quiero saber”. Luego complete únicamente la columna de la izquierda respondiendo “Lo que sé”.

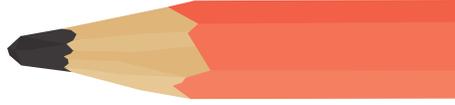


Tabla *Sequya*

Lo que sé	Lo que quiero saber	Lo que aprendí	¿Cómo o dónde lo puedo aplicar?
	¿Qué es <b>energía</b> ?		
	¿Cómo se relaciona el trabajo mecánico con la fuerza y el desplazamiento?		
	¿Cómo se explica la primera Ley de la termodinámica en diferentes situaciones de la vida cotidiana?		

**Actividad 32**

1. Vea el video.
2. En su cuaderno, responda: ¿En qué situaciones de la vida cotidiana se evidencia trabajo? Nombre tres (3) máximo. ¿Cuales son los conceptos claves en la primera Ley de la termodinámica?



Actividad 33

1 Lea el siguiente texto y escriba en su cuaderno las ideas principales.

Lectura 13

Energía – Trabajo

Mire con atención las siguientes imágenes:



En todas estas situaciones hay algo en común: **la energía**. La energía se puede manifestar de muy diversas formas: energía térmica, eléctrica, muscular, potencial, química, cinética, eléctrica, nuclear, etc. El mundo gira alrededor de energía y en todo lo que hacemos, la energía está presente y se hace evidente. Por ello, la humanidad ha ido ingeniando inventos a lo largo de la historia para utilizar los diferentes tipos de energía de forma eficiente. 12

La **energía** es la capacidad de producir transformaciones en objetos, cuerpos o materia que interaccionan entre si modificando su situación o estado. Sin energía, ningún proceso físico, químico

12

**¿Sabía que?...** un rayo puede producir 3.750.000.000 kilovatios de energía eléctrica. Alrededor del 75% de esta energía se disipa en forma de calor, elevando la temperatura circundante a unos 15.000 grados centígrados y causando la expansión rápida del aire, lo cual produce ondas de sonido (truenos) que pueden ser oídas a 30 kilómetros de distancia.



o biológico sería posible. Dicho en otros términos, todos los cambios materiales están asociados con una cierta cantidad de energía que se cede o se recibe. La energía no es la causa de los cambios. Las causas de los cambios son las interacciones y, su consecuencia, las transferencias de energía.

La **energía** se encuentra en una constante transformación, pasando de unas formas a otras. La energía siempre pasa de formas "más útiles" a formas "menos útiles". La utilidad se refiere a capacidad para poder realizar un trabajo. Las transformaciones de energía están presentes en todos los fenómenos que ocurren en la naturaleza. Por ejemplo, el motor de un coche produce un cambio de energía química (contenida en la gasolina y liberada en su combustión) en energía cinética. **13**

Comúnmente se relaciona el **trabajo** con asuntos laborales, pero en física, el trabajo es el acto de transformar la materia aplicando fuerza. En este fenómeno, se evidencia un intercambio de energía (cuando dos cuerpos intercambian energía, lo hacen, de forma mecánica, o de forma térmica, mediante transferencia de energía interna) entre los cuerpos. En un caso mecánico, para llevar a cabo un trabajo, es preciso ejercer una fuerza sobre un cuerpo y que este se desplace.



El **viento** tiene energía porque produce un cambio en el velero. La energía del aire se transforma en energía de **movimiento** en el velero.

En conclusión, el **trabajo** es una relación de la fuerza y el desplazamiento. El uso del concepto trabajo está ligado a la descripción cuantitativa del movimiento que logra una fuerza cuando actúa sobre un cuerpo, además es una medida de la cantidad de energía que puede ser transferida gracias a la acción de dicha fuerza.



**Principio de conservación de la energía**

El Principio de conservación de la energía indica que la energía no se crea ni se destruye; sólo se transforma de unas formas en otras. En estas transformaciones, la energía total permanece constante; es decir, la energía total es la misma antes y después de cada transformación.

**Unidades de energía**

En el Sistema Internacional (S.I.) la energía se mide en **julios (J)**. 1J es, aproximadamente, la energía que hay que emplear para elevar 1 metro un cuerpo de 100 gramos.



2 A partir de la lectura realice la siguiente práctica.

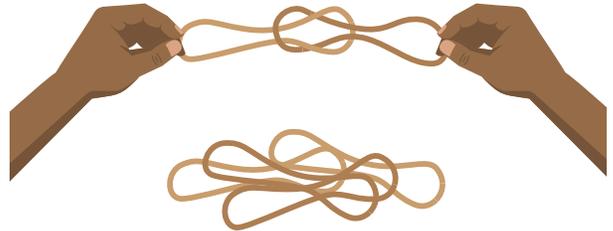
¡Vamos a experimentar con energía y trabajo mecánico!

Procedimiento:

a) Tome dos vasos de cartón o de plástico con tapa. Perfore el centro de las tapas y la base de los vasos haciendo uso del punzón.



b) Luego una varias ligas de caucho; esto lo puede hacer pasando una liga por el centro de la otra y tirando de los extremos.

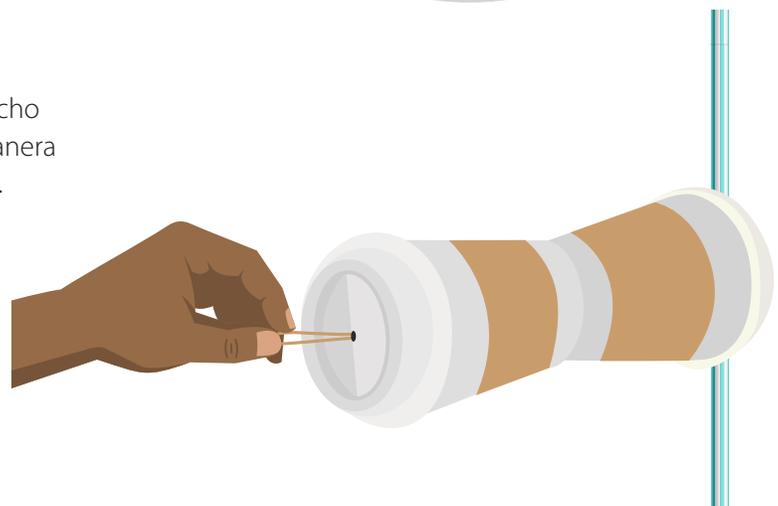


c) Pase las ligas por los huecos que hizo en la tapa y el vaso de la siguiente manera: tome un extremo de la liga de caucho (el largo de las ligas unidas debe ser lo suficientemente largo para que vaya de tapa a tapa de cada vaso y además que quede tensa) y pásela por el hueco de una de las tapas. Ese mismo extremo páselo por la arandela y por la chaquira. Por último, introduzca la mitad del pitillo por el centro del caucho.



d) Tire del extremo libre de la liga de caucho y páselo por la base del vaso, de tal manera que el vaso quede sellado con su tapa.

e) Conecte la base de los dos vasos con la misma liga y con el extremo libre “hágalo pasar a la otra tapa” de la siguiente manera:



f) Una vez haya pasado la liga de caucho por el centro de la tapa del otro vaso, sujétela con un gancho, como se muestra en la imagen.



g) Como los dos vasos quedan unidos por medio de la liga que va de la tapa de uno hasta la tapa del otro vaso, fíjelos con la cinta para que queden así:



h) Dé varias vueltas al pitillo (mínimo 40 vueltas), colóquelo sobre una superficie ancha y recta (puede ser una mesa o el piso) y suelte los vasos.

**3 A partir de la lectura y la práctica responda las siguientes preguntas.**

a) ¿Cuántos centímetros se movieron los vasos? ¿Por qué se movieron?

---



---



---

b) ¿Cómo influye la liga de caucho en el movimiento de los vasos?

---



---



---

c) ¿Qué relación tiene el experimento con las ideas escritas en su cuaderno?

---



---



---

d) ¿Qué tipos de energía se manifiestan en el experimento? Explique su respuesta.

---



---



---



## Clase 14

### Trabajo fuerza y desplazamiento

#### Actividad 34

1 Lea el siguiente texto.

#### Lectura 14

##### Trabajo mecánico y energía

En física, los conceptos de trabajo y energía están relacionados con múltiples situaciones de la vida cotidiana. Por ejemplo, cuando debemos mover cosas pesadas de un lugar a otro, empleamos fuerza que requiere de energía; al mover algo, lo estamos cambiando de posición (desplazamiento) y esto da como resultado un trabajo. Cuando montamos bicicleta, al alzar pesas, al cargar nuestra maleta hacia el colegio, al patear o lanzar un balón. Estas situaciones tienen en común los conceptos energía, fuerza, desplazamiento y trabajo.

La energía se define como una propiedad asociada a la materia. La energía que posee un cuerpo u objeto es única; sin embargo, puede manifestarse de distintas formas, capaces a su vez, de transformarse en otros tipos de energía. La conservación de la energía se basa en el principio:

*“La energía no se crea ni se destruye, solo se transforma”.*

Otra manera de entender la energía, es en términos de trabajo. Vale decir, **la energía es la capacidad de un cuerpo para realizar un trabajo**”.

La energía que posee un cuerpo no se puede medir directamente, pero sí el trabajo realizado con ella. Por ese motivo, las unidades en las que se mide la energía son las mismas que las del trabajo.

De modo natural, todos los cuerpos ejercen interacciones entre sí. Al hacerlo, producen efectos que pueden cambiar la forma de algunos, o pueden moverlos o detenerlos.

La magnitud de estas interacciones se puede medir utilizando el concepto de **fuerza**<sup>14</sup>.

Por su parte el **trabajo** efectuado sobre un cuerpo por una fuerza, aplicada de modo constante, es igual al producto de la fuerza multiplicada con el desplazamiento.



Oscar Figueroa. Tomado de: Mono693 - Own work, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=20472137>

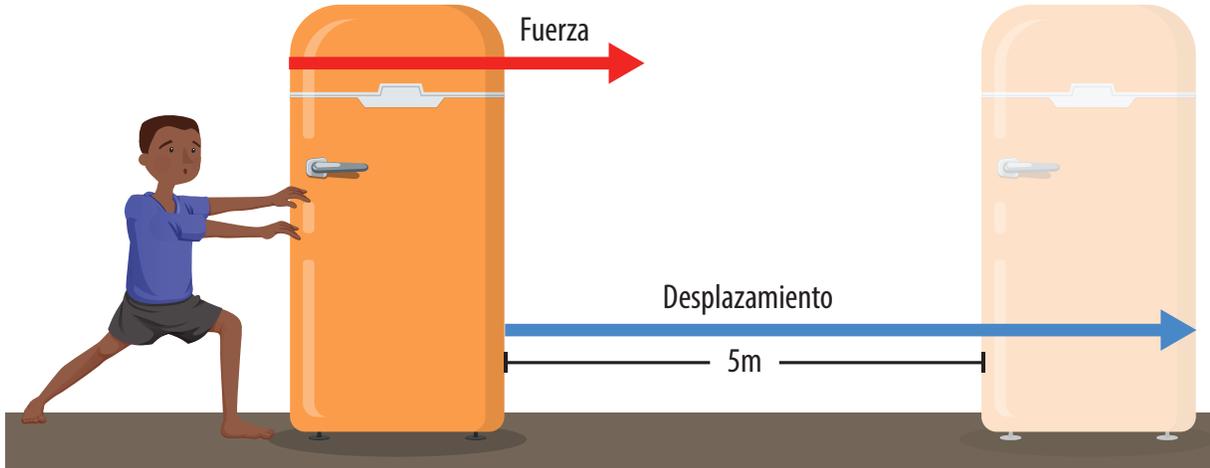
<sup>14</sup> **Fuerza:** la interacción entre dos cuerpos, que produce cambios ya sea en forma o en el estado (reposo o movimiento) de ellos.





El trabajo se simboliza con la letra **W**. La expresión matemática es:

$$W = F * d$$



La imagen evidencia trabajo, ya que el hombre ejerce fuerza sobre la nevera para que esta cambie de posición, es decir, se desplace 5 metros hacia la derecha.

**Cálculo del trabajo**

Ejemplo:

Existe una especie de pájaro en las islas Galápagos que puede ejercer una fuerza de 205 N (Newton) con un pico para romper una semilla. Si su pico se desplazó 0.004 m durante esta operación, ¿cuánto trabajo realiza el pájaro para conseguir la semilla?

Los datos que nos da la situación son:

$$F = 205 \text{ N}$$

$$d = 0.004 \text{ m}$$

$$W = ?$$

Colocamos los datos a la ecuación

$$W = F * d$$

$$W = (205 \text{ N}) * (0.004 \text{ m})$$

$$W = 0,82 \text{ J}$$

El pájaro ejerce 0,82 J de trabajo para romper la semilla.

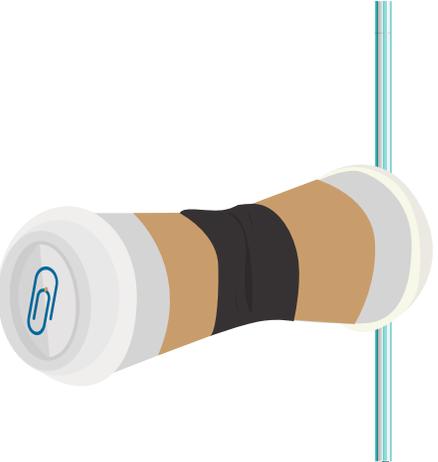


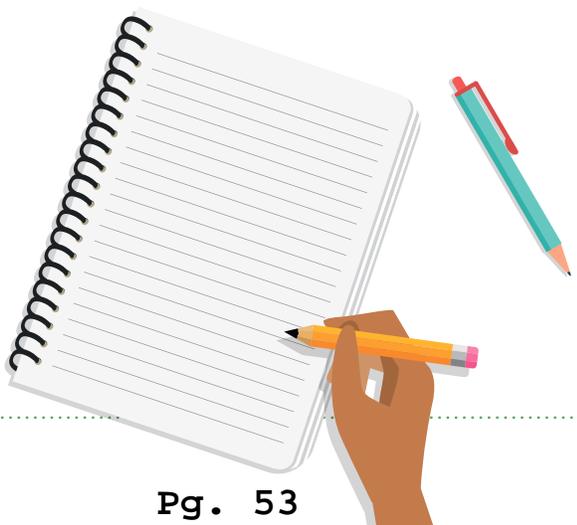
Tomado de: Peter Wilton - Vampire finch Uploaded by Magnus Manske, CC BY 2.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=21239285>



2 Retome la Actividad 33 punto 2 y complete la siguiente tabla con base en el texto "Trabajo mecánico y energía".

Tabla 8. Relación entre energía y trabajo mecánico

Experimento	Relación entre energía y trabajo mecánico
	



## Clase 15

### Primera Ley de la termodinámica

#### Actividad 35

1 Lea el siguiente texto.

#### Lectura 15

#### Primera Ley de la termodinámica

La primera Ley de la **termodinámica**<sup>15</sup> tiene grandes aplicaciones en la optimización del rendimiento mecánico de nuestras industrias. Fue por ese motivo que, en la Revolución Industrial, se logró consolidar dicha ley, pues esta explica muchos fenómenos termodinámicos de nuestra naturaleza. Es también conocida como principio de conservación de la energía para la termodinámica.

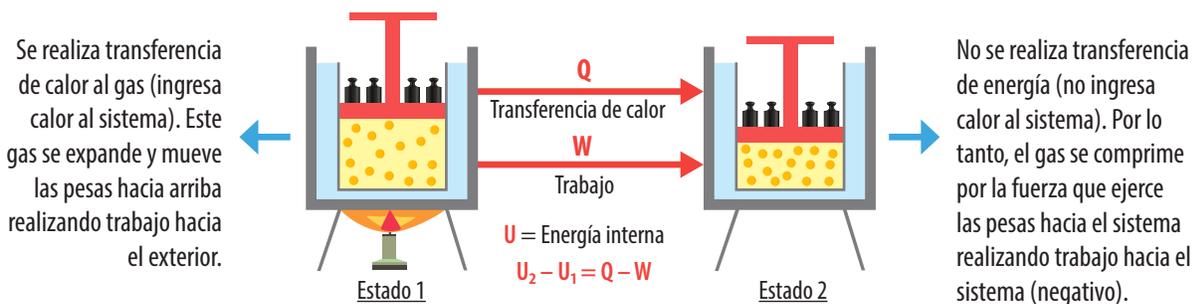
#### Características

- Cuando la transferencia de energía (calor) hacia un sistema se pierde en un lugar, es ganada en otro lugar de acuerdo al principio de conservación de la energía.
- Si se realiza trabajo sobre un sistema o bien éste intercambia calor con otro, la energía interna del sistema cambiará (la energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma).
- Cuando se realiza un trabajo mecánico sobre un sistema cualquiera, dicho trabajo se emplea en aumentar la energía térmica del cuerpo y, por lo tanto, su temperatura.

Imagínese la siguiente situación: un gas se encuentra aislado (color amarillo). Es decir, que no tiene interacción con el ambiente exterior. Encima se tiene un pistón (color rojo) el cual tiene unas pesas encima (color negro). Al analizar el comportamiento del gas, se evidencian dos situaciones:

- **Estado 1:** cuando está sometida a transferencia de energía (calor).
- **Estado 2:** ya no se le suministra más transferencia de energía (calor).

**Q** = Transferencia de energía (calor)      **U** = Energía térmica del sistema  
**W** = Trabajo      **W<sub>1</sub>** = trabajo del estado 1



<sup>15</sup> **Termodinámica:** parte de la física en que se estudian las relaciones entre el calor y las restantes formas de energía. **Termo** significa "calor".

La ecuación general de la primera Ley de la termodinámica (conservación de la energía) es la siguiente:

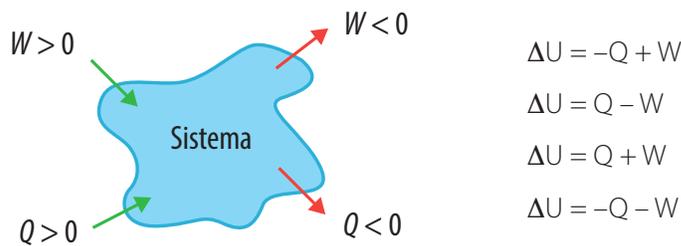
$$\Delta U = Q + W$$

$\Delta U$  = Cambio de la energía interna del sistema

Donde **U** es la energía interna del sistema (aislado), **Q** es la cantidad de calor aportado al sistema y **W** es el trabajo realizado por el sistema.

Tabla de los signos de Q y W

<b>Q Positivo (+)</b>	Sistema <b>gana</b> calor.
<b>Q Negativo (-)</b>	Sistema <b>pierde</b> calor.
<b>W Positivo (+)</b>	Trabajo <b>hecho por</b> el sistema.
<b>W Negativo(-)</b>	Trabajo <b>hecho hacia</b> el sistema.



Ejemplo:

Se expande gas (helio) en un recipiente cerrado con una transferencia de calor de 400 Joule. Este por su parte, realiza un trabajo hacia el exterior de 200 Joule. ¿Cuál es el cambio en su energía térmica?

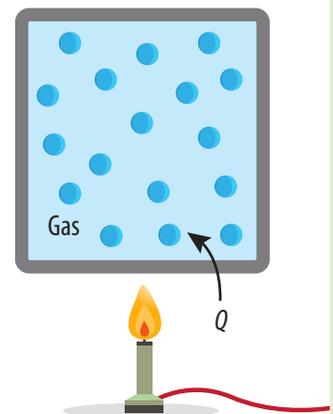
$Q = +400 \text{ J}$  (El signo porque se agrega al sistema)

$W = +200 \text{ J}$  (El signo porque realiza trabajo hacia el exterior)

$\Delta U = ?$

$\Delta U = Q + W$  reemplazamos los valores  $\Delta U = (400 \text{ J}) + (200 \text{ J}) = \Delta U = 600 \text{ J}$

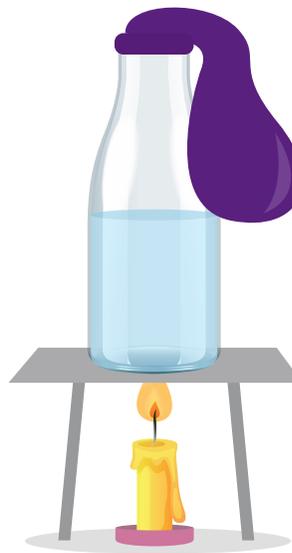
**El sistema realiza 600 J de trabajo hacia el exterior.**



**¡Inflar una bomba con transferencia de energía térmica!**

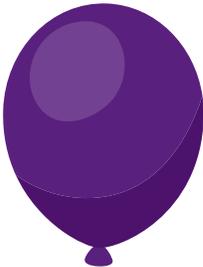
**2** A continuación se describirán los pasos de la práctica demostrativa que realizará el profesor.

- a) Llene con agua hasta la mitad una botella de vidrio pequeña.
- b) Coloque una bomba en la boca de la botella.
- c) Ubique un lugar para la vela de tal manera que esté siempre vertical y su llama permanezca prendida.
- d) Coloque la botella encima de la vela.
- e) Observe lo que sucede con la bomba a medida que aumenta la temperatura en el agua.

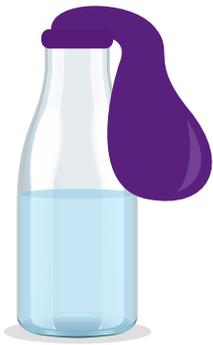


**3** A partir de la lectura y la práctica demostrativa complete la siguiente tabla.

Tabla 9. Experimento primera Ley de la termodinámica

Material	Pregunta	Respuesta
	¿Por qué se infla la bomba?	<hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>
	¿Qué función cumple la llama de la vela en el experimento? ¿Es necesario calentar el agua para que se infle la bomba? ¿Por qué?	<hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>





¿Qué pasa al interior de la botella?

---

---

---

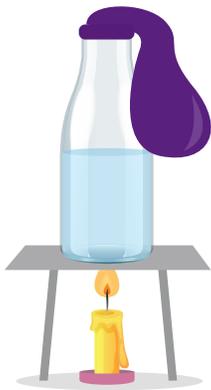
---

---

---

---

---



¿Cómo se relaciona la primera Ley de la termodinámica con el experimento?

---

---

---

---

---

---

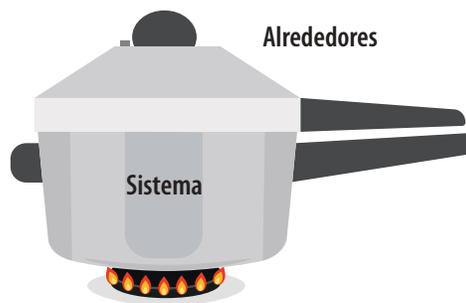
---

---

 **Actividad 36**

Explique los siguientes diagramas haciendo uso de la primera Ley de la termodinámica.

1



---

---

---

---

---

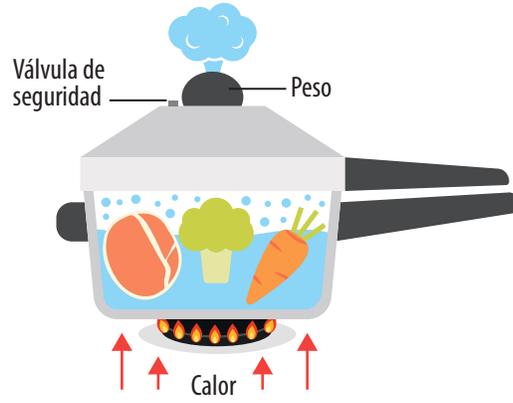
---

---

---



2



---

---

---

---

---

**Actividad 37 – Tarea**

Complete las columnas de la Tabla *Sequya* “Lo que aprendí” y “¿Cómo o dónde lo puedo aplicar?”



**Clase 4** Esta clase tiene video

**Tema: %volumen / masa - %masa / masa**

**Actividad 11**

1 Lea el siguiente texto.

**Lectura 7**

**La concentración de las soluciones**

De acuerdo con la cantidad de soluto presente, tendremos soluciones diluidas, saturadas y sobresaturadas. Si bien podemos diferenciar una solución concentrada de una diluida, no podemos determinar exactamente qué tan concentrada o diluida está. A continuación veremos cómo se cuantifica la cantidad de soluto presente en una solución, a través del concepto concentración.

**Concentración:** la concentración de una solución expresa **la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución**. En términos cuantitativos, esto es la relación o proporción matemática entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente, entre soluto y solución. Esta relación suele expresarse en porcentajes.

**Unidades de concentración**

1. **Porcentajes referido a la masa:** relaciona la masa del **soluto**, en gramos, presente en una cantidad dada de **solución**. Teniendo en cuenta que el resultado se expresa como **porcentaje de soluto**, la cantidad de solución suele tomarse como 100g.

*La siguiente expresión resume estos conceptos*

$$\% \text{ en masa del soluto} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de solución}} * 100 \text{ se expresa en \% p/p o \% m/m}$$

2. **Porcentaje referido al volumen:** se refiere al volumen de soluto, en ml. presente en cada 100 ml. de solución.

*La expresión que se utiliza para calcularlo es*

$$\% \text{ en volumen del soluto} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} * 100 \text{ se expresa en \% v/v}$$

3. **Porcentaje masa-volumen:** representa la masa de soluto (en g) por cada 100 ml. de solución. Se puede calcular según la expresión:

*Para calcularlo*

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen solución}} * 100 \text{ se expresa en \% p/v o \% m/v}$$

**Fuentes:**

- Tomado y adaptado de Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. , (2005). *Química inorgánica*. Bogotá: Ed,
- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.







**Clase 5**

**Tema: Diluciones**

**Cómo preparar una disolución**

**Actividad 13**

Responda las siguientes preguntas basado en sus conocimientos.

1 Cuando el vinilo (pintura a base de agua) está muy espeso, ¿qué se recomienda agregarle?

---

2 Si el café queda muy cargado (concentrado) ¿qué se recomienda?

---

3 Cuando la sopa se calienta y se seca, el sabor es un poco más salado. ¿Por qué?

---



---

4 ¿Por qué la panela se disuelve más lentamente en agua fría que en agua caliente?

---



---



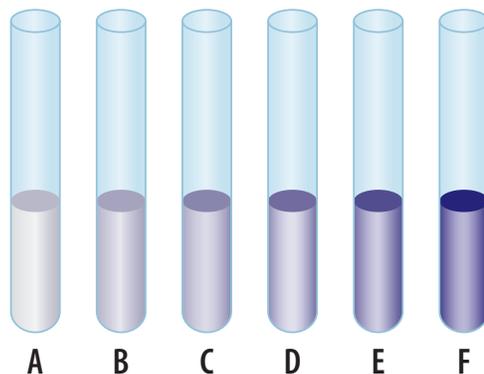
---

5 Para pintar una reja se disuelve pintura en gasolina. ¿Cuál es el soluto y cuál es el solvente?

---

6 Sobre la siguiente imagen, responda:

- a) ¿Qué solución contiene mayor soluto? \_\_\_\_\_
- b) ¿Cuál es la más concentrada? \_\_\_\_\_
- c) ¿Cuál es la solución más diluida? \_\_\_\_\_
- d) Si todas las muestras tienen el mismo volumen y el color equivale a gotas de tinta, planee un diseño experimental que relacione la cantidad de gotas que contiene cada uno de los tubos. ¿Cuántas gotas agregaría para obtener este resultado? \_\_\_\_\_ **9 10**



**9**  
**Recuerde que...** Las **soluciones químicas** son mezclas homogéneas, es decir presentan una sola fase.

Las **soluciones** son la mezcla de un soluto y un solvente; el soluto es la sustancia disuelta y el solvente es el medio donde se dispersa. El solvente generalmente es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad. Cuando el agua es uno de los componentes, se considera que es el solvente, aun cuando se encuentre en menor cantidad.

**10**  
**Para tener en cuenta:** La masa de un mol de sustancia, llamada **masa molar**, es equivalente al peso atómico o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos.

■ 1 mol de hidróxido de potasio (KOH) es el equivalente en gramos de las peso atómico.

1 mol = peso en gramos/peso molecular.

K (potasio) = 39 g/mol    O (oxígeno) = 16 g/mol    H (hidrógeno) = 1 g/mol  
 para un total de 56 g/mol de KOH

■ ¿Cuántas moles son 63 g de H<sub>2</sub>O ?

1 mol de H<sub>2</sub>O pesa 18 g (H = 1 g/mol x 2 átomos + O=16 g/mol)

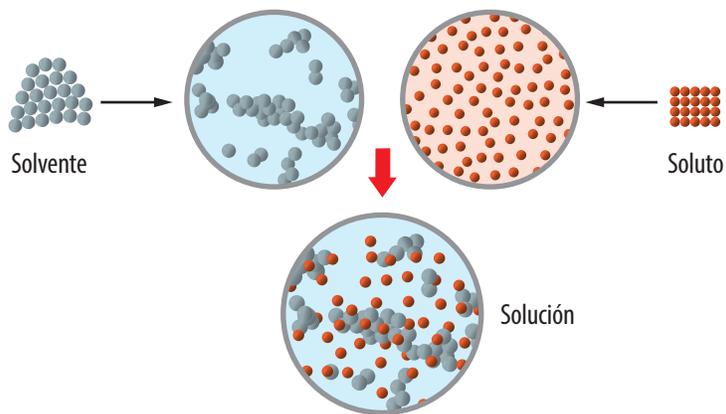
(63 g)/(18 g/mol) = 3,5 moles

**Actividad 14**

**1** Lea el siguiente texto.

**Lectura 9**

**Cálculos de la dilución**



Tomado y adaptado de: <http://www.bdigital.unal.edu.co/50834/1/71762688.2015.pdf>

La molaridad se define como el número de moles de soluto contenido en un litro de solución.

Ejemplo: 0,17 mol KOH (hidróxido de potasio) en 450 ml de agua.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución (L)}} \quad M = \frac{0,17 \text{ mol}}{0,450 \text{ l}} = 0,37 \text{ Molar}$$

Esta es la medida de concentración de la solución de hidróxido de potasio. **11**

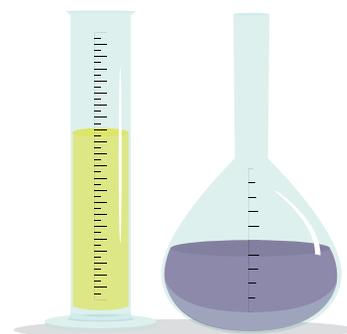
**11**  
**Recuerde que...**

**Algunas equivalencias importantes son:**

- 1,0 litro equivale a 1.000 ml.
- 500 ml equivale a 0,5 l.
- 1,0 kg equivale a 1.000 g.
- 1,0 cm<sub>3</sub> se escribe igual a 1,0 cc y equivale 1,0 ml

**Dilución** es disminuir la concentración de una solución añadiendo un solvente

**¡Es diferente dilución de disolución!**



Si se desea hacer una dilución de esta solución, se le agrega más solvente, pero es importante tener en cuenta cuál va a ser la nueva concentración o el nuevo volumen. Para realizar una dilución se utiliza la siguiente relación matemática.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Que se lee: concentración inicial por volumen inicial es igual a concentración final por volumen final. Como la molaridad es una unidad de concentración de las soluciones, se puede escribir así:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Que se lee: Molaridad inicial ( $M_1$ ) por volumen inicial ( $V_1$ ) es igual a Molaridad final ( $M_2$ ) concentración final por volumen final ( $V_2$ ).

**Ejemplo:** Calcular el volumen final de una solución 0,6 M a partir de 400 ml de HCl (ácido clorhídrico) 3,0 M.

Usando la anterior expresión matemática se puede determinar el  $V_2$ , despejando:  $\frac{M_1 \times V_1}{M_2} = V_2$

Reemplazando,

$$V_2 = \frac{3.0M \times 400 \text{ ml}}{0.6M} = 2.000 \text{ ml} = 2.0 \text{ litros}$$

Esto quiere decir que se agregan 1.600 ml de agua a la solución inicial y queda **diluida** a la nueva concentración de 0,6 M. en un volumen de 2.000 ml.

**2 Con base en la lectura anterior responda lo siguiente:**



a) Al diluir una solución, ¿el volumen aumenta o disminuye? ¿Por qué?

---



---



---

b) La concentración de la solución ¿aumenta o disminuye? ¿Por qué?

---



---



---

c) ¿Qué ocurre con la cantidad de soluto?

---



---



---





## Clase 6

## Tema: Factores que afectan la solubilidad

## Actividad 15

1 Lea los siguientes textos.

## Lectura 10

## Miscibilidad y solubilidad

Cuando dos o más sustancias forman una solución, se dice que son **miscibles**. Si al mezclarse forman más de una fase, se dice que son **inmiscibles**.

**Los términos miscible y soluble se usan como sinónimos.** Por eso es correcto decir que el agua y la sal son miscibles o solubles y también que el agua y el aceite son inmiscibles o insolubles.

La **solubilidad** se refiere a la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en 100 gramos de solvente a una determinada temperatura.

La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. Añadiendo soluto a un volumen dado de solvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que está **sobresaturada**.

Cuando la solubilidad es superior a 0,1 M (molar), se tiene que la sustancia es soluble en el disolvente considerado; por debajo de 0,1 M (molar) se entiende que es poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.

## Lectura 11

## Factores que afectan la solubilidad en las soluciones

## 1. Naturaleza del soluto y del solvente

La solubilidad es mayor entre sustancias cuyas moléculas sean análogas, eléctrica y estructuralmente. Los sólidos iónicos son insolubles en disolventes **apolares**. En general son solubles en agua. Cuando existe semejanza en las propiedades eléctricas de soluto y solvente, las fuerzas intermoleculares son intensas, propiciando la disolución de una en otra. Como el agua es una molécula **polar**, se pueden disolver en ella solutos polares como alcohol, acetona y sales inorgánicas. Del mismo modo la gasolina, ya que tiene carácter apolar, disuelve solutos apolares como resinas, aceites y algunos polímeros. <sup>12</sup>

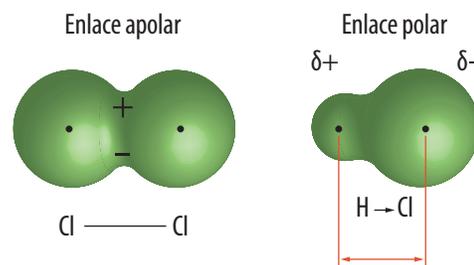
## 2. Temperatura

Generalmente un aumento de temperatura facilita el proceso de solubilidad de un soluto. Lo que se explica por:



12

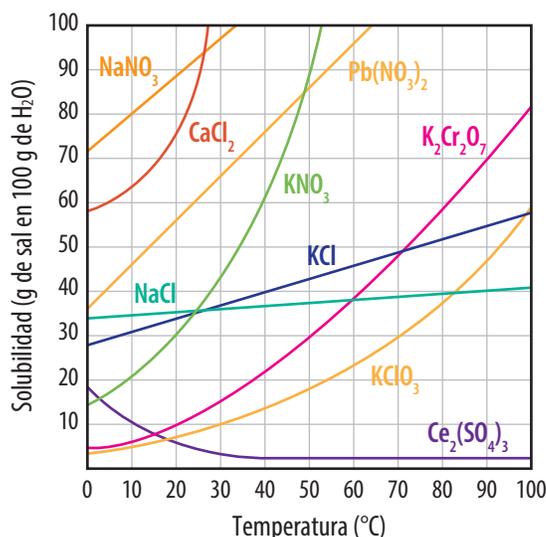
**Recuerde que...** Un enlace es más **polar** cuanto mayor sea la diferencia entre las electronegatividades de los átomos que se enlazan; así pues, dos átomos iguales atraerán al par de electrones covalente con la misma fuerza y los electrones permanecerán en el centro haciendo que el enlace sea **apolar**. En el enlace polar una parte queda parcialmente positiva y la otra parcialmente negativa y se designa con la letra griega  $\delta$



1) El calor suministrado al sistema aumenta la energía interna y con esto la velocidad de difusión de las partículas del soluto en el seno del solvente. **13**

2) El calor suministrado es absorbido por las moléculas del soluto, debilitándose las fuerzas intermoleculares y facilitando el proceso de solubilidad.

En la siguiente gráfica se observa que las sales como nitrato de potasio  $\text{KNO}_3$ , cloruro de calcio  $\text{CaCl}_2$ , cloruro de potasio  $\text{KCl}$  aumentan su solubilidad cuando aumenta la temperatura de la solución. En el cloruro de sodio  $\text{NaCl}$ , la variación de temperatura no altera apreciablemente la solubilidad. En otros casos ocurre que al aumentar la temperatura disminuye la solubilidad como el caso de Sulfato de Cerio (III),  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ .



**13**  
**Recuerde que...** El calor es una cantidad de energía y es una expresión del movimiento de las moléculas que componen un cuerpo.  
 La temperatura es la medida del calor de un cuerpo.

### 3. Presión

Tiene efecto principalmente sobre los gases siendo proporcional a la solubilidad. Es decir, a mayor presión, mayor solubilidad. "Los líquidos son prácticamente incompresibles así que no se ven afectados por la variación de presión".

### 4. Superficie de contacto

Este factor es importante en la solubilidad de solutos sólidos en solventes líquidos, ya que entre más esté finamente dividido sea el sólido, mayor superficie de contacto existirá entre las moléculas. Es por esto que en algunas situaciones la trituración de los solutos sólidos facilita la dilución.

Ejemplo: se quema más rápido la misma madera en viruta (aserrín) que en el bloque de madera.



 **Actividad 16**
**1 De acuerdo a la gráfica anterior responda si las siguientes son soluciones insaturadas, saturadas o sobresaturadas:**

- 40 g de KCl a 20°C es una solución sobresaturada
- 10 g de KClO<sub>3</sub> a 30°C es \_\_\_\_\_
- 80 g de CaCl<sub>2</sub> a 20°C es \_\_\_\_\_
- 60 g de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> a 90°C \_\_\_\_\_


**2 Con base en la siguiente tabla, diga si las siguientes soluciones son saturadas, insaturadas o sobresaturadas.**

- 37,3 g de NaCl en 100 g de agua a 60° \_\_\_\_\_
- 100 g de AgNO<sub>3</sub> en 100 g de agua a 20°C \_\_\_\_\_, está por debajo de 225 a 20°C
- 80 g de KBr en 100 g de agua a 20°C \_\_\_\_\_
- 1,0 g de BaSO<sub>4</sub> en 100 g de agua a 60°C \_\_\_\_\_

Solutos	Solubilidad	
	20°C	60°C
NaCl	36	37,3
KBr	67	85,5
KMnO <sub>4</sub>	64	22,2
AgNO <sub>3</sub>	225	525
BaSO <sub>4</sub>	0,00024	0,00036

Valores de la solubilidad de algunas sustancias en gramos del soluto en 100 gramos de H<sub>2</sub>O a 20°C y a 60°C

**Tips para resolver:**

En la tabla, recuerde que debe tener en cuenta que un valor en gramos por encima a determinada temperatura es una solución sobresaturada. Si está por debajo es insaturada, pero si está en el valor es saturada.

En la gráfica de solubilidad de algunas sales, todo los valores en gramos de la sal a una determinada temperatura por encima de la línea de color de cada sal nos indican una solución sobresaturada, por debajo de la línea una solución insaturada y sobre la línea, una solución saturada.

**Fuentes:**

- <https://veroaguilazenteno.files.wordpress.com/2011/08/quimica-general-raymond-chang.pdf> Consultado el 24 de febrero de 2018.
- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.
- Tomado y adaptado de *Química inorgánica*, Santillana, pg. 164.



**Clase 7** Esta clase tiene video

**Tema: Propiedades coligativas**

**Actividad 17**

Lea el siguiente texto.

**Lectura 12**

**Pintando los murales del colegio**

Fernando, más conocido como “Fercho”, es un estudiante de grado 11 de un colegio en Acandí. Allí es muy conocido porque es un gran artista urbano y ha hecho **grafitis**<sup>8</sup> espectaculares. Inclusive lo han invitado de diferentes partes del mundo para que dibuje sus obras en paredes de México, Estados Unidos y Francia. Un día, dibujando una de sus obras, se imaginó que podría reutilizar las latas y de esta forma contribuir con el medio ambiente, reutilizando los materiales que usa para sus grandes obras. <sup>14</sup>



Leyendo en Internet encontró que los aerosoles trabajan bajo un concepto llamado **presión de vapor**. Sin embargo, Fercho no sabe nada de esto. Al final de esta clase usted podrá explicarle qué es este concepto y cómo podría aplicarlo para sus aerosoles. <sup>15</sup>

**Dentro de los aerosoles de Fercho hay soluciones.**

En las clases anteriores hemos visto que una solución está compuesta por un soluto y un solvente. Pues bien, un solvente cualquiera como por ejemplo el agua, tiene unas propiedades que cambian si se le agrega un soluto. Esas propiedades que surgen de la combinación de un soluto y un solvente son conocidas en el mundo de la química como **propiedades coligativas**.

¿Ha dejado alguna vez abierto un recipiente con alcohol? ¿Qué sucede con el alcohol unas horas después de dejarlo expuesto al aire sin cerrar el recipiente que lo contiene? ¡Muy bien! El alcohol desaparece. Esto sucede porque el alcohol, así como muchas sustancias, se **volatilizan**, esto quiere decir que pasan de estado líquido a gaseoso. ¿Qué sucede cuando el frasco permanece cerrado? En este caso el alcohol también

<sup>8</sup> **Grafiti:** firma, texto o composición pictórica realizados generalmente sin autorización en lugares públicos, sobre una pared u otra superficie resistente.

<sup>14</sup> **Recuerde que...** Un aerosol o *spray* está compuesto por el producto principal que puede ser una pintura, un gel, *shampoo*, etc, y un propelente que es un gas que empuja el producto principal hacia afuera.

<sup>15</sup> **Para pensar...** Un *spray* es un recipiente herméticamente cerrado, esto quiere decir que no puede entrar ni salir algo de allí. ¿Adentro hay presión de vapor? Explique su respuesta.

---



---



---



---



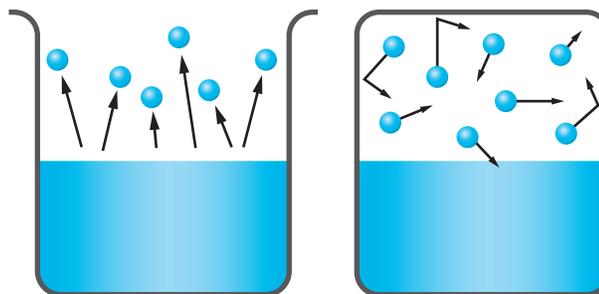
---



---



se volatiliza, pero debido a que el recipiente está cerrado, las moléculas de alcohol chocan y ellas vuelven a estado líquido, por lo cual se encuentra en un estado de equilibrio entre líquido y gaseoso. Si el recipiente está cerrado, el gas que produce el líquido ejerce una presión contra el recipiente. A esto se le llama **presión de vapor**.



En un recipiente cerrado las moléculas que se volatilizan producen una presión contra el recipiente, lo cual es conocido como **presión de vapor**.

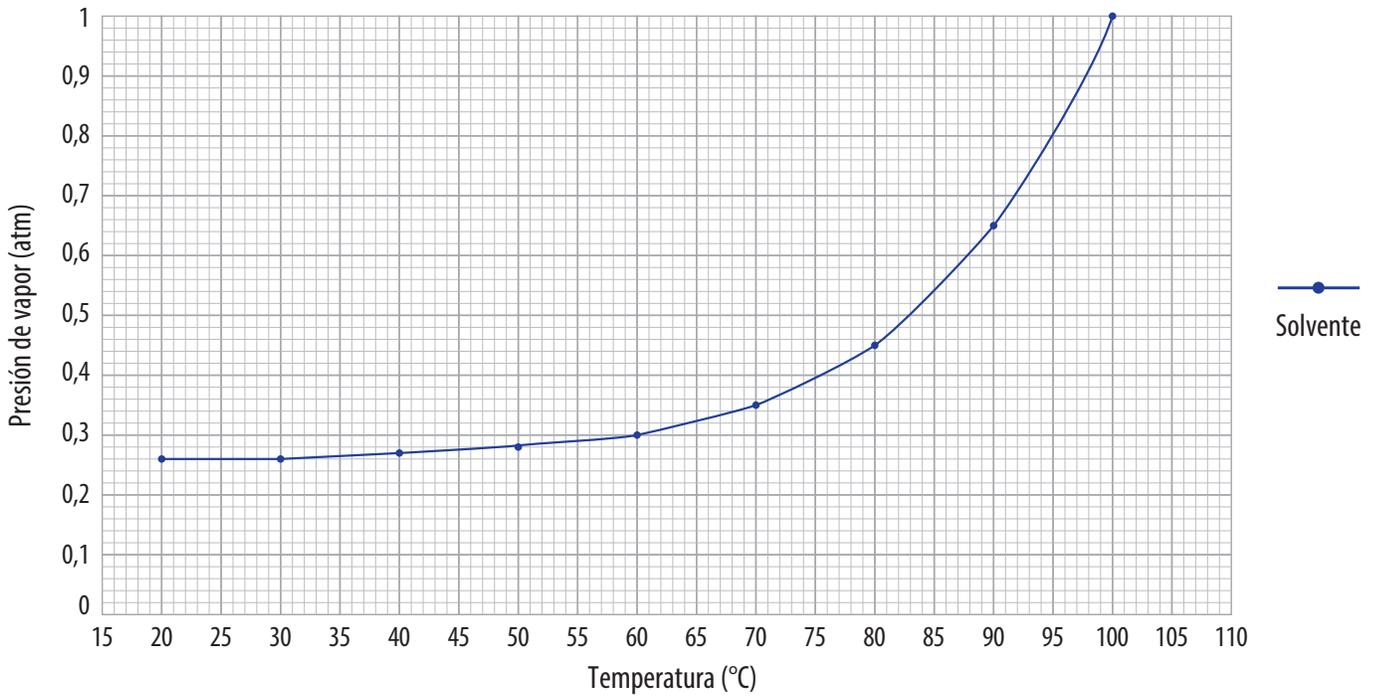
**Actividad 18**

1 La presión de vapor de una solución puede cambiar dependiendo de si tiene un soluto o no. A continuación, encontrará una tabla de datos de la presión de vapor de un solvente sin soluto y con soluto. Usted verá graficada la curva para la presión de vapor del solvente sin soluto. En la misma hoja de gráfica y con base en la tabla, realice la curva usando color rojo para el solvente con soluto. <sup>16</sup>

<sup>16</sup> **Presión atmosférica**

Sobre nuestra cabeza hay una gran cantidad de moléculas de diferentes gases. La presión que ejercen estos gases es conocida como **presión atmosférica**. La presión de los gases la podemos medir en atmósferas, una unidad que se representa con las letras **atm**.

Temperatura	Presión de vapor del solvente con soluto (atm)
20	0,2
30	0,2
40	0,21
50	0,22
60	0,24
70	0,29
80	0,38
90	0,55
100	0,85



**2 Conclusión.** Observando la gráfica que usted acaba de hacer, ¿qué sucede con la presión de vapor de un solvente al mezclarse con un soluto?

---



---



---



---

**3 Fercho aún no sabe la respuesta a su pregunta: ¿Qué es la presión de vapor? Explíquelo a Fercho qué es la presión de vapor y cómo ésta se ve alterada por la presencia de un soluto.**

---



---



---



---

**Fuentes:**

- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.
- Brown, T. L., LeMay Jr, H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2007). *Química la ciencia central*. México: Pearson Education.
- Myers, R. T., Oldham, K. B., & Tocci, S. (2004). *Holt Chemistry*. USA: Holt Rinehart & Winston.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2011). *Chemistry*. Boston; New York: Cengage Learning.



## Clase 8

### Actividad 19

#### 1 Lea el siguiente texto.

#### Lectura 13

### ¡Se recalentó el carro!

Un día Tatiana estaba viajando con su papá de Quibdó a Carmen del Atrato. Era un viaje de unas tres horas y media. De pronto, a mitad de camino, el carro en el que iban empezó a arrojar humo en la parte delantera. Tuvieron que apagarlo y el papá de Tatiana, al revisarlo, notó que el carro tenía muy poca agua. Tatiana observó que su papá le agregó agua al carro, pero también le agregó una sustancia llamada **glicol**, lo cual funcionó perfectamente para encenderlo de nuevo.



Cuando retomaron el camino, Tatiana le dijo a su papá que ella sabía que el agua ayudaba a que el carro no se recalentara, pero no entendía para qué servía el glicol. Su papá se quedó pensando y se dio cuenta que tampoco sabía cuál es la función del glicol dentro del agua. ¿Para qué se mezclan estas dos sustancias (glicol y agua)?

### El agua del carro se evapora.

En los carros, el agua tiene la función de refrigerar el auto debido al calor que genera el motor. Sin embargo, a temperaturas muy altas ésta puede llegar a evaporarse y así causar daños en el vehículo. La temperatura a la cual el agua pasa de estado líquido a estado gaseoso es conocida como punto de **ebullición**. Esta temperatura varía dependiendo de la **presión atmosférica**. Por ejemplo, el agua no hierve a la misma temperatura en Bahía Solano y en Bogotá. Esto se debe a que Bahía Solano está al nivel del mar y Bogotá se encuentra a 2.600 metros sobre el nivel del mar (m.s.n.m).

### ¿Para qué sirve el glicol en un carro?

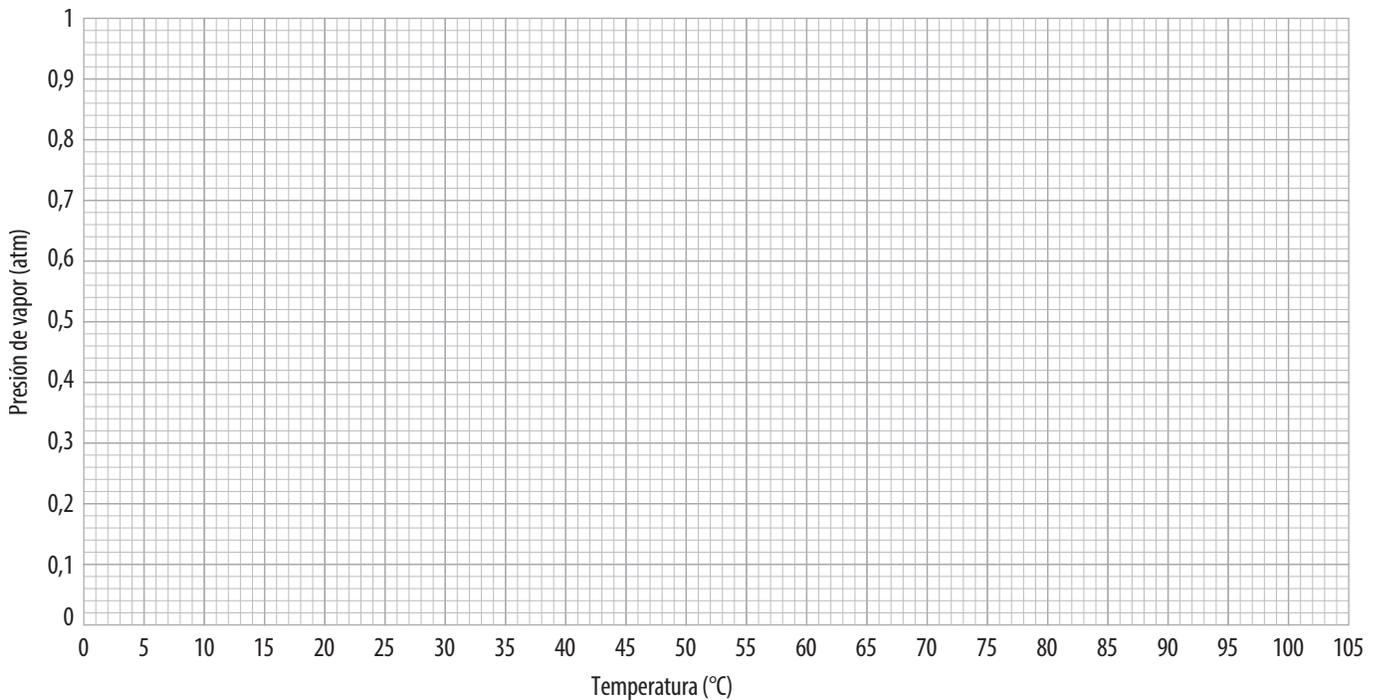
Usar glicol fue una solución muy inteligente por parte del papá de Tatiana, pues este evita que el agua dentro del radiador de un automóvil se evapore. ¿Cómo funciona? En la clase anterior estudió las soluciones y cómo éstas tienen unas propiedades que dependen de la cantidad de soluto. A estas propiedades se le conoce como **propiedades coligativas** y una de ellas es la elevación del **punto de ebullición**.

**La temperatura de ebullición normal de un líquido se alcanza cuando la presión de vapor de éste llega a 1 atmósfera.** A continuación, usted encontrará los datos para realizar una gráfica que compara el punto de ebullición del agua ( $H_2O$ ) con el punto de ebullición del agua con glicol.



2 Realice la gráfica usando dos colores que le permitan diferenciar las dos curvas.

Temperatura	Presión de vapor del agua (atm)	Presión de vapor agua + glicol (atm)
20	0,26	0,15
30	0,29	0,18
40	0,32	0,21
50	0,37	0,26
60	0,42	0,32
70	0,5	0,4
80	0,6	0,5
90	0,74	0,62
100	1	0,83
105		1



3 ¿Cuál es la temperatura de ebullición del agua y del agua con glicol?

---



---



---



4 Explique a Tatiana y a su papá cuál es la función del glicol dentro del agua del radiador del carro.

---



---



---



---

**Actividad 20**

1 Lea el siguiente texto.

**Lectura 14**

**El Glicol funciona como anticongelante**

Mientras que Tatiana resolvía el misterio del glicol dentro del radiador, llamó a una amiga suya que hace algunos años vive en Boyacá. Tatiana le comentó lo que sucedió en su viaje y que su papá necesitaba comprar más glicol porque se le había acabado. De pronto María José, la amiga de Tatiana, le dijo que ella iba frecuentemente al Cocuy a llevar algunas provisiones para los indígenas Awa, una comunidad que habita esta zona y para quienes estos territorios son sagrados. María José le comentó a Tatiana que en la región del Cocuy hay días en que la temperatura está por debajo de los 0 °C ella tiene que agregarle glicol al carro que transporta los víveres, porque el frío de la zona puede congelar el agua que refrigera el motor. Tatiana pensaba que el glicol solo funciona para los autos que se encuentran en lugares con altas temperaturas, pero resulta que también es importante para los autos que están en lugares donde el agua alcanza su punto de congelación.



*Páramo de Rechíniga, región del Cocuy*



*Sierra Nevada del Cocuy\**

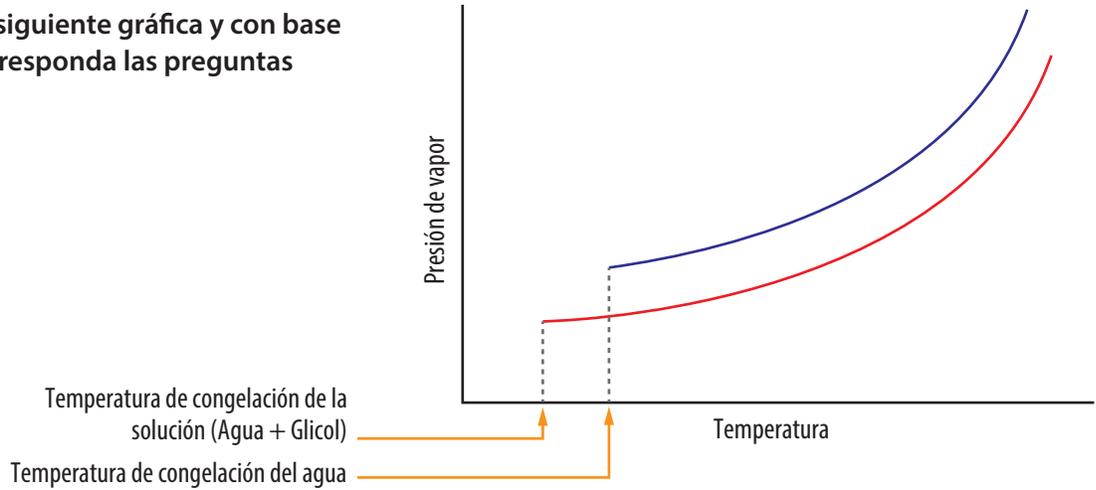
Tatiana entiende muy bien porqué el Glicol funciona tan bien en los automóviles que transitan en lugares de altas temperaturas, pero no comprende porqué es necesario usarlo también en lugares donde las temperaturas están por debajo de 0°C, que es el punto de congelación del agua. Para explicar este fenómeno es necesario hablar de otra de las propiedades coligativas: **la reducción del punto de congelamiento** o también conocido como **abatimiento del punto de congelación**.

La presión de vapor del hielo y del agua líquida son la misma a 0 °C, pero si se le agrega un soluto al agua, la solución que se forma ya no se congelará a los mismos 0°C, porque el agua en la solución tiene una menor presión de vapor que el agua pura congelada. Esto quiere decir que, en la presencia de un soluto como el glicol, al agua no se congelará a 0°C.

\* Imagen tomada de Petrus - Own work, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=25790641>



2 Observe la siguiente gráfica y con base a la lectura responda las preguntas que siguen:



a) ¿Qué sucede con la **temperatura de congelación** del agua si se agrega Glicol?

---

---

---

---

b) ¿Por qué es conveniente agregarle glicol al agua del radiador de un automóvil si la temperatura de un lugar está a 0°C o menos?

---

---

---

---

**Actividad 21 – Tarea**

Para la próxima clase debe traer los siguientes materiales.

- 2 vasos plásticos
- Sal
- Cuchara
- 2 zanahorias
- Cinta de enmascarar
- Marcador o esfero

**Fuentes:**

- Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). *Hipertexto química*. Bogotá: Ed Santillana.
- Brown, T. L., LeMay Jr, H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2007). *Química la ciencia central*. México: Pearson Education.
- Myers, R. T., Oldham, K. B., & Tocci, S. (2004). *Holt Chemistry*. USA: Holt Rinehart & Winston.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2011). *Chemistry*. Boston; New York: Cengage Learning.



Clase 9

Actividad 22

Lea el siguiente texto.

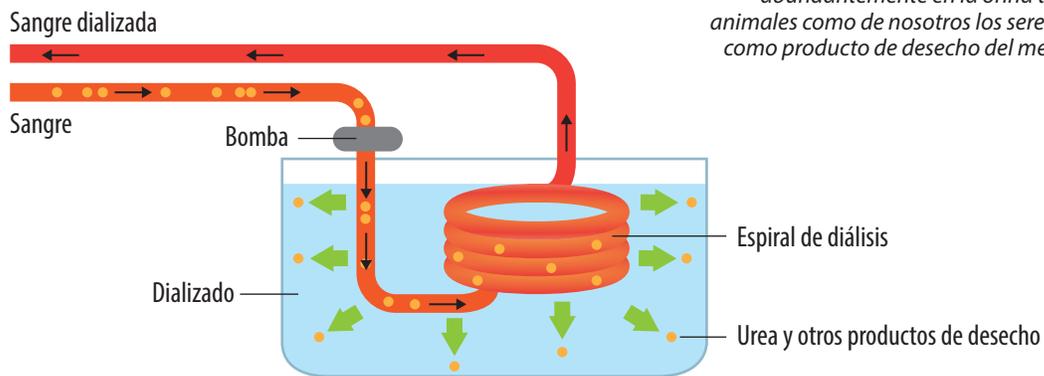
Lectura 15

La diálisis del abuelo Cristancho

Katherine y Mauricio fueron a visitar a su abuelo Cristancho que vive en Río Quito. Al llegar lo encontraron en casa y una de sus tías estaba ayudándolo a hacer su **diálisis**, un tratamiento que se debe realizar debido a que sus riñones no trabajan muy bien. Los riñones tienen la importante función de eliminar ciertos residuos que se transportan por la sangre. Sin embargo, cuando tienen problemas en su funcionamiento, los niveles de urea en las personas pueden aumentar peligrosamente. Por lo tanto, las personas como el abuelo Cristancho deben eliminar los residuos de la sangre de manera artificial, mediante un proceso llamado **hemodiálisis**.



La urea es un compuesto que se encuentra abundantemente en la orina tanto de los animales como de nosotros los seres humanos como producto de desecho del metabolismo.



La máquina de hemodiálisis es un tanque de agua que tiene un espiral hecho de celulosa en el centro. Cuando la sangre del paciente pasa por el espiral, las partículas de desecho que son más pequeñas que las células sanguíneas y se encuentran en una alta concentración, pasan por la membrana de celulosa hacia el agua que se encuentra alrededor. Durante este proceso, no hay pérdida de sangre porque la membrana de celulosa es semipermeable, es decir, aunque pueden pasar ciertas moléculas, partículas grandes como los glóbulos rojos no lo pueden hacer.

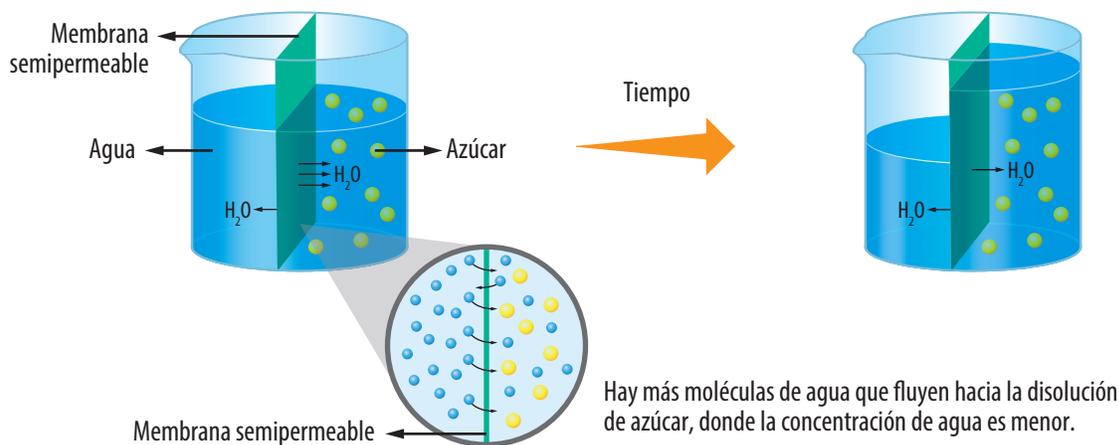
La ósmosis: una forma de alimentar nuestras células

Nuestras células requieren de agua para realizar importantes procesos en su interior. Por medio de la **ósmosis**, las moléculas de agua pueden pasar de un



La celulosa es uno de los materiales más abundantes del planeta pues se encuentra en todas las paredes celulares de las plantas. Esta sustancia es la más utilizada para la fabricación de papel y fibras naturales.

lugar a otro a través de la membrana celular que es **semipermeable**, es decir, permite el paso de algunas moléculas dependiendo a su tamaño. ¿Cómo funciona la ósmosis? Supongamos que tenemos un vaso dividido en la mitad con una membrana semipermeable. El lado izquierdo del vaso se llena con agua, mientras que el lado derecho se llena con una solución de agua y azúcar. Después de un tiempo, el agua de la izquierda comienza a pasar a través de la membrana semipermeable hacia el lado derecho, **donde hay mayor contenido de soluto**. Las moléculas de azúcar no podrán pasar hacia el lado izquierdo debido a que son muy grandes para atravesar la membrana semipermeable.



Como puede observar en la figura anterior, el volumen del lado izquierdo se reduce y el del lado derecho aumenta. Por esta razón el lado derecho va a hacer más presión sobre la membrana semipermeable, igualando las presiones del lado donde no hay soluto con el lado donde si lo hay, evitando así que haya más transferencia de agua. Es como si dos personas se empujaran una hacia la otra con la misma fuerza, evitando que alguno de los dos se pueda mover. A la presión que evita que pase más agua al lado donde se encuentra el soluto, se le conoce como **presión osmótica** y es la última de las propiedades coligativas.

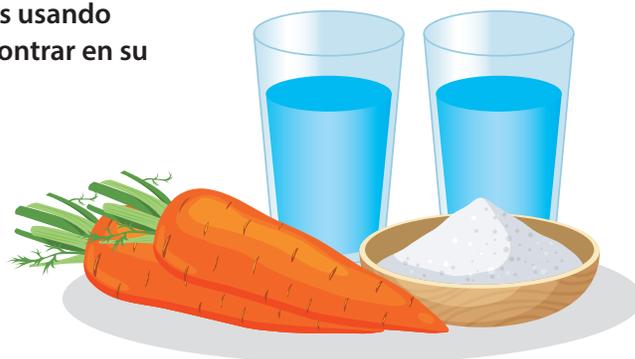
**Fuente:**

Timberlake, K. C.(2013). *Química general, orgánica y biológica*. Madrid, España: Pearson Educación.

**Actividad 23**

**Ahora usted podrá observar cómo funciona la ósmosis usando materiales muy sencillos que seguramente podrá encontrar en su hogar. Para esta experiencia usted va a necesitar:**

- 2 vasos con agua.
- 2 zanahorias.
- Sal.



- 1 En uno de los vasos agregue 2 cucharadas de sal. El vaso debe ser lo suficientemente grande como para cubrir una de las zanahorias.



- 2 Coloque una de las zanahorias dentro del vaso que tiene sal. Utilizando cinta adhesiva marque el recipiente.



- 3 En el otro vaso agregue agua para cubrir la otra zanahoria. A este vaso no le debe agregar sal. Una vez lleno coloque la otra zanahoria y marque el recipiente usando cinta adhesiva.



- 4 Espere 24 horas y observe los resultados.



**Actividad 24 - Tarea**

- 1 ¿Por qué se reduce el tamaño de la zanahoria que se encuentra en el vaso con sal?

---

---

---

---

- 2 ¿Por qué aumenta el tamaño de la zanahoria que se encuentra en el vaso sin sal?

---

---

---

---



**Actividad 25**

Lea el siguiente texto.

**Lectura 16**

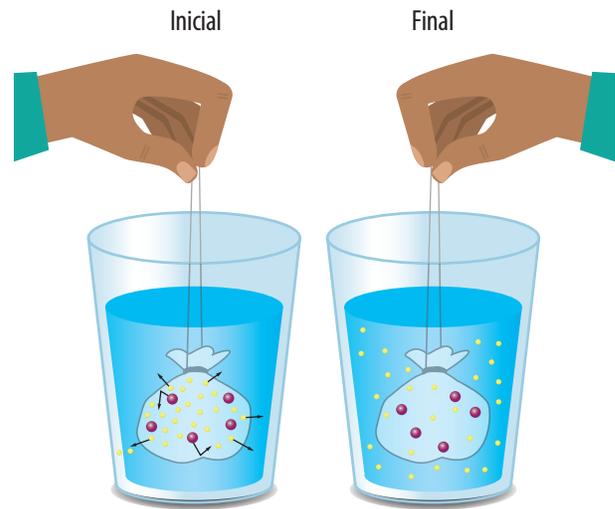
**El abuelo Cristancho no debe tomar mucha agua**

La hemodiálisis que le practican al abuelo Cristancho es un proceso muy similar a la ósmosis. La membrana semipermeable, también llamada membrana de diálisis, permite el paso de algunas moléculas dependiendo de su tamaño.

Para comprender cómo es el proceso de hemodiálisis suponga que usted tiene una bolsa que es semipermeable, esta va a ser la membrana de celulosa por donde pasa la sangre del paciente. La sangre transporta algunas sustancias como sal y proteínas. Usted coloca esta bolsa dentro de un recipiente con agua y después de unas horas observa que la sal sale de la bolsa, pero las proteínas se quedan dentro. Por otro lado, como hay una mayor concentración de soluto (proteínas) dentro de la bolsa, **el agua del exterior se filtrará por ósmosis dentro de la bolsa** hasta que la presión osmótica detenga el paso de agua.

**Fuente:**

Timberlake, K. C.(2013). *Química general, orgánica y biológica*. Madrid, España: Pearson Educación.



- Partículas pequeñas de la disolución, como sal
- Partículas de proteínas

**¿Por qué el abuelo Cristancho no debe tomar mucha agua? 17**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**17**  
**Pista:** Recuerde que durante la osmosis el agua siempre va al lugar donde hay mayor concentración de soluto.



Clase 10

Tema: Molalidad

Los dulces caseros de Juaco

Actividad 26

1 Lea el siguiente texto.

Lectura 17

Los dulces caseros de Juaco

Joaquín es un joven que decidió vender dulces caseros en su colegio con la receta que su abuela le enseñó. Joaquín o “Juaco,” como le dicen sus compañeros, colocó dos ollas en la estufa, una solo con agua y otra con agua y azúcar como indicaba la receta. Al cabo de un tiempo, Juaco notó que el agua que no tenía azúcar comenzaba a hervir y la que contenía azúcar aún no lo hacía. Esto le pareció muy extraño, pero recordó que en el colegio le habían enseñado que cuando un solvente contiene soluto, el punto de ebullición del solvente aumenta. Su profesor de química le dijo que esto es una propiedad coligativa de las soluciones que es conocida como **aumento del punto de ebullición**.



¿Cómo calcular el punto de ebullición del agua con azúcar?

Las propiedades coligativas de una solución dependen directamente de la cantidad de soluto que hay en esta. Para el caso de Juaco y su solución, la temperatura de ebullición del agua dependerá de la cantidad de azúcar que haya en ella. Para ayudarle a Juaco a hacer estos cálculos utilizaremos la siguiente ecuación:

$$\Delta T = K_b \cdot m$$

- $\Delta T$  es el cambio de temperatura y básicamente nos indica la cantidad de grados que va a aumentar la temperatura de ebullición de un solvente con soluto.
- $K_b$  es la constante molal de elevación del punto de ebullición, este nombre de constante nos indica que  $K_b$  tiene unos valores ya establecidos para los solventes.
- Finalmente, la ecuación tiene un término (**m**) que indica la concentración del soluto en molalidad. La **molalidad** es una unidad de concentración diferente a la molaridad. Es importante recordarlo para calcular la elevación del punto de ebullición.

Constantes molales de elevación del punto de ebullición y abatimiento del punto de congelación.

Disolvente	Punto de ebullición normal (°C)	$K_b$ (°C/m)	Punto de congelación normal (°C)	$K_f$ (°C/m)
Agua, H <sub>2</sub> O	100.0	0.51	0.0	1.86
Benceno, C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	80.1	2.53	5.5	5.12
Etanol, C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	78.4	1.22	-114.6	1.99
Tetracloruro de carbono, CCl <sub>4</sub>	76.8	5.0	-22.3	29.8
Cloroformo, CHCl <sub>3</sub>	61.2	3.63	-63.5	4.68

2 Juaco calcula el punto de ebullición del agua con azúcar.

Para preparar el dulce casero con la receta de su abuela, Juaco debe utilizar 18 g de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) y 150 g de agua ( $H_2O$ ). ¿Cómo se calcula el punto de ebullición del agua con azúcar?

**Multiplique el peso atómico de cada elemento por el número de átomos que hay del elemento**

La fórmula de la sacarosa es  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , esto quiere decir que esta molécula tiene 12 átomos de Carbono, 22 de Hidrógeno y 11 de Oxígeno. La cantidad de átomos de cada elemento se debe multiplicar por su peso atómico, el cual puede encontrar en la tabla periódica.

$$C = 12 * 12,011 \text{ g} = 144,132 \text{ g}$$

$$H = 22 * 1,008 \text{ g} = 22,176 \text{ g}$$

$$O = 11 * 15,999 \text{ g} = 175,989 \text{ g}$$

**Sume los pesos de los elementos**

Sume los pesos obtenidos de cada elemento.

$$\text{Peso atómico } C_{12}H_{22}O_{11} = 144,132 \text{ g} + 22,176 \text{ g} + 175,989 \text{ g}$$

$$\text{Peso atómico } C_{12}H_{22}O_{11} = 342,297 \text{ g}$$

Este resultado nos indica que una 1 mol de  $C_{12}H_{22}O_{11}$  es igual a 342,297 g de  $C_{12}H_{22}O_{11}$

**Calcule las moles del soluto**

Si Juaco tiene 18 g de sacarosa ¿a cuántas moles equivale? Para saberlo, Juaco debe convertir los gramos a moles usando el peso molecular que obtuvo en el paso anterior.

$$18 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} * \frac{1 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}}{342,297 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$= 0,052 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}$$

En este caso debe multiplicar 18g por 1 mol y su resultado dividirlo en 342,297 g. En esta operación los gramos se eliminan debido a que están en el numerador y el denominador, entonces su resultado será en moles.



**Obtenga los kilogramos de soluto**

Juaco también tiene 150 gramos de agua. Para hallar la molalidad es necesario convertir la cantidad de agua a kilogramos teniendo en cuenta que 1 kg contiene 1000 gramos.

$$150 \text{ g de } H_2O * \frac{1 \text{ kg de } H_2O}{1000 \text{ g de } H_2O} = 0,15 \text{ mol de } H_2O$$

Para esta operación se deben multiplicar 150 gramos de agua por 1 kilogramo de agua y su resultado dividirlo entre 1000 gramos de agua. Debido a que se tienen gramos en el numerador, esta unidad se elimina.

**Calcule la molalidad**

Una vez se tienen las moles de un soluto y los kilogramos de solvente se puede calcular la molalidad.

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

Entonces en este caso solamente debemos reemplazar

$$\text{molalidad} = \frac{0,052 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}}{0,15 \text{ kg de } H_2O} = 0,346 \frac{\text{mol de } C_{12}H_{22}O_{11}}{\text{kg de } H_2O}$$

En este caso el resultado se debe expresar en mol de soluto sobre kilogramos de solvente.

**Calcule el cambio de elevación de temperatura de ebullición**

Ahora Juaco puede calcular el cambio de temperatura del punto de ebullición.

$$\Delta T = K_b * m$$

$K_b$  del agua se obtiene de la tabla de **constante molal de elevación del punto de ebullición**, entonces

$$\Delta T = \frac{0,51 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{0,346 \text{ mol}}{\text{kg}} = 1,1 \text{ }^\circ\text{C}$$

Observe que mol y kg se cancelan, esto es debido a que ambas unidades se encuentran tanto en el numerador como en el denominador.

El resultado nos indica que, si se colocan 18 gramos de sacarosa en 150 gramos de agua, el punto de ebullición del agua aumentará 1,1 °C. Es decir, si el agua que Juaco normalmente calienta, hierve a 100 °C, y si tiene azúcar esta temperatura será de 101,1 °C.



**Clase 11**

**Tema: Ácidos y bases, teoría de Arrhenius**

**Actividad 28**

Lea el siguiente texto.

**Lectura 18**

**El fuerte dolor de María Paula**

María Paula es una estudiante de 11° de la Institución Educativa Corazón de María ubicada en Carmen de Atrato, Chocó. Cuando despertó, María Paula sintió un dolor en la parte superior del estómago. Aún así, decidió ir a estudiar, pero durante el descanso tuvo que ir a la enfermería ya que el dolor aumentó. La enfermera del Colegio le preguntó qué sentía, a lo que ella respondió: -Siento un fuerte ardor como una **acidez**-. Ante esta respuesta, la enfermera le dio una cucharada de un medicamento llamado **Leche de magnesia** y al cabo de un tiempo, María Paula se sintió mejor. Cuando llegó a su casa contó lo sucedido en el colegio y su abuelo que ha estado mucho tiempo en el campo le dijo: -La próxima vez que te suceda, debes comer papa cruda rallada con miel en ayunas y eso te ayudará para la acidez-.



María Paula quiso entender la razón por la cual sintió ese fuerte dolor y por qué una cucharada de un líquido blanco la alivió. Decidió entonces consultar a sus profesores de biología y química, quienes le dijeron: -Probablemente, tienes gastritis, es decir, una inflamación de la mucosa estomacal producida por una bacteria llamada *Helicobacter pylori* presente en el estómago, que se relaciona con los jugos gástricos. <sup>19</sup> Estos son muy **ácidos** y los produce el estómago para disolver algunos alimentos, la mucosa presente en el estómago soporta la acidez de estos jugos. Por otro lado, la leche de magnesia es una **base**, compuesta de hidróxido de aluminio e hidróxido de magnesio, lo cual equilibra la acidez presente en la irritación de la mucosa estomacal. María Paula quiso investigar esos dos conceptos utilizados por su profesor: ácido y base para entender mejor qué sucedió en su cuerpo.

**¿Qué es un ácido y qué es una base? ¿Cómo se diferencian?**

Los **ácidos** han estado siempre presentes en nuestras vidas, pues muchos se encuentran en la naturaleza, como el ácido fórmico en las hormigas, el ácido cítrico en una variedad de frutas, el ácido acético en el

**19**

La terminación **itis** significa **inflamación**. Con base en esto, ¿qué es...?

a) Otitis \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

b) Apendicitis \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

c) Sinusitis \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

d) Bronquitis \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

e) Conjuntivitis \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_



vinagre, el ácido tartárico en el vino, el ácido málico en frutas como la manzana, el ácido clorhídrico en nuestros estómagos y muchos más. Las **bases** o **álcalis** también han estado siempre presentes y desde la antigüedad se detectaron tres tipos: la potasa que resultaba de las cenizas de la madera, la cal resultante de quemar conchas (probablemente después de hacer fogatas en la playa) y el bicarbonato de sodio que resultaba de la evaporación de ciertas aguas. Los griegos y los egipcios distinguieron entre estas dos clases de sustancias y las clasificaron según sus percepciones sensoriales: los ácidos eran aquellos con sabor ácido, mientras que los álcalis eran aquellos con textura viscosa o jabonosa (el término **álcali** se empleó después y provenía del árabe *al-qaly* que significa “las cenizas”).

A principios del siglo XVI se comenzaron a descubrir más propiedades de estas sustancias de sabor ácido y de aquellas de textura jabonosa. Primero, los **alquimistas** notaron que los ácidos son capaces de disolver metales como la plata (conocimiento muy útil para separar aleaciones); las personas que trabajaban con colorantes para telas encontraron que los ácidos cambian algunos tintes a colores rojos intensos, mientras que las bases los cambian a colores azules. Finalmente, en 1658, el farmacéutico Johann Rudolph Glauber encontró que los ácidos y las bases reaccionan entre ellos generando **efervescencia** y produciendo una nueva sustancia llamada sal.



Johann Rudolph Glauber

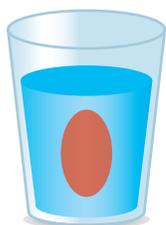


Svante Arrhenius

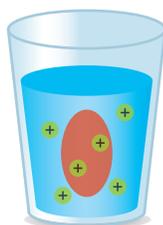
Todas las sustancias presentan características que permiten diferenciarlas unas de las otras y clasificarlas en ácidos o en bases. En 1880, el químico **Svante Arrhenius** estudió por mucho tiempo las propiedades eléctricas de las sustancias cuando están en agua y desarrolló una teoría junto con pruebas experimentales, lo cual le permitió definir:

- **Ácidos:** se caracterizan por ser agrios. Un ejemplo muy común es el limón ya que contiene ácido cítrico, y por ello su sabor. Otra propiedad es que reaccionan con metales. Arrhenius demostró esto colocando una sustancia (zumo de limón) en solución acuosa (agua). Observó que los ácidos liberan iones de hidrógeno  $H^+$  conocidos como **protones**. Esta observación la hizo gracias a un experimento en donde utilizó un circuito eléctrico compuesto por metales, cables y una bombilla. Al poner los metales dentro de la solución, la bombilla se encendió, comprobando que el limón era capaz de completar el circuito eléctrico para que el bombillo se encendiera. Al observar esto, Arrhenius consideró que el circuito se completaba porque el ácido cítrico del limón liberaba protones  $H^+$  dentro del agua, lo cual permitía que se conectarán los metales y se encendiera la bombilla.

Para Arrhenius, los ácidos son los que liberan iones de hidrógeno (protones) en una solución.



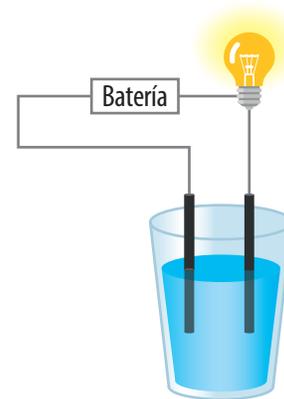
Un componente en solución acuosa



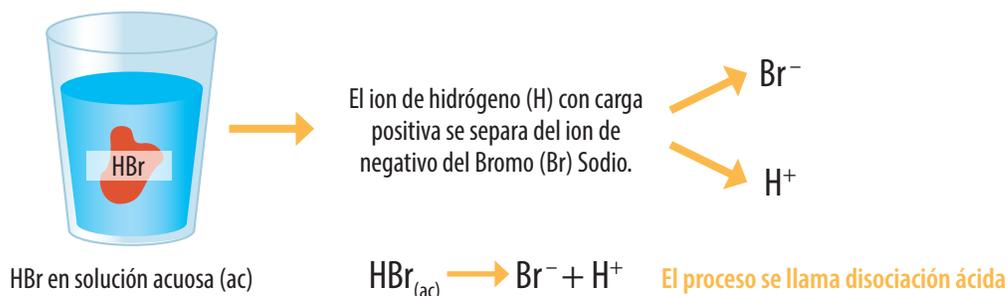
Liberan iones de hidrógenos llamados protones  $[+]$



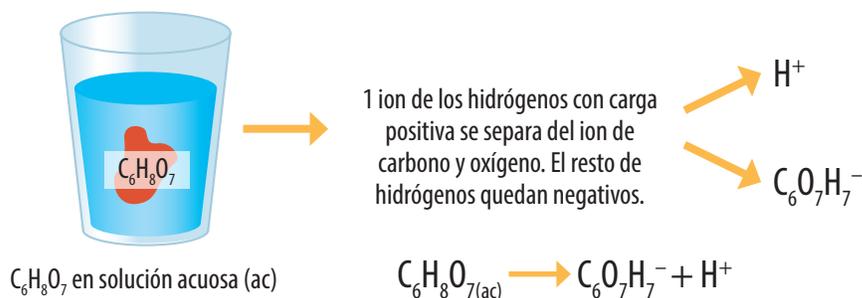
Estos compuestos electricamente se denominaron ácidos de Arrhenius



¿Cómo es la estructura de un ácido de Arrhenius? El ácido bromhídrico con fórmula HBr es utilizado en la industria química en la producción de otras sustancias como sustancias farmacéuticas; éste es corrosivo y al tener contacto con la piel la quema inmediatamente. Al estar en una solución acuosa (ac) tiene un proceso de disociación que ocurre así.



El ácido cítrico con fórmula  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$  está presente en los seres vivos, pero es más concentrado en las denominadas frutas cítricas, es decir la naranja, el limón, la mandarina, etc. El proceso de disociación del ácido cítrico es:



- **Bases:** Algunas de las características físicas son el sabor amargo y la textura resbaladiza, como por ejemplo, el jabón. Otra propiedad es que reacciona con sustancias ácidas para formar agua.

Arrhenius colocó una sustancia que tuviera las características físicas de una base en solución acuosa (agua). Observó que la sustancia libera iones de hidróxido  $\text{OH}^-$  conocidos como **electrones**. Llegó a esta conclusión por medio de un experimento en donde utilizó un circuito eléctrico compuesto por metales, cables y una bombilla. Al introducir los metales dentro de la solución, la bombilla se encendió, comprobando que la sustancia completaba el circuito eléctrico. Al observar esto, Arrhenius consideró que el circuito se completaba porque la sustancia denominada **base** liberaba hidróxidos  $\text{OH}^-$  dentro del agua, lo cual permitía que se conectaran los metales, por los cuales fluía corriente eléctrica y se encendía la bombilla.

**Para Arrhenius, la base es una sustancia que se disuelve en una solución acuosa (ac), aumentando la concentración de iones de Hidróxido ( $\text{OH}^-$ ) en la solución.**





21

**¿En qué consiste la escala de pH?**

El **pH** es una medida de la acidez o basicidad de una solución, basándose en la concentración de iones de hidrógeno (H<sup>+</sup>). La escala va desde 0 (solución ácida con alta concentración de H<sup>+</sup>) hasta 14 (solución muy básica, con una baja concentración de H<sup>+</sup>). El pH del ácido sulfúrico, usado en baterías, por ejemplo, es cercano al 0, mientras que el del hidróxido de sodio (o sosa cáustica) es casi de 14. Una solución neutra tiene un pH de 7, y el agua de mar pura tiene un pH de entre 8 y 8.3. Un cambio de 1 unidad significa que la concentración de iones de hidrógeno aumenta diez veces, y por lo tanto también la acidez. Por ejemplo, un pH de 5 es diez veces más ácido que un pH 6 y 100 veces más ácido que un pH 7.

Concentración de iones de hidrógeno en comparación con agua destilada (pH)		Ejemplos de soluciones y su pH correspondiente
10.000.000	0	Ácido sulfúrico
1.000.000	1	Ácido clorhídrico
100.000	2	Zumo de limón, vinagre
10.000	3	Zumo de naranja, soda
1.000	4	Zumo de tomate
100	5	Café negro, lluvia ácida
10	6	Orina, saliva
1	7	Agua "pura"
1/10	8	Agua de mar
1/100	9	Bicarbonato de sodio, pasta de dientes
1/1.000	10	Sales de magnesio
1/10.000	11	Amoniaco
1/100.000	12	Agua jabonosa
1/1.000.000	13	Lejía, productos para la limpieza del horno
1/10.000.000	14	Sosa cáustica

El uso de combustibles fósiles -como carbón, petróleo y gas natural- libera dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) en el aire; 30% de ese dióxido de carbono -más de 9 mil millones de toneladas al año- es absorbido por los océanos. El CO<sub>2</sub> **cambia la química de los océanos** con consecuencias potencialmente devastadoras, tanto para la vida marina como para la gente que depende de la pesca mundial como fuente vital de proteína y sustento económico.

Cuando el CO<sub>2</sub> se mezcla con el agua del mar desciende el nivel del pH del agua, haciéndola más ácida. La acidez erosiona conchas, esqueletos y elimina ingredientes del agua que requieren de otros seres vivos para su desarrollo. Sobre este fenómeno, conocido como **acidificación del océano**, los biólogos marinos afirman que: "el CO<sub>2</sub> ayuda a introducir un gran desorden en los mares y amenaza con alterar la vida marina a gran escala".

La cantidad de CO<sub>2</sub> que está en la atmósfera y que los mares absorben, ha aumentado a causa de la actividad humana. Esta cantidad que los mares absorben de manera natural está descompensando el equilibrio provocando que el pH del agua baje, es decir se acidifique. El valor del pH es de 8,2 con una variación de 0,3 unidades entre los océanos.

La reacción es así: si el sistema absorbe más CO<sub>2</sub>, se produce al otro lado de la reacción más ión hidrógeno (H<sup>+</sup>). Este a su vez reacciona con el ión carbonato (CO<sub>3</sub>)<sup>2-</sup>, que proviene del carbonato de calcio (CaCO<sub>3</sub>) de las conchas de muchos animales. Esta reacción produce una desequilibrio en la calcificación de dichas conchas; el ión de hidrógeno impide que los mariscos lo utilicen para construir sus conchas.

Desde el inicio de la **Revolución Industrial**<sup>9</sup>, alrededor de ciento cuarenta y dos mil millones de toneladas (esencialmente producidas por el género humano) se han disuelto en el océano, lo cual ha creado ácido carbónico, que tiende a reducir el pH del océano, haciéndolo más ácido. **21**

En 1751, el pH estimado de la superficie del océano era 8,25; en 2004, fue de 8,14 (un descenso de 0,1 unidades, lo que representa un aumento del 30 % en la acidez), y se estima que al final de este siglo será 7,85 (una caída de otras 0,3 unidades, esto es, un aumento de la acidez de casi 100 %).

Como consecuencia de ello, la integridad del sistema entero depende en gran medida de especies clave, incluyendo los pterópodos (también conocidos como mariposas del mar) y los equinodermos (conocidos generalmente como estrellas de mar).

<sup>9</sup> La **Revolución Industrial** marcó el inicio del uso del carbón y la máquina de vapor, por tanto el inicio de emisiones de gases y calor a la atmósfera.

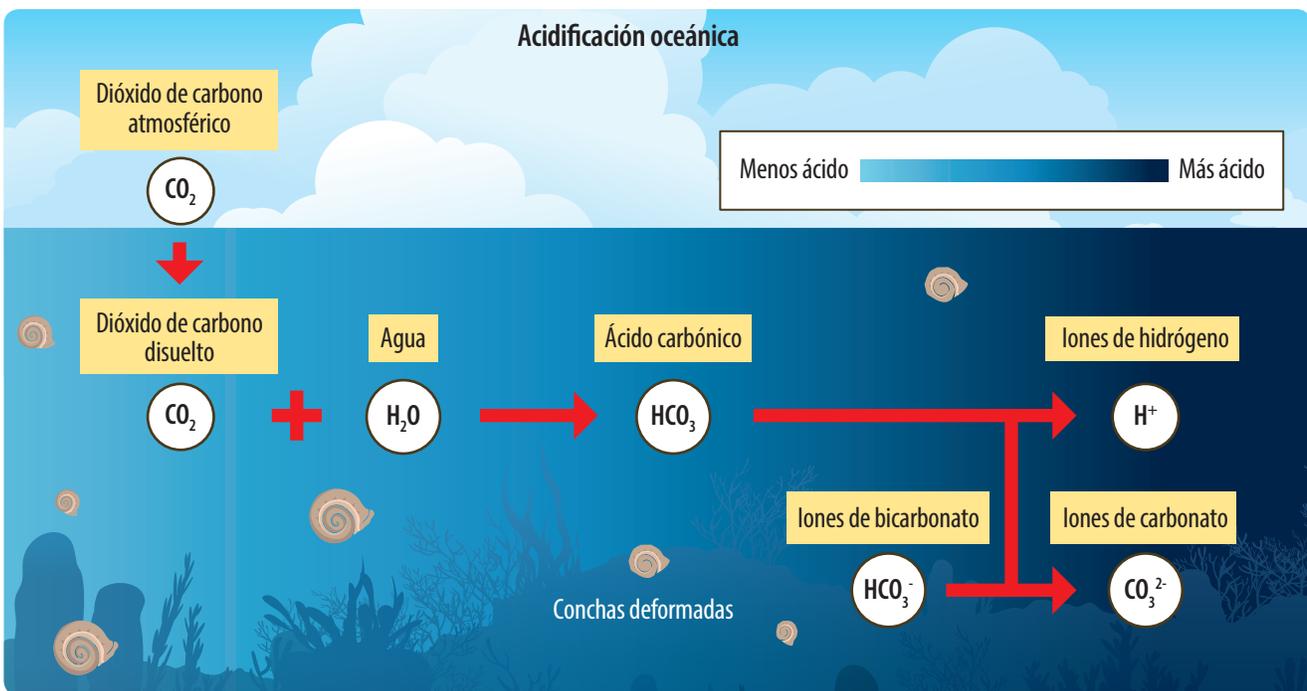


A partir de esta problemática cabe preguntarse ¿por qué se deshacen las conchas de los moluscos?  
 Resolver esta pregunta, nos permitirá comprender con claridad el problema que actualmente enfrentamos con el cambio climático y una de sus más graves consecuencias: **la acidificación de los océanos**.

**Actividad 32**

De acuerdo a la información anterior y la pregunta planteadas al final de la lectura escriba una posible hipótesis para cada una, en donde responda desde su conocimiento previo, a dichas preguntas.

Para ayudar en la construcción de sus hipótesis, observe la siguiente imagen y tome en cuenta las imágenes que se encuentran en la lectura anterior.



Hipótesis:

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**Clase 12** Esta clase tiene video

## Tema: Ácidos y bases de Brönsted-Lowry

### Actividad 33

#### El experimento: Disolución de conchas asociado a la acidificación

##### 1 Introducción al experimento

La **acidificación de los océanos** es el término que se utiliza para referirse a la disminución en el pH y en la disponibilidad de carbonatos en los océanos del mundo. Esto es resultado del incremento en los niveles de dióxido de carbono liberados hacia la atmósfera debido a la quema de combustibles fósiles. La disminución en el valor de pH o acidificación se debe a la disolución del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) en el agua formando ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), que a su vez puede reaccionar con agua para formar iones hidronio ( $\text{H}^+$ ) e iones bicarbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ). Los iones hidronio así generados, reaccionan con los iones carbonato presentes en disolución para formar más iones bicarbonato y desplazar el equilibrio de solubilidad del carbonato de calcio, solubilizándolo. Los animales marinos como los moluscos y los corales tienen conchas y corazas hechas de carbonato de calcio. Una disminución en el valor de pH aumenta la solubilidad del carbonato de calcio, degradando las conchas y corales.

En este experimento utilizaremos un ácido más fuerte que el ácido carbónico generado por el  $\text{CO}_2$  para simular lo que sucede al acidificar las aguas del océano. Haciendo esto podremos observar la degradación de conchas en una escala de tiempo mucho menor. Normalmente, este proceso tomaría mucho tiempo, pero empleando un ácido más fuerte podremos observarlo sólo en días.

##### 2 Procedimiento.

- Diluya una parte de vinagre con una parte de agua pura en uno de los vasos de precipitado para generar alrededor de 500 mL de solución ácida.
- En el otro vaso agregue agua.
- Coloque una concha de cada tipo en cada uno de los vasos de precipitado.
- Revise los vasos cada día hasta que las conchas en la mezcla ácida estén visiblemente degradadas (esto puede tomar algunos días). Anote cualquier observación que note al comparar ambos sistemas.
- Saque las conchas de ambas soluciones y enjuague aquellas que estaban en ácido.
- Anote cómo lucen tanto la concha que estuvo en la solución ácida (vinagre) como la concha que estuvo en agua.
- Compare la resistencia de las conchas colocando sobre ellas una cantidad de libros de un mismo peso, y observe cuál de las dos conchas resiste el peso por más tiempo.



**3 Preguntas de análisis**

a) ¿Habrá una diferencia entre las conchas que estuvieron disueltas en ácido y las que estuvieron en agua? ¿Cuál? ¿Por qué?

---

---

---

---

---

b) ¿Cuál concha aguantará más tiempo los libros encima? ¿Por qué?

---

---

---

---

---

**4 ¿Cómo se relaciona esto con el efecto del exceso de CO<sub>2</sub> en los océanos?**

---

---

---

---

---

---

