



**ÁREA:**  
**QUÍMICA**

**QUÍMICA**  
**5to de Secundaria**



**5<sup>to.</sup>**

**AÑO DE ESCOLARIDAD**  
**CAMPO: VIDA TIERRA Y TERRITORIO**



ESTADO PLURINACIONAL DE  
**BOLIVIA** MINISTERIO  
DE EDUCACIÓN

© De la presente edición

Texto de aprendizaje  
5to. Año de Educación Secundaria Comunitaria Productiva

Texto oficial 2024

Edgar Pary Chambi

**Ministro de Educación**

Manuel Eudal Tejerina del Castillo

**Viceministro de Educación Regular**

Delia Yucra Rodas

**Directora General de Educación Secundaria**

#### **DIRECCIÓN EDITORIAL**

Olga Marlene Tapia Gutiérrez

**Directora General de Educación Primaria**

Delia Yucra Rodas

**Directora General de Educación Secundaria**

Waldo Luis Marca Barrientos

**Coordinador del Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional**

#### **COORDINACIÓN GENERAL**

Equipo Técnico de la Dirección General de Educación Secundaria

Equipo Técnico del Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

#### **REDACTORES**

Equipo de maestras y maestros de Educación Secundaria

#### **REVISIÓN TÉCNICA**

Unidad de Educación Género Generacional

Unidad de Políticas de Intraculturalidades Interculturalidades y Plurilingüismo

Escuelas Superiores de Formación de Maestras y Maestros

Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

#### **ILUSTRACIÓN:**

Gloria Velazco Gomez

#### **DIAGRAMACIÓN:**

Javier Angel Pereyra Morale

#### **Depósito legal:**

4-1-22-2024 P.O.

#### **Cómo citar este documento:**

Ministerio de Educación (2024). Subsistema de Educación Regular. Educación Secundaria Comunitaria Productiva. "Texto de Aprendizaje". 5to. Año. La Paz, Bolivia.

Av. Arce, Nro. 2147 [www.minedu.gob.bo](http://www.minedu.gob.bo)

**LA VENTA DE ESTE DOCUMENTO ESTÁ PROHIBIDA**

# ÍNDICE

Presentación.....	5
-------------------	---

## QUÍMICA

### Primer trimestre

Estequiometría: leyes gravimétricas .....	334
El estado gaseoso. Leyes volumétricas en la Madre Tierra .....	342

### Segundo trimestre

Soluciones de uso cotidiano.....	352
Unidades de concentración física .....	356
Unidades de concentración química .....	359
Solubilidad.....	363
Propiedades de las soluciones .....	368

### Tercer trimestre

Propiedades coligativas de las soluciones en la comunidad (I).....	370
Propiedades coligativas de las soluciones en la comunidad (II).....	374
Cinética química y equilibrio químico en los procesos productivos .....	378
Equilibrio ácido y base en los procesos productivos .....	382



## PRESENTACIÓN

Una nueva gestión educativa comienza, reafirmando el compromiso que tenemos con el Estado. Con el inicio de una nueva gestión educativa, reiteramos nuestro compromiso con el Estado Plurinacional de Bolivia de brindar una educación de excelencia para todas y todos los bolivianos a través de los diferentes niveles y ámbitos del Sistema Educativo Plurinacional (SEP). Creemos firmemente que la educación es la herramienta más eficaz para construir una sociedad más justa, equitativa y próspera.

En este contexto, el Ministerio de Educación ofrece a estudiantes, maestras y maestros, una nueva edición revisada y actualizada de los TEXTOS DE APRENDIZAJE para los niveles de Educación Inicial en Familia Comunitaria, Educación Primaria Comunitaria Vocacional y Educación Secundaria Comunitaria Productiva. Estos textos presentan contenidos y actividades organizados secuencialmente, de acuerdo con los Planes y Programas establecidos para cada nivel educativo. Las actividades propuestas emergen de las experiencias concretas de docentes que han desarrollado su labor pedagógica en el aula.

Por otro lado, el contenido de estos textos debe considerarse como un elemento dinamizador del aprendizaje, que siempre puede ampliarse, profundizarse y contextualizarse desde la experiencia y la realidad de cada contexto cultural, social y educativo. De la misma manera, tanto el contenido como las actividades propuestas deben entenderse como medios canalizadores del diálogo y la reflexión de los aprendizajes con el fin de desarrollar y fortalecer la conciencia crítica para saber por qué y para qué aprendemos. Así también, ambos elementos abordan problemáticas sociales actuales que propician el fortalecimiento de valores que forjan una personalidad estable, con autoestima y empatía, tan importantes en estos tiempos.

Por lo tanto, los textos de aprendizaje contienen diversas actividades organizadas en áreas que abarcan cuatro campos de saberes y conocimientos curriculares que orientan implícitamente la organización de contenidos y actividades: Vida-Tierra-Territorio, Ciencia-Tecnología y Producción, Comunidad y Sociedad, y Cosmos y Pensamientos.

En consecuencia, el Ministerio de Educación proporciona estos materiales para que docentes y estudiantes los utilicen en sus diversas experiencias educativas. Recordemos que el principio del conocimiento surge de nuestra voluntad de aprender y explorar nuevos aprendizajes para reflexionar sobre ellos en beneficio de nuestra vida cotidiana.

Edgar Pary Chambi

**MINISTRO DE EDUCACIÓN**



## ESTEQUIOMETRÍA: LEYES GRAVIMÉTRICAS

### PRÁCTICA

#### Lámpara de Lava

REACTIVOS	MATERIALES
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Alka-seltzer o una pastilla efervescente</li> <li>- Aceite</li> <li>- Agua</li> <li>- Colorante</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Envases de plástico con tapa.</li> </ul>

#### Procedimiento

Primero, vaciar el aceite en la botella o envase de plástico hasta llenar la tercera parte de su capacidad. Luego, echar un poco de agua de tal forma que quede un poco de espacio libre en la parte superior de la botella o envase. Posteriormente, añadir el colorante (el color de su preferencia), gota a gota. Observamos cómo el color se va incorporando al líquido dentro de la botella y, finalmente, agregamos la pastilla efervescente.

**Nota:** Se debe esperar a que deje de burbujear y luego tapar herméticamente la botella.

#### Botellas luminosas...



Fuente: <https://actividadesinfantil.com/archives/21>

#### Actividad

Por medio de una lluvia de ideas respondamos las siguientes preguntas:

1. ¿Qué podemos comprobar con este experimento?
2. ¿Qué pasó cuando agregamos la pastilla efervescente?

### TEORÍA



*Antoine-Laurent de Lavoisier, nació en 1743 en París, biólogo, economista y, sobre todo, químico de origen francés, considerado el padre de la química moderna junto a su esposa Marie-Anne Pierrette Paulze.*

*Referentes en la Revolución Científica en la Europa del siglo XVIII, ambos contribuyeron en la comprensión de la bioquímica animal y vegetal, así como con el análisis del aire y otras teorías de importancia.*

*Hizo experimentos que contribuyeron a proponer la ley de conservación de la masa (Ley Lomonósov-Lavoisier), fue miembro de la Academia de Ciencias de Francia y fundador de la estequiometría. Considerado uno de los grandes genios de su época, fue víctima de la guillotina de la revolución francesa.*

Fuente: <https://humanidades.com/antoine-lavoisier/>

#### 1. Ley de la conservación de la materia (Lavoisier)

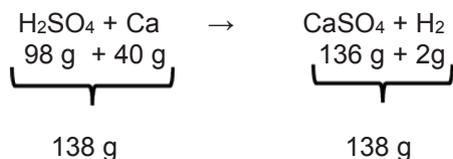
Fue planteado por el químico francés Antoine Lavoisier en 1789.

Esta ley nos hace mención que “la materia no se crea, ni se destruye, sino que, sólo se transforma o se modifica”

Es conocido también como ley de conservación de la masa o simplemente como ley de Lavoisier en honor al científico.

Esta ley concluye que la masa antes de una reacción química es igual a la masa después de la reacción. En toda reacción química se verifica la ley de Lavoisier.

#### Ejemplo:

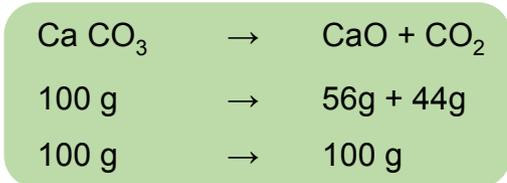


En el ejemplo anterior se puede observar que al sumar los pesos o las masas atómicas de los REACTIVOS es igual a la suma de los pesos o masas de los PRODUCTOS.

**MASA DE REACTANTES = MASA DE LOS PRODUCTOS**

En base a estos y otros experimentos la ley de la conservación de la materia y de la energía actualmente se sintetiza en una sola, que afirma: “En toda reacción química, la suma de las masas de la materia y la masa de la energía que interviene en la misma, es una cantidad constante”

**Ejemplo:**



Es decir; 100 gr de CaCO<sub>3</sub> (Carbonato de calcio) es el resultado de la unión de 56 g de Ca O (Óxido de calcio) y 44 g de CO<sub>2</sub> (Dióxido de carbono)

Comprobar la ley de la conservación de la materia, resolviendo los siguientes ejercicios:

- |  |  |
|--|--|
| a) C + O → CO <sub>2</sub>   | c) Ni + O <sub>2</sub> → Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>      |
| b) Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O → Al(OH) <sub>3</sub> | d) PbO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O → Pb(OH) <sub>4</sub> |

**Ejercicio resuelto de la conservación de la materia y energía:**

1. Calcular la equivalencia en gramos de 7,2 x 10<sup>12</sup> joules de energía.

**Datos**

m = ?

E = 7,2x10<sup>12</sup> x10<sup>7</sup> gxcm<sup>2</sup>/s<sup>2</sup>

C = 3x10<sup>10</sup> cm/s

$$m = \frac{7,2x10^{12} x 10^7 gxcm^2/s^2}{(3x10^{10} cm/s)^2} = \frac{7,2x10^{19} g}{9x10^{20}}$$

$$m = 0,8x10^{-1} g = \mathbf{0,08 g}$$

**Ejercicio propuestos:**

- Hallar la masa que ha producido 2,7x10<sup>14</sup> J de energía.
- ¿Cuántas kilocalorías se desprenden cuando 0,2g se transforman totalmente en energía?
- ¿En cuánta energía puede transformarse 3g de masa?

**Ley de la conservación de la materia y la energía**

En 1905, Albert Einstein estableció que la energía es materia altamente dispersada y la materia es energía altamente concentrada. Es decir, la materia puede convertirse en energía y la energía en materia.

La materia y la energía en el universo pueden transformarse mutuamente, pero la suma total de ambos permanece constante, es decir; no puede aumentar ni disminuir.

La relación cuantitativa entre la masa y la energía dada por Einstein es: **E = m.C<sup>2</sup>**

**E** = Cantidad de energía (ergios = gxcm<sup>2</sup>/s<sup>2</sup>)

**m** = Cantidad de materia (g)

**C** = Velocidad de la Luz (3x10<sup>10</sup> cm/s)

**Ejemplos**

a) A partir de 4 g de masa ¿Qué cantidad de energía obtendríamos en la transformación?

**Datos:**

E = ?

m = 4g

C = (3x10<sup>10</sup> cm/s)<sup>2</sup>

**Resolución:**

E=4g X (3x10<sup>10</sup> cm/s)<sup>2</sup>

E=36 x 10<sup>20</sup> ergios

Actividad

**Comprobamos la ley de la conservación de la materia resolviendo los siguientes ejercicios propuestos:**



d) A partir de 2g de masa ¿Qué cantidad de energía obtendremos en la transformación?

e) Calcular la energía liberada por desintegración total de 1 g de masa de una sustancia.

**2. Pureza de los reactivos**

En laboratorio, los reactivos que se utilizan no son puros, contienen un alto nivel de impurezas; según el grado de impurezas que contiene los reactivos se puede decir:

- Las sustancias puras que participan en la reacción son menores que la cantidad de sustancias impuras
- Cuando se utiliza una reacción, para medir la cantidad de impurezas de una sustancia, se puede comprobar que las impurezas son mayores que las calculadas teóricamente.
- Si se determina la cantidad de materia pura necesaria para una determinada reacción, que contiene impurezas, se debe aumentar de acuerdo a las impurezas presentes.

**Dato curioso...**

Químicamente sólo reaccionan las sustancias puras, las sustancias impuras no reaccionan.

**Sustancias Puras**

**-Elementos**



**-Compuestos**



### Pureza de los reactivos

La mayor parte de las sustancias que se utilizan en el laboratorio no son puras, es decir, no tienen una pureza del 100%. Estas impurezas deben ser tenidas en cuenta. Generalmente en las etiquetas de los envases que contienen alguna sustancia se indica el grado de pureza como un porcentaje.

Cuando planteas un cálculo estequiométrico y alguno de los reactivos no posea un 100% de pureza, debes calcular la masa del reactivo puro antes de realizar los cálculos. Recuerda que las impurezas no reaccionan.



### Estequiometría

Estequiometría es el procedimiento en el que se calcula la relación cuantitativa de los reactivos y los productos al producirse una reacción química.

### a. Fórmula para determinar la pureza de una sustancia:

$$\% \text{pureza} = \frac{\text{Cantidad de sustancia pura}}{\text{Total de sustancia}} \times 100$$

### b. Pasos para calcular la pureza de una sustancia:

- Se anota la ecuación correctamente igualada. Se determinan las masas atómicas de las sustancias.
- Se calcula la masa pura que forma parte de la reacción, tomando en cuenta los datos del problema.
- Se calcula la masa pura obtenida, multiplicando el dato obtenido por la masa atómica del reactivo y se divide por la masa atómica del producto.

### Ejemplo

1. Al mezclar SO<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub> en presencia de luz solar y un poco de alcanfor se obtiene SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>. Calcular cuántos gramos de SO<sub>2</sub> del 90% de pureza se necesitan para preparar 100 gramos de SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> del 80% de pureza.



Se pide los gramos de SO<sub>2</sub> del 90% de pureza, es decir, no es puro y debe pesar más, entonces se tiene: 100 gramos de SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> del 80% de pureza, entonces,

$$100 \text{ g SO}_2\text{Cl}_2 \times \frac{80}{100} = 80 \text{ g SO}_2\text{Cl}_2$$

$$80 \text{ g SO}_2 \text{ Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol SO}_2\text{Cl}_2}{135 \text{ g SO}_2\text{Cl}_2} = 0.59 \text{ moles de SO}_2\text{Cl}_2$$

$$0.59 \text{ moles SO}_2\text{Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol g SO}_2\text{Cl}_2} = 0.59 \text{ moles SO}_2$$

$$\text{Gramos de SO}_2 \text{ puro: } \text{SO}_2 = 0.59 \text{ moles } \text{SO}_2 \times \frac{64 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 37.76 \text{ g SO}_2\text{Cl}_2$$

$$37,76 \text{ g SO}_2 \times \frac{100 \text{ g SO}_2}{90 \text{ g SO}_2 \text{ puros}} = 41,95 \text{ g de SO}_2\text{Cl}_2 \text{ del 90\% de pureza}$$

**Resp.** Los gramos de impurezas son: (41.95-37.76) = 4.19 gramos (que sería el 10%)

2. ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se necesitarán para producir 60 g de hidróxido del magnesio de 85% de pureza?



Primero determinamos la cantidad de sustancia pura

$$60\text{g Mg(OH)}_2 \times \frac{85}{100} = 51\text{g Mg(OH)}_2$$

Luego determinamos, con ayuda de la reacción química, la cantidad de MgO:

$$51\text{g Mg(OH)}_2 \times \frac{40\text{g MgO}}{58\text{g Mg(OH)}_2} = 35,1\text{g MgO}$$

**Resp.** La cantidad de gramos de Óxido de Magnesio que se necesita es de 35.1 gramos.

### Resolvamos los siguientes ejercicios:

1. ¿Cuántos gramos de telurio se necesita, para producir 93g anhídrido telurico de 55% de pureza?
2. ¿Cuántos g de óxido de magnesio se obtienen cuando se hacen reaccionar 150 g de magnesio del 80% de pureza en presencia de oxígeno?
3. ¿Cuántos g de óxido de Zinc se obtienen cuando se hacen reacciona 50 g de Zinc del 75% de pureza en presencia de oxígeno?
4. ¿Cuántos gramos de Azufre se necesita, para producir 50g anhídrido Sulfúrico de 55% de pureza?

### 3. Rendimiento de la reacción

En una reacción química se obtiene una cantidad de producto menor que la cantidad teórica, para esto influyen muchos aspectos, como son:

Reacciones iguales que conducen a resultados no deseados

Un producto entra en la reacción y es consumido.

Existen tres tipos de rendimiento:

**b) Rendimiento real.** Es la cantidad de producto obtenido en una reacción química llevada a cabo en un laboratorio

**a) Rendimiento teórico.** Es la mayor cantidad de productos que se obtiene en la ecuación química y en las cantidades molares.

**c) Rendimiento porcentual.** Nos indica la relación entre el rendimiento absoluto y el rendimiento teórico.

Fórmula para determinar el rendimiento de una sustancia

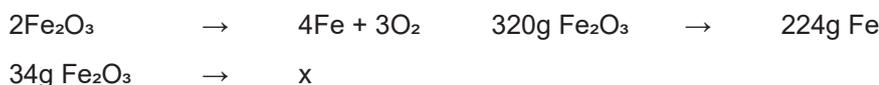
$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórico}} \times 100 \quad \% R = \frac{\text{Rendimiento experimental}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

Pasos para calcular el rendimiento de una sustancia

- Se anota la ecuación, correctamente igualada.
- Se calcula la masa atómica que forma parte de la reacción.
- Se calcula el rendimiento teórico de los compuestos, tomando en cuenta los datos del problema.

#### Ejemplo

1. Se oxidan 34g de óxido férrico y se obtiene 22,43g de hierro ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

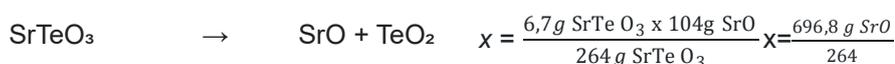


De acuerdo a la ecuación 320g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:  $x = 34\text{g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{224\text{g Fe}}{320\text{g Fe}_2\text{O}_3}$

$$x = \frac{7616\text{g Fe}}{320} \quad \mathbf{x=23,8\text{g Fe producción teórica de Fe}}$$

El porcentaje de rendimiento es:  $\% = \frac{22,43\text{g Fe}}{23,8\text{g Fe}} \times 100\% \quad \mathbf{\%=94,24}$

2. Se calienta 6,7g de telurato de estroncio ¿cuántos g de óxido de estroncio se obtiene, si el rendimiento de la reacción fue 92%?



$$x = \frac{6,7\text{g SrTeO}_3 \times 104\text{g SrO}}{264\text{g SrTeO}_3} \quad \mathbf{x = \frac{696,8\text{g SrO}}{264}}$$

$$\mathbf{x=2,6\text{gSrO (Producción teórico)}}$$

El rendimiento fue de 92%, tomamos en cuenta este valor para conocer el producto.

**Despejando: Producción real = Producción teórica x  $\frac{\% \text{ de rendimiento}}{100\%}$**

Remplazando en la fórmula: Producción real = 2,6g SrO x  $\frac{92\%}{100\%}$

$$\text{Producción real} = \frac{241,9\text{g SrO}}{100} \quad \mathbf{\text{Producción real} = 2,4\text{g SrO}}$$

#### Contaminación de suelos por fertilizantes



Para evitar contaminar con fertilizantes demasiado agresivos los terrenos de cultivo, debemos fomentar el cuidado adecuado de los terrenos, pues los alimentos enriquecidos artificialmente son peligrosos para nuestro organismo, ya que contienen minerales que no son procesados naturalmente por la planta y además muchos de estos minerales quedan libres en el suelo y afectan la productividad del mismo, como también a la flora y fauna natural del lugar.

#### La Hematita o Acerina



Es un mineral que contiene óxido férrico, y se constituye en una importante fuente de hierro, porque en estado puro puede contener hasta un 65 % del metal.

#### La celestina



La celestina es un mineral de estroncio que contiene cantidades suficientes de este elemento.

### Problemas resueltos

a. ¿Cuál es la proporción de peso fija y constante con qué se combinan la plata y el oxígeno para formar el óxido de plata?

b. ¿Cuál es la composición porcentual fija?

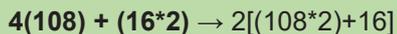
Solución: Para resolver el problema seguimos los pasos:

– Escribimos la ecuación y la balanceamos.



– Calculamos los pesos moleculares de los reactivos y los productos.

– Simplificando encontramos la proporción constante en números enteros.



a) En la sustancia de óxido de plata ( $\text{Ag}_2\text{O}$ ) La proporción constante (K) de pesos en números enteros de oxígeno a Plata es siempre:

$$K = \frac{\text{masa de Plata}}{\text{masa de Oxígeno}} = \frac{27\text{g}}{2\text{g}}$$

Es decir de 2 a 27 (2 : 27)

b) La ecuación ajustada nos indica que 29 g representa el 100%, por factores de conversión calculamos los porcentajes de plata y oxígeno.

**Porcentaje de Plata:**

$$\% \text{Ag} = \frac{27\text{g}}{29\text{g}} 100\% = 93,1\%$$

**Porcentaje de Oxígeno:**

$$\% \text{O} = \frac{2\text{g}}{29\text{g}} 100\% = 6,9\%$$

### 3. Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust

A esta ley también se le conoce como Ley de las proporciones constantes. Esta ley nos permite realizar cálculos estequiométricos, determinar los porcentajes en peso de los elementos que constituyen un compuesto, a la vez permite identificar la fórmula del compuesto, en base a su peso atómico.

La ley de Proust declara que “cuando dos o más sustancias químicas se combinan para formar un producto, lo hacen siempre en una proporción constante de masa, independientemente del origen o de la forma de preparación del compuesto”

#### Ejemplo:

1. Se hace reaccionar H, S y O para formar ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) ¿Qué masa de H y O se necesita para combinarse con 80g de S?

**Datos:** 80g de ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )      g de H = ?      g de O = ?

Peso atómico: H =  $1 \times 2 = 2$       O =  $16 \times 4 = 64$       S =  $32 \times 1 = 32$

(Completar ejemplos)

### 4. Reactivo limitante y reactivo en exceso (RI) y (RE)

#### a. Reactivo limitante

En una reacción química se le llama REACTIVO LIMITANTE al reactivo que limita la reacción, valga la redundancia. Esto implica que la reacción se da hasta el punto en que dicho reactivo es consumido totalmente. Es el reactivo que cuando ha reaccionado totalmente, finaliza la reacción, por tanto, determina la cantidad de producto formado.

#### b. Reactivo sobrante o en exceso

Se llama REACTIVO SOBRANTE a aquel reactivo que se encuentra en exceso. Cuando el reactivo limitante es consumido totalmente, todavía hay presente reactivo sobrante, ya que este se encuentra en excedente.

#### Pasos para encontrar el reactivo limitante y excedente

Escribimos la ecuación correctamente balanceada y anotamos la masa atómica de los reactivos.

**Paso 1.** El reactivo limitante se lo reconoce: dividiendo la masa que indica el problema entre las masas atómicas correspondientes.

**Paso 2.** Con la masa atómica y los datos del problema, planteamos una regla de tres simple y luego resolvemos.

#### Ejemplo:

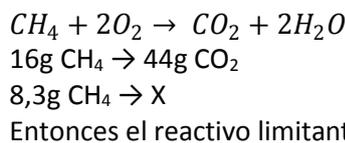
¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se puede obtener, a partir de 8,3g de metano y 46 gramos de oxígeno?

**Paso 1:**

$$\text{CH}_4 = \frac{8,3\text{g}}{16\text{g}} = 0,52\text{g}$$

$$\text{CO}_2 = \frac{46\text{g}}{64\text{g}} = 0,72\text{g}$$

**Paso 2:**



$$X = \frac{8,3\text{g CH}_4 \times 44\text{g CO}_2}{16\text{g CO}_2} \quad X = 22,8\text{g CO}_2$$

## 5. Composición centesimal

Conocida también con el nombre de composición porcentual, es la que determina la cantidad de cada elemento existente en cien partes del compuesto; es decir, indica su composición en gramos (% en peso). Mediante varios métodos es posible determinar la composición centesimal de los compuestos. Esta es el porcentaje de masa de cada elemento en el compuesto. Para comprobar si los porcentajes están correctos, se suman los porcentajes obtenidos y el resultado debe ser igual a 100. La composición porcentual de cada elemento se obtiene mediante la siguiente expresión:

$$\% \text{ elemento} = \frac{n_A \times M_A}{M} \times 100$$

Dónde:  $n_A$  = Número de átomos del elemento  
 $M_A$  = Peso atómico de un elemento  
 $M$  = Peso molecular del compuesto

## 6. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares

**a. Determinación de fórmulas empíricas:** Es la relación mínima existente entre los átomos de los elementos que participan en la molécula de un compuesto, generalmente, para los compuestos inorgánicos, corresponde a su fórmula verdadera.

Para deducir la fórmula de cualquier sustancia compuesta, se debe determinar el análisis porcentual de dicha sustancia, conociendo esta información y siguiendo los pasos a continuación, se puede determinar en qué cantidades están presentes los elementos participantes.

Pasos para determinar la fórmula empírica:

- Para cada elemento, se divide su porcentaje entre su masa atómica.
- Cada uno de los cocientes se divide entre el menor de ellos.
- Los valores obtenidos anteriormente, se redondean en base a las siguientes reglas:
- Mayor de 5 se redondea al inmediato superior, menor de 5 se redondea al inmediato inferior.
- Si algún valor tiene, 5, todos los valores se duplican.

**b. Determinación de fórmulas empíricas:** La fórmula molecular expresa la clase y la cantidad total y exacta de átomos de los elementos que intervienen en las moléculas de toda sustancia. Contiene los símbolos de los elementos químicos que intervino representados siempre por números enteros que indican sus proporciones.

La fórmula molecular, denominada también global, está constituida por un compuesto expresado en forma condensada. Por lo general, la fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica, representado por un número (N) que determina la cantidad de átomos en la fórmula molecular. Este se determina dividiendo el peso molecular de la fórmula molecular entre el peso molecular de la fórmula empírica.  $N = \frac{P.m.FM}{P.m.FE}$

**Ejemplo:** Una sustancia tiene 1.60% de H, 22.23% de N y 76.17% de O, cuyo peso molecular es 63.015. ¿Cuál es la fórmula molecular?

Relacionemos 100g

**Datos:**

MH = 1g  
 MN = 14g  
 MO = 16g  
 M = 63,015g

Relaciona los porcentajes de los elementos con el peso molecular del compuesto:

100 g de compuesto → 1,60g de H  
 63,015g de compuesto → X

$$X = \frac{(63,015g \text{ de compuesto}) \times (1,60g \text{ de H})}{100g \text{ de compuesto}}$$

X=1,01g de H

De la misma forma para los demás elementos, de donde se obtiene:

X = 14,01g de N

X = 48,00g de O

1g de H → 1 átomo gramo  
 1,01g de H → X

$$X = \frac{(1,01g \text{ de H}) \times 1 \text{ átomo gramo}}{1g \text{ de H}}$$

X=1 átomo gramo

## Composición centesimal

1. Calcular la composición centesimal o porcentual para el  $H_2SO_4$

**Datos:**

$MH_2SO_4 = 98g$

$M_H = 1g$

$M_S = 32g$

$M_O = 16g$

$\% H_2SO_4 = 98g$

$\% H = \frac{n_H M_H}{M} \times 100$

$\% H = \frac{(2)(1g)}{98g} \times 100$

$\% H = 2,04\%$



De la misma manera para los demás elementos:

$\% S = 32,65\%$

$\% O = 65,30\%$

## Fórmula empírica o mínima

Al analizar experimentalmente una sustancia se determinó que su composición porcentual es la siguiente:

Ca = 18.3 %

Cl = 32.4 %

H = 5.5 %

O = 43.8 %

Determinar la fórmula empírica de la sustancia analizada

$M_{Ca} = 40.08g$

$M_{Cl} = 35.453g$

$M_H = 1g$

$M_O = 16g$

$$Ca = \frac{\%Ca}{M_{Ca}} = \frac{18.3}{40.08} = \frac{0.4565}{0.4565} = 1$$

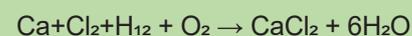
$$Cl = \frac{\%Cl}{M_{Cl}} = \frac{32.4}{35.453} = \frac{0.9138}{0.4565} = 2$$

$$H = \frac{\%H}{M_H} = \frac{5.5}{1} = \frac{5.5}{0.4565} = 12$$

$$O = \frac{\%O}{M_O} = \frac{43.8}{16} = \frac{2.7375}{0.4565} = 6$$

Debemos notar que el menor cociente, es el del Calcio, por lo que todos los elementos se dividen entre este.

La fórmula empírica es:



### Ley de Dalton



John Dalton, físico, químico y naturalista inglés (1766-1844), comprobó que, al hacer reaccionar Cobre con Oxígeno, en diferentes condiciones, se obtenían dos óxidos de Cobre diferentes que, dependiente de las condiciones, podían combinarse de forma distinta, pero que sus masas siempre estaban en una relación de números enteros.

**Ejemplo 1:** El cloro forma los siguientes óxidos no metálicos:  $Cl_2O$ ,  $Cl_2O_3$ ,  $Cl_2O_5$ ,  $Cl_2O_7$ , encontrar la relación numérica que cumpla la ley de las proporciones múltiples.

Proporciones múltiples del $O_2$			
Compuesto	Masa del Cloro	Masa del Oxígeno	Proporción del $O_2$
$Cl_2O$	71 g	16 g	16 = 16x1
$Cl_2O_3$	71 g	48 g	48 = 16x3
$Cl_2O_5$	71 g	80 g	80 = 16x5
$Cl_2O_7$	71 g	112 g	112 = 16x7

### La ley de los pesos equivalentes



Jeremias Benjamin Richter, químico alemán (1762-1807), juntamente con Kart F. Wenzel formularon la ley de las proporciones recíprocas o peso equivalente.

### 7. Ley de las proporciones múltiples (Dalton)

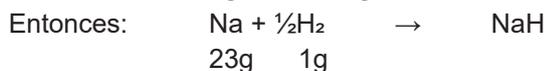
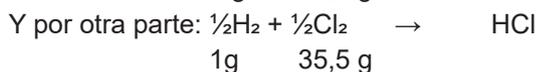
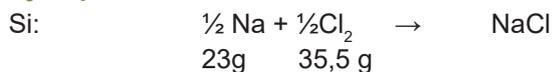
John Dalton expresó la ley de las proporciones múltiples en 1804.

La ley de proporciones múltiples es una de las leyes ponderales de la química. La ley establece que, si dos elementos químicos forman más de un compuesto, la proporción de la masa del segundo elemento que se combinan con una masa fija del primer elemento siempre serán proporciones de números enteros sencillos. Por ejemplo, cuando se hace reaccionar carbono y oxígeno, se logra formar dos sustancias diferentes, de acuerdo a las condiciones de reacción: dióxido de carbono (ambiente con exceso de oxígeno) y monóxido de carbono (ambiente pobre en oxígeno). Ambas reacciones, por separado, cumplen la Ley de las Proporciones Definidas de Proust, pero cuando se las considera conjuntamente surge una importante novedad que descubrió Dalton.

### 8. Ley de las proporciones recíprocas o de Richter

Esta ley se enuncia de la siguiente forma: "Cuando dos elementos se combinan, con igual masa de un tercer elemento y luego logran reaccionar entre sí, lo hacen con las mismas masas o en cantidades proporcionales".

**Ejemplo:**



Los 23 g de sodio se combinan con 35,5 g de cloro, para dar cloruro de sodio. Por otro lado, 1g de hidrogeno se combinan con 35,5 g de cloro, para dar ácido clorhídrico.

De ello se podría deducir que, si el sodio y el hidrogeno se combinaran entre sí, sus masas deben estar en la relación:

$$\text{Masa de sodio/ masa de hidrogeno} = 23/1 = 23$$

Dando origen al concepto de peso equivalente

### 9. Peso equivalente o equivalente gramo (eq -g)

El peso equivalente o equivalente gramo para un elemento, se define como: "La cantidad de gramos de un elemento que corresponde a la ganancia o pérdida de electrones"

Para determinar el peso equivalente de varias sustancias se emplean las siguientes formulas:

$$\text{Peso equivalente de un elemento: } \frac{\text{Peso atómico}}{\text{N}^\circ \text{ de oxidación}}$$

$$\text{Peso equivalente de una base: } \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Cantidad de iones de OH}}$$

$$\text{Peso equivalente de un ácido: } \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{N}^\circ \text{ de inones de H}}$$

$$\text{Peso equivalente de una sal: } \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Cantidad total de inones (+)o (-)}}$$

**Ejemplo**

¿Cuál será el peso equivalente del hidróxido de aluminio?

Sacamos los pesos atómicos de los elementos para hallar el peso molecular:

$$\text{Al} = 27 = 27$$

$$\text{O} = 16 \times 3 = 48$$

$$\text{H} = 1 \times 3 = 3$$

**Peso molecular: 78**

$$\text{Eq - g Al(OH)}_3 = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Cantidad de iones de OH}} = \frac{78}{3}$$

$$\text{Eq - g Al(OH)}_3 = 26$$

## 10. Aplicaciones de las leyes estequiometrias en los procesos productivos

Para la química en alimentos y también en todos los procesos industriales que en los que participa de alguna manera la química, se necesita un fino balance de masas (estequiometria) para obtener el producto deseado. Para esta delicada responsabilidad las pequeñas y grandes industrias tiene un encargado de ese delicado trabajo, es el gerente de producción. En este proceso, se optimizan las reacciones, y los gastos para tener productos de calidad.

Entre sus funciones destacan:

- La supervisión de los procesos de producción o fabricación en empresas manufactureras.
- El control de stocks y la gestión de almacenes.
- La gestión de los recursos materiales;
- La buscar estrategias para aumentar eficiencia y eficacia de la producción.

Los procesos productivos debne estar enmarcados en procesos de alta calidad de control y producción, ya que una leve variación en alguno de sus componentes terminaría dañando todo el proceso y echando a perder cualquier cantidad de materia prima y recursos.

Así como en la elaboración de productos caseros se requiere y aplican recetas, si faltara un ingrediente o se excediera en alguno de ellos, no se tendrá los resultados esperados. Ocurre lo mismo con las reacciones químicas, donde la estequiometria cumple su rol de establecer cantidades y proporciones de cada elemento químico para producir cierto tipo de reacción química.

**Estequiometria en una receta**

**INGREDIENTES**

8 Huevos

1 Kg De Harina

500 g De Mantequilla

Una Cucharadita De Vainilla

1 Litro De Leche

450 g De Azúcar

½ Taza De Ralladuras De Limón

1 Cucharada De Polvo De Hornear



Actividad

¿Qué pasaría si al preparar un queque olvidamos agregar uno de los ingredientes?

¿Qué pasaría si agregamos un ingrediente, el triple de la cantidad mencionada en la receta?

¿Qué relación encuentras entre la preparación de una receta y las proporciones estequiométricas de una reacción química?

En la vida cotidiana, existen varios elementos que día a día usamos para nuestro beneficio, como por ejemplo el champú, el jabón, aceites, combustibles y hasta nuestros alimentos, en la elaboración de estas sustancias, los científicos del área, utilizan la estequiometria como base en las cadenas productivas de un sinfin de procesos industriales, puesto que una sustancia puede contener compuestos químicos que deben ser manejados con perfecta precisión, para aprovechar al máximo un material químico.

En otras palabras, la estequiometria (cálculos precisos) permite hacer un uso óptimo de la materia prima y mejorar las ganancias de una empresa evitando de esta manera que se genere pérdidas.

La estequiometria podemos definir como, el cálculo de las proporciones cuantitativas de los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química, esta información en las cadenas productivas se usa para la optimización de los procesos químicos, la idea principal es generar un porcentaje insignificante de desperdicio en un producto.

**¿De qué forma la estequiometria es importante para la vida cotidiana?**

**¿Desde tu experiencia, en que actividades cotidianas usas la estequiometria?**

- En grupos de 4 estudiantes prepara fertilizantes caseros para la creación de huertos.
- ¿Detalla qué porcentajes de las diferentes sustancias utilizaron para la creación de su fertilizante?
- Luego siembra verduras de tu región para que finalizando el trimestre muestren las verduras cosechadas..

**VALORACIÓN**



**PRODUCCIÓN**



## EL ESTADO GASEOSO. LEYES VOLUMÉTRICAS EN LA MADRE TIERRA

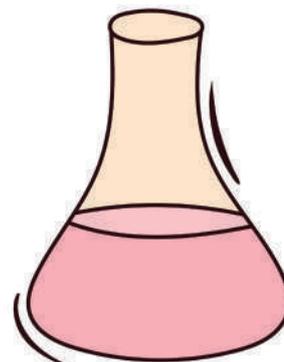
### PRÁCTICA

#### Materiales:

- 2 matraces
- 2 globos
- 1 Bicarbonato de sodio
- Ácido clorhídrico
- Agua destilada

#### Procedimiento

En cada matraz colocar 20 ml de agua destilada, luego incorporar 15 ml de ácido clorhídrico, introducir 10 g de bicarbonato de sodio y colocar el globo en la boca del matraz.



Fuente: <https://es.vecteezy.com>

### Actividad

Analizamos:

- ¿Que provocó la combinación de estas soluciones?
- ¿La presión atmosférica es la misma en todos los lugares?
- ¿Cuál es la importancia de generar el gas?

### TEORÍA

#### Hora de aprender...

Conceptualiza cada uno de los siguientes términos, desde el punto de vista de la química.

Gas, volumen, presión, temperatura, escalas termométricas, presión barométrica, presión manométrica.



Los gases tienen muchas propiedades y estas permiten que puedan tener aplicaciones en una variedad de trabajos industriales, domésticos y decorativos.

### 1. El estado gaseoso de la materia

En el estado gaseoso, la materia, se encuentra en forma dispersa. La facilidad de comprimir un gas indica que sus átomos, o sus moléculas, se hallan a gran distancia unas de otras, teniendo en cuenta el tamaño de las partículas. El volumen está muy relacionado con los cambios de presión y temperatura. Como el gas no presenta forma y volumen propios, tiende a ocupar, uniformemente, el recipiente que lo contiene.

La mayor parte de los gases son transparentes muchos no tienen olor, por esa razón muchas veces no percibimos las sustancias que se encuentran en el estado gaseoso en condiciones ambientales normales. Sin embargo, algunos gases, son perceptibles por su color u olor característico como el bromo de color café rojizo y el  $H_2S$  con un fuerte olor a huevo podrido

Tanto las moléculas de los gases como las de los líquidos, presentan la propiedad de deslizarse, de manera continua, con lo cual cambian frecuentemente sus posiciones relativas; por esta razón se los denomina fluidos.

Las PARTÍCULAS se mueven con mayor libertad, en el estado gaseoso que en los otros dos estados, en que, regular mente, se presenta la materia

### 2. Gases ideales y gases reales

En general, el comportamiento de un gas, se aproxima más al modelo de gas ideal, a muy bajas presiones, cuando las moléculas están separadas entre sí. Por ejemplo, el aire que nos rodea se encuentra a presión baja (alrededor de una atmósfera), se puede considerar su comportamiento como ideal.

En el **gas ideal** se considera que:

- Las moléculas no ocupan un volumen en el espacio.
- No presentan fuerzas de atracción o de repulsión entre moléculas.
- No pierden energía cinética cuando chocan entre sí.
- Las moléculas solo tienen movimiento de traslación y no de rotación o vibración.

Cuando las presiones son altas y las temperaturas son bajas, el comportamiento del gas, se aleja del modelo del gas ideal, en este caso no se habla de gases ideales, sino de gases reales.

### Ejemplo

El gas contenido en las garrafas y, que utilizamos en la cocina, es gas comprimido, es decir se encuentra a altas presiones, por tanto, se considera su comportamiento, como gas real.

En el **gas real** se considera que:

- Las moléculas ocupan un lugar en el espacio.
- Tienen fuerzas de atracción y repulsión.
- Pierden energía cinética cuando chocan entre sí.

### 3. Propiedades de los gases:

Las propiedades que caracterizan a los gases se pueden explicar, partiendo del principio, según el cual la materia está formada por átomos y moléculas individuales, que se encuentran relativamente separadas y permanecen en constante movimiento

La distancia de las moléculas en un gas varía con la temperatura y la presión, a las cuales se sometan.

La materia en estado gaseoso (gases) tiene las siguientes propiedades:

- Los gases adoptan a la **forma** y el **volumen** del recipiente que los contiene. Si a un gas lo cambiamos de recipiente, este se expande o se comprime dependiendo del tamaño de recipiente.
- Las sustancias gaseosas se comprimen fácilmente (**compresibilidad**). Esto sucede porque poseen espacios intermoleculares, las moléculas de los gases se pueden acercar unas a otras, reduciendo su volumen cuando aplicamos presión.
- Los gases se difunden (dispersan) fácilmente (**difusibilidad**). Esto ocurre porque las fuerzas de atracción intermolecular son débiles. Los gases se expanden en forma espontánea.
- Los gases se dilatan (**expansibilidad**); la energía cinética, promedio de sus moléculas, es directamente proporcional a la temperatura aplicada.
- La densidad de los gases es muy pequeña (**Baja densidad**), en comparación con las sustancias sólidas o líquidas.
- Pueden pasar del estado gaseoso al estado líquido cuando baja la temperatura y aumenta la presión (**licuación**).

Cuando un gas presenta comportamiento de acuerdo con estas leyes, podemos decir que se comporta como un gas ideal o perfecto.

### 4. Estudio de las variables: presión, temperatura, volumen

#### a. Presión.

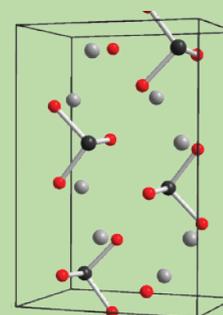
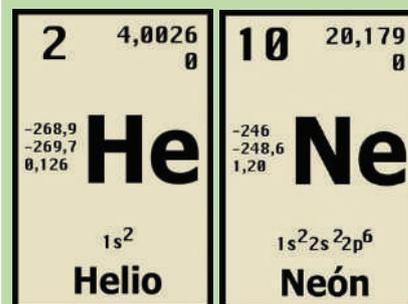
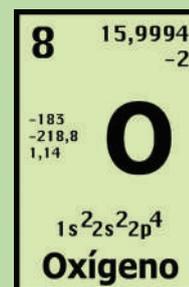
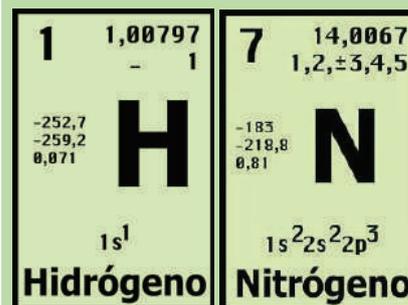
En general, la presión (P) se define como la fuerza (F) que se ejerce sobre una unidad de área (A), es decir:  $P = \frac{F}{A}$

La presión de los gases es la fuerza que ejercen las partículas (átomos y moléculas) sobre las paredes del recipiente que los contiene y se mide por unidad de área de la superficie de la pared.

Para medir la presión de los gases generalmente se utiliza como unidad la atmósfera (atm), que es la presión que ejerce una columna de mercurio de 76 centímetros de altura (760mm), a la temperatura de 0 °C sobre el nivel del mar (CN: Condiciones Normales de presión y temperatura). Para medir la presión de los gases se utiliza el manómetro.

#### Dato curioso

Algunos ejemplos de gases ideales son el Hidrógeno, el Oxígeno, el Nitrógeno y los gases nobles como el Helio y el Neón. Estos gases muestran un comportamiento muy cercano al de los gases ideales en condiciones de **temperatura y presión estándar**



#### Variables

V = Volumen

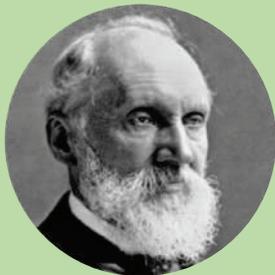
P = Presión

T = Temperatura

**Dato curioso**

**Inventores de las escalas termométricas**

**William Thomson (1824 - 1907).** Físico y matemático británico, más conocido como "**Lord Kelvin**" título otorgado en honor a sus estudios e invenciones, es recordado por crear la escala termométrica que lleva su nombre.



**Daniel Gabriel Fahrenheit.** (1686 -1736) Físico holandés, autor de variados inventos como el termómetro de agua y el termómetro de mercurio. Diseñó la escala termométrica que lleva su nombre, es la escala que más se utiliza en los Estados Unidos



**Anders Celsius (1701 - 1744)** Físico y astrónomo sueco, ideó la escala termométrica que lleva su nombre.

En 1742, Celsius propuso sustituir la escala del científico alemán por otra cuyo manejo era más sencillo. Para ello creó la escala centesimal que iba de 0 a 100 grados e inventó el termómetro de mercurio.

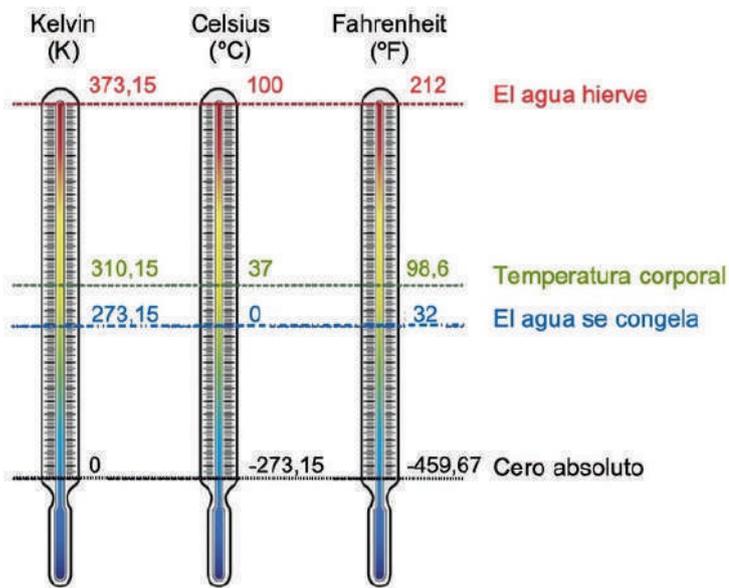


**b. Temperatura.**

La temperatura ejerce gran influencia sobre el estado de las moléculas de un gas, las que se encuentran en movimiento incesante y caótico de las moléculas (aumentando o disminuyendo la velocidad de las mismas, chocando con mayor o menor frecuencia entre sí con las paredes del recipiente que las contiene, originando un aumento o disminución de la presión del gas).

Para medir la temperatura de una sustancia se utilizan las escalas termométricas, las principales son las siguientes:

- **Escala centígrada o de Celsius:** establece dos puntos arbitrarios, el cero como punto de congelación normal del agua (0°C) y el cien como punto de ebullición de la misma sustancia (100°C).
- **Escala Fahrenheit:** difiere de la anterior en que el punto fusión del hielo se señala con 32°F y el punto de ebullición del agua es 212 °F, existiendo, por lo tanto, 1 80 divisiones entre ambos extremos. Cada división constituye un grado Fahrenheit.
- **Escala Kelvin:** fue propuesta en 1848 por Lord Kelvin a quien debe su nombre. En esta escala no existen temperaturas negativas, ya que parte del cero absoluto.



**c. Volumen (V),** es el espacio que ocupa un sistema. En el caso de los gases, éstos ocupan todo el volumen disponible del recipiente en el que se encuentran.

El volumen de los gases, usualmente, se mide en litros (L) o decímetros cúbicos (dm³), por el tamaño de los recipientes que los contienen.

Debido al tamaño pequeño de las partículas, de las cuales se componen los gases, la mayor parte del volumen de un gas está compuesta por espacio vacío.

En el laboratorio se utilizan frecuentemente jeringas, como recipientes de volumen variable, cuando se quiere experimentar con gases.

**Unidades de Volumen,** están los siguientes: metro cúbico, decímetro cubico o litro y, para volúmenes pequeños, el centímetro cúbico o mililitro.

- 1 metro cúbico (m³) = 1.000 litros.
- 1 decímetro cúbico (dm³) = 1.000 centímetros cúbicos (cm³)
- 1 litro (L) = 1.000 centímetros cúbicos (cm³)
- 1 litro (L) = 1.000.000 de milímetros cúbicos (mm³)

#### 4. Leyes Volumétricas

Por aproximadamente 200 años, se han estudiado los gases y sus propiedades que cada uno presenta, a partir de los estudios realizados estudios se enunciaron las leyes de los gases.

Una gran cantidad de reacciones químicas ocurren en estado gaseoso, por ejemplo el hidrógeno y el oxígeno gaseosos activados por una chispa eléctrica reaccionan, formando Agua. Por otro lado, la presencia de sustancias gaseosas, en diferentes procesos como: combustibles, motores de explosión interna, gases contaminantes y tantos otros, se hace necesario conocer las propiedades químicas y leyes que gobiernan sobre ellos.

Las variaciones que puedan experimentar el volumen (V) de una muestra de aire, por efecto de los cambios de presión (P) y temperatura (T), siguen el mismo patrón de comportamiento que todos los demás gases. Estos cambios se describen claramente, en las leyes de los gases.

#### 5. Ley de Boyle – Mariotte (Ley de la temperatura constante)

En 1662, Robert Boyle, realizó una serie de experimentos, con los cuales determinó la relación que existe entre las variaciones de volumen y de presión, en una cantidad dada de gas, a una temperatura constante, también llamado proceso isotérmico.

Boyle realizó el experimento con un manómetro que contenía aire atrapado en la parte cerrada del tubo, en forma de U, introdujo un gas en un cilindro con un émbolo y comprobó las distintas presiones, al bajar el émbolo. A continuación se muestra una tabla que muestra algunos de los resultados que obtuvo:

RESULTADOS DE LAS PRUEBAS DE BOYLE		
Presión (atm)	Volumen (L)	Presión x Volumen (atm x l)
4,0	1,0	4,0
2,0	2,0	4,0
1,0	4,0	4,0
0,5	8,0	4,0

Si se observan los datos de la tabla se pueden comprobar que, al aumentar el volumen, disminuye la presión, y que, al multiplicar P y V, se obtiene PV = 4.

Tras repetir el proceso con muchos gases, llegó a la conclusión de su ley, que enuncio de la siguiente forma: "A temperatura constante, el volumen de una muestra de gas seco, varía en forma inversamente proporcional a la presión a que se someta".

Cuando menciona el término **inversamente proporcional**, en la afirmación de la ley de Boyle significa que:

- Al aumentar la presión del gas, su volumen disminuye.
- Al disminuir la presión del gas, su volumen aumenta.

Esta expresión matemática se expresa así:  $PV = K$  (constante) o también  $V_1P_1 = V_2P_2$  o  $\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$

#### Ejemplo

Un gas ocupa un volumen de 485 ml, a una presión de 248 mm Hg. ¿Cuál será su volumen, si la presión aumenta a 358 mm Hg, si la temperatura se mantiene constante?

**Datos**  
 $V_1 = 485 \text{ ml}$   
 $P_1 = 248 \text{ mm Hg}$   
 $V_2 = ?$   
 $P_2 = 358 \text{ mm Hg}$

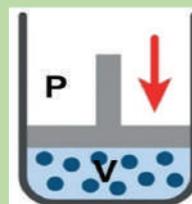
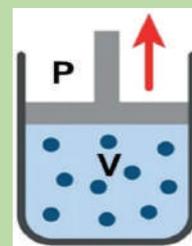
**Desarrollo**  
 $V_1P_1 = V_2P_2$   
 Se despeja V2  
 $V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2}$

Se reemplaza datos:  
 $V_2 = \frac{(485 \text{ ml}) \times (248 \text{ mmHg})}{358 \text{ mmHg}}$   
 $V_2 = 335,98 \text{ ml}$

#### Gases en la naturaleza

En la naturaleza podemos encontrar diferentes gases que se generan de fuentes y en condiciones variadas, por ejemplo:

- El vapor de agua que forman las nubes.
- Los gases que se emiten de los volcanes.
- Los gases que se forman por la descomposición de restos orgánicos.
- El gas natural de petróleo, etc.



Cuando la presión disminuye el volumen aumenta y cuando la presión aumenta el volumen disminuye.

Actividad

Realizamos los siguientes ejercicios:

1. Un gas a una presión de 500 torr, ocupa un volumen de 200 ml. Calcular el volumen que ocupara el mismo gas a 350 torr.
2. Una masa de oxígeno ocupa un volumen de 5 litros bajo una presión de 740 mm Hg. Calcular el volumen de la misma masa de gas a una presión de 530 mm Hg a temperatura constante



En 1787, Jack Charles estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante y observó que cuando se aumentaba la temperatura el volumen del gas también aumentaba y que al enfriar el volumen disminuía.

¿Por qué ocurre esto? Cuando aumenta la temperatura del gas, las moléculas se más rápido y tardan menos tiempo en alcanzar las paredes del recipiente.



Joseph-Louis Gay-Lussac. Físico francés.

En 1804 efectuó una ascensión en globo aerostático que le permitió corroborar que tanto el campo magnético terrestre como la composición química de la atmósfera permanecen constantes a partir de una determinada altura.

**3.2 Ley de Charles (presión constante).** Esta ley dice: “A una presión constante, el volumen de los gases aumenta si aumenta la temperatura y disminuye si disminuye la temperatura”. La fórmula es:

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

**Ejemplo**

Un gas tiene un volumen de 750 ml, cuando su temperatura es de 25 °C ¿Cuál es su volumen, si la temperatura baja a 0 °C?

**Datos:**

- $V_1 = 750 \text{ ml}$
- $T_1 = 25 \text{ °C}$
- $V_2 = ?$
- $T_2 = 0 \text{ °C}$
- $P = \text{Constante}$

Primero convertimos la temperatura a °K

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ °K}$$

$$T_2 = 0 + 273 = 273 \text{ °K}$$

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

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

se reemplazan datos:

$$V_2 = \frac{(750 \text{ ml}) \times (273 \text{ °K})}{298 \text{ °K}}$$

$$V_2 = 687,08 \text{ ml}$$

**5. Ley de Gay - Lussac (temperatura constante)**

Louis Joseph o Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850), químico y

físico francés. Reconocido actualmente por su aporte a la formulación de las leyes de los gases.

En 1802, Lussac fue primero en formular la ley según la cual, un gas se

expande proporcionalmente a su temperatura (temperatura absoluta) si se mantiene constante la presión.

Esta ley dice: “A volumen constante, la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta”

La fórmula es:  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$  o  $P_1 \times T_2 = P_2 \times T_1$

**Ejemplo:**

Si la presión de una muestra gaseosa se eleva de 1520 mm Hg a 6 atmósferas, siendo la temperatura inicial de 17°C. ¿Cuál será la temperatura final si no hay variación de volumen?

**Datos**

- $P_1 = 1520 \text{ mm Hg} = 2 \text{ atm}$
- $T_1 = 17 \text{ °C} + 273 = 290 \text{ °K}$
- $P_2 = 6 \text{ atm}$
- $T_2 = ?$

Despejar  $T_2$   $P_1 \times T_2 = P_2 \times T_1$

$$T_2 = \frac{P_2 \times T_1}{P_1} \quad T_2 = \frac{6 \text{ atm} \times 290 \text{ °K}}{2 \text{ atm}}$$

Convertir 1520 mm Hg a atm:  $1520 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 2 \text{ atm}$

Actividad

Realizamos los siguientes ejercicios:

- Calcular el volumen de una masa de oxígeno que está bajo una presión de 860 mm Hg y ocupa 5 L cambiando su presión a 450 mm Hg
- Un gas ideal ocupa 6 L, a una presión de 650 mm Hg. Si sufre una expansión isotérmica hasta 9 L. ¿Cuál es la nueva presión?

## 6. Ley combinada

Esta ley dice que: El volumen de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta e inversamente proporcional a las presiones que soportan.

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

### Ejemplo:

1.- Una masa de gas ocupa un volumen de 12 litros a una presión de 1 atm y 0°C. ¿Cuál será su volumen al triplicar la presión, si su temperatura sube hasta los 25°C?

#### Datos

$$V_1 = 12L \quad V_2 = V_1 \cdot P_1 \cdot T_2 \quad V_2 = 12L \cdot 1atm \cdot 298k = 4,36L$$

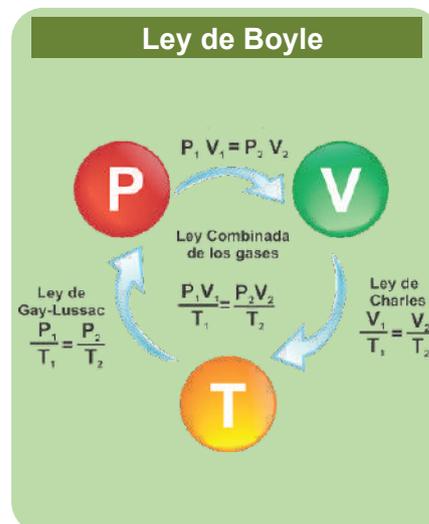
$$P_1 = 1atm \quad P_2 \cdot T_1 \quad 3 atm \cdot 273^{\circ}k$$

$$T_1 = 0^{\circ}C = 273^{\circ}k$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 3atm$$

$$T_2 = 25^{\circ}C = 298^{\circ}k$$



### Actividad

- Calcular la temperatura cuando la presión de un tanque de un gas contiene 25°C y 700 mm Hg cambiando su presión a 860mmhg.
- Un tanque de acero contiene óxido de carbono a 27°C y una presión de 12 atm, su contenido se calienta a 100°C. Calcule la presión interna del gas
- La presión de un gas es de 2 atm a 17°C ¿Cuál será la presión final si la temperatura sube a 870°K?
- Un gas ocupa un volumen de 200 L a 12°C y 760mmHg ¿Qué volumen ocupará a 100°C y 860mmhg?
- Una muestra de gas ocupa un volumen de 150ml a 15°C y 1atm de presión ¿A qué temperatura sería preciso calentar para que ocupara 250 ml a una presión de 65atm?

## 7. Ley de la difusión de Graham

Thomas Graham (1805-1869), químico británico de origen escocés. Llevó a cabo importantes experimentos sobre mecánica de fluidos, campo en el que estudió la difusión de gases, líquido y la solubilidad.

Esta ley dice que: La velocidad de difusión y efusión de los gases es inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus respectivas masas molares.

$$\text{La fórmula es: } \frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{D_2}}{\sqrt{D_1}}$$

1. ¿Cuál de los siguientes gases: HCl o CO se difunden a mayor velocidad y cuántas veces más?

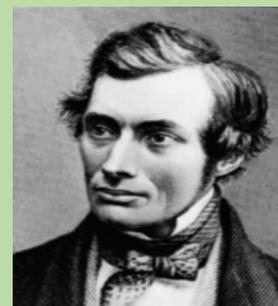
$$V_1 \text{ de HCl} = ?$$

$$V_2 \text{ de CO} = ?$$

$$M_1 \text{ del CO} = 28 \text{ g}$$

$$M_2 \text{ del HCl} = 36,5 \text{ g}$$

$$\frac{V_{HCl}}{V_{CO}} = \frac{\sqrt{36,5 \text{ g}}}{\sqrt{28 \text{ g}}} = \sqrt{1,304} = 1,14 \text{ El CO se difunde 1.14 veces más que el HCl}$$



*Thomas Graham químico británico, conocido por sus investigaciones en la difusión de gases y líquidos y en la química de los coloides.*

*La Ley de Graham, formulada en 1829 por Thomas Graham, establece que las velocidades de efusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus respectivas densidades.*

### Amadeo Avogadro



Químico y físico italiano. En su trabajo titulado *Ensayo sobre un modo de determinar las masas relativas de las moléculas elementales*, Avogadro estableció la famosa hipótesis de que volúmenes de gases iguales, en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen igual número de moléculas.

Determinó también que los gases simples como el hidrógeno y el oxígeno son diatómicos ( $H_2$ ,  $O_2$ ) y asignó la fórmula ( $H_2O$ ) al agua.

### 8. Ley de Avogadro

Esta ley relaciona la cantidad de gas (n de moles) con su volumen en litros(L) considerando que la presión y la temperatura permanecen constante (no varían), esto significa que:

- Si aumenta la cantidad de gas, aumenta su volumen.
- Si disminuye la cantidad de gas, disminuye su volumen.

La ley de Avogadro expresa: El volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad del mismo.

Expresada en la siguiente fórmula  $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$

Dónde: n= cantidad de mol V=volumen del gas.

#### Ejemplo:

1.-Tenemos 3,5 litros de un gas que corresponde a 0,875mol; Inyectamos gas al recipiente hasta llegar a 1,40 mol ¿Cuál será el nuevo volumen del gas? Si la temperatura y la presión se mantiene constante.

#### Datos

$V_1 = 3.5 L$

$n_1 = 0,875 mol$

$n_2 = 1,40 mol$

$V_2 = ?$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot n_2}{n_1} = \frac{3.5 L \times 1.40 mol}{0.875 mol} = 5.6 L$$

Actividad

Realizamos los siguientes ejercicios:

- Calcular la relación de difusión de  $H_2$  y de  $O_2$  bajo las mismas condiciones, cuyas densidades es 0,09 g/L de  $H_2$ , y 1,429 g/L de  $O_2$
- ¿Cuál de los siguientes gases de metano ( $CH_4$ ) y del  $SO_2$  se difunde a una velocidad doble que el otro?
- Se tiene 2,3 litros de cierto gas, en 62 mol cambiando a 3,45 mol. Cuál será su volumen final.
- Un gas contiene 75 mol con un volumen inicial de 4,2 litros y este se reduce a 2,2 litros cuál será el número de mol final.



John Dalton, en 1807, observó que, en una mezcla de gases, cada componente ejerce una fuerza como si estuviera solo en el contenedor. La presión individual de cada gas en la mezcla se define como presión parcial.

### 9. Ley de las presiones parciales de Dalton

Esta ley establece que: La presión total de una mezcla de gas, es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los componentes de la mezcla.

$$P_1 + P_2 + P_3 + P_4 + n = P. Total$$

#### Ejemplo

1.- En una mezcla de gases a  $20^\circ C$  las presiones ejercidas por los con ponentes son: 200mmHg de  $H_2$ , 150mmHg de  $CO_2$ , 320mmHg de  $CH_4$ , 105mmHg de  $C_2H_4$ . ¿Cuál es la presión total de la mezcla y el porcentaje de  $H_2$  en volumen?

#### Datos

$T = 20^\circ C$

200mmHg de  $H_2$

150mmHg de  $CO_2$

320mmHg de  $CH_4$

105mmHg de  $C_2H_4$

$P_p$  de  $H_2 = 200mmHg$

$P_p$  de  $CO_2 = 150mmHg$

$P_p$  de  $CH_4 = 320mmHg$

$P_p$  de  $C_2H_4 = 105mmHg$

$P.t = 775mmHg$

$775mmHg \rightarrow 100\%$

$200mmhg \rightarrow x$

$X = 200mmhg \times 100\%$

$= 25,8\% \text{ de } V_{H_2}$

$X = 75mmHg$

## 10. Ley de los gases ideales

La ley de Boyle, la de Charles y el principio de Avogadro son todas afirmaciones de proporcionalidad que describen los gases ideales. Si combinamos, adecuadamente las tres proporciones, se obtiene una expresión general que relaciona las cuatro variables:

- Volumen (**V**)
- Temperatura (**T**)
- Presión (**P**)
- Número de moles (**n**)

Esta ecuación recibe el nombre de ecuación de estado o ley de los gases ideales.

Se expresa de la siguiente manera: **PV=nRT**

Por convención, el volumen **V** de un gas se expresa en **litros**, el valor **n**, en **moles**, la temperatura **T** en **Kelvin**, y la presión **P** en **atmósferas**.

El valor de la constante **R**, para un mol de cualquier gas, a condiciones estándar o normales se determina a partir de la ecuación anterior así:

$$V = 22,4 \text{ L} \quad P = 1 \text{ atm} \quad T = 273 \text{ } ^\circ\text{K} \quad n = 1 \text{ mol}$$

Despejando R de la ecuación del gas ideal tenemos:  $R = \frac{PV}{nT}$

Reemplazando datos:  $R = \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ } ^\circ\text{K}}$

$$R = 0,082 \text{ atm} - \text{L/mol} - \text{K}$$

Entonces concluimos que el valor de la constante R es 0,082 atm - 1/mol-K

$$\text{Si: } n = \frac{m}{M}$$

Dónde: **m** = Masa del compuesto

**M** = Peso molecular del compuesto

Tenemos:  $PV = \frac{m}{M} \times RT$

### Ejemplo

1. ¿Cuántos moles de hidrogeno se encuentran en una muestra de 2,35 litros, a 42°C y 1,24 atm?

**Datos**

n = ?

V = 2,35 L

T = 42°C + 273 = 315°K

P = 1,24 atm

R = 0,082 atm-L/mol-K

Tenemos la fórmula:

$$PV = nRT$$

Despejamos n:  $n = \frac{PV}{RT}$

Reemplazamos en la fórmula:

$$n = \frac{(1,24 \text{ atm}) \times (2,35 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm} \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}) \times (315 \text{ K})} \quad n = 0,11 \text{ moles}$$

2. ¿Qué volumen ocupará 5,10 moles de hidrógeno a 545 mmHg de presión y 25 °C?

**Datos**

V = ?

n = 5,10 mol

P = 545 mmHg = 0,717 atm

T = 25°C + 273 = 298°K

R = 0,082 atm - L/mol - K

Tenemos la fórmula:

$$PV = nRT$$

Reemplazar:  $V = \frac{nRT}{P}$

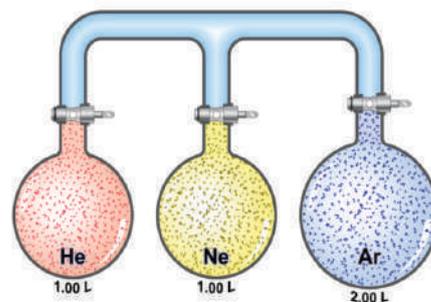
$$V = \frac{(5,10 \text{ mol}) \times (0,082 \text{ atm} \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}) \times (298 \text{ } ^\circ\text{K})}{(0,717 \text{ atm})} \quad V = 174 \text{ L}$$

### ¿Qué son los gases ideales?

Se denomina gas ideal a un gas hipotético o teórico, que estaría compuesto por partículas que se desplazan aleatoriamente y sin interactuar entre sí.

Su energía cinética es directamente proporcional a la temperatura. Las colisiones entre las moléculas que lo componen (entre sí y con el recipiente o contenedor) son de tipo elástico, es decir, que conservan el momento y la energía cinética.

Se trata de un concepto útil que puede ser analizado al hacer uso de la mecánica estadística, a través de una ecuación de estado simplificada que se conoce como "ley de gases ideales".



**Realizamos los siguientes ejercicios:**

- ¿Cuántos moles de Nitrógeno hay 2,0 litros de este gas a 700 mm y 30°C.?
- ¿Qué volumen ocuparán 10 moles de CO<sub>2</sub> a 6atm de presión y 20°C.?
- ¿Qué presión tendrá 4,5 mol de gas contenido en un tanque de 30 litros a 18°C.?
- La densidad del oxígeno es 1,43 g/L. Determine la densidad del oxígeno a 17°C Y 700 torr.
- ¿Qué masa de oxígeno están contenido en 25 litros del mismo gas a 27°C y 1 atm.?

**AUTOEVALUACIÓN**

Encierre el o los incisos correctos.

1. Los cambios que sufren los gases dependen de las variaciones de la:

- a) Presión
- b) Temperatura
- c) Solo a y b
- d) Ninguno

2. A presión constante, el volumen de una determinada masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura absoluta, dice la ley de:

- a) Robert Boyle
- b) Charles
- c) Gay Lussac
- d) Ninguno

3. A temperatura constante, el volumen de una determinada masa gaseosa es inversamente proporcional a su presión, dice la ley de:

- a) Dalton
- b) Charles
- c) Boyle y Mariotte
- d) Ninguno

4. El volumen de un gas a 12°C y a 750mmHg es de 200 litros. ¿Qué volumen ocupará a 40C y a 720mmHg?

- a) 228,9 L
- b) 437,5 L
- c) 273,26 L
- d) Ninguno

5. Un tanque de acero contiene SO<sub>2</sub> a 25°C y Una presión de 10atm. Calcular la presión de gas a 95°C.

- a) 12,35 atm
- b) 28,09 atm
- c) 15,40 atm
- d) Ninguno

6. Un gas ocupa un volumen de 2,60 litros a 12°C Determinar el volumen si la temperatura sube a 35°C.

- a) 9 L
- b) 2,81L
- c) 26 L
- d) Ninguno

7. Un volumen de 2 litros de un gas medido en condiciones normales tiene una masa de 5,71g. Calcular el P.M. aproximadamente de dicho gas.

- a) 63,9 g/mol
- b) 0,328 g/mol
- c) 40 g/mol
- d) Ninguno

8. El gas de hidrógeno contiene en un cilindro de acero de 2litros a 25°C está sometido a una presión de 4 atmósferas ¿Cuántos moles de hidrógeno hay en el cilindro?

- a) 77,9 mol de hidrógeno
- b) 65,8 mol de hidrógeno
- c) 0,328 mol de hidrógeno
- d) Ninguno

9. La masa de oxígeno contenida en 25 litros del mismo gas a 27°C y 1 atm es:

- a) 23g de O
- b) 32,52g de O
- c) 44,77g de O,
- d) Ninguno

10. Qué volumen ocupará 45g de metano (CH<sub>4</sub>) a 27°C y a 800mmHg?

- a) 10 L
- b) 65,8 L
- c) 30 L
- d) Ninguno

## 12. Los gases de contaminación atmosférica de la madre tierra

La contaminación del aire por SO<sub>2</sub>, causa los siguientes efectos: dificultad para respirar, inflamación de las vías respiratorias, irritación ocular por formación de ácido sulfuroso sobre las mucosas húmedas.

El dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) es un gas presente de manera natural en la atmósfera que está relacionado con los procesos vitales, pero que también se produce cuando se realizan quemaduras de material orgánico, principalmente en los chaqueos o combustibles fósiles por parte del parque automotor, por lo que su emisión debe ser controlada para evitar el efecto invernadero y los efectos del cambio climático como consecuencia.

Un calentamiento global de la atmósfera tendría graves efectos sobre el medio ambiente aumento de la concentración en la atmósfera de CO<sub>2</sub> y otros "gases del efecto invernadero" darán origen a que las temperaturas continúen subiendo.



### Actividad

- Realizamos una investigación sobre el manejo adecuado de los gases en general.
- Averiguamos sobre los cuidados que se debe tener con las conexiones de gas domiciliario y el manejo adecuado de las garrafas de gas o GLP.

### VALORACIÓN

Reflexionamos sobre el uso de los gases, en la vida diaria y en medicina sobre el uso de tanque de gas de oxígeno en los centros de salud en tratamientos de pacientes.

Estos gases son esenciales para procedimientos de drenajes de sangre, calibrado de equipos médicos y la limpieza de vías respiratorias, heridas de cirugía y espacios de trabajo en quirófano.

Los gases medicinales son aquellos que por sus características específicas facilitan a:

- Facilitar la función respiratoria
- Diagnósticos
- Anestesiar
- Esterilizar material quirúrgico
- Técnicas de endoscopia
- Resonancias magnéticas
- Cirugía oftalmológica

También valoramos la importancia de los gases en el uso cotidiano de la vida diaria como el gas que ocupamos en la cocina para facilitar al consumo de los alimentos que ingerimos.

### PRODUCCIÓN

El ozono es un gas que se encuentra presente en la atmósfera de manera natural, las moléculas de ozono, a diferencia del oxígeno molecular, están formados por tres átomos de oxígeno; se lo representa como O<sub>3</sub>.

La ozonoterapia son un conjunto de técnicas que utilizan el gas denominado ozono como fuente para tratamientos terapéuticos en una variedad de enfermedades. Se dice que es una terapia netamente natural, tiene pocas contraindicaciones y efectos secundarios mínimos. Este tipo de terapia está abarcando más el campo de la medicina.

Realiza una lista de Patologías que se curan con ozonoterapia e investiga sobre los beneficios y contraindicaciones de esta terapia.

## SOLUCIONES DE USO COTIDIANO

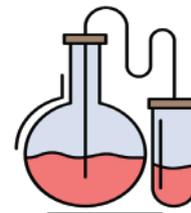
### PRÁCTICA

Utilizar una sustancia líquida en nuestro diario vivir es de vital importancia en cualquiera de sus usos, es decir que cuando se habla de soluciones o disoluciones hacemos referencia a la parte líquida de cualquier sustancia, para una mejor comprensión realizaremos el siguiente experimento:

#### Materiales:

- 2 vasos de precipitados
- Agua
- Sal

En cada uno de los vasos precipitados añadimos el agua que tengan la misma medida, luego a uno le añadimos 1 cucharada de sal y al otro le incorporamos 3 cucharadas de sal ambos lo batimos y observamos el proceso.



Fuente: <https://es.vecteezy.com>

### Actividad

Analizamos:

- ¿Qué paso en el vaso donde se añadió 1 cucharada de sal?
  - ¿Cuál es la diferencia del vaso donde se añadió 3 cucharadas de sal?
- Diferenciamos cuál sería el soluto y el solvente

### TEORÍA

#### Disoluciones

¿Que tipos de disoluciones existen?



Diluidas



Concentradas



Saturadas

Proporción del solvente con respecto al soluto

Las soluciones son mezclas homogéneas formadas por dos o más fases o sustancias solvente o disolvente y el soluto, en el que el tamaño de las partículas disueltas es menor que una milimicra.

### 1. Soluciones y sus características

La disolución o solución, por lo tanto, es la mezcla homogénea resultante tras disolver cualquier sustancia en un líquido. En una disolución, es posible distinguir entre el soluto (la sustancia que se disuelve en la mezcla y que suele aparecer en menor cantidad) y el disolvente o solvente (la sustancia donde se disuelve el soluto)

**Características de las soluciones o disoluciones**, en la disolución sus componentes no pueden separarse por métodos físicos simples como la decantación, filtración, centrifugación; etc. Sólo pueden separarse por destilación, cristalización y cromatografía

#### Los componentes de una solución son soluto y disolvente

**El soluto**, es el componente que se encuentra en menor cantidad y es el que se disuelve El soluto puede ser sólido, líquido o gas, como ocurre en las bebidas gaseosas, donde dióxido de carbono se utiliza como gasificante de las bebidas. El azúcar se puede utilizar como un soluto disuelto en líquidos (agua).

**El solvente**, es el componente que se encuentra en mayor cantidad y es el medio que disuelve al soluto. El solvente es aquella fase en que se encuentra la solución. Aunque un solvente puede ser un gas, líquido o sólido, el solvente más común es el agua.

## 2. Clasificación de las soluciones:

Según su estado físico del disolvente: sólida, líquidas y gaseosas

Antes de plantear la definición de una solución señalamos que hay soluciones líquidas, sólidas y gaseosas ¿Quién determina el estado físico de la solución?

Para dar respuesta a esta pregunta analicemos la siguiente tabla:

TIPO DE SOLUCIÓN	ESTADO FÍSICO DEL SOLVENTE	ESTADO ORIGINAL DEL SOLUTO	EJEMPLOS
Líquida	Líquido	Sólido	NaCl en H <sub>2</sub> O (salmuera) I <sub>2</sub> en C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> HO (alcohol yodado)
		Líquido	CH <sub>3</sub> COOH en H <sub>2</sub> O (vinagre) C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH en H <sub>2</sub> O (aguardiente)
		Gas	CO <sub>2</sub> en H <sub>2</sub> O (agua gasificada) O <sub>2</sub> en H <sub>2</sub> O de río, lago, etc.
Sólida	Sólido	Sólido	C en Fe (acero) Zn en Cu (latón) Sn en Cu (Bronce)
		Líquido	H <sub>2</sub> O en aire (aire húmedo) Gasolina en aire
		Gas	H <sub>2</sub> en Pd (oclusión de H <sub>2</sub> en Pd) H <sub>2</sub> en Pt (oclusión de H <sub>2</sub> en Pt)
Gaseosa	Gas	Sólido	I <sub>2</sub> en aire
		Líquido	C <sub>10</sub> H <sub>8</sub> (naftalina) en aire
		Gas	CH <sub>4</sub> , HS EN, C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (gas doméstico) O <sub>2</sub> en N <sub>2</sub> (aire artificial)

### Dato curioso

Se denomina aleación a la combinación de dos o más elementos químicos, generalmente metales, para obtener un nuevo material que tenga las mejores propiedades de sus componentes, como ser brillo, resistencia al oxido, maleabilidad, etc.

### Ejemplos:

Nombre	Componentes
Acero	Hierro, carbono, silicio, azufre y oxígeno
Latón	Cobre y zinc
Bronce	Cobre y Estaño
Amalgama	Plata, estaño, Cobre, Oro, zinc y Mercurio
Duraluminio	Cobre y Aluminio
Peltre	Cobre, plomo, estaño, antimonio
Oro blanco	Oro, cobre, níquel y zinc



De la tabla podemos resumir que el **estado físico** de una solución lo **determina** el **disolvente** o **solvente**.

**Solución sólida:** Una **solución sólida** es una solución en estado sólido de uno o más solutos en un solvente. Tal mezcla es considerada una solución en lugar de un compuesto siempre que la estructura cristalina del disolvente permanezca sin cambios al ser sustituidos sus átomos por los átomos de los solutos y además la mezcla permanezca homogénea.

El soluto puede incorporarse dentro de la estructura cristalina del disolvente bien mediante sustitución, reemplazando cada partícula del disolvente por una partícula del soluto, o bien de forma intersticial, encajándose cada partícula de soluto dentro del espacio que hay entre partículas del disolvente. Ambos tipos de solución sólida afectan a las propiedades del material ya que distorsionan, aunque sea poco, la estructura cristalina y porque perturban la homogeneidad física y eléctrica del material disolvente.

### Ejemplo de soluciones sólidas:



**Solución líquida:** Una solución líquida es aquella que se comporta como un líquido. Las soluciones líquidas son las más comunes y se forman cuando se disuelven en un líquido, sustancias en cualquiera de los tres estados de agregación (sólido, líquido y gaseoso).

### Ejemplo de soluciones líquidas:



## 1.2 según la concentración del soluto: Diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas

Una solución concentrada es aquella que tiene una cantidad relativamente grande de soluto disuelto. Una solución diluida es aquella que tiene una cantidad relativamente pequeña de soluto disuelto.

En nuestra casa podemos encontrar en nuestro día a día con soluciones concentradas como:



El jugo de naranja: si preparamos un jugo de naranja en una jarra de 1 litro con 900 ml de naranja y 100ml de agua nos quedara una solución concentrada del jugo.



Si preparamos un café fuerte: que es abundante café en polvo en poca agua obtenemos un café conocido como café fuerte o café cargado o tinto, esto debido a que está concentrado en café.

Antes que todo debemos recordar que una solución concentrada por lo general es aquella en el que encontramos elevadas cantidades de soluto en función del solvente de la solución.

### Concentraciones diluidas:

Una disolución no saturada contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver.

**Ejemplo;** Una cucharadita de azúcar en un vaso de agua, Un gramo de sal en un litro de agua.



Cercanamente puedes ver el agua diluida un poco turbia, pero aun podrías observar su transparencia un poco.

### Soluciones concentradas

Son aquellas que tiene gran cantidad de soluto, disueltas una pequeña cantidad de disolvente.

**Ejemplo;** Tres cucharadas de azúcar disueltas en medio vaso de agua; 25 gramos de sal en 100 mililitros de agua. (ambos casos el disolvente, que es el agua, está a la temperatura ambiente)

### Soluciones saturadas

Una disolución saturada contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un disolvente en particular, a una temperatura específica.

**Ejemplo;** 5 cucharadas de azúcar en medio vaso de agua; 39 gramos de sal disueltos en 100 mililitros de agua (es la máxima cantidad de soluto que se puede disolver).

Esto quiere decir que hay un equilibrio entre las moléculas de soluto y las moléculas de disolvente. Esquemáticamente se representa así;

Soluto disuelto ↔ Disolvente

El agua sucia, es una solución saturada.

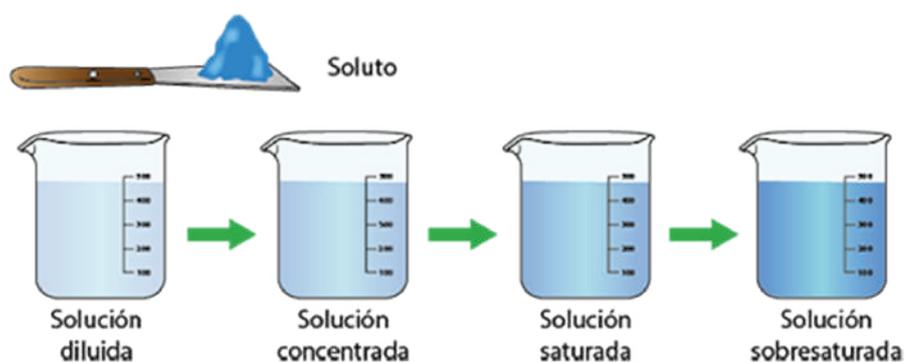
## Solución sobresaturada

una disolución sobresaturada, contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada. Las disoluciones sobresaturadas no son muy estables. Con el tiempo, una parte del soluto se separa de la disolución sobresaturada en forma de cristales.

En las soluciones sobresaturadas, el exceso de soluto se deposita en el fondo del recipiente. Si se aumenta la temperatura de una solución sobresaturada será posible disolver el soluto en exceso.

Pero debemos recordad que, si el exceso de soluto es demasiado, aunque se aumente mucho la temperatura, no será posible lograr que se disuelva completamente el soluto en exceso.

**Ejemplo.** En medio vaso de agua caliente disuelven 6 cucharadas de azúcar; en 100 mililitros de agua caliente, se disuelven 40 gramos de sal.



### Efecto de la temperatura y la presión en las soluciones sobresaturadas

*Si se aumenta la temperatura o disminuye la presión, podemos lograr que se disuelva mayor cantidad e inclusive todo el exceso de soluto.*

*Al aumentar la temperatura de una solución sobresaturada, aumenta la energía cinética de las partículas de sus componentes.*

*Esto hace que las partículas se muevan más rápido e interactúen más entre ellas y, en consecuencia, que las partículas del soluto se mezclen más con las partículas del solvente.*

*Un ejemplo de este tipo es el hecho de que la sal y el azúcar se disuelve con mayor rapidez en agua caliente que en agua fría.*

*Al disminuir la presión de una solución sobresaturada, las partículas de sus componentes pueden moverse con mayor velocidad y más libertad, de manera que es posible que el exceso de soluto se mezcle con el disolvente.*

Fuente: <https://www.ejemplos.co/solucionessobresaturadas/#ixzz8MAde9ZBh>

### VALORACIÓN

## Importancia de las soluciones

Más del 90% de las reacciones químicas ocurren en soluciones y más del 95% de las reacciones químicas que ocurren en soluciones se dan en soluciones acuosas. El estudio de las soluciones es muy importante, debido a sus múltiples usos en la industria, en el hogar y en los seres vivos. Por ejemplo, la mayoría de reacciones químicas se llevan a cabo en disolución, muchas drogas y sueros que se administran a los pacientes son soluciones. Las gaseosas, las bebidas alcohólicas, el plasma sanguíneo, la savia en las plantas y otros sin fin de sustancias comunes presentes en los seres vivos y en sustancias de uso cotidiano para la vida del ser humano.

En general, casi el 100% de las reacciones químicas en los procesos biológicos ocurren en medios acuosos o disoluciones. por lo tanto, las soluciones o disoluciones cumplen un papel primordial en la existencia humana y de los seres vivos en general.

### PRODUCCIÓN

- Elaboramos una lista de 10 soluciones de uso cotidiano, mediante lluvia de ideas.
- Resaltamos la importancia de las soluciones de uso cotidiano.

## UNIDADES DE CONCENTRACIÓN FÍSICA

### PRÁCTICA

#### ¡Pásame la receta!

La gran mayoría de las personas somos curiosos por naturaleza, y cuando probamos algo que nos agrada mucho (comida o bebida) pedimos que nos pasen la receta, principalmente las amas de casa.

Las recetas son instrucciones que indican las proporciones de los materiales y el procedimiento para obtener un producto, se utiliza bastante en la cocina y la repostería, y se debe ser muy cuidadoso en realizar la medición de las cantidades de cada ingrediente, ya que un mínimo de error provocará resultados no deseados.



### Actividad

#### Respondamos las siguientes preguntas:

- ¿Cuáles son las unidades de medida que más se utilizan en las recetas?
- Los instrumentos de uso cotidiano como: cucharilla, cucharada, taza, puñado, pizca, etc. ¿a cuánto equivale en unidades de medida del sistema internacional?

### TEORÍA

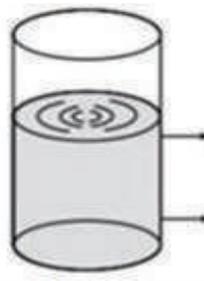
- **Sto** = Solute
- **Sol** = Solución o **disol** = disolución
- **Ste** = Solvente o disolvente

Decir "**solvente**" y "**disolvente**" son términos que se utilizan indistintamente en muchos contextos y refieren a la sustancia en la que se disuelve otra sustancia para formar una solución. Por ejemplo, en agua salada, el agua es el solvente (o disolvente) y la sal es el soluto.

#### 1. Porcentaje (% m):

Es la cantidad en gramos de soluto por cada 100 gramos de solución.

Formula:



$$\%m/m = \frac{m_{Sto} \times 100}{m_{Sol}}$$

$$V_{Sol} = V_{Sto} + V_{Ste} \quad m_{Sto} = \frac{V \times D \times (\%m/m)}{100}$$

#### Ejemplo

1. Tenemos 5g de NaCl en 50g de solución de acuosa. Calcular el %m/m de la solución

Datos:

$$\% m/m = ?$$

$$m_{sto} = 5g \text{ de Na Cl}$$

$$Sol = 50 g$$

$$\% m/m = \frac{m_{Sto} \times 100}{m_{Sol}}$$

$$\% m/m = \frac{5g \times 100}{50g} = 10\%$$

2. Calcular la masa de soluto que hay en 30 ml de una solución de ácido fluorhídrico al 20% m/m de densidad 1,08g/ml

Datos:

$$m_{sto} = ?$$

$$V = 30ml$$

$$D = 1,08 g/ml$$

$$\%m/m = 20$$

$$m_{Sto} = \frac{V \times D \times (\%m/m)}{100}$$

$$m_{Sto} = \frac{30 ml \times 1,08 g/ml \times (20)}{100} = 6,48g$$

#### 2. Porcentaje (% v):

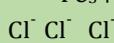
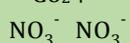
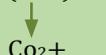
Es la cantidad de mililitros o centímetros cúbicos que hay en 100 mililitros o centímetros cúbicos de solución. Expresa el volumen del soluto que hay en cada 100 ml de solución.

Formula:

$$\%v/v = \frac{100 \times V_{Sto}}{V}$$



Recuerde, los compuestos iónicos se separan en los iones componentes cuando se disuelven en el agua.



$$\%V = \frac{V_{Sto}}{V_{Sol}} \times 100$$

$$V_{Sol} = V_{Sto} + V_{Ste}$$

**Datos:**

$$V = 200ml$$

$$V = 40 ml$$

$$\%v/v_{Sto} = ?$$

$$\%v/v_{Ste} = ?$$

**Investigamos:**

¿Cuáles son los componentes de una disolución?

**Ejemplo:**

1.-En 200ml de cierta solución acuosa contienen 40ml de etanol etílico (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH). Calcular el %v/v de soluto y del solvente

$$\%v/v_{Sto} = \frac{100 \times 40}{200} = 20\%$$

$$V_{Ste} = V_{Sol} - V_{Sto}$$

$$V_{Ste} = 200ml - 40ml = 160ml$$

$$\%v/v_{Ste} = \frac{100 \times 160}{200} = 80\%$$

Actividad

Realizamos las siguientes prácticas:

- Hallar el %m/m de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) en una solución de 1litro la cual contiene 224g de ácido nítrico y una densidad de 1,12 g/ml.
- Se tiene 30 g de KOH en 120g de solución. Calcular el %m/m de la solución.
- Se mezcla 200 g de agua con 20 g de sulfato cúprico. Calcular el %m/m de la solución.
- Cual será el %v/v de una solución que se prepare en 9 ml de soluto y 180 ml de solvente.
- Calcular el %v/v de soluto de una solución formada por 16 ml de soluto disuelto en 100 ml de solución.

**3. Partes por millón (ppm):**

Esta medida de concentración expresa las partes de masa de soluto por millón de partes de masa de solución.

$$ppm = \frac{1000000 \times m_{Sto}}{V_{Ste}}$$

**Ejemplo:**

1.-Calcular las partes ppm de una solución acuosa que contiene 355mg de iones de sodio (Na) en 750ml de muestra de agua.

**Datos:**

$$V_{Ste} = 750g \text{ convertimos a } mg = 750000mg$$

$$m_{Sto} = 355 \text{ mg Na}$$

$$ppm = \frac{1000000 \times 355mg \text{ Na}}{750000mg} = 473,433 \text{ ppm de Na}$$

2.- Una muestra de agua contiene 3,5mg de iones fluoruro en 825ml de solución. Calcular las ppm del ion de fluoruro en la muestra

**Datos**

$$V = 825 \text{ ml convertimos a } mg = 825000mg$$

$$m = 3,5 \text{ mg } F^{-}$$

$$ppm = \frac{1000000 \times 3,5 \text{ mg } F^{-}}{825000mg} = 0,42 \text{ ppm de } F^{-}$$

## Autoevaluación

### Porcentaje masa/masa o peso/peso

- Se tiene 30g de KOH en 120g de solución. Calcular el %m/m de la solución
- Si preparo 80g solución acuosa de NaCl al 5%m/m. ¿Cuántos gramos de soluto de NaCl necesito emplear?
- Hallar el %m/m de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) en una solución de 1 litro la cual contiene 224 g de ácido nítrico y una densidad de 1,12 g/ml.

### Porcentaje masa/volumen

- Si 10 g de NaCl se encuentran disueltas en 50 ml de solución. ¿Cuál es el %m/v de soluto?
- Si se disuelven 20 g de NaCl en agua suficiente para preparar 200 ml de solución, determine su concentración %m/v.
- Calcular el %m/v de una solución al 16%m/m de sulfato cúprico ( $\text{CuSO}_4$ ), de densidad 1,18g/ml ( $20^\circ\text{C}$ ).

### Porcentaje volumen/volumen

- Calcular el %v/v de soluto de una solución formada por 16 ml de soluto disueltos en 100 ml de solución.
- Cuáles son los volúmenes del soluto y solvente de una solución de 2000 ml al 16%v/v?
- Indica el volumen de vinagre que tienes que disolver en agua para preparar 250 ml de una disolución al 25% (equivalente a decir de  $25^\circ$ ).

### Partes por millón

- Una muestra de agua contiene 3,5 mg de iones fluoruro (F) en 825 ml de solución. Calcular las partes por millón del ion fluoruro en la muestra
- Calcular los mg de fluoruro (F) que hay en una muestra de 1,25L de solución que tiene 4,0 ppm de ion fluoruro
- 10 litros de solución de iones  $\text{Hg}^{2+}$  contiene 1mg de  $\text{Hg}^{2+}$ . Hallar cuántas ppm de  $\text{Hg}^{2+}$  resulta la solución.

### Actividad

Calculamos la ppm de una muestra de *725ml* de agua que contiene *130mg* de iones de potasio.

Una muestra de agua contiene *2,5mg* de iones de cloruro en *600ml* de solución. Calcular la *ppm* de ion cloruro.

En nuestro diario vivir nos damos cuenta sobre la importancia de las soluciones químicas desde poder tomar una simple limonada para poder refrescar, el agua que viene a ser la parte líquida viene a ser la fundamental sustancia para que se realice una disolución, y el azúcar que al momento de añadirla ayuda a dar el sabor para tomarla quien viene a ser el soluto.

Así también nos vemos rodeados de muchas soluciones las cuales nos facilitan nuestras actividades cotidianas, hacemos referencia a los líquidos que se conocen y manejamos habitualmente tales como el agua potable, infusión de té, café, las bebidas gaseosas, el vinagre, líquidos orgánicos como la saliva, la orina, la sangre, es así que analizamos:

- Qué tan importante son las soluciones para el ser humano
- Qué importancia tiene en la Industria

### VALORACIÓN



### PRODUCCIÓN

En grupos de tres, elaboramos una tabla de equivalencias entre los instrumentos de usos cotidiano (cucharilla, cucharada, pisca, puñado, taza, etc.) con las unidades de medida del Sistema Internacional tanto para sólidos y líquidos.

## UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICA

### PRÁCTICA

En la vida diaria se encuentran varias disoluciones químicas: el aire, el champú, el refresco de naranja, el café, la gasolina, los jarabes para la tos y varios otros.

La atmósfera que nos rodea es una disolución gaseosa que contiene  $O_2(g)$ ,  $N_2(g)$  y otros gases dispersados de manera aleatoria.

Las unidades de concentración química con las que miden la cantidad de moles de un soluto en un solvente pueden expresarse en: Molaridad, Normalidad, Molalidad, Fracción molar entre otros.

Analicemos el grado de pureza de diferentes sustancias según su concentración.



### Actividad

Respondamos las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es la diferencia entre el soluto y el solvente?
- ¿Cuántas clases de disoluciones existen?
- ¿Por qué es importante el estudio de las concentraciones químicas de las sustancias?

### TEORÍA

#### Investigamos:

¿Cuáles son las características de la molaridad?

#### Fórmula

$$\text{molaridad} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{litros de solución}}$$



#### Dato curioso

El Mol, es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia.

Un Mol de cualquier sustancia es igual a  $6,022 \times 10^{23}$  unidades de dicha sustancia (también puede representar átomos, moléculas, o iones).

El número  $6,022 \times 10^{23}$  es conocido como número de Avogadro.

### 1. Molaridad (M)

Es la forma más usual de expresar la concentración de una solución. Se define como el número de moles disueltos en un litro de solución, se puede expresar como mil moles de soluto en ml de solución.

Por tanto, la molaridad está dada por el número de moles de soluto que contiene un litro de solución, teniendo la siguiente fórmula:

$M = \frac{n \text{ Sto}}{V \text{ Sol}}$	$n = \frac{m}{M}$	$M = \frac{1000 \times n}{V}$
Molaridad de la solución.	(n) número de moles de soluto medido en (mol)	Molaridad en términos de la cantidad de sustancia, pero el volumen se expresa en mililitros.
Relaciona la molaridad de una solución con la cantidad de sustancia estequiométrica y el volumen del solvente.	Cantidad del soluto medido en moles (mol).	La multiplicación por 1000 se realiza para convertir el volumen de la solución de mililitros a litros

V = volumen de la solución medido en (litros)

#### Ejemplo:

1. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 3,0 moles de soluto en 2,0 litros de solución?

**Datos:**

M = ?

$n_{\text{Sto}} = 3,0 \text{ mol}$

$V_{\text{Sol}} = 2,0 \text{ L}$

$$M = \frac{3,0 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 1,5 \text{ mol/L}$$

2. Una solución contiene 8,5g de masa de soluto del nitrato de sodio  $\text{NaNO}_3$  por cada 500ml. Calcular la cantidad del soluto medido en moles.

**Datos**

$m = 8,5\text{g de NaNO}_3$

$Na = 23$

$N = 14$

$O = 3 \times 16 = 48$

$PM (\text{NaNO}_3) = 85\text{g/mol}$

$V_{\text{sol}} = 500\text{ml} = 0,5\text{ L}$

$n = \frac{m}{M}$

$n = \frac{8,5\text{ g de NaNO}_3}{85\text{ g/mol}} = 0.1\text{ mol}$

$M = \frac{1000 \times n}{V}$

$M = \frac{1000 \times 0.1\text{ mol}}{0.5\text{ L}} = 200\text{ mol/L}$

**Molaridad**

Denominada también concentración molar, se representa normalmente con la letra *M*, se define como la concentración de soluto expresada en número de moles por volumen (*V*) de disolución.



**Actividad**

Resolvamos los siguientes ejercicios:

- ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 0,40 moles de soluto en 0,20 lt de solución?
- ¿Cuántos moles de soluto hay en 40 ml de una solución de hidróxido de sodio de 5 M?
- Calcular la molaridad de una solución de Hidróxido de calcio que contiene 12 g de soluto en 100 ml de solución.
- Una muestra de 0,15 moles de cloruro férrico se disolvió en agua para dar 200 ml de disolución, ¿cuál es la molaridad de la solución?
- Calcule la molaridad de 1325 ml de solución que contiene disuelto 30,4g de Ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

**2. Normalidad (N)**

Está dada por el número de equivalentes gramos de soluto que hay en una solución.

$$N = \frac{\text{Número de equivalentes gramo}}{\text{Litro de Solución}}$$

Se suele designar por la letra *N* y se expresa por las unidades *Eq/L*

**Donde:**

$N = \frac{n\text{ Eq}}{V}$	$N = \frac{1000 \times n\text{ Eq}}{V}$	$n_{\text{Sto}} = \frac{N \times V \times PE}{1000}$
Calcula la normalidad de una solución dividiendo el número de equivalentes de soluto por el volumen de la solución en litros  Volumen de la solución debe estar en litros.	Similar a la primera fórmula, pero aquí el volumen se expresa en mililitros.  Volumen de la solución debe estar en mililitros. La multiplicación por 1000 convierte el volumen a litros.	Calcula la cantidad de sustancia estequiométrica utilizando la normalidad, el volumen de la solución y el peso equivalente del soluto.

*N* = normalidad *Eq/L*

*n Eq* = número de equivalentes del soluto (*Eq*)

*Vsol* = volumen de la solución (*L*)

*Eq* = Equivalente gramos (*g/Eq*)

**Recuerda:**

El equivalente - gramo en los ácidos resulta de dividir el PM entre el N° de H<sup>+</sup>, en las bases entre N° de OH<sup>-</sup> y en las sales entre el número de hidrógenos que se han sustituidos para formar la sal.

**Ejemplo:**

1. ¿Cuál es la normalidad de una solución que contiene 0,80 equivalentes de soluto en 3,2 litros de solución?

**Datos**

$N = ?$

$n Eq = 0,80 Eq$

$V_{Sol} = 3,2 L$

$$N = \frac{n Eq}{V}$$

$$N = \frac{0,80 Eq}{3,2 L} = 0.25 Eq/L$$

2. Una solución contiene 10 g de hidróxido de calcio Ca(OH)<sub>2</sub> por cada 600 ml. Calcular su normalidad

**Datos**

$N = ?$

$V_{Sol} = 600 ml$

$n Eq = ?$

$Ca = 40$

$O = 16 \times 2 = 32$

$H = 1 \times 2 = 2$

De 10 g Ca(OH)<sub>2</sub> obtenemos el peso molecular  $PM(Ca(OH)_2) = 74 g$  este peso lo dividimos entre dos porque hay dos OH, tenemos (1Eq es igual a 37g).

$$n Eq = \frac{m}{Eq} = \frac{10g}{37 g/Eq} = 0,27 Eq$$

$$N = \frac{1000 \times n Eq}{V}$$

$$N = \frac{1000 \times 0,27 Eq}{600 ml} = 0,45 Eq/L$$

Actividad

Resolvamos los siguientes ejercicios:

- ¿Cuántos equivalentes contiene 0,12L de solución en 0,4 N?
- ¿Cuál es la normalidad de una solución que contiene 0,5 equivalentes de soluto en 1,5 litros de solución?
- Una solución contiene 50g de sulfato cúprico (CuSO<sub>4</sub>) por cada 300ml. Calcular su normalidad
- Una solución contiene 5g de hidróxido de sodio por cada 250ml. Calcular su normalidad.
- ¿Qué volumen de solución de 3,0 N podemos preparar con 50g de ZnCl<sub>2</sub>?

**3. Molalidad(m)**

Indica la cantidad de moles de soluto presente en un kg (1000 g) agua equivalente a un litro. La molalidad se calcula mediante la expresión:

La concentración molar es el número de moles de soluto que están disueltos en 1kg de solvente.

$$m = \frac{n \text{ sto}}{Kg \text{ Ste}}$$

$$m = \frac{1000 \times n}{m \text{ Ste}}$$

$$n = \frac{m \times V \times D}{1000 + m \times PM}$$

1. Como se disuelven 17g de nitrato de sodio (NaNO<sub>3</sub>) en 400ml de agua. Calcular la molalidad de la solución formada.

**Datos**

$m = ?$

17g de NaNO<sub>3</sub>

400 ml = 400g de H<sub>2</sub>O

PM (NaNO<sub>3</sub>) = 85 g/mol

$$m = \frac{17g}{85g/mol} = 0.2 mol$$

$$m = \frac{1000 \times 0.2mol}{400g} = 0.5 mol/g$$

Actividad

- Calculamos la molalidad de la solución se disuelven 14,3 g sacarosa  $C_{12}H_{22}O_{11}$
- ¿Cuál es la molalidad de una solución que está formada por 20 moles de alcohol propílico  $C_3H_7OH$  disueltos en 3 kg de agua?
  - ¿Cuál es la molalidad de una solución que se prepara con 16 g de hidróxido de potasio y 1600 g de agua?

#### 4. Fracción molar (X)

Expresa el número de moles de un componente de la solución, en relación con el número total de moles, incluyendo todos los componentes presentes, calcula mediante la expresión

$$X_{(soluto)} = \frac{n_{(soluto)}}{n_{(totales)}} \quad X_{(disolvente)} = \frac{n_{(disolvente)}}{n_{(totales)}} \quad X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

1. Se mezclan 35,6g de tolueno ( $C_6H_5CH_3$ ) con 125g de benceno ( $C_6H_6$ ). Calcular la fracción molar del tolueno y benceno.

**Datos**

35,6g de tolueno

PM ( $C_6H_5CH_3$ ) = 92g/mol

125g de benceno

PM ( $C_6H_6$ ) = 78g/mol

Fracción molar tolueno  $X_{tolueno} = ?$

Fracción molar benceno  $X_{benceno} = ?$

$$n_{tolueno} = \frac{35.6g}{92g/mol} = 0.3869 mol$$

$$n_{benceno} = \frac{125g}{78g/mol} = 1.603 mol$$

$$X_{tolueno} = \frac{0.3869 mol}{0.3869mol + 1.603mol} = 0.194$$

$$X_{benceno} = \frac{1.603 mol}{0.3869mol + 1.603mol} = 0.806$$

#### Cultivo sin suelo

Los cambios demográficos en las zonas dedicadas al cultivo, el cambio climático y la escasez de agua han obligado a recurrir a otros sistemas de producción sostenible, entre ellos la hidroponía.

Es la técnica de producción o cultivo sin suelo, en la cual se abastece de agua y nutrientes a través de una solución nutritiva completa. La nutrición de las plantas en hidroponía, se da a través de una solución nutritiva balanceada y equilibrada que se formula a partir de un análisis de agua, la especie vegetal a cultivar y las condiciones ambientales que se tengan.

La solución nutritiva es un conjunto de sales minerales disueltas en el agua, que puede variar su proporción dependiendo de la especie de planta a cultivar.

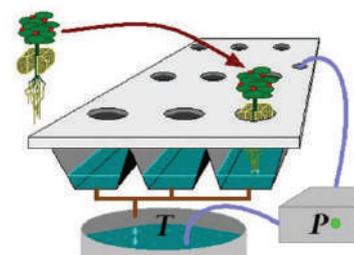
Los minerales minerales esenciales son los siguientes: nitrógeno (N), fósforo (P), potasio (K), calcio (Ca), magnesio (Mg), azufre (S), hierro (Fe), manganeso (Mn), boro (B), cloro (Cl), cobre (Cu), zinc (Zn) y molibdeno (Mo).

Existen varias formas de expresar la concentración de soluciones nutritivas:

- Gramos por soluto disueltos en cada 1000 litros de agua (g/1000L)
- Miligramos de soluto disueltos en un litro de agua (mg/L)
- Partes por millón, gramos de soluto disueltos en un millón de gramos de disolvente (agua). ppm = g/1 000 000 g de agua = g /1000 L = mg/L 4)

Fuente: <https://www.guao.org/sites/default/files/biblioteca/Manual%20de%20hidropon%C3%ADa.pdf>

VALORACIÓN



PRODUCCIÓN

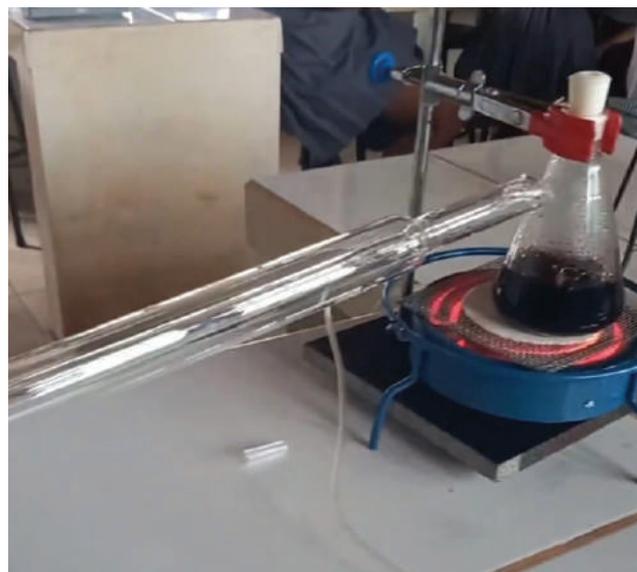
- Elaboramos un mapa mental del contenido
- Realizamos una investigación sobre el uso de disoluciones en procesos productivos de tu contexto.
- Averiguamos acerca del uso de alguna solución que se utiliza en medicina tradicional.

## SOLUBILIDAD

## PRÁCTICA

## Materiales:

- Agua Destilada
- 3 g de nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ )
- 10 g de Cloruro de Sodio ( $\text{NaCl}$ )
- 60 g de Hidróxido de potasio  $\text{KOH}$
- Agua
- Balanza
- Espátula
- Vidrio de reloj
- Embudo
- Matraz



## Procedimiento:

Pesar la masa deseada del soluto en la balanza, luego incorporar al matraz aforado al embudo con cuidado, al nitrato de plata se le coloca 250 cm<sup>3</sup> de agua destilada, al cloruro de Sodio 100 ml de agua y al Hidróxido de potasio 0,5 L de agua, seguidamente tapar el matraz y agitar hasta homogeneizar la solución para que finalmente lo pongamos en frascos limpios y observar que tipo de concentración se dio en cada uno

## TEORÍA



Sabías que:

Antoine Laurent Lavoisier propuso que la materia es la misma al comienzo y al final de una reacción.

## 1. Solubilidad

La solubilidad se define como la cantidad máxima en gramos de soluto que se puede disolver en 100 gramos de solvente a una temperatura determinada; los factores que afectan a la solubilidad son:

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente, depende de los siguientes:

## 1.2 Temperatura

En general se puede decir que a mayor temperatura mayor la solubilidad. Así, es frecuente usar efecto de la temperatura para obtener soluciones sobresaturadas. Sin embargo, esta regla no se cumple en todas las situaciones.

Ejemplo: la solubilidad de los gases suele disminuir al aumentar la temperatura de la solución, pues, al poseer mayor energía cinética, las moléculas del gas tienen a volatizarse. De la misma manera algunas sustancias como el carbonato de litio ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ) son menos solubles al aumentar la temperatura

## 1.3 Presión

La presión no afecta demasiado las solubilidades de sólidos y líquidos, mientras que tiene un efecto determinante en las de los gases. Un aumento en la presión produce un aumento en la solubilidad de gases en líquidos. Esta relación es de proporcionalidad directa. Por ejemplo, cuando se destapa una gaseosa, la presión disminuye, por lo general el gas carbónico disuelto en ella escapa en forma de pequeñas burbujas.

La solubilidad es una magnitud (un valor) característica de cada una de las sustancias, es un parámetro de saturación.

La fórmula es:

$$S = \frac{g \text{ Sto}}{100 g \text{ H}_2\text{O}}$$

## Ejemplo

1.-La solubilidad de una sal es 35 g en 100 g de agua a una temperatura de 50°C, a esta misma temperatura se disuelve 200 g de sal en 400 g de agua y la solución resultante es: a) No saturada, b) Saturada c) Sobresaturada

$$s = \frac{g \text{ Sto}}{100g \text{ H}_2\text{O}}$$

### Datos

$$s = 35g \text{ de sal}/100g \text{ de H}_2\text{O}$$

$$T = 50^\circ \text{C}$$

$$m \text{ de sal} = 200 \text{ g}$$

$$m \text{ de agua} = 400 \text{ g}$$

$$200 \text{ g sal} \rightarrow 400g\text{H}_2\text{O}$$

$$X \rightarrow 100g \text{ H}_2\text{O}$$

$$X = \frac{200g \text{ sal} \times 100g \text{ H}_2\text{O}}{400g \text{ H}_2\text{O}} = 50g \text{ de sal}/100g \text{ H}_2\text{O}$$

### Actividad

#### Realizamos las siguiente practica:

- La solubilidad es 50 g en 100 g de agua a una temperatura a 60°C, si a esta temperatura se mezcla 80 g de sale n 200 g de agua. La solución resultante es:  
a) No saturada, b) saturada, c) Sobresaturada.
- La solubilidad de una sal es 10 g en 100 g de agua a una temperatura de 50°C a esta misma temperatura se disuelve 150 g de sal en 380 g de agua y la solución resultante es:  
a) No saturada, b) saturada, c) Sobresaturada.

## 2. Dilución de las Soluciones:

La dilución de las disoluciones, es un conjunto de procesos teóricos y experimental que nos permiten preparar disoluciones de menor concentración a partir de otras de mayor concentración.

La fórmula es:

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

$V_1$  = Volumen Inicial de la Solución

$V_2$  = Volumen final de la solución

$C_1$  = Concentración inicial

$C_2$  = Concentración final

## Ejemplo

1. Un recipiente contiene 400 ml de disolución de ácido nítrico 2,5 M; En él se añade 600 ml de agua. ¿Cuál es la concentración molar de la nueva disolución?

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

### Datos

$$C_1 = 2,5 \text{ M}$$

$$V_1 = 400 \text{ ml}$$

$$C_2 = ?$$

$$V_2 = 400 \text{ ml} + 600 \text{ ml} = 1000 \text{ ml}$$

$$C_2 = \frac{V_1 \times C_1}{V_2}$$

$$C_2 = \frac{400 \text{ ml} \times 2,5 \text{ M}}{1000 \text{ ml}} = 1.13 \text{ M}$$

### Ejemplo

2. Se prepara un volumen de  $100\text{ ml}$  de ácido nítrico a  $0,5M$  a partir de un reactivo de ácido nítrico, cuya pureza es de  $65\%m/m$  y  $1,35\text{ g/ml}$  de densidad. Calcular cuántos  $ml$  de solución de laboratorio se necesita medir.

#### Datos

$$C_1 = ?$$

$$V_2 = 100\text{ ml}$$

$$C_2 = 0.5\text{ M}$$

$$Pza = 65\% m/m \rightarrow 65g\text{ HNO}_3$$

$$D = 1,35g/mol$$

$$PM(\text{HNO}_3) = 63\text{ g/mol}$$

$$C_1 = 136.91\text{ M}$$

$$V_1 = ?$$

$$\frac{65g\text{ HNO}_3}{100g\text{ Sol}} \times \frac{1.35g\text{ Sol}}{1ml} \times \frac{1\text{ mol HNO}_3}{63g\text{ HNO}_3} \times \frac{1000\text{ ml}}{1\text{ l}} = 13.91\text{ M}$$

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

$$V_1 = \frac{V_2 \times C_2}{C_1}$$

$$V_1 = \frac{100\text{ ml} \times 0.5\text{ M}}{13.91\text{ M}} = 3.59\text{ ml}$$

#### Actividad

- Se tiene  $150ml$  de una solución a  $1,80M$  de  $NaOH$  ¿Cuántos  $ml$  de agua se deben agregar para que la solución quede  $0,50M$ ?
- Se prepara un volumen de  $100\text{ ml}$  de alcohol al  $70\%$  a partir de un alcohol puro cuya concentración es al  $96\%$ . Calcular  $ml$  de solución de laboratorio se necesita medir.
- Calcular cuántos  $ml$  de solución se necesita medir para una solución de  $200\text{ ml}$  de ácido nítrico a  $0,5\text{ N}$  a partir de una solución de ácido nítrico de  $2N$ .
- Se prepara un volumen de  $50\text{ ml}$  de ácido clorhídrico al  $80\%$  a partir de un ácido puro, cuya concentración es al  $95\%$ . Calcular cuántos  $ml$  de solución se necesita medir.

### 3. Estequiometría de las soluciones

Los cálculos estequiométricos se basan en la proporcionalidad que mantienen las sustancias en las reacciones. Los coeficientes de una ecuación balanceada relacionan directamente los moles de los reactivos comprometidos con los moles de los productos que se forman en ella. Como consecuencia, también se relacionan las masas de esos reactivos con las de los productos y en ciertas condiciones, los volúmenes de los reactivos con los volúmenes de los productos.

La relación estequiométrica más adecuado para el problema, dependiendo del tipo de dato conocido con la sustancia requerida.

#### Ejemplo:

1. Cuántos moles de  $CO_2$  se produce en la combustión completa de  $2,5$  moles de gas propano ( $C_3H_8$ )

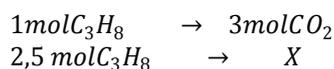
Reacción es:



#### Datos

$$molCO_2 = ?$$

$$2,5\text{ mol de }C_3H_8$$



$$X = \frac{2,5\text{ mol }C_3H_8 \times 3\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol de }C_3H_8} = 7,5\text{ mol de }CO_2$$

Actividad

- Cuántos moles de oxígeno se necesitan para la combustión completa de 3 moles de butano  $C_4H_{10}$ .  
 $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- Cuántos moles de metano se produce para la mezcla de hidrógeno con 2 moles de  $CO_2$ .  
 $CO_2 + H_2 \rightarrow H_2O + CH_4$
- Cuántos moles de dióxido de carbono se produce en la combustión completa de 4 moles de gas metano.  
 $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

VALORACIÓN

Valoramos los procedimientos de las disoluciones en la química y la importancia de la estequiometría en los laboratorios para ayudar a la exactitud de las diferentes disoluciones, ya que la mayoría de los productos que utilizamos en la vida diaria derivan de sustancias que al combinarse generan un producto, así mismo analizamos el buen uso y manejo de cada uno de ellos para preservar y conservar lo que nos ofrece la madre tierra.

PRODUCCIÓN

Actividad

**Investigamos:**

- ¿Cuál es la solubilidad de la leche?.
- ¿Qué reactivos químicos intervienen en la elaboración del queso?.
- ¿Cómo se aplica la estequiometría en la vida diaria?.

## RECORDANDO LO APRENDIDO - MODELO DE PRUEBA UNIVERSITARIA

- Estudia los cálculos de las sustancias que participan en una reacción:
  - Química
  - Estadística
  - Física
  - Ninguna
- La ley de las proporciones múltiples fue dada por:
  - Proust
  - Richter
  - Dalton
  - Lavoisier
- El siguiente enunciado: "En toda ecuación química, la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos", corresponde a:
  - Proust
  - Richter
  - Dalton
  - Lavoisier
- El creador de la Ley de la composición definida fue:
  - Proust
  - Richter
  - Dalton
  - Ninguno
- La estequiometría estudia:
  - Las relaciones cuantitativas de las sustancias y de sus reacciones
  - Las relaciones entre volúmenes
  - Solo las reacciones de las masas
  - Ninguno
- El peso equivalente o equivalente gramo del ácido sulfúrico es:
  - 100 g
  - 50 g
  - 49
  - 64 g
- El peso equivalente o equivalente gramo del calcio es:
  - 40 g
  - 20 g
  - 15 g
  - 23 g
- Mol se expresa en gramos y es el de:
  - Electrones
  - Átomos
  - Partículas
  - Cationes
- Cuando se consume toda la sustancia se dice que es:
  - Reactivo excedente
  - Reactivo limitante
  - Rendimiento de una sustancia
  - Ninguna
- El volumen que ocupa una sustancia gaseosa es:
  - 22,04 litros
  - 22,4 mol
  - 22,4 litros
  - 22,4 g
- La ley de AVOGADRO dice que volúmenes iguales de gases contienen la misma cantidad de moléculas medidas a:
  - Igualdad de temperatura
  - Igualdad de presión
  - Todas las anteriores
  - Ninguna
- Cuántos moles de magnesio se necesitará para obtener 130 g de óxido de magnesio?
  - 4,23 mol
  - 3,25 mol
  - 5,56 mol
  - 4,32 mol
- ¿Cuántos gramos de oxígeno se requieren, para producir 7 moles  $\text{CO}_2$ ?
  - 3 moles  $\text{O}_2$
  - 7 moles  $\text{O}_2$
  - 6 moles  $\text{O}_2$
  - 5 moles  $\text{O}_2$
- Se oxidan 38 g de óxido férrico. se obtienen 25.34 g de hierro. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?
  - 95,26 %
  - 26.6 %
  - 95,34 %
  - 46,67 %6
- El peso molecular del sulfato de calcio dihidratado, es:
  - 172
  - 173
  - 174
  - 175
- Un cuerpo cuyo composición porcentual es: 43,396 % de Na, 11,321 % de C y 45,238 % de O. ¿Cuál es Su fórmula empírica?
  - $\text{NaCO}_3$
  - $\text{Na}_2\text{CO}_3$
  - $\text{Na}_2\text{CO}_2$
  - Ninguna
- Se encarga de los cálculos de las cantidades de sustancias que se emplean en los procesos químicos. Es la:
  - Química
  - Física
  - Estequiometría
  - Biología

## PROPIEDADES DE LAS SOLUCIONES

### PRÁCTICA

Realizamos la siguiente práctica experimental:

**Objetivo:** Comparar distintas sustancias de uso cotidiano para conocer y observar las densidades de cada una respecto a la del agua.

#### Materiales

- Una botella o recipiente transparente
- Jeringa de 10 o 20 ml
- Un clavo
- Un corcho
- Un trozo de zanahoria

#### Reactivos

- 20 ml de miel
- 20 ml de agua coloreada
- 20 ml de alcohol
- 20 ml de detergente líquido
- 20 ml de alcohol

#### Procedimiento

En el recipiente ir agregando las sustancias una por una con el cuidado correspondiente, por consiguiente ir dejando caer los objetos en orden: clavo, zanahoria, corcho. Observar detenidamente que sucede.



### Actividad

Respondamos las siguientes preguntas:

- ¿Qué sucede con las sustancias en el recipiente?
- ¿Porque es importante conocer la densidad de las sustancias?
- ¿Qué indica el hecho de que un objeto se hunda, se quede dentro o flote en el agua?

### TEORÍA



*El agua tiene una densidad de  $1\text{kg}/\text{m}^3$ .*



*La densidad de los diferentes jugos frutales varía de acuerdo a su composición.*

### 1. Generalidades

Una disolución es una mezcla formada por dos o más sustancias, generalmente el soluto está en menor cantidad que el disolvente.

Cuando un soluto y un disolvente forman una solución, la presencia del soluto puede determinar la modificación de estas propiedades con respecto a su estado normal en la forma, es decir líquido puro.

Estas modificaciones son las que se conocen como propiedades de las soluciones, entre los cuales tenemos a:

- Propiedades constitutivas
- Propiedades colectivas o coligativas

### 2. Propiedades Constitutivas

Son aquellas que dependen de la estructura molecular de las partículas del soluto en una solución, es decir que está sujeto a la naturaleza de las partículas disueltas.

Se clasifica según su:

- Densidad
- Viscosidad
- Conductividad eléctrica

### a) Densidad

Definida como una magnitud física que expresa la cantidad de masa contenida en un determinado volumen. En una solución se observa cuando dos sustancias se mezclan, las masas parciales equivalen a la masa total del sistema, sin embargo el volumen contenido en cada solución puede variar al mezclarse dando origen a un nuevo volumen.

### b) Viscosidad

El término viscosidad se refiere a la resistencia que presenta los líquidos a fluir. En el caso de las soluciones esta propiedad actúa de la misma manera, es decir cuánto más viscoso es la solución más lento es el flujo de la misma.

### c) Conductividad eléctrica

Es la disposición que tiene una sustancia para transmitir corriente eléctrica, dependerá de la cantidad de iones presentes en la solución se los denomina electrolito, entre los cuales existe:

- Electrolitos fuertes (Na Cl, Na OH, H<sub>2</sub> SO<sub>4</sub>)
- Electrolitos débiles (H<sub>2</sub> CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S)

## 3. Propiedades Coligativas

Son aquellas que dependen de la cantidad de las partículas (átomos, moléculas, iones) disueltas en una cantidad fija de disolvente, entre los cuales se tiene a:

- Disminución de la presión de vapor
- Descenso crioscópico
- Aumento ebulloscópico
- Presión osmótica

### Leemos y reflexionamos:

Si la batería tiene poco ácido, significa que está descargada o que se ha filtrado ácido en la batería. En este caso, no funcionará correctamente y será necesario reemplazarlo por otro. Es importante tener en cuenta que las baterías sin plomo no se pueden cargar ni utilizar de ninguna manera.

El electrolito es ácido sulfúrico diluido. Cuando una batería se carga o descarga, actúa como conductor, transportando iones eléctricos entre las placas positiva y negativa.

- ¿Cuáles son los electrolitos presentes en una batería de auto y motocicleta?
- ¿Por qué se llaman electrolitos fuertes y débiles?

### Investiga:

- Realiza un cuadro informativo con el valor de las densidades de las siguientes sustancias: hielo, gasolina, cobre, oro, vidrio, papel, carbono.
- Utiliza fotografías para ilustrar el cuadro.

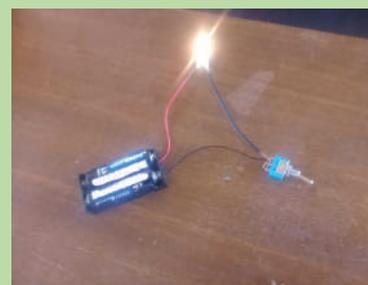


*El aceite es una mezcla menos densa que el agua.*



*La parafina que es utilizado para fabricar velas.*

### VALORACIÓN



### PRODUCCIÓN

## PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES EN LA COMUNIDAD (I)

### PRÁCTICA

Desarrollamos la siguiente práctica experimental: Presión osmótica

**Objetivo:** Demostrar a través de un experimento casero la presión osmótica

**Materiales:**

- Botella transparente de 450 ml
- Liga resistente
- Recipiente transparente
- Papel celofán

**Reactivos:**

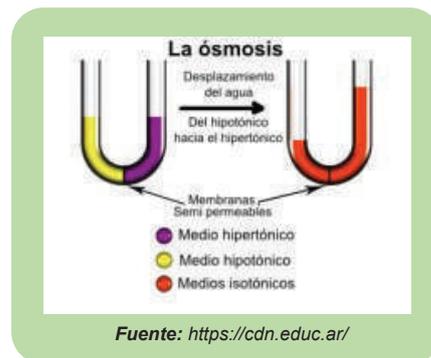
- Cloruro de sodio 40 g
- Agua 250 ml

**Procedimiento:**

Añadir los 150 ml de agua a la botella de plástico

Al solvente agregar los 40 g de cloruro de sodio, remover la botella para que se diluya la sal, posterior a ello sujetar con una liga.

El resto del agua echar al otro recipiente, dentro de ella colocar la botella de cabeza para abajo y observar que sucede después de un lapso de tiempo.



Fuente: <https://cdn.educ.ar/>

Actividad

Analizamos y respondemos por equipos de trabajo a las siguientes preguntas:

- ¿Qué sucedió transcurrido el tiempo indicado?
- ¿Qué diferencia existe entre presión osmótica y osmosis?
- ¿Se podría cambiar de soluto y solvente?

### TEORÍA



Fuente: [www.ingenieriaquimicareviews.com](http://www.ingenieriaquimicareviews.com)

La Ley de Raoult es utilizada para medir los cambios de presión de vapor.

De igual manera se utiliza para analizar y describir la composición de solvente volátiles en la fase gaseosa.

### 1. Ley de Raoult

La ley debe su nombre al químico francés François Marie Raoult (1830-1901), quien establece: "a presión parcial de un disolvente sobre una disolución  $P_1$  está dada por la presión de vapor del disolvente puro  $P_{01}$ , multiplicada por la fracción molar del disolvente en la disolución  $X_1$ ", es decir una presión de vapor de una disolución siempre es menor que la del disolvente puro.

Corresponde a la siguiente ecuación matemática:

$$P_{sto} = P_{ste} * X_{ste}$$

Donde:

$P_{ste}$  = presión parcial del disolvente en una disolución

$P_{ste}$  = presión de vapor del disolvente puro

$X_{ste}$  = fracción molar del disolvente en una disolución

Esta ley se aplica para soluciones ideales que cumplen con ciertas características:

- Las fuerzas intermoleculares entre moléculas iguales deben ser iguales a las fuerzas intermoleculares entre moléculas distintas.

**Ejemplo 1:** La glucosa una sustancia organiza importante para el organismo, calcule el descenso de la presión de vapor si se disuelve 5,76 g de esta sustancia en 25,2 g de agua a 25°C, siendo su presión de vapor de 23,8mmHg a esa temperatura.

**Datos:**

$$m_{ste}=25,2 \text{ g}$$

$$m_{sto}=5,76 \text{ g}$$

$$MM_{sto}=180 \text{ g/mol}$$

Calculamos los moles del soluto:

$$\text{moles soluto} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}} = \frac{5,67\text{g}}{180\text{g/mol}} = 0,0315\text{moles}$$

Calculamos los moles del solvente:

$$\text{moles solvente} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}} = \frac{25,27\text{g}}{18\text{g/mol}} = 1,4\text{moles}$$

Calculamos la fracción molar del solvente:

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{moles totales}} = \frac{0,0315\text{moles}}{(0,0315\text{moles} + 1,4\text{moles})} = 0,022$$

Luego aplicamos la ecuación para calcular el descenso de la presión

$$P_{sto} = P_{ste} * X_{ste}$$

$$P_{sto} = 23,8\text{mmHg} * 0,22$$

$$P_{sto} = 0,5236\text{mmHg}$$

**Ejemplo 2:** A 100°C la presión de vapor de agua es de 760 mmHg. Calcular la presión relativa de una disolución obtenida al disolver 5 gramos de azúcar (sacarosa C<sub>12</sub> H<sub>22</sub> O<sub>11</sub>) en 100 gramos de agua.

**Datos:**

$$m_{ste}=100 \text{ g}$$

$$m_{sto}=5 \text{ g}$$

$$MM_{sto}=342 \text{ g/mol}$$

Calculamos los moles del soluto:

$$\text{moles soluto} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}} = \frac{5\text{g}}{342\text{g/mol}} = 0,015 \text{ moles}$$

Calculamos los moles del solvente:

$$\text{moles solvente} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}} = \frac{100\text{g}}{18\text{g/mol}} = 5,56\text{moles}$$

Calculamos la fracción molar del solvente:

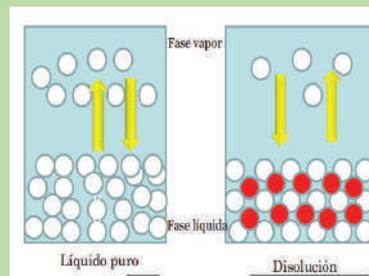
$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{moles totales}} = \frac{0,015\text{moles}}{(0,015\text{moles} + 5,56\text{moles})} = 0,997$$

Luego aplicamos la ecuación para calcular el descenso de la presión de vapor de la sustancia:

$$P_{sto} = P_{ste} * X_{ste}$$

$$P_{sto} = 760\text{mmHg} * 0,997$$

$$P_{sto} = 757,52\text{mmHg}$$



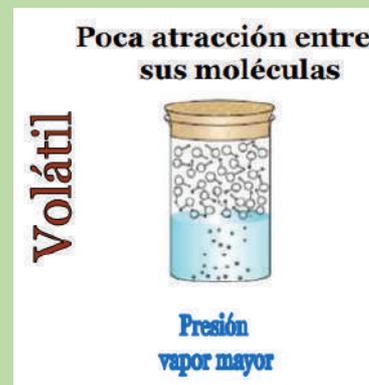
Fuente: <https://www.guao.org/>

Esta imagen nos muestra sobre como desciende la presión de vapor si se le agrega un soluto no volátil

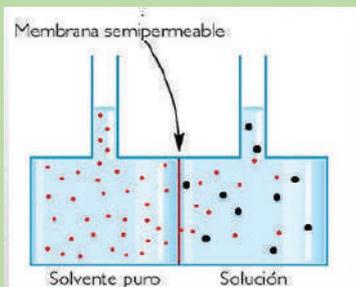
**Aplicaciones:**

La principal aplicación que tiene la ley es en destilaciones para separar componentes puros o destilaciones fraccionadas para la obtención de alcoholes en la industria química.

**Volatilidad:**

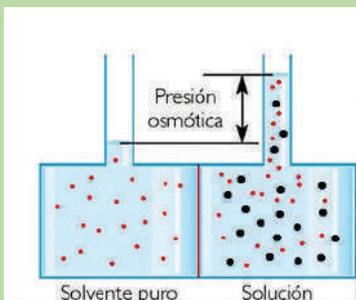


Fuente: <https://www.guao.org/>



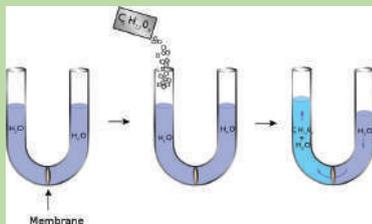
Fuente: <https://docplayer.es/>

La membrana semipermeable solo permite el paso del solvente y no así del soluto.



Fuente: <https://docplayer.es/>

La presión osmótica es aquella que se requiere para detener la osmosis.



Representación gráfica de la presión osmótica.

### Aplicaciones

- Sueros
- Plantas
- Industria alimentaria (deshidratación osmótica)
- Tratar diferentes tipos de aguas industriales (agua residual, agua contaminada, agua de mar).

## 2. Presión Osmótica

La ósmosis es un proceso espontáneo en el que un disolvente pasa a través de una membrana semipermeable desde una solución con una presión de vapor más alta a una solución con una presión de vapor más baja. Esto se logra debido a la diferencia de presión de vapor en los dos lados de la membrana semipermeable y la presión osmótica es la fuerza por unidad de área aplicada a la solución para evitar la transferencia de solvente puro a través de la membrana a dicha solución.

La presión osmótica se puede definir también como la presión que se debe aplicar a una solución para evitar el flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable.

La ecuación matemática que representa a la presión osmótica es:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

Donde:

$\pi$  = presión osmótica (atm)

$M$  = molaridad (mol/L)

$R$  = constante de los gases 0,082 atmL/Kmol

$T$  = temperatura (K)

**Ejemplo 1:** ¿Cuál es la concentración molar de una disolución que mostró una presión osmótica de 55, 87 mmHg a 25°C?

**Datos:**

$\pi = 55,87 \text{ mmHg}$

$R = 0,082 \text{ atmL/Kmol}$

$T = 25^\circ\text{C}$

$M = ?$

Debemos convertir la temperatura a K:

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

Convertimos la unidad de presión de mmHg a atm:

$$55,87 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,074 \text{ atm}$$

Aplicamos la ecuación para calcular la molaridad:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

Como estamos buscando molaridad debemos despejar de la ecuación y poder reemplazar los datos:

$$M = \frac{\pi}{R \cdot T} = \frac{0,074 \text{ atm}}{\frac{0,082 \text{ atmL}}{\text{Kmol}} \cdot 298\text{K}}$$

$$M = 0,003 \text{ mol/L}$$

**Ejemplo 2:** Hallar a 18°C la presión osmótica (en atm) de una disolución de glucosa (C<sub>6</sub> H<sub>12</sub> O<sub>6</sub>), que contiene 1g de soluto en 20 cm<sup>3</sup> de disolución.

**Datos:**

$$\pi = ?$$

$$R = 0,082 \text{ atmL/Kmol}$$

$$T = 18^\circ\text{C} + 273 = 291$$

$$m_{\text{sto}} = 1 \text{ g}$$

$$V_{\text{sol}} = 20 \text{ cm}^3 = 0,02 \text{ l}$$

$$MM_{\text{sto}} = 180 \text{ g}$$

Hallamos los moles de soluto:

$$\text{moles soluto} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}} = \frac{1 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0,0055 \text{ moles}$$

Hallamos la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volmen solución (L)}} = \frac{0,0055 \text{ moles}}{0,02 \text{ l}} = 2,75 \text{ mol/l}$$

Debemos convertir la temperatura a K:

$$T = 18^\circ\text{C} + 273 = 291 \text{ K}$$

Aplicamos la ecuación para calcular la presión osmótica:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$\pi = 2,75 \text{ mol/l} * 0,082 \text{ atmL/Kmol} * 291 \text{ K}$$

$$\pi = 6,63 \text{ atm}$$

**Leemos y reflexionamos:**

El agua es un recurso natural abundante en nuestro planeta, representa 1,380 millones de km<sup>3</sup>; sin embargo, la mayor parte de este recurso se encuentra compuesta por agua de salada y un cierto porcentaje en estado sólido, los que no se pueden aprovechar de forma directa. Por este motivo y como consecuencia del crecimiento demográfico acelerado, y al aumento del consumo de agua dulce, se estima que, en pocos años, millones de personas sufrirán escases de agua dulce o potable. Estas problemáticas han ocasionado que el ser humano invente nuevas técnicas para la potabilización del agua, que satisfaga las necesidades de la creciente población. Una de las técnicas utilizadas con este fin es el aprovechamiento de la presión dentro del ámbito industrial, de igual manera, la ósmosis inversa y la presión osmótica son una innovación importante para las plantas de tratamientos de aguas residuales, convirtiéndolas en centros con tecnologías nuevas con vista hacia las nuevas formas de convertir el agua de mar y otros en agua y que además se perfilan como técnicas sostenibles para este efecto.

**Realiza los siguientes ejercicios:**

1. La presión de vapor del Etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) a 20°C es 44 mmHg. Calcular la presión de vapor de una disolución que contiene 92 g de etanol y 47 g de Fenol (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>O)
2. Calcular el peso molecular del azúcar cuando se disuelve 2 g en 50 ml de disolución a una temperatura de 25°C, siendo la presión osmótica de 2,86atm.
3. Una disolución que contiene 25 g de albúmina de huevo por litro que ejerce una presión osmótica de 17,08 atm a 13,5°C. Determina el peso molecular de dicha proteína.

### Dato curioso...

En la presión osmótica se cumplen tres condiciones, como ser:

- A mayor concentración molar, mayor será la presión osmótica.
- A mayor temperatura absoluta, mayor debe ser la presión osmótica.
- A la misma molaridad y temperatura absoluta, existirá misma presión osmótica.

### Manos a la obra...

Investiga cómo se desarrolla el proceso de presión osmótica en los seres vivos.

### VALORACIÓN



Fuente: <https://www.wattco.com/>

### PRODUCCIÓN

## PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES EN LA COMUNIDAD (II)

### PRÁCTICA

**Objetivo:** Determinar las propiedades coligativas de las disoluciones y aplicarlas en la explicación de la elevación del punto de ebullición y el descenso del punto de congelación del agua y en la determinación de la masa molar y la atomicidad del azufre.

#### Materiales

- Hornilla eléctrica con su rejilla
- Balanza 0,001 g
- Vasos de precipitados de 250 ml
- Termómetro
- Soporte universal con pinza
- Varilla de vidrio
- Tubo de ensayo de 15 ml

#### Reactivos

- Azúcar sacarosa
- Sal común de mesa
- Naftalina
- Azufre en polvo



#### Procedimiento:

Con los materiales y reactivos, armamos el sistema como se observa en la imagen.

### Actividad

Respondemos a las siguientes preguntas:

- ¿A qué temperatura hierve el agua en nuestra comunidad y porque no lo hace a 100°C?
- ¿Con cuál de las sustancias hierve más rápido el agua y por qué?
- ¿Cuál de las experiencias resultó más fácil realizarlo?

### TEORÍA

#### Descenso de la presión de vapor del disolvente



Fuente: <https://www.lifeder.com/>

#### Aplicaciones:

- Diseño y fabricación de contenedores.
- Sustancias volátiles.
- Sustancias explosivas.

### 1. Descenso de la presión de vapor

La adición de un soluto no volátil reduce la presión de vapor del disolvente. Las razones de este efecto son:

- El número de moléculas de disolvente en la superficie libre disminuye.
- Se forma una fuerza de atracción entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente, lo que dificulta que se conviertan en vapor.

En otras palabras, cuanto más soluto se añade, se observa una menor presión de vapor. Por tanto, la caída de la misma del disolvente en la solución es proporcional a la fracción molar del soluto.

Por ejemplo, cuando preparamos un café caliente, al cual se le agrega azúcar para endulzar es ahí donde la presión de vapor disminuye. Otra situación que comúnmente se ve a diario es el proceso de evaporación al pasar de un estado líquido al gaseoso, sin embargo, cuando se le agrega un soluto no volátil da paso a la disminución de la presión de vapor.

## 2. Descenso crioscópico

Este fenómeno está asociado con la adición de solutos no volátiles, que inhiben la formación de cristales sólidos a una determinada temperatura (temperatura de solidificación del disolvente). Un ejemplo que refleja esta propiedad coligativa es la adición de sal (NaCl) a una cantidad de hielo.

Puedes notar que estas sustancias se disuelven, dándote la falsa impresión de que el hielo se está derritiendo debido a la temperatura, pero lo que en realidad sucede es que la adición de un soluto no volátil baja el punto de congelación del agua, permitiendo que se disuelva en agua.

Es decir: "en las disoluciones acuosas que tiene solutos no volátiles, el descenso en la temperatura, respecto al disolvente puro, es igual al producto de la constante crioscópica por la concentración molar de la disolución"

La ecuación matemática que representa al descenso crioscópico es:

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c = K_c m$$

$\Delta T_c =$  punto de congelación

$K_c =$  constante crioscópica

$m =$  molalidad

$$m = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{masa del solvente (kg)}}$$

**Ejemplo 1:** El etilenglicol, es un anticongelante generalmente utilizado en automóviles, calcular el punto de congelación que contenga 100 g de esta sustancia en 800 g de agua (H<sub>2</sub>O), cuya constante es de 1,86°C kg/mol

Datos:

$$m_{ste} = 800 \text{ g} = 0,8 \text{ kg}$$

$$m_{sto} = 100 \text{ g}$$

$$MM_{sto} = 62 \text{ g/mol}$$

$$K_c = 1,86^\circ\text{C kg/mol}$$

Calculamos los moles del soluto:

$$\text{moles soluto} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}} = \frac{100 \text{ g}}{62 \text{ g/mol}} = 1,61 \text{ mol}$$

Calculamos la molalidad del solvente

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{masa del solvente}} = \frac{1,61 \text{ mol}}{0,8 \text{ kg}} = 2,01 \text{ mol/kg}$$

Luego aplicamos la ecuación para calcular el descenso crioscópico de la sustancia.

$$\Delta T_c = K_c m$$

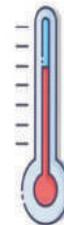
$$\Delta T_c = 1,86^\circ\text{C} \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{2,01 \text{ mol}}{\text{kg}} = 3,73^\circ\text{C}$$

Finalmente el descenso de crioscópico de la sustancia con el agua.

$$T_c = T_c^\circ - \Delta T_c$$

$$T_c = 0^\circ\text{C} - 3,73^\circ\text{C} = -3,73^\circ\text{C}$$

### Descenso crioscópico



Fuente: <https://www.lifeder.com/>

#### Aplicaciones:

- Anticongelantes
- Control de calidad industrial
- Añadir sal a las carreteras en épocas de nevada y evitar accidentes.



Fuente: [fisicaxquimica.blogspot.com/](http://fisicaxquimica.blogspot.com/)

Un anticongelante que se añade a los sistemas de refrigeración de un automóvil para cuidar que el motor se congele en épocas donde la temperatura desciende por debajo de los 0°C.

### 3. Aumento ebulloscópico

También conocido como ascenso ebulloscopio, Esta propiedad es contraria a la anterior porque el punto de ebullición es aquel en el que la presión de vapor es igual a la presión atmosférica.

Cuando se agrega un soluto no volátil a un solvente, el punto de ebullición aumenta porque es proporcional a la fracción molar de soluto.

Por ejemplo, el agua con sal hierve a mayor temperatura que el sin sal.

El aumento del punto de ebullición, se obtiene por la diferencia entre el punto de ebullición de la disolución y el punto de ebullición del disolvente puro, lo que se expresa como:

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^{\circ} = K_{eb} * m$$

$T_{eb}^{\circ}$  = punto de ebullición del disolvente puro

$T_{eb}$  = punto de ebullición de la disolución

$K_{eb}$  = constante ebulloscópica

$m$  = molalidad

$$m = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{masa del solvente (kg)}}$$



#### Aplicaciones:

- Añadir sal después de que hierva el agua.
- Hervir agua a diferentes alturas.



La temperatura puede ser medida con un termómetro manual.



También utilizando un multímetro.

**Ejemplo 1:** Se disuelve 70 g del anticongelante etilenglicol en 500 g de agua ( $H_2O$ ) cuyo constante ebulloscopio es  $0,52^{\circ}C \text{ kg/mol}$ , calcular el punto de ebullición de la solución.

#### Datos:

$$m_{ste} = 500 \text{ g} = 0,5 \text{ kg}$$

$$m_{sto} = 70 \text{ g}$$

$$MM_{sto} = 62 \text{ g/mol}$$

$$K_c = 0,52 \text{ kg/mol}$$

Calculamos los moles del soluto:

$$\text{moles soluto} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}} = \frac{70 \text{ g}}{62 \text{ g/mol}} = 1,13 \text{ mol}$$

Calculamos la molalidad del solvente

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{masa del solvente}} = \frac{1,13 \text{ mol}}{0,5 \text{ kg}} = 2,26 \text{ mol/kg}$$

Luego aplicamos la ecuación para calcular el aumento ebulloscopio de la sustancia.

$$\Delta T_{eb} = K_c m$$

$$\Delta T_c = 0,52^{\circ}C \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{2,26 \text{ mol}}{\text{kg}} = 1,18^{\circ}C$$

Finalmente, el aumento de ebullición de la sustancia con el agua.

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^{\circ}$$

$$T_{eb} = 100^{\circ}C + 1,18^{\circ}C = 101,18^{\circ}C$$

**Tabla de valores:**

Constantes crioscópicas de algunos disolventes:

Disolvente	Punto de congelación	K <sub>c</sub> °C kg/mol
Agua	0,00	1,86
Benceno	5,5	5,12
Naftalina	80,2	6,9
Alcanfor	178,4	37,7

Constantes de ebulloscopia de algunos disolventes:

Disolvente	Punto de ebullición normal °C	K <sub>eb</sub> °C kg/mol
Agua	100,0	0,52
Cloroformo	61,3	3,86
Alcohol etílico	78,4	1,20
Benceno	80,1	2,57



*El agua (H<sub>2</sub>O), es considerado como el solvente universal por la gran capacidad de dispersar otras sustancias salvo las sustancias hidrofóbicas.*

◀ VALORACIÓN ▶

**Leemos y reflexionamos:**

Las soluciones químicas son importantes en la industria en general para garantizar la calidad, la seguridad y la eficiencia de los procesos de producción y de los productos finales para el respectivo uso.

- ¿Será favorable o desfavorable echar los residuos del agua que se usó para lavar la ropa en las plantas?
- De qué manera afecta echar los residuos del aseo de los utensilios del hogar, residuos químicos en las tierras destinadas a la plantación.
- Que otras utilidades tienes las propiedades coligativas.



PRODUCCIÓN

**Resolvamos los siguientes ejercicios:**

1. ¿A qué temperatura congela una solución acuosa de glucosa C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> (MM= 180), que se forma al disolver 36 g de glucosa en un litro de agua?
2. Calcular: a) ¿Cuántos grados aumentará el punto de ebullición del agua, si en 100g de esta se disuelven 9 g de glucosa?; b) ¿Cuál es la temperatura de la solución?
3. Se ha preparado una solución de 2,6 g de un soluto en 120 g de benceno. El ascenso ebulloscopio observado 1,34 °C. ¿Cuál es el peso molecular del soluto?
4. Una disolución de glicerina con 6,8% de pureza empieza a congelar a -1,47°C, siendo la constante de congelación del agua de 1,86°C kg/mol. Hallar el peso molecular de la glicerina.

**Trabajamos:**

Desarrolla la práctica de aplicación experimental que se encuentra en la página 208 de la guía de laboratorio de química para reforzar nuestros conocimientos.

## CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO EN LOS PROCESOS PRODUCTIVOS

### PRÁCTICA

**Objetivo:** Observar el efecto que tiene sobre el equilibrio químico la variación de la concentración de los productos y los reactivos de una reacción y explicar este efecto aplicando el principio de Le Chatelier.

#### Materiales

- Matraz aforado de 250 ml
- Vaso precipitado de 250 ml
- Tres vasos precipitados de 100 ml
- Varilla de vidrio
- Balanza electrónica

#### Reactivos

- 50ml sol  $\text{FeCl}_3$  0,1M
- 50 ml sol  $\text{NH}_4\text{SCN}$  0,1M
- 50 ml sol  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,1M
- 10 ml sol  $\text{NaOH}$  0,5M
- 10 ml sol  $\text{HNO}_3$  0,5M



#### Procedimiento:

Con los materiales y reactivos, explicamos el principio de Le Chatelier.

### Actividad

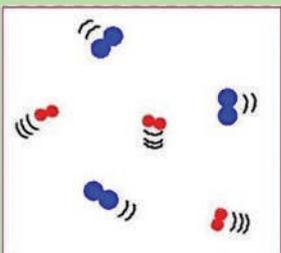
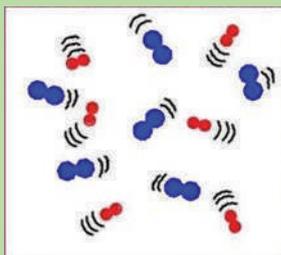
#### Respondamos a las siguientes preguntas:

- ¿Qué sucede con las sustancias?
- ¿Por qué es importante conocer este principio de Le Chatelier?
- ¿Qué indica el hecho de que exista una variación de las concentraciones en una reacción?

### TEORÍA

#### Dato curioso

La concentración de las reacciones aumenta la velocidad de las reacciones.



Fuente: <https://reactorquimico.wordpress.com/>

#### 1. Generalidades

Cinética química se encarga de estudiar la velocidad de las reacciones químicas, su mecanismo y su equilibrio.

Se llama equilibrio químico en el cual dos reacciones opuestas reversibles tienen lugar a la misma velocidad y dentro de un mismo sistema.

#### 2. Velocidad de las reacciones

Es la rapidez con que tiene lugar una reacción química y se mide tomando dos factores importantes:

- La cantidad de sustancia transformada se mide en moles.
- El tiempo requerido para transformarlo.

Algunas reacciones pueden darse de manera tan rápida que parecen instantáneas como las explosiones, precipitaciones y otras que pueden ser tan lentas que requieren de periodos geológicos para poder transformarse como la formación del petróleo por la descomposición de materia orgánica.

La ecuación que corresponde es:

$$\text{velocidad de reacción} = \frac{\text{Nro de moles consumidos}}{\text{tiempo}}$$

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{segundo}}$$

### 3. Factores que afectan la velocidad de reacción

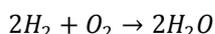
Es muy útil conocer los factores que pueden influir sobre la velocidad de reacción y en qué medida.

- La *temperatura* favorece a la reacción química de manera que a mayor temperatura será más rápido que en frío.
- La *naturaleza* química de los reactivos, si la combinación es de sólido a sólido la reacción será lenta contraria a la de gas a gas.
- La *presión* es un factor que también determina la velocidad, es decir si existiera mayor presión y mayor volumen la reacción se ralentizará.
- La *concentración* interviene como otro factor, si el soluto se encuentra en mayor cantidad será rápida la reacción a comparación de poseer un soluto menor.
- Los *catalizadores*, son aquellas sustancias que tienen el poder acelerar o disminuir la velocidad de una reacción.

### 4. Ley de acción de masas

Gulberg y Waage nos dicen que la velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones moleculares o masas activas de las sustancias reaccionantes.

Las concentraciones de los sólidos y líquidos no se toman en cuenta solo el de los gases.



$$K_c = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 [O_2]}$$

### 5. Constante de equilibrio

Las reacciones reversibles en equilibrio se caracterizan por poseer una constante numérica característica para cada temperatura, es decir que existe una reacción directa quienes llegan a ser los reaccionantes y la reacción inversa los que llegarían a ser los productos.

La constante de equilibrio a una determinada temperatura no depende de las concentraciones iniciales de los reactivos ni de los productos.

La  $K_c$  o  $K_{eq}$  es igual al cociente del producto de las sustancias llamados productos entre el producto de las de las concentraciones de los reactivos.



$$K_c = \frac{\text{productos}}{\text{reactivos}} \text{ ó } K_c = \frac{[C] * [D]}{[A] * [B]}$$

Cuando las sustancias intervienen en distintas proporciones molares, cada concentración estará elevada a una potencia igual al coeficiente.



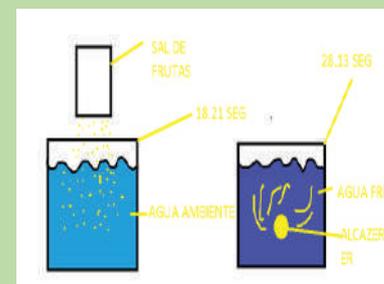
$$K_c = \frac{\text{productos}}{\text{reactivos}} \text{ ó } K_c = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$$

La constante de equilibrio también llamada constante de concentración.

#### Dato curioso...

*Catálisis es el proceso que modifica la velocidad de las reacciones aumentando o disminuyéndola mediante el empleo de catalizadores.*

*Dentro de los factores que intervienen en la velocidad de reacción es la temperatura.*



Fuente: <https://quimica-9-2-iesnt.fandom.com/>

#### Dato curioso

*Los catalizadores son sustancias que tienen el poder de aumentar o disminuir la velocidad de una reacción, al final no presenta ningún cambio en su composición química ni en su cantidad.*



Fuente: <https://i.ytimg.com/>

### Dato curioso

**Por ejemplo:** Al tratar con masas iguales de cobre, hierro, zinc y magnesio con ácido clorhídrico.

Los resultados son los siguientes:

- La reacción es nula con el cobre.
- Es lenta con el hierro.
- Rápida con el zinc.
- Muy veloz con el magnesio.



Fuente: [www.freepik.es/](http://www.freepik.es/)

Cuadro de la influencia de la temperatura:

Temperatura °C	Incremento de la Velocidad
0	1
10	2
20	4
30	8
40	16
50	32
60	64
70	128
80	256
90	512
100	1024

En muchas reacciones duplican su velocidad cada vez que la temperatura sube.

## 6. Constante de equilibrio de presión parcial $K_p$

Cuando las concentraciones de moles en las reacciones químicas no son iguales, la constante de equilibrio y la constante de presión son diferentes. La ecuación matemática que expresa dicha situación es:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$K_p$  = constante de presión parcial

$K_c$  = constante de equilibrio

$R$  = constante de los gases  $0,082 \frac{\text{atml}}{\text{molK}}$

$T$  = temperatura en K

Sin embargo, el número de moles o volúmenes es igual antes y después, el  $K_c$  y la  $K_p$  son iguales.

## 7. Cálculos de $K_c$ y $K_p$

Ejemplo 1: Un recipiente de  $306 \text{ cm}^3$  de capacidad contiene a  $35^\circ\text{C}$  una mezcla gaseosa en equilibrio de  $0,384\text{g NO}_2$ ,  $1,653\text{g N}_2\text{O}_4$ . Calcular las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  para la reacción.

**Datos:**

$$V = 306\text{cm}^3 = 0,306\text{ml}$$

$$m \text{NO}_2 = 0,384\text{g}$$

$$MM \text{NO}_2 = \frac{46\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m \text{N}_2\text{O}_4 = 1,653\text{g}$$

$$MM \text{N}_2\text{O}_4 = 92\text{g/mol}$$

$$T = 35^\circ\text{C} + 273 = 308\text{K}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{atml}}{\text{molK}}$$

Calculamos las concentraciones molares

$$c = \frac{\text{numero de moles}}{\text{Volumen}}$$

$$c\text{NO}_2 = \frac{0,384\text{g NO}_2}{0,306\text{l}} * \frac{1\text{mol}}{46\text{gNO}_2} = 0,02727\text{mol/lNO}_2$$

$$c\text{N}_2\text{O}_4 = \frac{1,653\text{g N}_2\text{O}_4}{0,306\text{l}} * \frac{1\text{mol}}{92\text{gN}_2\text{O}_4} = 0,0587\text{mol/lN}_2\text{O}_4$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

$$K_c = \frac{[0,02727\text{mol/l}]^2}{[0,05872\text{mol/l}]} = 0,01267\text{mol/l}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n(2\pm 1)=1}$$

$$K_p = K_c (RT)^1$$

$$K_p = \frac{0,01267\text{mol}}{\text{l}} * \frac{0,082\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 308\text{K} = 0,32\text{atm}$$

$$K_c = \frac{0,01267\text{mol}}{\text{l}} \text{ y } K_p = 0,32\text{atm}$$

$$K_p \neq K_c$$

## 8. Equilibrio químico en los procesos productivos

En la industria química, el equilibrio químico es crucial. De esta manera, se pueden lograr mejoras en la síntesis y el rendimiento. Una vez que se establece un equilibrio químico, no pueden ocurrir más cambios o reacciones a menos que se altere ese equilibrio. Suele verse interrumpido por acciones externas. Así, la síntesis del producto se puede variar utilizando varios parámetros como presión, volumen o temperatura. Si continuamos ajustando los valores de estos parámetros, eventualmente alcanzaremos el equilibrio cuando alcancemos la producción máxima.

Un equilibrio químico puede tener múltiples productos o múltiples reactivos. Todo depende de la dirección en la que se mueve dicho equilibrio. Si consideramos todos los factores, podemos inclinar el equilibrio químico en cualquier dirección. Cabe señalar que pueden ocurrir cambios en estas direcciones siempre que la reacción química sea reversible.



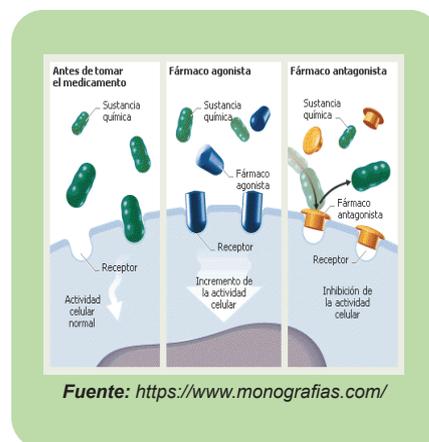
*El equilibrio químico presente en los procesos de elaboración de masas dulces.*

### VALORACIÓN

#### Leemos y reflexionamos:

La cinética química está presente en las actividades productivas, como en la industria de los alimentos, medio ambiente y en la de síntesis productos farmacéuticos. Al paso del tiempo el agua en su trayectoria subterránea lo ejerce la cinética química.

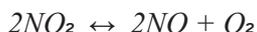
- ¿Qué pasaría si las concentraciones de un producto elaborado estuvieran en proporciones no correctas?
- ¿De qué manera queda afectada la empresa que elabora los productos?
- ¿Cómo afectaría en la salud?
- Realiza la lectura de la importancia del equilibrio químico, a continuación, expresa la importancia de la misma en los procesos productivos.



### PRODUCCIÓN

#### Resolvamos los siguientes ejercicios:

1. Un recipiente de 406 cm<sup>3</sup> de capacidad contiene a 45°C una mezcla gaseosa en equilibrio de 0,84g NO<sub>2</sub>, 1,53g N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. Calcular las constantes de equilibrio K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> para la reacción.
2. En un recipiente a 327°C se produce la siguiente reacción:



En equilibrio las concentraciones son: NO= 0,00382 mol/l; O<sub>2</sub>= 0,00191 mol/l y NO<sub>2</sub>= 0,0146 mol/l. ¿Cuál será la constante K<sub>c</sub> para dicha reacción?

4. Las concentraciones e hidrógeno, yodo y yoduro de hidrógeno en equilibrio son: H<sub>2</sub>= 0,001724 mol/l; I<sub>2</sub>= 0,00526 mol/l y HI=0,0204 mol/l. ¿Cuál será el valor de las constante de equilibrio K<sub>c</sub>?



#### Respondamos a las siguientes preguntas:

1. ¿Qué efecto tiene un catalizador en el equilibrio químico?
2. ¿Cuándo se dice que una reacción química es reversible y cuándo irreversible?
3. Menciona los factores que determinan la velocidad de las reacciones químicas

## EQUILIBRIO ÁCIDO Y BASE EN LOS PROCESOS PRODUCTIVOS

### PRÁCTICA

#### Realizamos una experiencia práctica:

Objetivo: Demostrar la acidez o alcalinidad de sustancias de uso cotidiano, utilizando como indicador el papel tornasol.

#### Materiales:

- Jugo de limón
- Detergente líquido
- Leche
- Jugo de tomate
- Leche
- Papel tornasol
- 6 frascos transparentes de plástico o vidrio
- Jeringa de 10ml

**Procedimiento:** Agregar en cada frasco 5ml de cada líquido, humedecer una tira de papel tornasol en cada muestra, observar los colores que marca.



### Actividad

Respondamos a las siguientes preguntas:

- ¿Qué sucede con el papel tornasol al humedecer con las sustancias existentes en los frascos?
- ¿Porque es importante conocer la acidez o alcalinidad de las sustancias?
- ¿Qué indica los colores marcados en el papel de tornasol?

### TEORÍA

#### Dato curioso

Los ácidos y bases fuertes son aquellas especies que se disocian completamente para formar los iones en solución.

A continuación, se presenta a los:

#### a) Ácidos Fuertes

- $HCl$
- $HNO_3$
- $H_2SO_4$
- $HClO_4$

#### a) Bases fuertes

- $NaOH$
- $KOH$
- $CsOH$
- $RbOH$

#### TRABAJO:

Copia los compuestos y nombra en la nomenclatura tradicional.

### 1. Generalidades

Hasta 1923, las sustancias ácidas y bases fueron considerados dos clases con propiedades, fórmulas y nombres particulares.

Ácidos	Bases
<ul style="list-style-type: none"> <li>- Tienen un sabor agrio.</li> <li>- Dan un color rojo al tornasol azul (un indicador vegetal).</li> <li>- Reaccionan con metales activos como el zinc y el magnesio, disolviéndolos y desprendiendo hidrógeno.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Tienen sabor alcalino, es decir a lejía o ceniza hervida.</li> <li>- Dan color azul al tornasol rojo.</li> <li>- Precipitan hidróxidos insolubles de las soluciones de sales de metales pesados.</li> </ul>
<b>Ejemplos:</b>	<b>Ejemplos:</b>
Ácido clorhídrico $HCl$	Hidróxido de sodio $NaOH$
Ácido sulfúrico $H_2SO_4$	Hidróxido de potasio $KOH$
Ácido acético $HC_2H_3O_2$	Hidróxido de bario $Ba(OH)_2$
Ácido fosfórico $H_3PO_4$	Hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$
Ácido nítrico $HNO_3$	Hidróxido de amonio $NH_4OH$

## 2. Teorías de Ácidos y Bases

### a) Teoría de Arrhenius

Ácidos	Base
Son sustancias capaces de producir iones hidrógeno $H^+$ , al disolverse en agua. $HNO_3(l) \leftrightarrow H^+(aq) + NO_3(aq)$	Es toda sustancia capaz de producir iones hidróxido $OH^-$ al disolverse en agua. $KOH(s) \leftrightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$

### b) Teoría de Bronsted y Lowry

Ácidos	Base
Es toda sustancia capaz de ceder protones. $H_2CO_3 \leftrightarrow HCO_3^- + H^+$	Toda sustancia capaz de recibir protones. $HCO_3^- + H^+ \leftrightarrow H_2CO_3$

### c) Teoría de Lewis

Ácidos	Base
Es toda sustancia que acepta compartir un par de electrones.	Toda sustancia capaz de brindar un par de electrones para compartir.

## 3. Escalas de pH y pOH

El pH es el potencial de hidrógeno, indica la concentración de iones hidrógeno presentes en determinadas disoluciones.

Sorensen indicó que el pH de una disolución acuosa es igual al logaritmo negativo de la concentración de iones hidronio el cual está expresado de la siguiente manera:

$$pH = -\log[H^+]$$

El pOH mide las concentraciones de aniones hidróxido o iones hidroxilo en una sustancia.

$$pOH = -\log[OH^-]$$

En general:

$$pH + pOH = 14$$

Los términos pH y pOH se utilizan ampliamente y son la principal medida de la salud química, biológica y del suelo mediante la conversión de valores de concentración de iones de hidrógeno o hidróxido o el uso de tiras reactivas de pH.

### Dato curioso

Los ácidos y bases débiles se ionizan solo parcialmente y la reacción de ionización es reversible.

b) Bases débiles

- $NH_4OH$
- $Ca(OH)_2$
- $Mg(OH)_2$
- $Al(OH)_3$

b) Ácidos débiles

- $H_2CO_3$
- $HF$
- $H_2S$
- $H_3PO_4$

### TRABAJA:

Copia en tu cuaderno los compuestos y nombra en la nomenclatura tradicional.

### Tabla de valores

pH	pOH	Reacción
0	14	↑ Cada vez más ácida.
1	13	
2	12	
3	11	
4	10	
5	9	
6	8	Neutra
7	7	
8	6	↓ Cada vez más básica.
9	5	
10	4	
11	3	
12	2	
13	1	
14	0	

Esta tabla nos indica que mientras menor sea el pH más ácida será la sustancia y cuando mayor sea la alcalinidad será más básica.

### Dato curioso

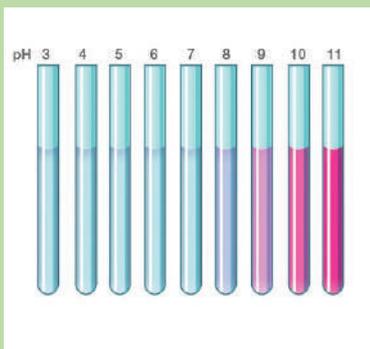
De los siguientes datos que nos pueden servir:

- El HCl es ácido fuerte
- Se puede reemplazar el  $H^+$  por  $H_3O^+$  porque significa lo mismo.
- La concentración de agua no se toma en cuenta.

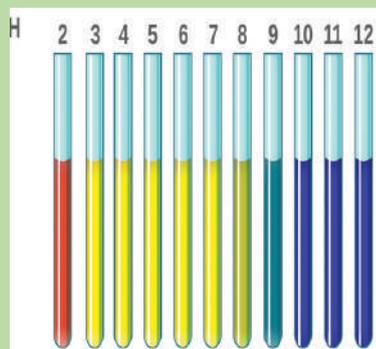


Fuente: <https://newsweekespanol.com/>

Colores que marcan con el Indicador de fenolftaleína



Con el Indicador de Azul de timol



Fuente: <https://theory.labster.com/>

## 4 Cálculos de pH y pOH

**Ejemplo 1:** Una disolución con una disociación completa tiene una concentración de 0,0035 molar de HCl. Hallar el pH y pOH de la misma.

**Datos:**

$$M = 0,0035 \text{ mol/l}$$

$$pH =$$

Por cada mol de HCl que se disocia se obtiene 1 mol de  $H^+$  o ( $H_3O^+$ ) y un mol de  $Cl^-$ .

Por tanto, la concentración es la misma.

$$H^+ = 0,0035 \text{ molar} = 3,5 \times 10^{-3} \text{ M.}$$

$$pH = \log \frac{1}{H^+}$$

$$pH = \log \frac{1}{3,5 \times 10^{-3}}$$

$$pH = \log \frac{10^3}{3,5}$$

$$pH = \log 10^3 \pm \log 3,5$$

$$pH = 3 \log 10 \pm \log 3,5$$

$$pH = (3,1) \pm \log 3,5$$

$$pH = 3 - 0,544$$

$$pH = 2,456 \text{ indica que la sustancia es ácida}$$

$$pOH = 14 - 2,456 = 11,544$$

## 5. Indicadores ácido – base

Es importante determinar el grado de acidez o alcalinidad de una disolución, para lo cual se hace uso del indicador.

Un indicador es un compuesto orgánico cuya estructura es compleja con propiedades de ácido débil y ácido débil que presenta diferentes coloraciones ante sustancias.

En el medio ácido rico en iones  $H_3O^+$ , el equilibrio se desplaza hacia el lado izquierdo y la disolución se torna el color rojo.

Si el medio es básico rico en iones  $OH^-$  el equilibrio se desplaza hacia la derecha, la disolución torna el color azul.

Indicadores, entre ellos tenemos a:

- **Azul de timol:** Su fórmula química es  $C_{27}H_{30}O_5S$ . El azul de timol tiene tres fases de color en solución acuosa. Es insoluble en agua, pero soluble en alcohol y soluciones alcalinas diluidas.
- **Fenolftaleína:** Su fórmula química es  $C_{20}H_{14}O_4$  (HIn), tiene cuatro fases de color en solución acuosa.

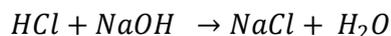
También existen otros indicadores como ser:

- Rojo de metilo
- Anaranjado de metilo
- Tornasol
- Verde de bromocresol

## 6. Neutralización

Cuando un ácido y una base reaccionan producen una sal, un ácido libera iones hidronio y una base libera iones oxidrilo que se combinan y producen agua.

En la reacción:

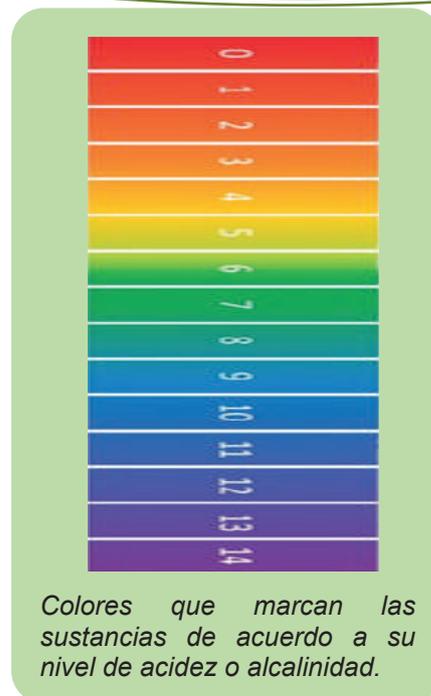


El proceso es:



Cuando en la reacción participan un ácido fuerte y una base fuerte se obtiene una sal y agua.

La reacción de neutralización en nuestro organismo se da cuando ingerimos un antiácido, como la leche de magnesia, para tratar de curar la acidez estomacal, lo que estamos produciendo en nuestro cuerpo es una reacción de neutralización



### VALORACIÓN

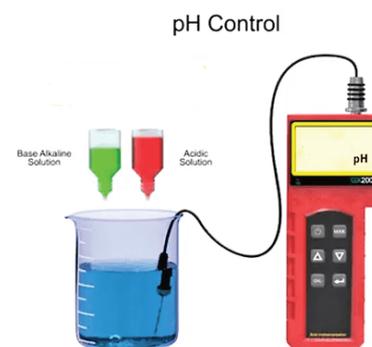
#### Leemos y reflexionamos:

Casi todas las soluciones acuosas que se presentan en la naturaleza y en la industria tienen un determinado pH. Su control tiene mucha importancia porque una alteración de su valor puede acarrear graves consecuencias.

Dentro del campo de la salud, el aparato digestivo requiere determinado pH para funcionar.

En la agricultura, un suelo muy ácido puede perjudicar para el cultivo, en caso de estar alterada su pH deberá añadirse una adecuada sustancia para neutralizar esa alteración.

En la industria, numerosos procesos pueden cumplirse con eficiencia a valores.



Fuente: <https://forumautomation.com/>

### PRODUCCIÓN

**Objetivo:** Determinar experimentalmente la concentración de una solución mediante titulación de neutralización ácido-base y graficar la curvatura

#### Materiales

- Bureta 25ml
- Balanza 0,01g
- Vasos de precipitado 250ml
- Matraz aforado 100ml
- Matraz Erlenmeyer 250ml
- Espátula y pipeta
- Varilla de vidrio
- Probeta 50ml

#### Reactivos

- Fenoftaleina solución
- HCl, 37%, 1,37 g/ml
- NaOH sólido 90%
- Agua destilada

Con los materiales y reactivos propuestos, investigamos y realizamos experimentos sobre la titulación de neutralización ácido-base.

## BIBLIOGRAFÍA

### ÁREA: QUÍMICA

- Coronel Rodríguez, Leonardo G. (2018) *Como resolver Problemas en Química General. Curso preuniversitario*.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017). *Química* (12a. ed.) México. McGraw-Hill Interamericana Editores, S.A. de C.V.
- Delgado Fernández, Ernesto. (2021) *Química Inorgánica Básica*. Editorial Universitaria Abya-Yala. Cuenca – Ecuador.
- Garrido Gonzales, Antonio. (2015) *Química 2 BGU – Serie Ingenios*. Equipo de edición Grupo EDEBÉ
- Llave Vincenti, Edgar. (2017) *Física – Química para 5to de Secundaria*. Grupo Editorial Kipus.
- Moore Jhon T. (2016) *Química para Dummies*. Editorial de Centro Libros PAPP, S. L. U. Grupo Planeta, Barcelona.
- Obra Educativa “Josefina Balsamo” (2009) *Química 2*. El Pauro Ediciones SRL.
- Suarez Escobar, Carlos (2019). *Química 4to de Secundaria*. Ediciones GES



Equipo de redactores del texto de aprendizaje del **5TO. AÑO DE ESCOLARIDAD** de Educación Secundaria Comunitaria Productiva.

#### **PRIMER TRIMESTRE**

##### **Biología – Geografía**

Jazmine Coral Ontiveros Terán

##### **Física**

Alison Fabiola Poma Ovaillos

##### **Química**

Keila Karina Cartagena Tamo

##### **Ciencias Sociales**

Norma Silvestre Huanca

##### **Matemática**

Rolando Vicente Laura Valencia

#### **SEGUNDO TRIMESTRE**

##### **Biología – Geografía**

Giovana Velarde Vargas

##### **Física**

Miguel Angel Cayo Mendoza

##### **Química**

Daniela Alejandra Bernal Dorado

##### **Lengua Castellana**

Teddy Orlando Valeriano Condori

##### **Ciencias Sociales**

Amilcar Raul Zenteno Barrientos

##### **Matemática**

Juan Gutierrez Suntura

#### **TERCER TRIMESTRE**

##### **Biología – Geografía**

Ricardo Quisbert Pope

##### **Física**

Jonathan Vino Varias

##### **Química**

Miriam Virginia Barcaya Rosales

##### **Lengua Castellana**

Yeny Aruquipa Saucedo

##### **Ciencias Sociales**

Ingrid Jhasilma Chacon Peredo

##### **Matemática**

Albino Falcon Mamani

# Por una EDUCACIÓN de CALIDAD rumbo al BICENTENARIO

SUBSISTEMA DE EDUCACIÓN REGULAR - SECUNDARIA COMUNITARIA PRODUCTIVA



ESTADO PLURINACIONAL DE  
**BOLIVIA**

MINISTERIO  
DE EDUCACIÓN