

ÁREA DE SABERES Y
CONOCIMIENTOS

Ciencias Naturales
Química

QUINTO AÑO DE ESCOLARIDAD

5
TO
AÑO DE
ESCOLARIDAD

EDUCACIÓN SECUNDARIA
COMUNITARIA PRODUCTIVA

"2025 BICENTENARIO DE BOLIVIA"





ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

© De la presente edición

Texto de aprendizaje. 5to año de escolaridad. Educación Secundaria
Comunitaria Productiva. Subsistema de Educación Regular.

Texto oficial 2025

Omar Veliz Ramos
Ministro de Educación

Manuel Eudal Tejerina del Castillo
Viceministro de Educación Regular

Delia Yucra Rodas
Directora General de Educación Secundaria

DIRECCIÓN EDITORIAL

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 Intraculturalidad, Interculturalidad y Plurilingüismo
Escuelas Superiores de Formación de Maestras y Maestros
Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

ILUSTRACIÓN:

Kevin Angel Cordero Iglesias

DIAGRAMACIÓN:

Javier Pereyra Morales

Depósito legal:

4-1-579-2024 P.O.

Cómo citar este documento:

Ministerio de Educación (2025). Texto de aprendizaje. 5to año de escolaridad. Educación
Secundaria Comunitaria Productiva. Subsistema de Educación Regular. La Paz, Bolivia.

Av. Arce, Nro. 2147 www.minedu.gob.bo

LA VENTA DE ESTE DOCUMENTO ESTÁ PROHIBIDA

ÍNDICE

Presentación.....	5
QUÍMICA.....	343
Primer trimestre	
Tabla periódica de los elementos químicos en la naturaleza.....	344
Cálculos estequiométricos y reactivos.....	348
Composición y leyes estequiométricas.....	351
Estado gaseoso y sus propiedades.....	356
Leyes volumétricas de los gases.....	359
Estequiometría de gases y aplicaciones.....	365
Segundo trimestre	
Fundamentos y clasificación de las soluciones.....	368
Unidades de concentraciones físicas.....	376
Unidades de concentraciones químicas.....	380
Preparación, dilución y estequiometría de soluciones.....	388
Tercer trimestre	
Propiedades coligativas de las soluciones en la comunidad I.....	392
Propiedades coligativas de las soluciones en la comunidad II.....	399
Cinética química y equilibrio químico en los procesos productivos.....	406
Equilibrio ácido y base en los procesos productivos.....	411







PRESENTACIÓN

Uno de los derechos fundamentales de las niñas, niños y adolescentes, en el Estado Plurinacional de Bolivia, es el derecho a la educación, el cual se garantiza con el acceso a los recursos educativos que coadyuven con el proceso de adquisición de conocimientos.

El Ministerio de Educación, asegurando la calidad educativa, al iniciar la gestión 2025, pretende brindar un recurso educativo que apoye el desarrollo curricular, a través de la entrega gratuita de los “*Textos de aprendizaje 2025*”, para el nivel de Educación Secundaria Comunitaria Productiva.

Durante varios meses, maestras y maestros de todas las regiones de Bolivia, desde sus experiencias y vivencias educativas, han aportado con la construcción de estos textos, plasmando en sus letras la diversidad de Bolivia y la investigación científica en las diferentes áreas de saberes y conocimientos.

Los “*Textos de aprendizaje 2025*” tienen la misión de fortalecer los conocimientos de nuestros estudiantes, presentando contenidos actualizados y con bases científicas, planteando actividades que desarrollen su pensamiento crítico reflexivo, reforzando sus aprendizajes.

Por lo expuesto anteriormente, teniendo como objetivo trabajar conjuntamente con los actores educativos hacia una educación humanística, técnica, tecnológica productiva, dentro de un desarrollo integral de nuestros estudiantes; el Ministerio de Educación proporciona este accesible instrumento educativo, esperando que despierte en las niñas, niños y jóvenes la sed de conocimientos y los motive a conocer el mundo a través de la ciencia y la investigación.

Omar Veliz Ramos
Ministro de Educación

QUÍMICA ESTEQUIOMETRÍA: LEYES GRAVIMÉTRICAS

PRÁCTICA

Reacciones estequiométricas

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Pastilla efervescente - Aceite - Agua - Colorante (opcional) 	<ul style="list-style-type: none"> - Botella de plástico con tapa



Efervescencia producto de una reacción química

Fuente: OpenAI, 2024

Procedimiento:

- Llenamos una botella de plástico hasta un tercio con aceite.
- Agregamos agua a la botella, dejando espacio libre en la parte superior. El agua y el aceite no se mezclarán, quedando en capas separadas.
- Añadimos unas gotas de colorante al agua para darle un toque visual interesante.
- Finalmente, colocamos una pastilla efervescente en la botella.
- Observamos cómo se generan burbujas y el movimiento en la mezcla.

Nota: No se debe tapar la botella inmediatamente. Esperamos a que la reacción termine para evitar presión excesiva.

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué tipo de reacción química ocurre cuando se disuelve la pastilla efervescente en agua?
- ¿Por qué el aceite y el agua no se mezclan?
- ¿Qué papel juega la pastilla efervescente en el movimiento de los líquidos dentro de la botella?

TEORÍA

Dato importante

Símbolos químicos



Coeficiente:

Es un número delante de una fórmula química que indica cuántas moléculas o unidades de la sustancia están presentes.

¿Se puede añadir/ajustar?:

- Sí, para balancear ecuaciones químicas.

Subíndices:

Son números pequeños a la derecha y abajo de un símbolo químico que indica la cantidad de átomos de ese elemento en una molécula.

¿Se puede añadir/ajustar?:

- No, cambiarlo altera la identidad de la sustancia.

Estados de agregación:

- (s): Sólido
- (l): Líquido
- (g): Gas
- (ac): Acuoso (disuelto en agua)

1. Reacciones químicas

Son procesos mediante los cuales las sustancias (reactivos) se transforman en otras (productos). Estas reacciones se clasifican según la naturaleza del cambio químico y el tipo de productos formados.

Reactivos → Productos

2. Tipos de reacciones

Síntesis o combinación, en esta reacción, dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto.



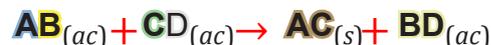
Descomposición o análisis, un compuesto se descompone en productos más simples.



Neutralización, ocurre cuando un ácido reacciona con una base, produciendo agua y una sal.



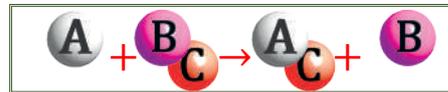
Precipitación, ocurre cuando dos soluciones acuosas reaccionan y forman un compuesto sólido insoluble, conocido como precipitado.



Combustión, se da cuando un hidrocarburo reacciona con oxígeno, produciendo dióxido de carbono, agua y liberando energía en forma de calor y luz.



Desplazamiento simple, un elemento desplaza a otro dentro de un compuesto.



Desplazamiento doble, dos compuestos reaccionan entre sí, intercambiando sus componentes y formando nuevos productos.



Redox (Oxidación-Reducción): Involucran la transferencia de electrones entre reactivos.

Uno de los reactantes se **oxida** (pierde electrones) y el otro se **reduce** (gana electrones).

3. Cálculos basados en ecuaciones químicas: cantidades de reactivos y productos

En las reacciones químicas, es fundamental calcular la cantidad de reactivos necesarios y la cantidad de productos que se pueden obtener.

Este cálculo es crucial para procesos industriales como la producción de carbonato de litio ($\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$), un recurso clave para Bolivia debido a su uso en baterías de litio.

Ejemplo

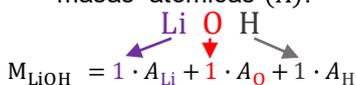
¿Cuántos gramos de ($\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$) se obtendrán a partir de 100 g de $\text{LiOH}_{(ac)}$ reaccionando con suficiente $\text{CO}_2(g)$? (masas atómicas (A): Li=6,94 g/mol, O=16,00 g/mol, C=12,01 g/mol, H=1,01 g/mol)

Datos

- masa (m)
- $m_{\text{LiOH}} = 100 \text{ g LiOH}$

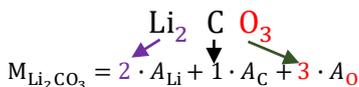
Solución

- Calculamos la masa molar (M), de los reactivos y productos involucrados a partir de las masas atómicas (A).



$$M_{\text{LiOH}} = 1 \cdot 6,94 + 1 \cdot 16,00 + 1 \cdot 1,01$$

$$M_{\text{LiOH}} = 23,95 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{LiOH}$$



$$M_{\text{Li}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 6,94 + 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 16,00$$

$$M_{\text{Li}_2\text{CO}_3} = 73,89 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Respuesta

Se obtienen 154,5 gramos de ($\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$)

Ejercicios propuestos

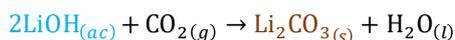
1. ¿Cuántos moles de $\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$ se encuentran en 20,25 g de $\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$?
2. ¿Cuántos gramos de $\text{H}_2\text{O}(l)$ corresponden a 18,25 moles de agua?
3. Si se tiene 0,5 moles de $\text{CO}_2(g)$, ¿cuántos moles de $\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$ se pueden obtener a partir de esa cantidad de dióxido de carbono?
4. Dado que se dispone de 20 g de LiOH , ¿cuál es la cantidad de $\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$ que se puede formar a partir de esta cantidad de hidróxido de litio?
5. Si se disponen de 25 g de $\text{CO}_2(g)$ y hay suficiente LiOH disponible para completar la reacción química, ¿cuántos gramos de $\text{Li}_2\text{CO}_3(s)$ se producen?

Métodos de igualación de ecuaciones químicas:

Para que una ecuación química cumpla con la **Ley de conservación de la materia**, debe estar **balanceada**, es decir, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo en ambos lados de la ecuación. Los métodos más comunes para balancear ecuaciones son:

- **Método de inspección simple**, consiste en ajustar los **coeficientes** de los reactivos y productos para igualar el número de átomos de cada elemento. Es útil para ecuaciones sencillas.
- **Método del estado de oxidación (Redox)**, se aplica en reacciones de óxido-reducción, en las que se identifican los elementos que cambian su número de oxidación y luego se balancean ajustando los electrones ganados y perdidos.
- **Método de ion-electrón (Semirreacciones)**, es útil en soluciones acuosas, tanto en medio ácido (H_2O , H^+) como medio básico (H_2O , OH^-). La reacción redox se divide en dos semirreacciones que se balancean por separado.

– Ecuación química balanceada:



– Convertimos la cantidad de LiOH a moles (n):

$$n_{\text{LiOH}} = \frac{100 \text{ g LiOH}}{23,95 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{LiOH}}$$

$$n_{\text{LiOH}} = 4,18 \text{ mol LiOH}$$

– Calculamos los moles de (Li_2CO_3) usando la relación molar 2 : 1

$$n_{\text{Li}_2\text{CO}_3} = 4,18 \text{ mol LiOH} \times \frac{1 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3}{2 \text{ mol LiOH}}$$

$$n_{\text{Li}_2\text{CO}_3} = 2,09 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3$$

– Convertimos los moles (n) a masa (m) de Li_2CO_3 a partir de la masa molar (M):

$$m_{\text{Li}_2\text{CO}_3} = 2,09 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3 \cdot 73,89 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{Li}_2\text{CO}_3$$

$$m_{\text{Li}_2\text{CO}_3} = 154,43 \text{ g Li}_2\text{CO}_3$$

Exploramos y recordamos las reacciones químicas, balanceo de ecuaciones y cálculos estequiométricos:

- Balanceamos la ecuación de la reacción de combustión del metano, que es un principal componente del gas natural extraído en Bolivia. Calculamos cuántos gramos de dióxido de carbono ($\text{CO}_2(g)$) se producen a partir de 32 g de metano ($\text{CH}_4(g)$). (pesos moleculares: $\text{CH}_4=16 \text{ g/mol}$, $\text{CO}_2=44 \text{ g/mol}$, $\text{H}_2\text{O}=18 \text{ g/mol}$, $\text{O}_2=32 \text{ g/mol}$)

3. Ley de la conservación de la materia (Lavoisier)

La **Ley de la conservación de la materia**, formulada por Antoine Lavoisier en el siglo XVIII, establece que:

“En una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos”.

Esto significa que, aunque la materia cambie de forma durante una reacción, no se crea ni se destruye, solo se transforma.

3.1. Explicación del concepto

La reorganización atómica es el proceso por el cual los átomos de los reactivos se reorganizan para formar los productos. Sin embargo, el número total de átomos y por lo tanto la masa total, no cambia. Lo que ocurre es que los átomos se redistribuyen en nuevas sustancias sin que se pierda ni se gane materia en el proceso.

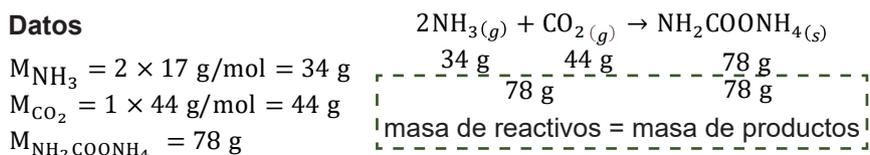
Ejemplo

Un ejemplo práctico de la Ley de la conservación de la materia es el proceso de síntesis de urea, que se realiza en la industria utilizando la reacción entre amoníaco (NH_3) y dióxido de carbono (CO_2). Este proceso, conocido como proceso Bosch-Meiser, ocurre en dos etapas principales:

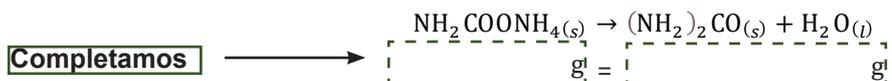
- La formación o síntesis de carbamato de amonio ($\text{NH}_2\text{COONH}_4$):
- Descomposición del carbamato de amonio en urea (NH_2CONH_2) y agua (H_2O):

Las reacciones químicas que ocurren en este proceso son:

- Formación de carbamato de amonio:



- Descomposición del carbamato de amonio:



En cada una de las reacciones químicas, se observa que la masa de los reactivos **es igual** a la masa de los productos, lo que ilustra claramente la Ley de la conservación de la materia.

4. Ley de la Conservación de la Materia y la Energía

La Ley de Conservación de la Materia y la Energía nos enseña que la materia puede transformarse en energía y viceversa. Esta relación está representada por la famosa ecuación de Einstein $E=mc^2$, formulado en 1905, que dice que una pequeña cantidad de masa puede convertirse en una enorme cantidad de energía.

Ejemplo

¿Cuánta energía se produce al convertir 0,1 g de materia en energía?

Datos	Solución
$m = 0,1 \text{ g} = 0,000 \text{ 1 kg}$	- Aplicamos la fórmula $E = mc^2$
$c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$	- Reemplazamos los valores:
	$E = (0,000 \text{ 1 kg}) \times \left(3 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}\right)^2 E = 9 \times 10^{12} \text{ J}$

Respuesta

La conversión de 0,1 g de materia produce $9 \times 10^{12} \text{ J}$ de energía, lo cual es equivalente a 2,5 millones de kilovatios-hora (kWh), suficiente para abastecer de electricidad a 900 000 hogares durante un día completo



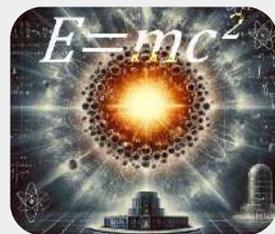
Fuente: <https://www.biografiasyvidas.com/biografia/l/lavoisier.htm>

Antoine-Laurent de Lavoisier, nacido en 1743 en París, es conocido como el “padre de la química moderna”. Fue pionero en realizar experimentos cuantitativos que demostraron que **la masa se conserva durante las reacciones químicas**.



Contribución clave:

- Lavoisier formuló la Ley de Conservación de la Masa, que establece que la masa de los reactivos en una reacción química es igual a la masa de los productos.
- Junto a su esposa, Marie-Anne Pierrette Paulze, introdujo métodos experimentales rigurosos, lo que permitió a la química evolucionar hacia una ciencia más precisa y cuantitativa.



Fuente: OpenAI, 2024

En 1905, Einstein formuló la ecuación $E=mc^2$, pero no fue hasta 1939, con la primera reacción nuclear controlada, que se demostró su validez.

Ejercicio Propuesto:

- Si una estrella convierte $1 \times 10^{14} \text{ J}$ de energía en materia, ¿cuánta masa se ha creado?

Actividad

Aplicamos los principios de conservación de la materia a las siguientes reacciones:

- Producción de carbonato de litio a partir de salmuera: $\text{LiCl}_{(ac)} + \text{Na}_2\text{CO}_3_{(ac)} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3_{(s)} + \text{NaCl}_{(ac)}$
- Reacción de oxidación del hierro: $\text{Fe}_{(s)} + \text{O}_2_{(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3_{(s)}$
- Reacción de síntesis del metano (proceso biogás): $\text{CO}_2_{(g)} + \text{H}_2_{(g)} \rightarrow \text{CH}_4_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Reforzamos lo aprendido.

Encerremos en un círculo los incisos correctos.

- ¿Cuál de las siguientes opciones describe mejor una reacción química?
 - Cambio de color en un objeto.
 - Formación de nuevas sustancias a partir de otras.
 - Cambio de estado (de sólido a líquido).
 - Mezcla de sustancias sin que cambien sus propiedades.
- En la reacción $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ ¿cuáles son los productos?
 - H_2 y O_2
 - H_2O
 - H_2O y H_2
 - O_2 y H_2O
- Según la Ley de Conservación de la Masa, ¿qué ocurre con la masa de los reactivos en una reacción química?
 - Es mayor que la masa de los productos.
 - Se conserva, es igual a la masa de los productos.
 - Se destruye parcialmente.
 - Disminuye si se libera gas.

4. Completamos los siguientes cuadros para demostrar la ley de la conservación de la materia: (masas atómicas (A): Li=6,94 g/mol, O=16.00 g/mol, C=12.01 g/mol)

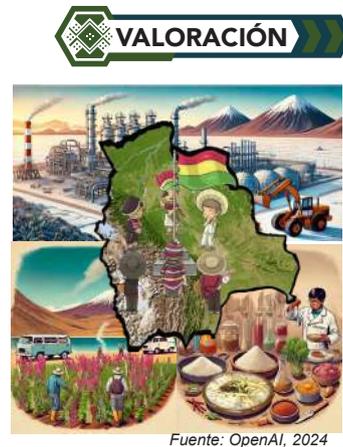
	Li_2CO_3	\rightarrow	Li_2O	+	CO_2
moles:	<input type="text" value="1"/>		<input type="text"/>		<input type="text"/>
masa (g):	<input type="text"/>		<input type="text"/>		<input type="text"/>

- 1 mol
 - 2 moles
 - 3 moles
 - 4 moles
5. En la ecuación $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, ¿cuántos moles de O_2 se necesitan para reaccionar con 4 moles de H_2 ?
- 1 mol
 - 2 moles
 - 3 moles
 - 4 moles
6. Si se tiene 5 moles de N_2 , ¿cuántos moles de NH_3 se formarán?, la reacción química balanceada es:
- $$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$$
- 5 moles
 - 10 moles
 - 7,5 moles
 - 15 moles

La importancia de la estequiometría.

La estequiometría es fundamental en química porque no solo se trata de cálculos, sino que optimiza el uso de recursos y hace los procesos más eficientes y sostenibles. En un país como Bolivia, rico en recursos naturales como el litio, estaño, gas natural y su destacada biodiversidad, la estequiometría permite aprovechar estos elementos de forma responsable, impulsando el desarrollo económico y tecnológico mientras se minimiza el impacto ambiental.

Bolivia está en un proceso de industrialización que busca ser sostenible. La estequiometría ayuda a calcular con precisión las cantidades de reactivos y productos, lo que permite reducir residuos contaminantes y mejorar la eficiencia energética de las industrias, contribuyendo así a un futuro más limpio y sostenible.



Fuente: OpenAI, 2024

La receta de la ciencia

PRODUCCIÓN

Actividad

Realizamos la siguiente actividad:

¿Alguna vez hemos preparado alguna receta sin un ingrediente esencial?

Por ejemplo: ¿Qué pasaría si no ponemos azúcar en un pastel? Hoy exploramos cómo cada "ingrediente" es clave, tanto en la cocina como en la ciencia.

Pasos

- **Creamos una receta o experimento:**
En grupos, elegimos una receta o experimento sencillo (como hacer un pastel o mezclar bicarbonato con vinagre). Anotamos los ingredientes o pasos clave.
- **Eliminamos un ingrediente:**
Elegimos un ingrediente para quitar y reflexionamos sobre cómo cambiaría el resultado final.
- **Compartimos con la clase:**
Explicamos lo que pasaría con nuestro producto sin ese ingrediente y discutimos cómo se relaciona con las reacciones químicas y la estequiometría.



Fuente: OpenAI, 2024

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS Y REACTIVOS

PRÁCTICA

Evaluación de la pureza en reactivos comerciales

Reactivos	Materiales
- Cloruro de sodio (sal de mesa comercial)	- Vaso de precipitados (100 mL) - Pipetas - Balanza

Procedimiento:

- Pesamos aproximadamente 10 g de sal de mesa en una balanza de precisión.
- Disolvemos la sal en 50 mL de agua destilada en un vaso de precipitados.
- Filtramos la solución para eliminar impurezas insolubles.
- Evaporamos el agua filtrada y pesar el residuo de sal pura obtenida.



Cristales de sal y sus La presentaciones

Fuente: OpenAI, 2024

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Por qué debe determinarse la pureza del cloruro de sodio en la sal de mesa?
- ¿Qué efectos tienen las impurezas en la salud al consumir sal de mesa?
- ¿Cómo pueden las impurezas afectar la eficacia de la sal en procesos industriales?
- ¿La presentación de la sal tiene que ver con la pureza? (cubos, granulado, bloques, entre otros).

TEORÍA

Dato importante

En el laboratorio, pocas sustancias alcanzan una pureza del 100%. Por ello, al realizar cálculos químicos, es fundamental considerar la pureza de los reactivos para obtener resultados precisos.

- **Las impurezas**, son sustancias no deseadas presentes en un reactivo que no participan en la reacción.



Un diamante impuro, con inclusiones de otros minerales, frente a un diamante puro, hecho solo de carbono cristalizado, lo que le otorga mayor transparencia y brillo.

Nota. Elaboración propia

La pureza es esencial en las reacciones químicas porque únicamente la sustancia pura reacciona. Por lo tanto, es necesario calcular la cantidad de sustancia pura disponible para predecir correctamente los productos de la reacción.

1. Pureza de reactivos

En Química, la pureza de un reactivo es el porcentaje que indica cuánta cantidad del reactivo es realmente la sustancia deseada, sin contar las impurezas. Las impurezas son otras sustancias que no participan en la reacción química y que pueden afectar los resultados de un experimento.

Fórmula para determinar la pureza:

Para calcular la pureza de un reactivo, se utiliza la siguiente fórmula:

Donde:

$$\% \text{ pureza} = \left(\frac{\text{masa de sustancia pura}}{\text{masa total}} \right) \times 100\%$$

- **Masa de sustancia pura deseada**, es la cantidad de la sustancia sin impurezas.
- **Masa total** es la masa total del reactivo, que incluye tanto la sustancia pura como las impurezas.

Ejemplo

En una planta de procesamiento de litio, se extraen 500 kg de carbonato de litio (Li_2CO_3) con una pureza del 85%. ¿Cuántos kilogramos de carbonato de litio puro se tienen realmente?

Datos

- $m_{\text{Li}_2\text{CO}_3} = 500 \text{ kg Li}_2\text{CO}_3$
- $\% \text{ Pureza}_{\text{Li}_2\text{CO}_3} = 85\%$

Solución

- De la anterior fórmula, despejamos la masa de sustancia pura:

$$\text{masa de sustancia pura} = \frac{\% \text{ pureza}}{100 \%}$$

$$\text{Li}_2\text{CO}_3 \text{ puro} = \frac{\% \text{ pureza} \cdot \text{masa total}}{100} = \frac{85 \% \cdot 500 \text{ kg Li}_2\text{CO}_3}{100 \%}$$

$$\boxed{\text{Li}_2\text{CO}_3 \text{ puro} = 425 \text{ kg Li}_2\text{CO}_3 \text{ puro}}$$

Resultado

De 500 kg de carbonato de litio extraídos, 425 kg son de Li_2CO_3 puro.

Ejercicio propuesto

Una empresa obtiene 750 kg de sulfato de cobre (CuSO_4) con una pureza del 90%. ¿Cuántos kilogramos de CuSO_4 puro se obtienen?

2. Reactivo limitante y reactivo en exceso (RL) y (RE)

En una reacción química, el reactivo limitante (RL) es el que se consume completamente primero y, por lo tanto, limita la cantidad de producto que se puede formar. El reactivo en exceso (RE) es el que sobra después de que el reactivo limitante se ha agotado.

Por lo tanto:

- El **reactivo limitante**, se agota primero y determina la cantidad de producto.
- El **reactivo en exceso**, queda sobrante después de que el reactivo limitante se ha consumido en la reacción química.

Ejemplo

En una planta de producción de cerámicas avanzadas, se utiliza óxido de litio (Li_2O) para reaccionar con dióxido de silicio (SiO_2) y formar metasilicato de litio (Li_2SiO_3). Si se mezclan 75 gramos de Li_2O con 100 gramos de SiO_2 y considerando las masas molares de Li_2O (29,88 g/mol), SiO_2 (60,08 g/mol) y Li_2SiO_3 (105,94 g/mol).

- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos de Li_2SiO_3 se formarán y cuántos gramos del reactivo en exceso quedarán sobrantes al finalizar la reacción?

Solución

a) Determinamos el reactivo limitante y exceso.

- Calculamos el número de moles (n) de los reactivos.

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{\text{Li}_2\text{O}} = 75 \text{ g Li}_2\text{O} = \frac{75 \text{ g Li}_2\text{O}}{29,88 \text{ g/mol Li}_2\text{O}} = 2,51 \text{ mol Li}_2\text{O} \\ n_{\text{SiO}_2} = 100 \text{ g SiO}_2 = \frac{100 \text{ g SiO}_2}{60,08 \text{ g/mol SiO}_2} = 1,66 \text{ mol SiO}_2 \end{array} \right.$$
- Calculamos la relación de moles, dividiendo los moles disponibles de cada reactivo entre los moles que se requieren según la ecuación química balanceada.

$\text{Li}_2\text{O} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{SiO}_3$ \Rightarrow En la **reacción química**, **1 mol de Li_2O** reacciona con **1 mol de SiO_2** para formar 1 mol de Li_2SiO_3

$$\text{Relación para } \text{Li}_2\text{O}: \frac{\text{mol}_{(\text{calculados})}}{\text{mol}_{(\text{de la reacción química})}} = \frac{2,51 \text{ mol Li}_2\text{O}}{1 \text{ mol Li}_2\text{O}} = 2,51$$

$$\text{Relación para } \text{SiO}_2: \frac{\text{mol}_{(\text{calculados})}}{\text{mol}_{(\text{de la reacción química})}} = \frac{1,66 \text{ mol SiO}_2}{1 \text{ mol SiO}_2} = 1,66$$

- El reactivo limitante es aquel que tiene la menor relación de moles disponibles a moles requeridos.

La relación para Li_2O es 2,51 (reactivo en exceso)

La relación para SiO_2 es 1,66 (reactivo limitante)

- Calculamos la cantidad de producto (Li_2SiO_3) formado a partir del reactivo limitante y calculamos la cantidad de reactivo en exceso (Li_2O) a partir de la ecuación química balanceada:

$$m_{\text{Li}_2\text{SiO}_3} = 1,66 \text{ mol SiO}_2 \times \frac{1 \text{ mol Li}_2\text{SiO}_3}{1 \text{ mol SiO}_2} \times \frac{105,94 \text{ g Li}_2\text{SiO}_3}{1 \text{ mol Li}_2\text{SiO}_3} = 175,86 \text{ g Li}_2\text{SiO}_3$$

Calculamos moles ($n_{\text{Li}_2\text{O}}$) y luego masa ($m_{\text{Li}_2\text{O}}$) para el reactivo en exceso.

$$n_{\text{Li}_2\text{O}} = 2,51 \text{ mol Li}_2\text{O} - 1,66 \text{ mol SiO}_2 \times \frac{1 \text{ mol Li}_2\text{O}}{1 \text{ mol SiO}_2} = 0,85 \text{ mol Li}_2\text{O}$$

$$m_{\text{Li}_2\text{O}} = 0,85 \text{ mol Li}_2\text{O} \times \frac{29,88 \text{ g mol Li}_2\text{O}}{1 \text{ mol Li}_2\text{O}} = 25,4 \text{ g Li}_2\text{O}$$

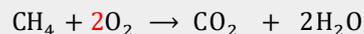
Resultado

- El reactivo limitante es SiO_2 y el reactivo en exceso es Li_2O
- Se forman 176.27 g de Li_2SiO_3 y sobra 25,4 g de Li_2O al finalizar la reacción.

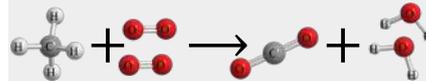
Ejemplo para identificar el reactivo limitante y en exceso:

Si tenemos 8 moles de O_2 y 3 moles de CH_4 , ¿Cuál es el reactivo limitante?

1. Balanceamos la ecuación química:



Verificamos que hay (1 C, 4 H, 4 O) en ambos lados de la ecuación:



2. Para el reactivo limitante:

- Según la ecuación balanceada, **1 mol de CH_4** reacciona con **2 moles de O_2** .

Para 3 moles de CH_4 , se necesitan 6 moles de O_2

$$3 \text{ mol CH}_4 \times \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 6 \text{ mol O}_2$$

Al inicio tenemos 8 moles de O_2 y solo son necesarios 6 moles para reaccionar con todo el CH_4 , el reactivo limitante es CH_4

3. Para el reactivo en exceso:

- Se necesitan 6 moles de O_2 para reaccionar con 3 moles de CH_4 . Como se iniciaron con 8 moles de O_2 , el reactivo en exceso es O_2 .

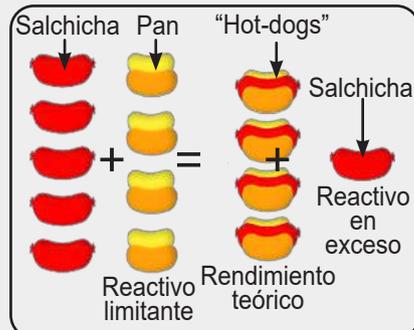
Moles de O_2 iniciales: 8 mol O_2

Moles de O_2 consumidos: 6 mol O_2

8 mol O_2 - 6 mol O_2 = 2 mol O_2 *exceso*

Importancia del reactivo limitante

- El **reactivo limitante**, determina la cantidad de producto se pueden obtener.
- El **reactivo en exceso**, no se consume completamente y siempre queda parte de él después de la reacción química.



Fuente: <https://academicos.azc.uam.mx/vrmr/imagenes/u1img40.png>

Dato importante



Expectativa Realidad
Fuente: OpenAI, 2024

Rendimiento real, es la cantidad de producto que realmente se obtiene al finalizar la reacción (realidad), suele ser menor que el rendimiento teórico (expectativa), como cuando sigues una receta, pero el pastel sale diferente.

Ejercicios propuestos

- Si en una reacción química se espera que se produzcan 20,00 g de un producto, pero solo se obtienen 4,05 g, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?
- Si se calcinan 60 g de carbonato de calcio (CaCO₃) y se obtienen 45 g de óxido de calcio (CaO), ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de esta reacción?
CaCO₃ + calor → CaO + CO₂

3. Rendimiento de la reacción.

En una reacción química, la cantidad de producto obtenido a menudo es menor que la cantidad teórica esperada. Los factores pueden ser:

- Reacciones secundarias que producen resultados no deseados.
- Pérdida de reactivos o productos durante el proceso.

Existen tres tipos de rendimiento en una reacción química:

- **Rendimiento teórico**, es la máxima cantidad de producto que se podría obtener según la ecuación química.
- **Rendimiento real**, es la cantidad de producto que se obtiene realmente al llevar a cabo la reacción en un laboratorio.
- **Rendimiento porcentual**, indica la relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico, expresado como un porcentaje.

$$\%r = \left(\frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \right) \times 100\% \quad \%r = \left(\frac{\text{rendimiento experimental}}{\text{rendimiento teórico}} \right) \times 100\%$$

Ejercicio

Si se calcinan 50 g de sulfuro de zinc (ZnS) y se obtienen 35 g de óxido de zinc (ZnO), ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de esta reacción? (Masa molar de ZnS = 97.5 g/mol, ZnO = 81.4 g/mol)

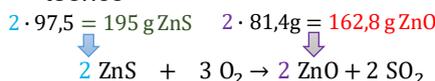
Reacción química balanceada: $2 \text{ZnS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ZnO} + 2 \text{SO}_2$.

Datos

$m \text{ZnS}_{(\text{utilizada})} = 50 \text{ g}$
 $m \text{ZnO}_{(\text{rendimiento real})} = 35 \text{ g de Zn}$

Solución

- Determinamos el rendimiento teórico



$$50 \text{ g ZnS} \times \frac{162,8 \text{ g ZnO}}{195 \text{ g ZnS}} = 41,8 \text{ g ZnO}_{(\text{teo})}$$

$$r \% = \left(\frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \right) \times 100\%$$

rendimiento real = 35 g de ZnO
rendimiento teórico = 41,8 g de ZnO

$$r \% = \left(\frac{35 \text{ g}}{41,8 \text{ g}} \right) \times 100 = 83,7\%$$

Resultado

El porcentaje de rendimiento es de 83.7 %

Importancia de los cálculos estequiométricos

Los cálculos estequiométricos son fundamentales para garantizar la precisión en la fabricación de productos que usamos a diario, como medicamentos, alimentos o baterías. A través de ellos, se aseguran las proporciones exactas entre reactivos y productos, evitando errores que podrían afectar su calidad, seguridad y rendimiento. Comprender su importancia es clave para prevenir riesgos y mejorar la innovación tecnológica.

Practica: Cristalización de sal (NaCl) a través de evaporación

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Sal de mesa (NaCl) - Agua caliente 	<ul style="list-style-type: none"> - Botella de plástico con tapa - Palito de madera - Hilo

Procedimiento:

- Disolvemos una cantidad medida de sal en agua caliente para crear una solución con exceso de sal (solución saturada).
- Atamos un hilo a un palito de madera y lo colgamos de manera que el hilo quede sumergido en la solución salina.
- Dejamos reposar la solución durante varios días para permitir que el agua se evapore y se formen cristales de sal.

VALORACIÓN



Fuente: OpenAI, 2024

PRODUCCIÓN



Fuente: OpenAI, 2024

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué observamos después de unos días en el hilo?
- ¿Por qué los cristales se forman en el hilo y no en el fondo del vaso?
- ¿Cómo cambiaría el experimento si se usara agua fría en lugar de agua caliente?

COMPOSICIÓN Y LEYES ESTEQUIOMÉTRICA

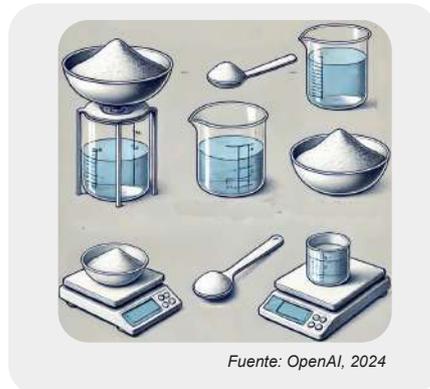
PRÁCTICA

Evaluación de la pureza en reactivos comerciales

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - 1 litro de agua destilada o purificada - 9 g de sal de mesa (NaCl) 	<ul style="list-style-type: none"> - Balanza - Vaso medidor o recipiente graduado - Cuchara o agitador

Procedimiento:

- Medimos el agua destilada en un recipiente de 1 litro (1000 mL).
- Pesamos la sal de mesa, en una cantidad de 9 gramos.
- Disolvemos la sal al agua y agitamos hasta disolver completamente.



Fuente: OpenAI, 2024

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Por qué se utiliza 9 gramos de sal para preparar una solución al 0,9 % en 1 litro de agua?
- ¿Qué podría ocurrir si se utiliza más o menos de 9 gramos de NaCl en la solución?
- Menciona al menos dos aplicaciones comunes de una solución salina al 0,9 %.

TEORÍA

1. Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust

La Ley de las Proporciones Definidas, también llamada Ley de Proust, fue formulada en 1799 por el químico Joseph Louis Proust. Establece que un compuesto químico siempre contiene los mismos elementos en proporciones fijas de masa, sin importar su origen o cómo se haya preparado.

Esto permite realizar cálculos estequiométricos, es decir, determinar los porcentajes de cada elemento en un compuesto y su fórmula química con base en los pesos atómicos.

Ejemplo

Un mineral extraído de la Laguna Colorada contiene 70 % de hierro y 30,00% de oxígeno en masa. Si un análisis muestra que el mineral contiene un óxido de hierro, determina la fórmula empírica del compuesto (masa molar de Fe = 56 g/mol, masa molar de O = 16 g/mol)

Datos

$$m_{\text{óxido}} = 100 \text{ g}$$

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

$$m_{\text{O}} = 30 \text{ g}$$

Moles (n_{Fe}) de Fe:

$$n_{\text{Fe}} = \frac{70 \text{ g Fe}}{56 \text{ g/mol}}$$

$$n_{\text{Fe}} = 1,25 \text{ mol}$$



Moles (n_{O}) de O:

$$n_{\text{O}} = \frac{30 \text{ g O}}{16,00 \text{ g/mol}}$$

$$n_{\text{O}} = 1,875 \text{ mol}$$

Solución

- Calculamos la *relación molar*
- $$\text{Relación molar} = \frac{1,25 \text{ mol Fe}}{1,875 \text{ mol O}} = \frac{2}{3}$$

Respuesta

La relación molar más simple de Fe y O es 2:3 respectivamente, lo que corresponde a la fórmula Fe_2O_3 , indicando una proporción definida.

Resolvemos los siguientes ejercicios:

- Se tiene un compuesto formado por carbono (C) e hidrógeno (H), cuyo peso total es de 44 g. En el compuesto, la masa de carbono es 33 g. ¿Cuántos gramos de hidrógeno tiene el compuesto?
- Un suplemento de calcio indica que contiene 40% de calcio (Ca), 12% de carbono (C) y 48% de oxígeno (O) en masa. Determina la fórmula empírica del compuesto de calcio en el suplemento. (Masas molares: Ca = 40 g/mol, C = 12 g/mol, O = 16 g/mol).
- En un compuesto formado por nitrógeno (N) y oxígeno (O), se sabe que la masa total del compuesto es de 68 g y que el nitrógeno representa el 40% de la masa total. ¿Cuántos gramos de oxígeno contiene el compuesto?

Actividad

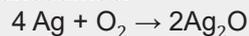
Problemas resueltos

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

Solución

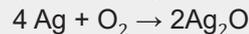
Para resolver el problema seguimos los pasos:

- Escribimos la ecuación y la balanceamos.



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

- Simplificando, encontramos la proporción constante en números enteros.



$$4 \cdot 108 \text{ g} + 2 \cdot 16 \text{ g} \rightarrow 2[(108 \text{ g} \cdot 2) + 16 \text{ g}]$$

$$432 \text{ g} + 32 \text{ g} \rightarrow 464 \text{ g}$$

$$216 \text{ g} + 16 \text{ g} \rightarrow 232 \text{ g}$$

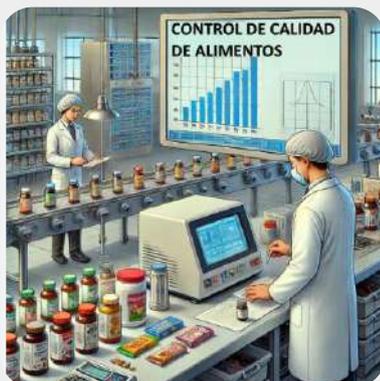
$$108 \text{ g} + 8 \text{ g} \rightarrow 116 \text{ g}$$

$$54 \text{ g} + 4 \text{ g} \rightarrow 58 \text{ g}$$

$$27 \text{ g} + 2 \text{ g} \rightarrow 29 \text{ g}$$

Saber mas...

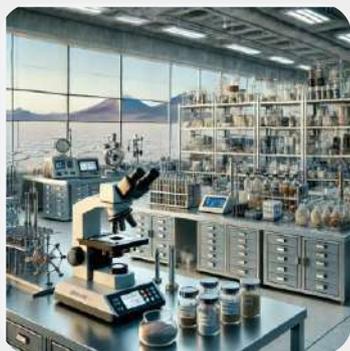
Composición centesimal y su importancia



Fuente: OpenAI, 2024

Control de calidad en alimentos: La composición centesimal es utilizada en la industria alimentaria para garantizar que los productos cumplen con los estándares nutricionales.

Por ejemplo, en la producción de suplementos vitamínicos, se asegura que la cantidad exacta de cada nutriente está presente, optimizando la salud pública.



Fuente: OpenAI, 2024

Materiales avanzados

En la investigación de nuevos materiales, como los superconductores o los polímeros de alta resistencia, la composición centesimal ayuda a identificar la proporción óptima de elementos que confiere al material sus propiedades únicas, como la conductividad eléctrica o la resistencia al calor.

2. Composición centesimal

La composición centesimal, también conocida como composición porcentual, es el porcentaje en masa de cada elemento en un compuesto. Es decir, nos indica qué cantidad en gramos de cada elemento está presente en 100 gramos del compuesto.

Para calcular la composición centesimal de un elemento en un compuesto, usamos la siguiente fórmula:

Donde:

$$\% \text{ elemento} = \left(\frac{nA \times A}{M} \right) \times 100\%$$

- nA es el número de átomos del elemento en el compuesto.
- A es la masa atómica del elemento.
- M es la masa molar del compuesto.

Ejemplo

El agua (H_2O) es un compuesto esencial en numerosos procesos industriales y biológicos. Determinar la composición centesimal de sus elementos es crucial para entender su comportamiento en diversas aplicaciones.

- ¿Cuál es la masa de H y O en 1 mol de agua?
- ¿Cuál es el porcentaje o composición centesimal de H y O en 1 mol de agua (H_2O)

Datos

$A_H = 1,0 \text{ g/mol}$
 $A_O = 16,0 \text{ g/mol}$

Solución

a) calculamos la masa de H y O en un mol de H_2O :

1 mol de agua (H_2O) tiene:

1 mol de O	
1 mol · 16,0 g/mol = 16,0 g O	
2 mol de H	+
2 mol · 1,0 g/mol = 2,0 g H	18,0 g H_2O

18,0 g

b) Calculamos la composición centesimal de H y O un mol de H_2O :

Datos

$A_H = 1,0 \text{ g/mol}$
 $A_O = 16,0 \text{ g/mol}$
 $M_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$

Para O: $\% O = \left(\frac{1 \times 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{18 \text{ g/mol}} \right) \times 100\%$

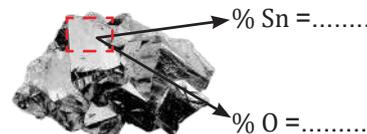
$\% O = \mathbf{88,89 \% O}$

Para H: $\% H = \left(\frac{2 \times 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{18 \text{ g/mol}} \right) \times 100\%$

$\% H = \mathbf{11,11 \% H}$

Ejercicio propuesto 1.

La casiterita (SnO_2) es el mineral principal del cual se extrae el estaño, un metal muy importante para Bolivia. ¿Cuál es la composición centesimal de Sn y O en 2 moles de casiterita (SnO_2)? (masas atómicas (A): Sn = 119 g/mol, oxígeno (O) = 16 g/mol)



Fuente: TR76F3: Casiterita - Mina Huanuni, Departamento Oruro Bolivia, imagen extraída de <https://www.fabreminerals.com/LargePhoto.php?FILE=TR76F3.jpg&LANG=ES>

Ejercicio propuesto 2.

Determina la masa y el porcentaje de masa de cada uno de los elementos presentes en 20,25 g de carbonato de litio (Li_2CO_3), teniendo en cuenta las siguientes masas atómicas: (masas atómicas (A): Li = 6,94 g/mol, C = 12,01 g/mol, O=16,00 u)

$m_{Li} = \dots\dots \text{g}$
 $m_O = \dots\dots \text{g}$
 $m_C = \dots\dots \text{g}$

$\% Li = \dots\dots \%$
 $\% O = \dots\dots \%$
 $\% C = \dots\dots \%$

Fuente: Agencia Boliviana de Información, 2023, https://abi.bo/images/2023/12/dia-17/411114250_897783778467881_3252624336527231604_n.jpg

3. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares

Las fórmulas empíricas y moleculares son herramientas para representar la composición de un compuesto químico. A través de estas fórmulas, podemos conocer la proporción de los átomos que componen una sustancia (fórmula empírica) y el número exacto de átomos en una molécula (fórmula molecular). Ambas nos permiten comprender las relaciones químicas dentro de un compuesto y son esenciales para estudiar sus propiedades.

3.1. Fórmula empíricas, la proporción más simple.

Representan la relación más sencilla de los elementos en un compuesto. Este tipo de fórmula nos muestra cuántos átomos de cada elemento están presentes en el compuesto en su proporción mínima.

Ejemplo 1

Se tiene un compuesto orgánico que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno y se desea determinar su fórmula empírica. Tras realizar un análisis experimental, se encuentra que en 100 g del compuesto, 40 g corresponden a carbono, 6,67 g a hidrógeno y el resto a oxígeno. (Masas atómicas (A): $A_O=16,00$ g/mol, $A_C=12,01$ g/mol, $A_H=1,01$ g/mol)

Calculamos los moles de cada elemento.

Datos

$$\begin{aligned} m_{\text{compuesto}} &= 100 \text{ g} \\ m_C &= 40 \text{ g C} \\ m_H &= 6,67 \text{ g C} \\ m_O &= 53,33 \text{ g O} \end{aligned}$$

Solución

Calculamos el número de moles:

$$\left. \begin{aligned} n_C &= \frac{40 \text{ g C}}{12,01 \text{ g/mol C}} = 3,33 \text{ mol C} \\ n_H &= \frac{6,67 \text{ g H}}{1,01 \text{ g/mol H}} = 6,62 \text{ mol H} \\ n_O &= \frac{53,33 \text{ g O}}{16,00 \text{ g/mol O}} = 3,33 \text{ mol O} \end{aligned} \right\}$$

Comparamos la relación de moles (r_n) dividiendo entre el **menor valor**:

$$\left. \begin{aligned} r_{n_C} &= \frac{3,33 \text{ mol}}{3,33 \text{ mol}} = 1 \\ r_{n_H} &= \frac{6,62 \text{ mol}}{3,33 \text{ mol}} = 2 \text{ CH}_2\text{O} \\ r_{n_O} &= \frac{3,33 \text{ mol}}{3,33 \text{ mol}} = 1 \end{aligned} \right\}$$

Respuesta

La fórmula empírica del compuesto es CH_2O y representa la proporción más simple entre los átomos presentes.

3.2. Fórmula molecular

La fórmula molecular refleja la cantidad exacta de átomos de cada elemento en una molécula y puede ser un múltiplo de la fórmula empírica. Para determinarla, es necesario conocer la masa molar experimental (obtenida mediante espectrometría de masas) y compararla con la masa molar de la fórmula empírica, calculando así el factor multiplicador (FM) mediante la siguiente ecuación:

La fórmula molecular final se expresa como:

Ejemplo 2

¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto donde su fórmula empírica es CH_2O y la masa molar experimental de 180,156 g/mol?

$$FM = \frac{\text{Masa molar experimental}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}}$$

(Fórmula empírica) $_{\times(FM)}$

Donde el FM multiplica a todos los subíndices de la fórmula empírica

Solución

Calculamos la masa molar (M) de la fórmula empírica CH_2O :

$$M_{\text{CH}_2\text{O}} = 1 \cdot A_C + 2 \cdot A_H + 1 \cdot A_O$$

$$M_{\text{CH}_2\text{O}} = 12,01 \text{ g/mol} + 2 \cdot 1,01 \text{ g/mol} + 1 \cdot 16,00 \text{ g/mol} = 30,03 \text{ g/mol CH}_2\text{O}$$

Determinamos el factor multiplicador (FM) y multiplicamos el factor en el subíndice de la fórmula empírica, de modo que se tiene

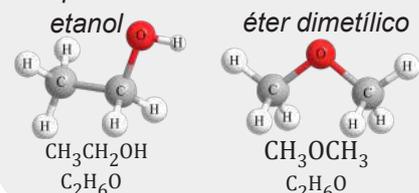
$$FM = \frac{180,156 \text{ g/mol}}{30,03 \text{ g/mol}} = 6 \left\} (\text{CH}_2\text{O})_{FM} = (\text{CH}_2\text{O})_6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Respuesta

La fórmula molecular del compuesto es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Isomería molecular

Un fenómeno fascinante es que diferentes compuestos pueden tener la misma fórmula molecular pero estructuras distintas. Por ejemplo, el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) y el éter dimetilico (CH_3OCH_3) comparten la fórmula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ pero tienen propiedades completamente diferentes.



Técnicas de análisis

La espectrometría de masas es fundamental para determinar la masa molecular del compuesto. Para compuestos con la misma fórmula molecular (isómeros), se utilizan técnicas espectroscópicas como espectroscopía infrarroja (IR) y resonancia magnética nuclear (RMN) para determinar su estructura específica.

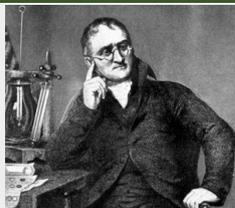


Fuente: OpenAI, 2024

Ejercicios propuestos

- Un compuesto tiene una composición porcentual de 66,7 % de carbono (C), 11,1 % de hidrógeno (H) y 22,2 % de oxígeno (O). ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?
- La fórmula empírica de un compuesto es $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ y su masa molar es 120 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
- Un compuesto contiene 54 g de carbono, 9 g de hidrógeno y 36 g de oxígeno. Si su masa molar es 180 g/mol, determina:
 - a) Su fórmula empírica.
 - b) Su fórmula molecular.

Dato importante



Fuente: historia-biografia.com

La ley de las proporciones múltiples, formulada por John Dalton en 1803, fue crucial para el desarrollo de la teoría atómica moderna

Esta ley proporcionó evidencia sólida para la existencia de átomos y moléculas, sentando las bases de la química moderna

Se puede representar esta ley mediante una tabla comparativa:

Comp.	Masa C (g)	Masa O (g)	Relación O:C
CO	12 g	16 g	1,33
CO ₂	12 g	32 g	2,67

Dato importante

Reacciones secuenciales y su relación con la Ley de Richter

Son un conjunto de reacciones en las que un producto intermedio de una reacción se convierte en reactivo para la siguiente.

Ejemplo:

Supongamos que, en una secuencia de reacciones, A se convierte en B y B reacciona con C para formar D:



4. Ley de las proporciones múltiples o de Dalton

John Dalton formuló en 1804 la ley de las proporciones múltiples, uno de los principios fundamentales de la química. Según esta ley, cuando dos elementos se combinan para formar diferentes compuestos, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro están en una proporción de números enteros simples.

Ejemplo:

Consideremos los óxidos del carbono: CO y CO₂. Si tomamos una cantidad fija de carbono, por ejemplo, 12 g, observamos que:

En CO, 12 g de C se combinan con 16 g de O
 En CO₂, 12 g de C se combinan con 32 g de O

La relación entre las masas de oxígeno en estos compuestos es:

$$\frac{16}{32} \text{ que es relación } 16:32 \text{ ó } \frac{16}{32} = \frac{1}{2} \text{ que es relación } 1:2$$

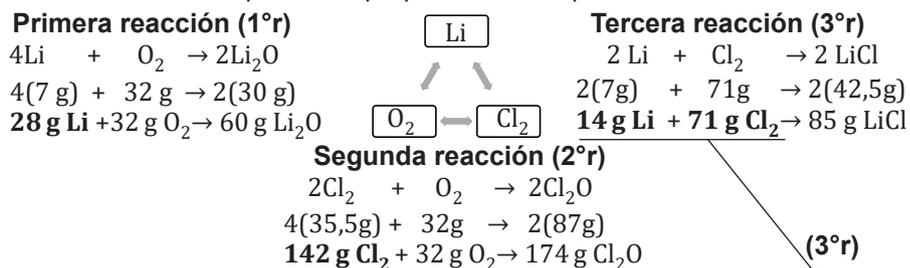
Cumpliendo con la Ley de las Proporciones Múltiples

5. Ley de las proporciones recíprocas o de Richter

Enunciada por Jeremías Benjamin Richter en 1792, establece que cuando dos elementos se combinan con un tercer elemento, las proporciones de masa entre los elementos siguen una relación constante o múltiplos simples. Es decir, las cantidades de los elementos involucrados en las reacciones químicas están directamente relacionadas, lo que permite predecir cómo se combinarán en futuras reacciones.

Ejemplo

Consideremos tres elementos: Litio (Li), Cloro (Cl) y Oxígeno (O). Analicemos sus combinaciones con un tercer elemento en diferentes reacciones para entender cómo se aplican las proporciones recíprocas.



Verificación de la Ley

Se verifica observando las proporciones entre litio (Li) y cloro (Cl₂) en las reacciones.

$$\begin{aligned} (1^\circ r) &\rightarrow \frac{28 \text{ g Li}}{142 \text{ g Cl}_2} = \frac{14 \text{ g Li}}{71 \text{ g Cl}_2} \\ (2^\circ r) &\rightarrow \frac{28 \text{ g Li}}{142 \text{ g Cl}_2} = \frac{14 \text{ g Li}}{71 \text{ g Cl}_2} \end{aligned}$$

Esta proporción se mantiene en ambos compuestos, lo que confirma que la ley de las proporciones recíprocas se cumple.

6) Peso equivalente o equivalente gramo (eq-g)

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

- Peso equivalente de un elemento	$\frac{\text{masa atómica}}{\text{N}^\circ \text{ de oxidación}}$	Zinc (Zn) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2 e^-$ P-eq = $\frac{65,37 \text{ g/mol}}{2} = 32,69 \text{ eq-g}$
- Peso equivalente de una base	$\frac{\text{masa molar}}{\text{cantidad de iones (OH}^-)}$	Hidróxido de sodio (NaOH) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ P-eq = $\frac{40 \text{ g/mol}}{1} = 40 \text{ eq-g}$
- Peso equivalente de un ácido	$\frac{\text{masa molar}}{\text{N}^\circ \text{ de iones de (H}^+)}$	Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{-2}$ P-eq = $\frac{98 \text{ g/mol}}{2} = 49 \text{ eq-g}$
- Peso equivalente de una sal	$\frac{\text{masa atómica}}{\text{cantidad de iones (+) ó (-)}}$	Carbonato de litio Li ₂ CO ₃ $\text{Li}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{Li}^+ + \text{CO}_3^{-2}$ P-eq = $\frac{73,89 \text{ g/mol}}{2} = 36,95 \text{ eq-g}$
- Peso equivalente redox	$\frac{\text{masa molar}}{\text{N}^\circ (e^-) \text{ transferidos por mol de sustancia}}$	Reducción del permanganato $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5 e^- \rightarrow \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$ P-eq = $\frac{158 \text{ g/mol}}{5} = 31,6 \text{ eq-g}$

Resolvemos las siguientes preguntas:

- El nitrógeno forma varios óxidos, entre ellos NO_2 y N_2O_4 . Si 28 g de nitrógeno se combinan con 64 g de oxígeno para formar NO_2 , ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán con 28 g de nitrógeno en N_2O_4 ?
- El hidróxido de magnesio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) se utiliza comúnmente como antiácido. Su masa molar es de 58 g/mol y puede donar 2 iones oxidrilo (OH^-). Calcula el peso equivalente del hidróxido de magnesio.

Reforzamos lo aprendido

Encerremos en un círculo los incisos correctos.

1. Si se combinan 16 gramos de oxígeno con 2 gramos de hidrógeno para formar agua, ¿cuál es la proporción de masas de oxígeno a hidrógeno en el compuesto?

- a) 8:1 b) 1:8
b) 2:1 d) 1:2

2. La composición centesimal del agua está dada por 11.19% de hidrógeno y 88.81% de oxígeno. ¿Qué porcentaje de oxígeno habría en 90 gramos de agua?

- a) 80,81% b) 88,81%
c) 11,19% d) 50,50%

3. Un compuesto tiene una composición de 40% de carbono, 6.7% de hidrógeno y 53.3% de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

- a) CHO b) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$
c) CH_2O d) CH_4O_4

4. Según la Ley de las proporciones recíprocas, si 32 gramos de azufre se combinan con 56 gramos de hierro para formar sulfuro de hierro, ¿qué cantidad de azufre se combinará con 112 gramos de hierro?

- a) 16 g S b) 32 g S c) 64 g S d) 112 g S

5. ¿Cuál es el peso equivalente del ácido sulfuroso (H_2SO_3), sabiendo que su peso molecular es de 82 g/mol?

- a) 48 eq/g b) 98 eq/g c) 196 eq/g d) 24,5 eq/g

6. En una reacción redox con yodo, el tiosulfato de sodio se oxida de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ a $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$, transfiriendo 2 electrones. Si la masa molar de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ es 158 g/mol, ¿cuál es su peso equivalente?

7. En medio ácido, el dicromato de potasio se reduce de Cr^{6+} a Cr^{3+} , transfiriendo "n" electrones. Si su masa molar es 294,2 g/mol, ¿cuál es su peso equivalente?

VALORACIÓN
La importancia de la composición y las Leyes estequiométricas

Las leyes estequiométricas nos enseñan que todo en la naturaleza ocurre en proporciones exactas. ¿Te has preguntado cómo se asegura la cantidad correcta de ingredientes en un medicamento? O, ¿qué pasa si se altera la proporción en la fabricación de alimentos? Un pequeño error en estas proporciones puede hacer una gran diferencia.

Reflexionemos:

¿Cómo crees que la precisión en las proporciones influye en la calidad y seguridad de los productos que usas a diario?



Fuente: OpenAI, 2024

PRODUCCIÓN
Compostaje en casa

El compostaje transforma restos de alimentos y hojas secas en abono natural, mejorando el suelo y favoreciendo el crecimiento saludable de las plantas. Es un proceso sencillo que podemos hacer en casa para reducir residuos y cuidar el medio ambiente.

Realizamos la siguiente actividad:

- **Mezcla:** Alterna capas de restos de comida (material verde) y hojas secas (material marrón).
- **Humedad:** Añade agua para mantener la mezcla húmeda, pero no empapada.
- **Remueve:** Revuelve la mezcla cada dos semanas para que reciba aire.
- **Espera:** En 2-3 meses, el compost estará listo para usar.



Fuente: OpenAI, 2024

Respondemos la siguiente pregunta:

- ¿Qué sucede si no mezclas bien los materiales? Inténtalo y observa cómo cambia el proceso.

ESTADO GASEOSO Y SUS PROPIEDADES

PRÁCTICA

Práctica: presión atmosférica y leyes volumétricas

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Hoja de papel. 	<ul style="list-style-type: none"> - Regla (de al menos 30 cm) - Superficie plana y sólida (mesa o escritorio).



Fuente: OpenAI, 2024

Procedimiento:

- Colocamos la regla en el borde de la mesa, dejando que sobresalga aproximadamente 10 cm.
- Colocamos la hoja de papel completamente extendida sobre la parte de la regla que queda sobre la mesa, asegurándonos de que cubra toda su superficie.
- Golpeamos suavemente el extremo de la regla que sobresale y observamos lo que sucede.

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Por qué la regla no se levanta fácilmente con la hoja encima?
- ¿Qué sucede cuando la hoja no está presente?

TEORÍA

Estado gaseoso



Fuente: OpenAI, 2024



Lo 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

Los gases son uno de los estados más importantes de la materia debido a su presencia tanto en nuestro entorno cotidiano como en aplicaciones industriales. A diferencia de sólidos y líquidos, los gases no tienen forma ni volumen fijos y se expanden para llenar completamente el recipiente que los contiene. Esta característica los hace fáciles de estudiar bajo condiciones controladas, utilizando leyes que describen su comportamiento.

1.1. Características clave de los gases

- **Expansión**, los gases se expanden para llenar el volumen de cualquier recipiente.
- **Compresibilidad**, al aplicar presión, el volumen de un gas disminuye significativamente.
- **Mezcla Homogénea**, los gases se mezclan completamente entre sí, independientemente de su naturaleza.

1.2. Sustancias que existen como gases

En condiciones atmosféricas normales (25°C y 1 atm), algunos elementos y compuestos existen naturalmente como gases. Los ejemplos más comunes incluyen:

- Elementos: Hidrógeno (H₂), Nitrógeno (N₂), Oxígeno (O₂), Flúor (F₂), Cloro (Cl₂) y los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).
- Compuestos: Dióxido de carbono (CO₂), Monóxido de carbono (CO), Metano (CH₄), Amoníaco (NH₃).

Estos gases desempeñan funciones cruciales en la atmósfera y en los procesos biológicos e industriales.

1.3. Diferencia entre gas y vapor

- **Gas**, estado natural de una sustancia a temperatura y presión normales (25°C y 1 atm), como el oxígeno (O₂).
- **Vapor**, fase gaseosa de una sustancia que es líquida o sólida en condiciones normales. Ejemplo: vapor de agua (proveniente del agua líquida).

1.4. Gases ideales y gases reales

- **Gases ideales**, comportamiento teórico donde las moléculas no ocupan espacio ni interactúan entre sí. Ejemplo: aire a baja presión.
- **Gases reales**, se desvían del comportamiento ideal a altas presiones o bajas temperaturas.

2. Propiedades de los gases

Las propiedades de los gases se pueden explicar basándose en el principio de que la materia está compuesta por átomos y moléculas individuales, que se encuentran relativamente separadas y en constante movimiento. La distancia entre las moléculas en un gas varía según la temperatura y la presión a las que esté sometido.

La materia en estado gaseoso presenta las siguientes propiedades:

- **Forma y volumen**, adoptan la forma y volumen del recipiente.
- **Compresibilidad**, se comprimen fácilmente al aplicar presión.
- **Difusión**, se expanden y mezclan rápidamente.
- **Expansión**, se expanden al aumentar la temperatura.
- **Baja densidad**, mucho menos densos que líquidos o sólidos.
- **Licuefacción**, pueden convertirse en líquidos al bajar la temperatura o aumentar la presión.

3. Estudio de las variables: presión, temperatura, volumen

a) Presión (P)

Se define generalmente como la fuerza (F) que se ejerce sobre una unidad de área (A), según la fórmula:

$$P = \frac{F}{A}$$

En los gases, la presión es la fuerza que sus partículas ejercen sobre las paredes del recipiente. Esta se mide en atmósferas (atm), que corresponde a la presión ejercida por una columna de mercurio de 76 cm a 0 °C al nivel del mar, bajo condiciones normales de presión y temperatura. Para medir la presión de los gases se utiliza un manómetro.

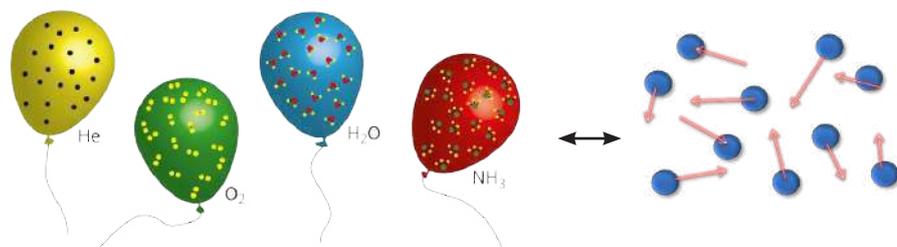
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

$$1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$$

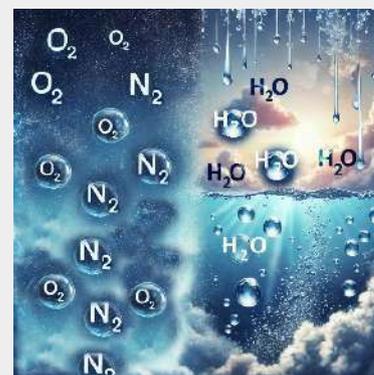
$$1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 14,7 \text{ PSI}$$

$$1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar}$$



Fuente: https://blogger.googleusercontent.com/img/b/R29vZ2xl/AVvXsEgY2nH4LIWXu44SLRrVivlbSEvhPDc_kkI9Ws_Zc-rugLOnhjT7Klg3lwnz-ok2ygT0hrLV3i1NDg_Pk71_81ou600Qrc1kag8N6RSmnMna6yarsRdqsN25qwlI2gRewCrxzkbK5g1wSQ/s1600/Estado+gaseoso+4.png



Representación de moléculas gaseosas y vapor de agua

Fuente: OpenAI, 2024

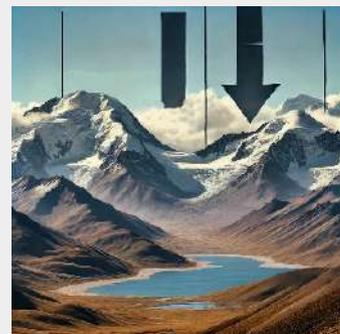


Licuefacción de un gas al aumentar la presión

Fuente: OpenAI, 2024

Dato curioso

Presión y la altura



Fuente: OpenAI, 2024

La presión normal o presión barométrica o presión atmosférica (P_{atm}) es la presión ejercida por el aire sobre nosotros y este varía según la altura de la región.

A mayor altura, menor presión atmosférica.

$$P_{atm} = 495 \text{ mmHg (La Paz)}$$

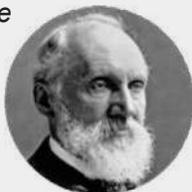
$$P_{atm} = 760 \text{ mmHg (nivel del mar)}$$

Dato importante

Inventores de las escalas termométricas

William Thomson (Lord Kelvin) (1824-1907)

Físico británico que creó la escala Kelvin, utilizada para medir la temperaturas absolutas desde el cero absoluto.



Daniel Gabriel Fahrenheit (1686- 1736):

Físico holandés, inventor del termómetro de mercurio y creador de la escala Fahrenheit.



Anders Celsius (1701-1744):

Físico sueco que desarrolló la escala Celsius, con 0 grados para el punto de congelación y 100 grados para el de ebullición del agua.



b) Volumen (V)

El volumen es el espacio que ocupa un sistema. En los gases, ocupan todo el volumen disponible del recipiente. Se mide en litros (L) o decímetros cúbicos (dm³). Como las partículas de un gas son muy pequeñas, la mayor parte del volumen es espacio vacío. En laboratorio, se usan jeringas para variar el volumen de los gases.

- **Unidades volumen**

Las unidades de volumen incluyen:

$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mL}$

$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$

$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$

c) Temperatura

Las unidades de volumen incluyen:

La temperatura afecta el movimiento de las moléculas de gas: al aumentar, las moléculas se mueven más rápido, lo que incrementa la presión. Las principales escalas de temperatura son:

- Celsius (°C): 0 °C es el punto de congelación y 100 °C el de ebullición del agua.
- Fahrenheit (°F): 32 °F es el punto de congelación y 212 °F el de ebullición del agua.
- Kelvin (K): Inicia en el cero absoluto (sin temperaturas negativas).

- **Conversión de las unidades**

$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$

$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32$

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

$\text{R} = \frac{9}{5} \text{K}$

La importancia de la composición y las leyes estequiométricas

Los gases son parte de nuestra vida diaria, aunque no siempre los veamos. ¿Sabías que, al inflar un globo, estás aplicando las leyes que relacionan presión, volumen y temperatura? La relación entre estas variables no solo explica fenómenos cotidianos, sino que también es clave en la industria, la medicina y la tecnología.

Reflexionemos: ¿Por qué crees que un aerosol se siente más frío cuando lo usas? ¿Cómo influye la temperatura en la presión dentro de una olla de presión? Estos principios son fundamentales para entender el comportamiento de los gases que usamos todos los días, desde los que inflan globos hasta los que permiten volar aviones.

¡Vamos a aprender sobre los gases de forma divertida!

Investigamos y comprendemos estos conceptos clave sobre los gases. Luego, compartiremos lo que aprendamos.

- Gas: ¿Qué es un gas y cómo se comporta?
- Escalas termométricas: ¿Cómo medimos la temperatura de un gas?
- Presión barométrica: ¿Qué es y cómo se mide?
- Presión manométrica: ¿En qué se diferencia de la presión barométrica?

Juego de roles:

- Formemos grupos y cada uno investigará una propiedad específica. Luego, prepararán una presentación o dramatización creativa para compartir lo aprendido con la clase. ¡Es su oportunidad de brillar y enseñar a los demás!

VALORACIÓN



Fuente: OpenAI, 2024

PRODUCCIÓN

LEYES VOLUMÉTRICAS DE LOS GASES

PRÁCTICA

Compresión de una lata: Aplicación de la ley combinada de los gases

Determinamos la pureza del cloruro de sodio en la sal de mesa comercial.

Reactivo	Materiales
- Agua	- Lata de refresco vacía (de aluminio). - Pinzas o guantes de cocina. - Recipiente con agua fría. - Fuente de calor (estufa o mechero).



Fuente: OpenAI, 2024

Procedimiento:

- Pesamos aproximadamente 10 g de sal de mesa en una balanza de precisión.
- Disolvemos la sal en 50 mL de agua destilada en un vaso de precipitados.
- Filtramos la solución para eliminar impurezas insolubles.
- Evaporamos el agua filtrada y pesamos el residuo de sal pura obtenida

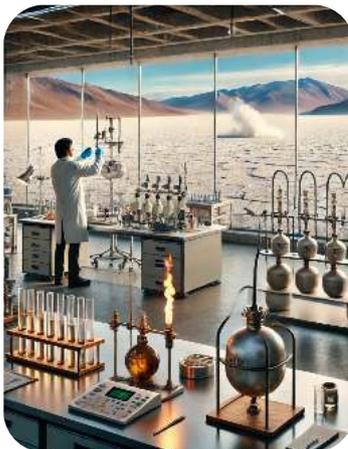
Realizamos los siguientes ejercicios:

- **Preparación de la lata:** Colocamos aproximadamente 20 mL de agua en el fondo de la lata de refresco vacía.
- **Calentamiento:** Utilizando las pinzas o guantes, colocamos la lata sobre una fuente de calor. Observa cómo el agua en la lata comienza a evaporarse. Esto indica que la temperatura dentro de la lata está aumentando.
- **Inmersión rápida:** Una vez que veamos vapor saliendo de la lata, retiramos rápidamente de la fuente de calor y, con cuidado, sumergimos boca abajo en un recipiente con agua fría.

Actividad

Durante más de 200 años, los científicos han estudiado los gases y sus propiedades, lo que ha permitido desarrollar las leyes de los gases. Estas leyes son fundamentales para entender cómo se comportan los gases en diversas situaciones.

En muchos procesos, como la combustión en motores o la emisión de gases contaminantes, es esencial comprender las propiedades y leyes que gobiernan el comportamiento de los gases. Cuando el volumen (V) de un gas cambia debido a variaciones en la presión (P) o la temperatura (T), este comportamiento sigue un patrón predecible que se describe a través de las leyes de los gases.



Fuente: OpenAI, 2024

Relación entre Volumen y Presión

Resultados de las pruebas de Boyle

Presión (atm)	Volumen (L)	Presión · Volumen (atm · 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

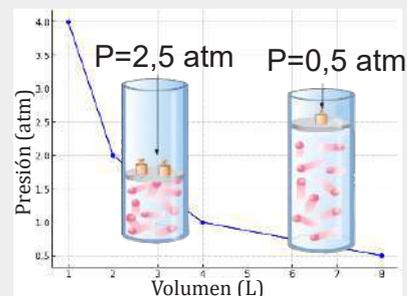


Imagen 1. Relación P (atm) vs V (L)

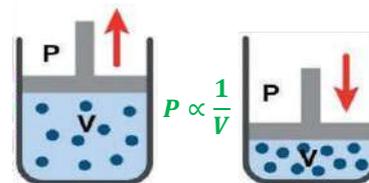
1. Ley de Boyle – Mariotte (Ley de la temperatura constante).

En 1662, Robert Boyle descubrió que, manteniendo constante la temperatura, el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión. Esto significa que si la presión aumenta, el volumen disminuye, y viceversa. Cuando menciona el término **inversamente proporcional**, $P \propto \frac{1}{V}$ en la afirmación de la ley de Boyle significa que:

Esta expresión matemática se expresa así: $PV = K$ (constante) o también

$$V_1 \cdot P_1 = V_2 \cdot P_2 \quad \text{o también} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{P_1}{P_2}; \quad \text{a temperatura constante } (T_{cte})$$

- V_1 y P_1 : Representan el volumen inicial y la presión inicial del gas.
- V_2 y P_2 : Representan el volumen final y la presión final del gas



- ✓ Cuando la presión disminuye el volumen aumenta
- ✓ cuando la presión aumente el volumen disminuye.

Ejercicio propuesto

Un recipiente cerrado contiene un gas a 1.2 atm de presión y ocupa un volumen de 10 litros. Si el volumen se reduce a 5 litros sin cambiar la temperatura, ¿cuál será la nueva presión del gas?

Relación entre la temperatura y el volumen de un gas

En 1787, Jack Charles descubrió que cuando se calienta un gas a presión constante, su volumen aumenta, y cuando se enfría, su volumen disminuye.

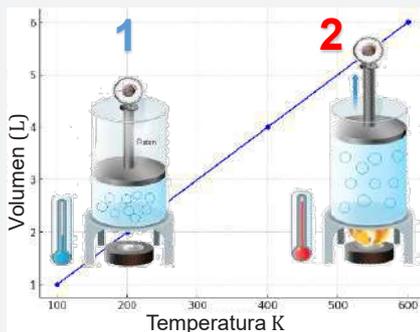


Fuente: <https://www.biografiasyvidas.com/biografia/c/fotos/charles.jpg>

¿Por qué sucede esto?

Al aumentar la temperatura, las moléculas del gas se mueven más rápido y ocupan más espacio, lo que hace que el volumen crezca. Al enfriarse, las moléculas se mueven más lento y el gas ocupa menos espacio, reduciendo su volumen.

Ley de Charles: Relación entre Volumen y Temperatura a Presión Constante.



$$P_1 = cte \quad P_2 = cte$$

$$P_1 = P_2$$

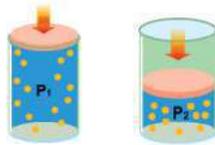
$$T_1 < T_2$$

$$V_1 < V_2$$

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 mmHg, si la temperatura se mantiene constante?

Datos:



$$P_1 = 248 \text{ mmHg} \quad P_2 = 358 \text{ mmHg}$$

$$V_1 = 485 \text{ mmHg} \quad V_2 = ?$$

Solución:

A partir de la ecuación de la Ley de Boyle, despejamos V_2 :

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

Reemplazamos los datos

$$V_2 = \frac{(485 \text{ mL}) \cdot 248 \text{ mmHg}}{358 \text{ mmHg}}$$

$$V_2 = 335,98 \text{ mL}$$

Resultado:

El volumen del gas será de 335,98 mL a una presión de 358 mmHg

2. Ley de Charles (presión constante)

Establece que: "Si la presión de un gas se mantiene constante, su volumen variará de manera directamente proporcional a la temperatura. Es decir, cuando la temperatura del gas aumenta, su volumen también aumenta, y cuando la temperatura disminuye, el volumen se reduce".

Este principio se expresa mediante la siguiente fórmula matemática:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{o también} \quad V_1 \cdot T_2 = V_2 \cdot T_1 \quad ; \text{ a presión constante } (P_{cte})$$

Donde:

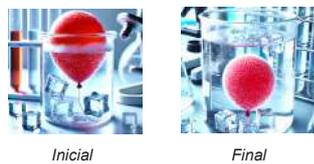
- V_1 y V_2 son los volúmenes inicial y final del gas.
- T_1 y T_2 son las temperaturas inicial y final del gas, en Kelvin (K).

Ejemplo:

Un estudiante infla un globo a 25 °C, alcanzando un volumen de 3 litros. Para observar cómo la temperatura afecta el volumen del gas, coloca el globo en un vaso grande con agua fría y hielo a - 3 °C. Se quiere determinar el nuevo volumen del globo después de un tiempo en el agua, manteniendo la presión constante.

Datos:

Globos sumergidos en vasos de precipitado en condiciones iniciales y finales



$$T_1 = 25 \text{ °C} \quad T_2 = -3 \text{ °C}$$

$$V_1 = 3 \text{ L} \quad V_2 = ?$$

Solución:

Convertimos la temperatura de (°C a K)

$$T_1 = 25 + 273,15 = 298,15 \text{ K}$$

$$T_2 = -3 + 273,15 = 270,15 \text{ K}$$

De la expresión de la ley de Charles, se despeja la variable incógnita (V_2)

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

Reemplazamos los datos

$$V_2 = \frac{3\text{L} \cdot 270,15 \text{ K}}{298,15 \text{ K}} = 2,72 \text{ L}$$

Respuesta:

El globo reduce su volumen a 2,78 L, este experimento demuestra que el volumen de un gas (aire) disminuye al bajar la temperatura, asumiendo que la presión es constante.

Reforzamos lo aprendido resolviendo los siguientes ejercicios:

- Un globo inflado a 20 °C con un volumen de 2 litros se deja al sol, donde la temperatura sube a 35 °C. ¿Cuál será el nuevo volumen del globo? asumiendo que la presión es constante
- Una botella de plástico con 1,5 litros de aire a 25 °C se coloca en un refrigerador a 4 °C. ¿Cuál será el volumen del aire dentro de la botella después de enfriarse? asumiendo que la presión es constante
- Un tanque de gas propano tiene 500 litros a 40 °C. Se necesita reducir su volumen a 450 litros. ¿Qué temperatura en °C debe alcanzar el gas para reducir su volumen a 450 litros sin cambiar la presión?

3. Ley de Gay-Lussac (a volumen constante)

Establece que **cuando el volumen de un gas permanece constante, la presión aumenta o disminuye de manera directamente proporcional a la temperatura absoluta**. En otras palabras, si un gas se calienta, su presión aumenta, y si se enfría, su presión disminuye, siempre y cuando el volumen no cambie.

Fórmula de la Ley de Gay-Lussac

La fórmula que representa esta relación es:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{o también} \quad P_1 \cdot T_2 = P_2 \cdot T_1; \text{ a volumen constante } (V_{cte})$$

Donde:

P_1 es la presión inicial

T_1 es la temperatura inicial

P_2 es la presión final

T_2 es la temperatura final

Ejemplo:

Un vehículo es estacionado al aire libre durante una tarde cálida, con la temperatura ambiente a 25°C. El neumático del vehículo está inflado a una presión de 2,18 atm. Durante la noche, la temperatura desciende drásticamente a -5 °C. Dado que el volumen del neumático se mantiene constante, se pregunta: ¿cuál será la nueva presión del aire dentro del neumático después de que la temperatura haya bajado?

Datos:



Fuente: OpenAI, 2024

$$T_1 = 25 \text{ °C} \quad T_2 = -5 \text{ °C}$$

$$P_1 = 2,18 \text{ atm} \quad P_2 = ? \text{ atm}$$

Solución se convierte la temperatura a escala absoluta (K)

$$T_1: 25 \text{ °C} + 273,15 = 298,15 \text{ K}$$

$$T_2: -5 \text{ °C} + 273,15 = 268,15 \text{ K}$$

De la expresión de la Ley de Gay-Lussac, se despeja la variable incógnita (P_2)

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

Reemplazamos

$$P_2 = \frac{2,18 \text{ atm} \cdot 268,15 \text{ K}}{298,15 \text{ K}}$$

$$P_2 = 1,96 \text{ atm}$$

Respuesta:

La presión del aire en el neumático, después de la caída de temperatura, será aproximadamente 1,96 atm.

Joseph-Louis Gay-Lussac. Físico francés.



Fuente: https://www.biografiasyvidas.com/biografia/g/gay_lussac.htm

En 1804, el físico francés Joseph-Louis Gay-Lussac realizó un experimento en globo aerostático para estudiar la atmósfera. Durante el ascenso, descubrió que el campo magnético terrestre y la composición química del aire permanecen constantes a cierta altura. Este hallazgo fue clave para avanzar en la comprensión de los fenómenos atmosféricos y el magnetismo en altitudes elevadas.

Ejercicios propuestos

- Un gas se encuentra en un contenedor a volumen constante con una presión de 1 atm a 273 K. Si el gas se enfría a 100 K, ¿la presión del gas será mayor, menor o igual que 1 atm?
- Un gas en una bombona se encuentra a 500 mmHg y a una temperatura de 5°C. El gas se calienta a 50°C mientras el volumen permanece constante. ¿Cuál será la nueva presión en atm?

4. Condiciones estándar y normales de temperatura y presión

En química y física, las mediciones de gases se realizan bajo dos conjuntos de condiciones de referencia: las condiciones estándar y las condiciones normales, que garantizan la comparabilidad y uniformidad de los resultados.

Condiciones estándar de temperatura y presión (CTP):

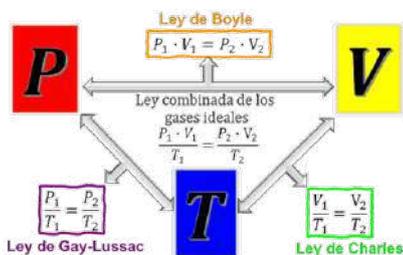
- Temperatura: 0°C (273.15 K)
- Presión: 1 atm (760 mmHg)

Estas condiciones se utilizan en cálculos teóricos y experimentales para garantizar que los resultados sean comparables, independientemente de las variaciones en el entorno.

Condiciones normales de temperatura y presión (CN):

- Temperatura: 20°C (293.15 K)
- Presión: 1 atm (760 mmHg)

Las condiciones normales (CN) son las de temperatura y presión habituales, usadas en laboratorios para experimentos que reflejan mejor la vida cotidiana sin seguir las estrictas Condiciones Estándar.



Ejercicios propuestos de la ley combinada

- Una jeringa contiene aire a una presión de 1 atm y una temperatura de 20 °C. Si se comprime el émbolo de la jeringa a la mitad de su volumen original, y la temperatura aumenta a 22°C, ¿cuál será la nueva presión del aire dentro de la jeringa?
- Un globo con helio tiene un volumen de 3 litros a una presión de 1 atm y una temperatura de 27°C. El globo se lleva en un ascensor a un piso más alto, donde la presión desciende un 10% y la temperatura baja a 20°C. Utiliza la Ley Combinada de los Gases para calcular el nuevo volumen del globo.

Ejercicios propuestos de la Ley de Avogadro

- Un aerosol para el cabello tiene un volumen de 0,4 litros y contiene 1,5 moles de gas. Después de varios usos, el aerosol queda con 1,0 mol de gas. Si no ha cambiado la temperatura ni la presión, ¿cuál es el volumen de gas que queda en el aerosol?
- Un inflador de bicicletas contiene inicialmente 2 litros de aire, que corresponde a 1,8 moles. Después de inflar una llanta, quedan 1,2 moles de aire en el inflador. Manteniendo constante la temperatura y la presión, ¿cuál será el volumen de aire restante en el inflador?

5. Ley combinada de los gases ideales

La ley combinada de los gases establece que el volumen de una cantidad fija de gas está relacionado con la presión y la temperatura. Esta ley combina tres leyes fundamentales: la ley de Boyle, la ley de Charles y la ley de Gay-Lussac. Según esta ley:

- El volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta (en Kelvin), siempre que la presión se mantenga constante.
- El volumen es inversamente proporcional a la presión, siempre que la temperatura se mantenga constante.

El enunciado matemático de la ley combinada es:

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

- P_1, V_1 y T_1 son la presión, volumen y temperatura iniciales.
- P_2, V_2 y T_2 son la presión, volumen y temperatura finales.

Ejemplo:

Durante una expedición científica, un globo meteorológico se infla a un volumen de 50 litros, temperatura de 15°C (288,15 K) y 0,8 atm de presión. A medida que asciende, la presión baja a 0,5 atm y la temperatura disminuye a -5°C (268,15 K). Usa la Ley Combinada de los Gases para calcular el volumen final del globo.

Globo aerostático a punto de ascender



Datos:

$$\begin{aligned} V_1 &= 50 \text{ L} & V_2 &= ? \text{ L} \\ P_1 &= 0,8 \text{ atm} & P_2 &= 0,5 \text{ atm} \\ T_1 &= 288,15 \text{ K} & T_2 &= 268,15 \text{ K} \end{aligned}$$

Solución:

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

Reemplazamos datos

$$V_2 = \frac{50 \text{ L} \cdot 0,8 \text{ atm} \cdot 268,15 \text{ K}}{0,5 \text{ atm} \cdot 288,15 \text{ K}}$$

$$V_2 = 74,45 \text{ L}$$

Respuesta:

El volumen final del globo es 74,45 litros.

6. Ley de Avogadro

Establece una relación directa entre la cantidad de gas (moles) y el volumen que ocupa, siempre y cuando la presión y la temperatura se mantengan constantes. Esto quiere decir:

- Si aumenta la cantidad de gas en un recipiente, su volumen también aumenta.
- Si disminuye la cantidad de gas, su volumen se reduce.

6.1. Expresión matemática de la Ley de Avogadro:

La relación entre la cantidad de gas y su volumen se expresa con la siguiente fórmula:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Donde:

V_1, n_1 son la presión y la cantidad de sustancia (moles) iniciales
 V_2, n_2 son la presión y la cantidad de sustancia (moles) finales

Ejemplo:

Un buceador se encuentra explorando una cueva submarina. En su tanque, lleva 5 litros de un gas comprimido que corresponde a 2,5 moles. Durante la inmersión, consume parte del gas, quedándole 1,8 moles en el tanque. Si la presión y la temperatura del gas se mantienen constantes, ¿cuál es el volumen del gas que le queda en el tanque?

Datos:

$$\begin{aligned} V_1 &= 5 \text{ L} \\ n_1 &= 2,5 \text{ mol} \\ V_2 &= ? \text{ L} \\ n_2 &= 1,8 \text{ mol} \end{aligned}$$

Solución:

De la expresión de la ley de Avogadro, despejamos (V_2)

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot n_2}{n_1}$$

Reemplazamos datos

$$V_2 = \frac{5 \text{ L} \cdot 1,8 \text{ mol}}{2,5 \text{ mol}}$$

$$V_2 = 3,6 \text{ L}$$

Respuesta: El volumen final del globo es 74,45 litros.

7. Ley de los gases ideales (Ecuación de estado)

Es una ecuación matemática que describe el comportamiento de un gas ideal, relacionando cuatro variables fundamentales: el volumen (V), la presión (P), la temperatura (T) y el número de moles (n). Esta ley es el resultado de combinar tres leyes importantes en la física de los gases: la Ley de Boyle, la Ley de Charles y el principio de Avogadro.

- Ecuación de estado.

$$PV = nRT$$

Donde:

V es el volumen del gas medido en litros (L).

P es la presión del gas, expresada en atmósferas (atm).

n representa el número de moles del gas, una medida de la cantidad de sustancia.

T es la temperatura en Kelvin (K), que es una escala de temperatura absoluta.

R es la constante de los gases ideales, que tiene un valor de 0,082 atm·L/mol·K.

- ¿Cómo se deriva la constante R?

La constante R se puede determinar experimentalmente bajo condiciones estándar, que son:

- V = 22,4 L (volumen que ocupa un mol de gas ideal a temperatura y presión estándar).
- P = 1 atm (una atmósfera de presión).
- T = 273,15 K (equivalente a 0°C).

Despejando la constante R de la ecuación de estado y Sustituyendo los valores estándar, se tiene:

$$R = \frac{PV}{nT} \text{ entonces } R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

- Relación de la ecuación de estado con diferentes variables:

La ecuación de estado puede expresarse en base a la masa (m) y el peso molecular (M) y además, puede expresarse en base a la densidad (ρ)

$$PV = nRT \xrightarrow{n = \frac{m}{M}} PV = \frac{m}{M}RT \xrightarrow{\text{ordenando}} PM = \frac{m}{V}RT \xrightarrow{\rho = \frac{m}{V}} PM = \rho RT$$

- Condiciones normales de un gas ideal

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión y temperatura (CN), ocupa un volumen de 22,4 litros

Ejemplo:

En una planta de producción de urea en Bolivia, se produce amoníaco (NH_3) como parte del proceso. Durante una etapa de síntesis, se necesitan 5,0 moles de amoníaco para reaccionar a una presión de 3,0 atm y una temperatura de 50 °C. ¿Qué volumen ocupará el amoníaco en estas condiciones antes de entrar al reactor?

Datos:

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

$$P = 3 \text{ atm}$$

$$n = 5,0 \text{ mol}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$V = ? \text{ L}$$

Solución:

De la expresión ecuación de estado, despejamos (V)

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

reemplazamos datos

$$V = \frac{5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 323,15 \text{ K}}{3 \text{ atm}}$$

$$V = 44,16 \text{ L}$$

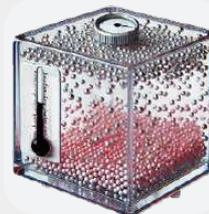
Respuesta:

El volumen que ocuparán 5,0 moles de amoníaco (NH_3) a 3,0 atm y 50 °C es aproximadamente 44,21 litros.

Solución se convierte la temperatura a escala absoluta (K)

$$T: 50 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 323,15 \text{ K}$$

¿Qué es un gas ideal?



Fuente: OpenAI, 2024

Es un concepto teórico que describe un gas donde las partículas se mueven libremente sin chocar entre sí. La energía de estas partículas aumenta con la temperatura y cuando chocan entre ellas o con las paredes del recipiente, no pierden energía.

Cálculo del consumo de gas natural



Fuente: OpenAI, 2024

En las plantas de gas en Bolivia, el gas natural se maneja bajo condiciones controladas de presión y temperatura. La ecuación de los gases se utiliza para ajustar el cálculo del volumen consumido o almacenado según estas variaciones, lo que garantiza una gestión precisa tanto de los inventarios como de la facturación.

Ejercicios propuestos de la Ley de los gases ideales

- Un gas ideal ocupa un volumen de 2.5 litros a una presión de 1.2 atm y una temperatura de 300 K. ¿Cuántos moles de gas hay en el recipiente?
- Calcular la densidad de un gas que se encuentra a una presión de 2 atm y una temperatura de 300 K. La masa molar del gas es de 44 g/mol.

Autoevaluación: Encierre el o los incisos correctos.

1. ¿Cuál es la principal variable que se mantiene constante en la Ley de Boyle-Mariotte?
 a) Temperatura b) Volumen
 c) Presión d) Cantidad de gas

4. Las condiciones estándar de temperatura y presión (STP) son:
 a) 0 °C y 1 atm b) 25 °C y 1 atm
 c) 0 °C y 0.5 atm d) 100 °C y 1 atm

5. En condiciones normales de temperatura y presión (NTP), ¿cuántos litros ocupa un mol de gas?
 a) 22.4 litros b) 1 litro
 c) 10 litros d) 100 litros

6. Un gas ocupa 12 litros a una presión de 2 atm y una temperatura de 300 K. ¿Cuántos moles de gas están presentes? ($R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$)
 a) 0.98 moles b) 1.23 moles
 c) 2 moles d) 3.2 moles

7. Si un gas ocupa 4 litros bajo una presión de 2 atm, ¿qué volumen ocupará si la presión se reduce a 1 atm manteniendo constante la temperatura? (Ley de Boyle)
 a) 2 litros b) 4 litros c) 8 litros d) 16 litros

8. Un gas a 300 K tiene un volumen de 2 litros. Si la temperatura se eleva a 600 K y la presión permanece constante, ¿cuál será el nuevo volumen? (Ley de Charles)
 a) 1 litro b) 2 litros c) 3 litros d) 4 litros

9. Utilizando la ecuación de estado de los gases ideales $PV=nRT$, ¿qué presión ejercerán 2 moles de gas en un volumen de 10 litros a una temperatura de 300 K? ($R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$)
 a) 2 atm b) 4.92 atm
 c) 10 atm d) 24.6 atm

La importancia de la composición y las leyes estequiométricas

Las leyes de los gases no son solo teorías abstractas de la química o la física, sino que están presentes en situaciones cotidianas. Cada vez que alguien infla un globo, utiliza un aerosol o cocina con una olla de presión, estas leyes entran en acción.

Un ejemplo claro es la respiración. Al inhalar, el diafragma se contrae y las costillas se expanden, lo que aumenta el volumen de los pulmones. Según la ley de Boyle, al aumentar el volumen, la presión dentro de los pulmones disminuye, permitiendo que el aire entre desde la atmósfera.

Reflexión: ¿Sabías que la respiración sigue estas mismas leyes, lo que hace más difícil respirar a grandes altitudes?

El fenómeno de la olla de presión

Reactivos	Materiales
- Alimentos para cocinar	- Una olla de presión

Procedimiento:

- Colocamos los alimentos en la olla de presión con agua y ciérrala bien.
- Encendemos la estufa y deja que la olla alcance la presión adecuada. Observamos cómo los alimentos se cocinan mucho más rápido en comparación con una olla tradicional.

VALORACIÓN



PRODUCCIÓN



Fuente: OpenAI, 2024

Respondemos las siguientes preguntas:

Actividad

- ¿Cómo afecta el aumento de la presión dentro de la olla a la temperatura de cocción del agua y los alimentos?
- ¿Por qué los alimentos se cocinan más rápido en una olla a presión en comparación con una olla convencional?
- ¿Por qué es más difícil cocinar ciertos alimentos en lugares de gran altitud sin una olla a presión?
- ¿Cómo se podría aplicar el principio de la olla a presión para cocinar a gran altitud, donde la presión atmosférica es menor?

ESTEQUIOMETRÍA DE GASES Y APLICACIONES

PRÁCTICA

Evaluación de la pureza en reactivos comerciales

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Bicarbonato de sodio (NaHCO_3) - Vinagre (CH_3COOH) - Agua 	<ul style="list-style-type: none"> - Botella de plástico con tapa - Vaso medidor - Globo



Fuente: OpenAI, 2024

Procedimiento:

- Llena la botella hasta la mitad con vinagre.
- Coloca una cucharada de bicarbonato de sodio dentro de un globo.
- Fija el globo en la botella sin dejar caer el bicarbonato aún.
- Levanta el globo para que el bicarbonato caiga en el vinagre.

Actividad

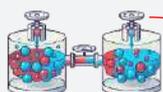
Realizamos las siguientes actividades:

- Calculamos la cantidad teórica de CO_2 producida con 5 g de bicarbonato de sodio.
- Comparamos con la cantidad de gas observada en el globo inflado.

TEORÍA

Ley de las presiones parciales de Dalton

En un experimento de química, se analiza una mezcla de gases compuesta por 90 gramos de oxígeno (O_2) y 100 gramos de helio (He), con una presión total de 3 atm. Calculemos la presión parcial de cada gas en la mezcla. Pesos moleculares: $M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$, $M_{\text{He}} = 4 \text{ g/mol}$



Solución:

Cálculo de moles

$$n_{\text{O}_2} = \frac{90 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}}$$

$$n_{\text{O}_2} = 2,81 \text{ mol}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{100}{2 \text{ g/mol}}$$

$$n_{\text{He}} = 25 \text{ mol}$$

Moles totales $n_T = n_{\text{O}_2} + n_{\text{He}}$

$$n_T = 2,81 \text{ mol} + 25 \text{ mol}$$

$$n_T = 27,81 \text{ mol}$$

Cálculo de las presiones

$$P_{\text{P}_{\text{O}_2}} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} P_T = \frac{2,81 \text{ mol}}{27,81 \text{ mol}} \times 3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{P}_{\text{O}_2}} = 0,30 \text{ atm}$$

$$P_{\text{P}_{\text{He}}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_T} P_T = \frac{25 \text{ mol}}{27,81 \text{ mol}} \times 3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{P}_{\text{He}}} = 2,70 \text{ atm}$$

Respuesta

Las presiones parciales en la mezcla son: 0,30 atm de oxígeno y 2,70 atm de Helio.

1. Estequiometría de gases

La estequiometría de gases permite calcular la cantidad de gas que se necesita o se genera en una reacción química. Al utilizar ecuaciones químicas balanceadas junto con la ley de los gases ideales, es posible determinar el volumen de los gases involucrados, considerando factores como la presión y la temperatura.

Ejemplo:

Una planta industrial desea producir carbonato de litio (Li_2CO_3) a partir de la captura de CO_2 generado en sus procesos. Si la planta genera 1000 L de CO_2 a 25°C y 1 atm de presión, ¿cuánto hidróxido de litio (LiOH) se necesita para capturar todo el CO_2 ? (peso molecular del $\text{LiOH} = 23,95 \text{ g/mol}$)

Datos

$$V_{\text{CO}_2} = 1033,67 \text{ L}$$

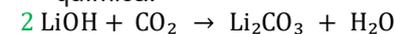
$$T = 25^\circ\text{C} (298,15 \text{ K})$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$n_{\text{CO}_2} = ? \text{ mol}$$

- Balanceamos la ecuación química:



- Despejamos (n) de la ecuación de estado.

$$n = \frac{P V}{R T}$$

- Reemplazamos variables:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2067,83 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}} = 42,28 \text{ mol CO}_2$$

- Calculamos la masa de LiOH

$$42,28 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol LiOH}}{1 \text{ mol CO}_2} = 84,56 \text{ mol LiOH}$$

- Calculamos la masa de LiOH necesaria

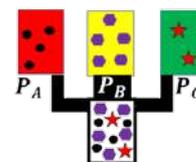
$$84,56 \text{ mol LiOH} \times \frac{23,95 \text{ g LiOH}}{1 \text{ mol LiOH}} = 2025,21 \text{ g LiOH}$$

Resultado

Se necesita 2025,21 g $\text{LiOH}(s)$ para reaccionar con todo el $\text{CO}_2(g)$

2. Ley de las presiones parciales (Dalton)

Establece que la presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de cada gas en el recipiente. Cada gas contribuye con su propia presión, llamada presión parcial y juntas suman la presión total:



$$P_T = P_A + P_B + P_C$$

$$P_T = P_A + P_B + P_C \dots$$

Relación con la fracción molar (χ)

$$\left. \begin{aligned} \chi_A &= \frac{P_{PA}}{P_T} \\ \chi_A &= \frac{n_A}{n_T} \end{aligned} \right\} \frac{n_A}{n_T} = \frac{P_{PA}}{P_T}$$

Donde:

P_T = Presión total de la mezcla

$P_A, P_B, P_C \dots$ = Presiones parciales

Donde:

χ = Fracción molar

n = Número de moles

Ejemplo de Ley de difusión de Graham

¿Cuál de los siguientes gases: HCl o CO se difunden a mayor velocidad y cuantas veces mas?

Datos:

$$\begin{aligned} M_{\text{HCl}} &= 36,5 \text{ g/mol} \\ M_{\text{CO}} &= 28 \text{ g/mol} \\ v_{\text{HCl}} &=? \\ v_{\text{CO}} &=? \end{aligned}$$

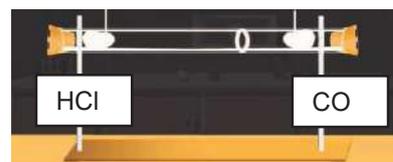
Solución

- Identificar variables:

$$\frac{v_{\text{CO}}}{v_{\text{HCl}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{HCl}}}{M_{\text{CO}}}}$$

Reemplazando datos:

$$\frac{v_{\text{CO}}}{v_{\text{HCl}}} = \sqrt{\frac{36,5 \text{ g/mol}}{28 \text{ g/mol}}} = 1,14$$



Respuesta El monóxido de carbono CO se difunde 1.14 veces más que el HCl

Ejercicios propuestos:

Dos gases, A y B, se difunden en un laboratorio. El gas A tiene una masa molar de 32 g/mol y el gas B tiene una masa molar de 4 g/mol. Si el gas A se difunde a una velocidad de 2 m/s, ¿a qué velocidad se difunde el gas B?

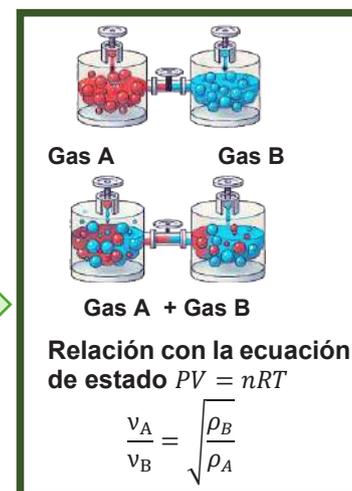
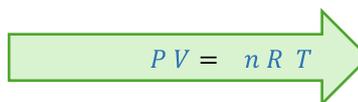
3. Ley de difusión de Graham

Thomas Graham (1805-1869), un químico británico escocés, formuló la Ley de Difusión de Graham, la cual explica que bajo las mismas condiciones de temperatura (T) y presión (P), la velocidad (v) con la que un gas se difunde, es decir, se dispersa en otro gas, es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molar.

- Los gases más ligeros se difunden más rápido que los gases más pesados.

Expresión matemática de la ley de difusión de Graham

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$



Donde:

- v_A, M_A , son la velocidad de difusión y peso molecular del gas A, respectivamente
- v_B, M_B , son la velocidad de difusión y peso molecular del gas B, respectivamente
- ρ_A, ρ_B , son la densidad del gas A y B, respectivamente

4. Los gases de contaminación atmosférica de la Madre Tierra

a) El aire que respiramos está en peligro.

El dióxido de azufre (SO_2) se encuentra en el aire que respiramos y, con cada inhalación, nos afecta. Causa dificultad para respirar, inflamación en nuestras vías respiratorias e irritación ocular, debido al ácido sulfuroso que se forma sobre nuestras mucosas.

b) El dióxido de carbono (CO_2) es otro enemigo silencioso.

Aunque es un gas natural esencial para la vida, su concentración se incrementa peligrosamente cuando quemamos material orgánico ya sea en chaqueos o por el uso de combustibles fósiles. Este aumento no solo contribuye al efecto invernadero, sino que también acelera el cambio climático.

c) El futuro de nuestro planeta está en riesgo.

Si seguimos aumentando la concentración de CO_2 y otros gases de efecto invernadero, las temperaturas seguirán subiendo. Esto no es solo un problema ambiental, sino una amenaza directa a la vida en la Tierra.



Fuente: OpenAI, 2024

Realizamos las siguientes actividades:

- Los estudiantes, en parejas, investigarán un riesgo específico relacionado con el uso de gases en el hogar, como fugas o conexiones incorrectas. Cada equipo deberá identificar el problema y proponer una solución práctica.
- Luego, compartirán sus hallazgos con la clase en una breve presentación de un minuto, donde explicarán tanto el riesgo como la solución, fomentando una discusión interactiva sobre la seguridad en el manejo de gases.

Actividad

Reforzamos lo aprendido

Encerremos en un círculo los incisos correctos.

- Un estudiante realiza un experimento en un laboratorio a nivel del mar con un gas que ocupa un volumen de 5 litros a una presión de 1 atmósfera. Si el volumen se reduce a 2 litros, ¿cuál será la nueva presión del gas, manteniendo la temperatura constante?
a) 2 atm b) 3 atm c) 0,4 atm d) 5 atm
- Un globo de fiesta se infla a 20 °C y ocupa un volumen de 2 litros. Si el globo se expone a una temperatura de 60 °C, ¿cuál será el nuevo volumen del globo, manteniendo la presión constante?
a) 1 L b) 2 L c) 3 L d) 4 L
- Un recipiente de gas a una presión de 3 atmósferas y 30 °C se calienta hasta alcanzar 90 °C. Si el volumen del gas permanece constante, ¿cuál será la nueva presión del gas?
a) 1 atm b) 2 atm c) 4 atm d) 6 atm

- Un gas se encuentra a 1 atmósfera de presión y 273 K de temperatura. Si se quiere ajustar el gas a condiciones estándar de temperatura y presión (STP), ¿qué volumen ocupará el gas si originalmente tenía un volumen de 10 litros a las condiciones dadas?
a) 10 L b) 22,4 L c) 5 L d) 20 L
- Un globo tiene un volumen de 3 litros a una presión de 2 atmósferas y una temperatura de 300 K. Si el globo se lleva a una temperatura de 450 K y la presión se ajusta a 1 atmósfera, ¿cuál será el nuevo volumen del globo?
a) 2 L b) 4,5 L c) 6 L d) 9 L
- En una fábrica de gases, 5 moles de oxígeno ocupan un volumen de 10 litros. ¿Cuál será el volumen ocupado por 10 moles de oxígeno, manteniendo la temperatura y presión constantes?
a) 5 L b) 10 L c) 15 L d) 20 L

VALORACIÓN

Reflexionamos sobre el uso de los gases

En los centros de salud, el uso de tanques de gas, especialmente de oxígeno, es fundamental para el tratamiento de pacientes. Estos gases medicinales desempeñan un papel esencial en diversos procedimientos médicos, tales como:

- Facilitar la función respiratoria: Ayudando a los pacientes con dificultades para respirar.
- Diagnósticos médicos: Usados en pruebas y evaluaciones como resonancias magnéticas y endoscopias.
- Anestesia: Crucial para realizar cirugías sin dolor.
- Esterilización de material quirúrgico: Garantizando la seguridad en cada procedimiento.
- Cirugía oftalmológica: Fundamental en operaciones delicadas en los ojos.



Fuente: OpenAI, 2024

PRODUCCIÓN

Actividad: Explorando la difusión de gases:

Reactivos	Materiales
- Bicarbonato de sodio (NaHCO ₃)	- Vaso de precipitados (100 mL)
- Vinagre (CH ₃ COOH)	- Pipetas
- Agua	- Balanza

Procedimiento:

- Coloquemos la vela encendida en el centro de un plato con un poco de agua.
- En un vaso, mezclamos el bicarbonato de sodio con vinagre.
- Se invierte el vaso rápidamente sobre la vela, cubriéndola con el gas producido
- Observamos el resultado final.



Fuente: OpenAI, 2024

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué gas se genera y por qué se apaga la llama?
- ¿Por qué es importante el oxígeno para que la vela se mantenga encendida?
- ¿Cómo se relaciona con la difusión de gases?
- ¿Qué relación tiene este experimento con la contaminación atmosférica?

FUNDAMENTOS Y CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES

PRÁCTICA

Exploramos las soluciones en la vida cotidiana

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Agua. - Sal de mesa (NaCl). - Azúcar. - Aceite vegetal. - Alcohol etílico (70%). 	<ul style="list-style-type: none"> - Tres vasos transparentes. - Cucharas. - Termómetro. - Balanza (opcional). - Papel y lápiz.



Fuente: OpenAI, 2024

Procedimiento:

- Llenemos un vaso hasta la mitad con agua y añadamos una cucharadita de azúcar. Removamos hasta que el azúcar se disuelva completamente.
- Llenemos otro vaso hasta la mitad con agua y añadamos una cucharadita de sal. Removamos hasta que la sal se disuelva.
- En el tercer vaso, añadamos una mezcla de aceite y unas gotas de colorante en agua. Observemos qué ocurre entre el aceite y el agua.

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué diferencias observamos entre las mezclas?, ¿Se mezclan todas las sustancias?
- ¿Cuáles de estas mezclas son homogéneas y cuáles son heterogéneas?
- ¿Podemos identificar el soluto y el disolvente en cada mezcla?

Realizamos las siguientes actividades:

- Relacionemos las soluciones con las bebidas tradicionales de nuestra región
- Pensemos y discutamos sobre el uso de soluciones en la preparación de mates y tés medicinales.
- ¿Qué tipo de soluciones formamos cuando preparamos un mate, té o infusión?.

TEORÍA



Proporción del solvente con respecto al soluto

Las soluciones se clasifican según la cantidad de soluto disuelto en el disolvente

- **Soluciones diluidas**, tienen poco soluto en relación con el disolvente.
- **Soluciones concentradas**, tienen una gran cantidad de soluto, como un jugo muy dulce.
- **Soluciones saturadas**: Alcanzan la máxima cantidad de soluto que el disolvente puede disolver a una temperatura específica.

1. Definición y características de las soluciones

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias donde el soluto está disuelto en el disolvente. En una solución, las partículas del soluto están distribuidas uniformemente a nivel molecular o iónico en el disolvente, formando una mezcla uniforme, transparente y estable.

1.1. Componentes principales de una solución:

a) Soluto

Es la sustancia que está presente en menor cantidad y que se disuelve. Por ejemplo, el azúcar o la sal que añadimos al agua.

b) Disolvente

Es la sustancia que disuelve al soluto. Generalmente, es el componente presente en mayor cantidad. En la solución de sal en agua, el agua actúa como disolvente

1.2. Propiedades de las soluciones:

a) Homogeneidad

En una solución homogénea, los componentes están distribuidos de manera uniforme, por lo que no podemos distinguir las partes a simple vista. Un ejemplo sería el agua con azúcar o sal.

b) Transparencia

Muchas soluciones son transparentes, como el agua con azúcar, pero no todas lo son. Algunas pueden tener color si agregamos sustancias colorantes.

c) Estabilidad

Las soluciones son estables, lo que significa que no se separan sus componentes con el tiempo. En cambio, en una mezcla heterogénea, como el agua con aceite, los componentes se separan fácilmente.

2. Clasificación de las soluciones

2.1. Según el estado físico de la solución

Las soluciones se pueden clasificar según el estado físico del solvente en tres tipos: líquidas, sólidas y gaseosas. El estado físico de una solución depende del estado del solvente. A continuación, se presenta una tabla que ilustra esta clasificación.

Tipo de solución	Estado físico del solvente	Estado original del soluto	Ejemplos
Líquida	Líquido	Sólido	- Sal en agua (NaCl en H ₂ O). - Azúcar en agua
		Líquido	- Alcohol en agua (etanol en H ₂ O) - Vinagre (ácido acético en agua)
		Gas	- Dióxido de carbono en agua (CO ₂ en H ₂ O) (agua gasificada) - Oxígeno en agua
Sólida	Sólido	Sólido	- Acero (carbono en hierro) - Latón (zinc en cobre) - Bronce (estaño en cobre)
		Líquido	- Mercurio en plata (amalgama de mercurio)
		Gas	- Hidrógeno en paladio (oclusión de hidrógeno en paladio)
Gaseosa	Gas	Sólido	- Yodo en aire
		Líquido	- Vapor de agua en aire (humedad)
		Gas	- Oxígeno en nitrógeno (aire) - Gas doméstico (propano en butano)

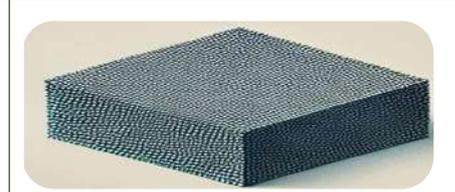
Las soluciones líquidas son las más comunes y suelen presentarse en nuestro entorno cotidiano, mientras que las soluciones sólidas, como las aleaciones, son importantes en la industria de materiales. Las soluciones gaseosas incluyen mezclas de gases o vapores disueltos en gases, como el aire que respiramos.

a) Soluciones sólidas

Una solución sólida es una mezcla homogénea en la que tanto el soluto como el solvente están en estado sólido. En este tipo de solución, los átomos del soluto se integran en la estructura cristalina del solvente, ya sea por sustitución de los átomos del solvente o por inserción en los espacios intersticiales.

Ejemplo de soluciones sólidas:

El acero, una aleación de carbono y hierro, es una solución sólida que se utiliza ampliamente debido a sus propiedades como la dureza y la resistencia.

		
<p>Aleaciones metálicas, como el bronce (cobre y estaño) o el acero inoxidable (hierro, carbono y cromo), mejoran resistencia y durabilidad.</p>	<p>Cristales dopados, como el silicio con fósforo, potencian propiedades clave para la electrónica.</p>	<p>Cerámicas y compuestos sólidos, combinan materiales para lograr alta resistencia térmica y mecánica.</p>

Datos curiosos

Una aleación se define como la combinación de dos o más elementos químicos, diseñada para aprovechar las mejores propiedades de sus componentes, tales como el brillo, la resistencia a la oxidación, la maleabilidad, entre otras.

Ejemplos:

Tipo de solución	Estado físico del solvente
Acero	Hierro, carbono, silicio, azufre y oxígeno
Latón	Cobre y zinc
Bronce	Cobre y estaño
Amalgama	Plata, estaño, cobre, oro, zinc, mercurio
Duraluminio	Cobre y aluminio
Vidrio	Sílice, sodio, calcio
Oro blanco	Oro, níquel o paladio
Gasolina	Hidrocarburos (mezcla de octano y otros)
Aire	Nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, argón
Soldadura	Estaño y plomo
Peltre	Estaño, cobre, antimonio, plomo

b) Soluciones líquidas

Son aquellas en las que el solvente (la sustancia que disuelve) es un líquido. Las soluciones líquidas son las más comunes y se forman cuando el soluto, que puede ser un sólido, un líquido o un gas, se disuelve en un líquido.

Ejemplo de soluciones sólidas:

- **Salmuera**, una solución de sal (NaCl) disuelta en agua.
- **Alcohol yodado**, yodo (I₂) disuelto en alcohol.
- **Vinagre**, ácido acético (CH₃COOH) disuelto en agua.
- **Agua gasificada**, dióxido de carbono (CO₂) disuelto en agua.



1.2. Según la concentración del soluto: diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas

La concentración de una solución nos indica la cantidad de soluto disuelto en una cantidad determinada de solvente. Las soluciones se pueden clasificar según su concentración o la proporción entre soluto y solvente en: diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas.

Es común encontrar soluciones concentradas en el día a día.

Ejemplos:



En un jugo de naranja, Al preparar en una jarra de 1 litro con 900 ml de jugo y 100 ml de agua, se obtiene una solución concentrada.



En un café fuerte, Al usar una mayor cantidad de café en polvo con poca agua, se obtiene un café conocido como café fuerte, café cargado o tinto, debido a su alta concentración.

Es importante recordar que una solución concentrada generalmente contiene elevadas cantidades de soluto en relación con el solvente.

Ejemplo de solución sobresaturada:

En un vaso de agua caliente, es posible disolver 6 cucharadas de azúcar. Sin embargo, en 100 mL de agua caliente, solo se disuelven 40 gramos de sal. Esto muestra que la capacidad de disolución varía con la naturaleza del soluto y la temperatura.

a) Soluciones diluidas

Contienen una pequeña cantidad de soluto en relación con la cantidad de solvente. El solvente puede seguir disolviendo más soluto.

Ejemplos:

- Una cucharadita de azúcar en un vaso de agua.
- Sal diluida en un litro de agua para cocinar.



b) Soluciones concentradas

Contienen una cantidad considerable de soluto en el solvente, aunque no llegan al límite de saturación.

Ejemplos:

- Tres cucharadas de azúcar disueltas en un vaso de agua.
- Café cargado con poca agua y mucho café.

c) Soluciones saturadas

Son aquellas en las que el solvente ya no puede disolver más soluto a una temperatura determinada. El soluto comienza a acumularse sin disolverse.

Ejemplos:

- Si agregamos 36 gramos de sal a 100 mililitros de agua a temperatura ambiente, llegaremos al punto en el que ya no se puede disolver más sal.
- Un ejemplo en la vida cotidiana es cuando al preparar una bebida muy dulce, llega un momento en que el azúcar ya no se disuelve y se acumula en el fondo.

d) Soluciones sobresaturadas

Una solución sobresaturada contiene más soluto del que puede disolverse en una solución saturada a una temperatura dada. Este tipo de solución es inestable; con el tiempo, el exceso de soluto tiende a formar cristales y depositarse en el fondo del recipiente. Sin embargo, si se incrementa la temperatura, es posible disolver una mayor cantidad de soluto.

Importante: Si la temperatura aumenta mucho, el exceso de soluto puede no disolverse completamente, pues cada sustancia tiene un límite de solubilidad.

Actividad

Realizamos la siguiente actividad

Identifiquemos, relacionemos y busquemos ejemplos sobre cuáles son las soluciones diluidas, concentradas y saturadas:

- a) Diluida
- b) Concentrada
- c) Saturada
- d) Sobresaturada

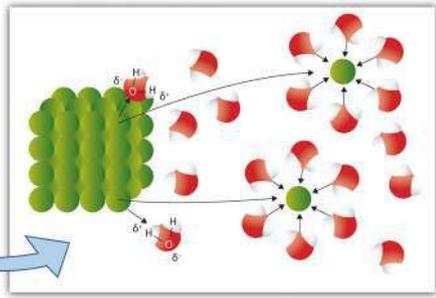
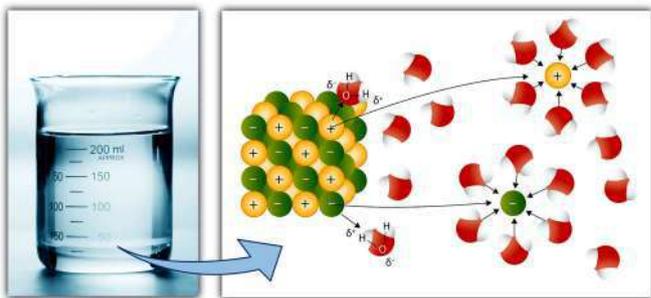


Tipo de concentración:

Ejemplos:

3. Proceso molecular de disolución

El proceso de disolución implica interacciones intermoleculares entre el soluto y el disolvente. Estas interacciones determinan la capacidad de un soluto para disolverse en un disolvente específico.

El proceso de disolución	
Solvatación	Proceso de disolución de compuestos iónicos
<p>El proceso de solvatación es donde las moléculas de agua rodean a los iones separados del cristal. Los iones negativos (esferas verdes) son estabilizados por la orientación de los átomos de hidrógeno (δ^+) del agua, mientras que los iones positivos (esferas amarillas) son rodeados por los átomos de oxígeno (δ^-). Este fenómeno es crucial para la disolución de sales minerales como cloruro de sodio (NaCl), cloruro de calcio (CaCl_2), entre otros.</p>  <p>Fuente: https://2012books.lardbucket.org/books/introduction-to-chemistry-general-organic-and-biological/section_12/b3b0b9d16a0f0bb2c33ab2015ece2aa9.jpg</p>	<p>El agua, presenta una estructura polar caracterizada por cargas parciales positivas (δ^+) y negativas (δ^-). En esta ilustración, se observa un cristal iónico formado por iones positivos (esferas amarillas) y negativos (esferas verdes). Las moléculas de agua, representadas por combinaciones de rojo y blanco, interactúan con estos iones gracias a su polaridad, facilitando la ruptura de las fuerzas que mantienen unido al cristal y desencadenando el proceso de disolución.</p>  <p>Fuente: https://2012books.lardbucket.org/books/introduction-to-chemistry-general-organic-and-biological/section_12/c3b7beb9ca9164ca6835371e8ae0439b.jpg</p>

3.1. Interacciones moleculares

Cuando mezclamos un soluto (como la sal) con un solvente (como el agua), ocurren tres tipos importantes de interacciones:

a) Disolvente-disolvente

Las moléculas de agua se mantienen unidas naturalmente mediante enlaces especiales llamados "enlaces de hidrógeno". Es como si cada molécula de agua tuviera pequeños imanes que la conectan con otras moléculas de agua.

b) Soluta-soluta

En el caso de la sal de mesa (NaCl), los iones positivos de sodio (Na^+) y los iones negativos de cloro (Cl^-) están unidos por fuerzas eléctricas, como pequeños imanes de cargas opuestas que se atraen.

c) Disolvente-soluta

Cuando agregas sal al agua, las moléculas de agua rodean a los iones de la sal. Es similar a cuando tus amigos forman un círculo alrededor tuyo: las moléculas de agua "abrazan" a los iones de sal, separándolos y ayudándolos a distribuirse

Tipos de interacciones moleculares

Soluta - soluto

Solvente - soluto

Solución

Puentes de hidrógeno

¿Cómo influyen la temperatura y la presión en la solubilidad?

Cuando la temperatura de una solución sobresaturada aumenta, la energía cinética de las moléculas de soluto y solvente también lo hace, lo que facilita que las partículas de soluto se separen y se disuelvan más rápido. Por ejemplo, el azúcar se disuelve más rápidamente en agua caliente que en agua fría.

Al reducir la temperatura, las moléculas se mueven menos, haciendo que el soluto sobrante se separe y precipite.

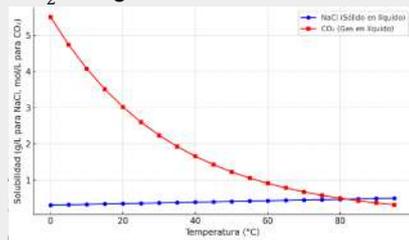
Soluciones en nuestro entorno:

La preparación de bebidas tradicionales, como el api, también depende de la temperatura y la solubilidad de los ingredientes. Al disolver azúcar y especias en agua caliente, se aprovecha el incremento de la solubilidad para mejorar la mezcla de sabores.



Fuente: OpenAI, 2024

Curva de solubilidad de NaCl y CO₂ en agua



Ejercicio resuelto:

Si a 25°C, 36 g de NaCl se disuelven en 100 g de agua, ¿cuál es la solubilidad de NaCl en esta condición?

$$\text{Solubilidad} = \frac{36 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$$

$$0,36 \text{ g NaCl/g H}_2\text{O}$$

Respuesta:

La solubilidad de NaCl a 25°C es de 0,36 g NaCl por gramo de agua.

4. Solubilidad de los solutos

La solubilidad es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una cantidad específica de solvente a una temperatura y presión determinadas.

4.1 Curvas de solubilidad

Las curvas de solubilidad muestran cómo la cantidad de soluto disuelto cambia con la temperatura. Por ejemplo, la solubilidad de la sal (NaCl) en agua aumenta ligeramente al aumentar la temperatura, mientras que la solubilidad del dióxido de carbono (CO₂) en agua disminuye.

a) Interpretación

- Permiten identificar puntos donde una solución se vuelve saturada o incluso sobresaturada.
- Facilitan la comprensión de cómo cambia la solubilidad de sólidos y gases en líquidos según la temperatura.

b) Efecto de la temperatura

- **Sólidos en líquidos**, la solubilidad de la mayoría de los sólidos aumenta con la temperatura. Esto se debe a que el aumento de energía térmica facilita la separación de las partículas del soluto y su interacción con el disolvente.
- **Gases en líquidos**, la solubilidad de los gases disminuye al aumentar la temperatura. La energía térmica extra permite a las moléculas de gas escapar más fácilmente del disolvente. Por ejemplo, en aguas termales, la cantidad de oxígeno disuelto es menor, afectando la vida acuática.

Ejercicio:

Se sabe que a 20°C se pueden disolver 200 g de azúcar en 100 g de agua y a 50°C se pueden disolver 300 g en la misma cantidad de agua.

- ¿Cuánto azúcar se puede disolver en 200 g de agua a 20°C y a 50°C?
- Si un estudiante intenta disolver 400 g de azúcar en 100 g de agua a 20°C, ¿la solución será saturada o insaturada?
- Explica qué ocurre con la solubilidad del azúcar al aumentar la temperatura.

Solución:

- ¿Cuánto azúcar se puede disolver en 200 g de agua a 20°C y a 50°C?
A 20°C, por cada 100 g de agua, se disuelven 200 g de azúcar. En 200 g de agua, se disolverán:

$$200 \text{ g agua} = \frac{200 \text{ g azúcar}}{100 \text{ g agua}} = 400 \text{ g azúcar}$$

- A 50°C, por cada 100 g de agua, se disuelven 300 g de azúcar. En 200 g de agua, se disolverán:

$$200 \text{ g agua} = \frac{300 \text{ g azúcar}}{100 \text{ g agua}} = 600 \text{ g azúcar}$$

Respuesta: 400 g de azúcar a 20°C y 600 g a 50°C.

- Si un estudiante intenta disolver 400 g de azúcar en 100 g de agua a 20°C, ¿la solución será saturada o insaturada?

A 20°C, la solubilidad es 200 g por 100 g de agua. Si se intentan disolver 400 g, se excede la capacidad del agua para disolver azúcar.

Respuesta: La solución será sobresaturada.

- Explica qué ocurre con la solubilidad del azúcar al aumentar la temperatura.

Respuesta: La solubilidad del azúcar aumenta al aumentar la temperatura porque las moléculas de agua tienen más energía y pueden interactuar más eficazmente con las partículas de azúcar.

5. Efecto de la presión en la solubilidad (Ley de Henry)

La Ley de Henry establece que, a temperatura constante, la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre la solución:

$$S = k_H \times P$$

Donde:

- S es la Solubilidad del gas.
- k_H es la Constante de Henry.
- P es la Presión parcial del gas.

Ejercicio:

Utilicemos la Ley de Henry para determinar la solubilidad del CO_2 en agua a una presión de 2 atm, siendo $k_H = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{atm})$.

Solución:

$$S = k_H \cdot P = 1,3 \times 10^{-3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{atm}} \right) \times 2 \text{ atm} = 2,6 \times 10^{-3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

Respuesta:

"La solubilidad de CO_2 en agua a 2 atm es de $2,6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ "

6. Otros Factores que Afectan la Solubilidad

Naturaleza química del soluto y el disolvente:

- **Polaridad y Estructura Molecular**, la solubilidad de una sustancia depende de su naturaleza química. Por ejemplo, el yodo es más soluble en disolventes no polares como el etanol que en agua.
- **Presencia de otros solutos**, si ya hay otras sustancias disueltas en una solución, la solubilidad de un nuevo soluto puede disminuir debido a la competencia por el disolvente.

7. Regla de solubilidad: "Lo similar disuelve a lo similar"

La regla de solubilidad, conocida popularmente como "lo similar disuelve a lo similar", establece que sustancias con características químicas y físicas similares tienden a disolverse mutuamente. Específicamente, las moléculas polares disuelven solutos polares, y las moléculas no polares disuelven solutos no polares. Esta regla se fundamenta en las fuerzas intermoleculares que interactúan entre las partículas del soluto y el disolvente.

Ejemplos:

a) Azúcar y agua

- **Polaridad**, el azúcar (sacarosa) es una molécula polar.
- **Disolución**, se disuelve completamente en agua, formando una solución homogénea.
- **Aplicación Local**, utilizado en la preparación de bebidas tradicionales y en la industria alimentaria para endulzar productos.

b) Aceite y agua

- **Polaridad**, el aceite es una molécula no polar, mientras que el agua es polar.
- **Disolución**, no se mezclan y forman dos fases distintas.
- **Aplicación Local**, este comportamiento es observado en la preparación de emulsiones en la industria alimentaria y cosmética boliviana.

c) Plantas medicinales

Extracción de componentes activos:

Ejemplo: La preparación de tinturas de plantas medicinales como la uña de gato o la muña.

- **Polaridad**, los componentes activos polares de estas plantas se disuelven mejor en disolventes polares como el alcohol, facilitando su extracción y posterior uso en tratamientos medicinales.
- **Aplicación local**, en la medicina tradicional boliviana, estas tinturas son ampliamente utilizadas para tratar diversas afecciones de salud.

Dato importante

La comprensión de la regla de solubilidad es fundamental para diversas aplicaciones industriales en Bolivia, tales como:

- **Industria textil**, optimización de soluciones salinas para procesos de tintura, mejorando la fijación de colorantes en las fibras textiles.
- **Medicina tradicional**, preparación de tinturas y extractos de plantas medicinales, asegurando la máxima extracción de componentes activos.
- **Industria alimentaria**, formulación de productos que requieren mezclas homogéneas de ingredientes polares y no polares.
- **Cosmética**, desarrollo de emulsiones estables para productos como cremas y lociones, donde la compatibilidad entre ingredientes es crucial.

Dato importante

Las fuerzas intermoleculares como los enlaces de hidrógeno, las fuerzas de Van der Waals y las interacciones dipolo-dipolo juegan un papel crucial en la solubilidad. La capacidad de un disolvente para disolver un soluto depende de la intensidad y tipo de estas fuerzas entre las moléculas del disolvente y las del soluto.

Reforzamos lo aprendido.

Encerremos en un círculo los incisos correctos.

1. ¿Qué componente en una solución se encuentra en mayor proporción?
 - a) Solute
 - b) Disolvente
 - c) Ambos están en igual proporción
 - d) Depende de la solución
2. ¿Cuál de las siguientes opciones describe mejor una solución homogénea?
 - a) Una mezcla donde se distinguen claramente sus componentes
 - b) Una mezcla donde los componentes están distribuidos uniformemente a nivel molecular
 - c) Una mezcla de dos líquidos que no se mezclan
 - d) Una mezcla de sólidos en un líquido donde se pueden ver los sólidos
3. ¿Cuál de las siguientes es una solución gaseosa?

a) Aire	b) Sal en agua
c) Alcohol en agua	d) Arena en agua
4. ¿Cómo se clasificaría una solución que contiene más soluto del que puede disolverse a una temperatura determinada?

a) Diluidas	b) Concentradas
c) Saturadas	d) Sobresaturadas
5. Clasifiquemos las siguientes soluciones según la naturaleza del soluto y del disolvente:
 - a) Una mezcla donde se distinguen claramente sus componentes
 - b) Una mezcla donde los componentes están distribuidos uniformemente a nivel molecular
 - c) Una mezcla de dos líquidos que no se mezclan
 - d) Una mezcla de sólidos en un líquido donde se pueden ver los sólidos
6. ¿Qué tipo de solución se obtiene al disolver alcohol en agua?
 - a) Sólido en líquido
 - b) Líquido en líquido
 - c) Gas en líquido
 - d) Sólido en sólido
7. ¿Cuál de las siguientes interacciones es esencial para la disolución de un soluto en un disolvente?
 - a) Sólo soluto-soluto
 - b) Sólo disolvente-disolvente
 - c) Disolvente-soluto
 - d) Ninguna de las anteriores
8. Según la regla de solubilidad "lo similar disuelve a lo similar", ¿qué disolvente es más adecuado para disolver aceites?

a) Agua	b) Etanol
c) Hexano	d) Ácido clorhídrico

9. ¿Por qué el azúcar se disuelve fácilmente en agua pero no en aceite?
 - a) Porque el agua es menos densa
 - b) Porque ambos son solventes polares
 - c) Porque el agua es un disolvente polar y el aceite es no polar
 - d) Porque el aceite tiene mayor punto de ebullición
10. ¿Qué factor **no** afecta la solubilidad de un gas en un líquido?
 - a) Temperatura
 - b) Presión
 - c) Naturaleza del soluto y solvente
 - d) Color del solvente
11. Si se disuelven 80 g de KNO_3 en 150 g de agua a 45°C , ¿cuál es la solubilidad del KNO_3 en esta condición?
12. Una solución de glucosa contiene 5 % en peso. ¿Cuántos gramos de glucosa hay en 300 mL de esta solución si su densidad es 1,02 g/mL?
13. ¿Cuál de las siguientes soluciones tiene mayor concentración?
 - a) 10 g de NaCl en 100 mL de agua
 - b) 15 g de NaCl en 200 mL de agua
 - c) 5 g de NaCl en 40 mL de agua
 - d) 20 g de NaCl en 250 mL de agua

Resolvemos los siguientes problemas:

14. Si la solubilidad del CaCO_3 en agua a 25°C es 0,013 g/L, ¿cuántos gramos de CaCO_3 se pueden disolver en 2,5 L de agua a esta temperatura?
15. En un laboratorio se prepara una solución mezclando 85 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) con 150 g de agua a 25°C . Si se calienta la solución hasta 45°C y se añaden 25 g adicionales de etanol:
 - a) ¿Cuál será el nuevo porcentaje en peso de la solución?
 - b) ¿Cómo afectarán las fuerzas intermoleculares a la solubilidad a esta nueva temperatura?
 - c) ¿Qué tipo de desviación de la ley de Raoult presentará esta solución?
16. Una solución sobresaturada de KNO_3 contiene 180 g de soluto en 200 g de agua a 35°C . Sabiendo que:
 - La solubilidad del KNO_3 a 35°C es de 80 g/100 g de agua
 - Las fuerzas intermoleculares predominantes son iónicas
 - La solución tiene una densidad de 1.45 g/mL

Determinamos:

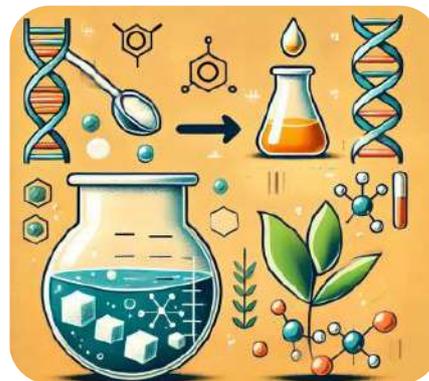
- c) El grado de sobresaturación de la solución
- d) La masa de cristales que se formarán al alcanzar el equilibrio
- e) La concentración final en porcentaje peso/peso
- f) ¿Qué efecto tendría la adición de 50 mL de etanol sobre la solubilidad del KNO_3 ?

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.

VALORACIÓN



Fuente: OpenAI, 2024

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué es una solución homogénea? Explique usando el ejemplo del azúcar disuelto en agua.
- ¿Por qué no se mezcla el aceite con el agua? Relacionarlo con la regla "Lo similar disuelve a lo similar".
- Clasificar las siguientes mezclas según el estado físico: aire, sal en agua, café con leche.

PRODUCCIÓN

Elaboración de una bebida tradicional fortificada

Objetivo: Aplicar los conceptos de soluciones para crear una bebida nutritiva utilizando ingredientes locales, considerando la solubilidad y concentración adecuada de nutrientes.

Procedimiento:

- **Investigación**, identificamos ingredientes ricos en vitaminas y minerales disponibles en la región, como la quinua, amaranto, Canela, Clavo de olor, entre otros.
- **Diseño de la bebida**, determinamos qué componentes se disolverán (azúcares, vitaminas hidrosolubles) y cuáles permanecerán en suspensión (fibra).
- **Preparación**, calculamos las cantidades necesarias de cada ingrediente para obtener una solución nutritiva y agradable al paladar.
- Preparar la bebida siguiendo procedimientos higiénicos y seguros.
- **Evaluación**, Analizamos la solubilidad de los componentes a diferentes temperaturas.



Fuente: OpenAI, 2024

Actividad

Realizamos las siguientes actividades:

Elaboraremos un informe detallado que abordará los siguientes puntos:

- **Introducción**, se explicará la importancia de las bebidas en la nutrición, resaltando su rol en la salud y el bienestar.
- **Procedimiento**, describiremos los pasos seguidos en el experimento, así como los cálculos realizados para obtener los resultados.
- **Resultados**, presentaremos las observaciones y el análisis sobre la solubilidad de las bebidas.
- **Conclusiones**, reflexionaremos sobre los aprendizajes obtenidos y plantearemos posibles mejoras para futuras investigaciones.

Preguntas que responderemos:

- ¿Por qué es necesario aumentar la temperatura en algunas bebidas para mejorar su solubilidad?
- ¿Qué aspectos debemos tener en cuenta al preparar bebidas tradicionales y cómo influyen en sus características de sabor y valor nutricional?

UNIDADES DE CONCENTRACIONES FÍSICAS

PRÁCTICA

¡Pásame la receta!

La gran mayoría de las personas somos curiosas por naturaleza. Cuando probamos algo que nos agrada mucho ya sea comida o bebida, solemos pedir la receta, especialmente quienes disfrutan cocinando en casa.

Las recetas son instrucciones que indican las proporciones de los ingredientes y el procedimiento para obtener un producto. En la cocina y la repostería, es crucial medir correctamente las cantidades de cada ingrediente ya que un pequeño error puede llevar a resultados no deseados. Este principio es muy similar al que se aplica en la química cuando se preparan soluciones: la precisión en las medidas es esencial para obtener los resultados esperados.



Fuente: OpenAI, 2024

Actividad

Respondemos 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 equivalen en unidades de medida del sistema internacional?
- ¿Qué sucede si cambiamos las cantidades de los ingredientes en una receta? ¿Cómo podríamos relacionar este concepto con las concentraciones químicas?

Investigamos: ¿Cuántos mililitros o gramos equivalen a una cucharada, una taza o una pizca? Registramos los resultados y usamos en una receta o para calcular la cantidad de un soluto en una solución química.

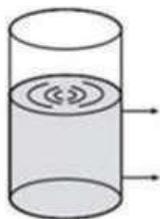
TEORÍA

1 Unidades de concentración física

1.1. Porcentaje (% m)

El porcentaje masa/masa (% m/m) expresa la cantidad de masa de soluto presente en 100 unidades de masa de solución.

Formula:



$$\%m/m = \frac{m_{sto} \cdot 100}{m_{sol}}$$

$$V_{sol} = V_{sto} + V_{ste}$$

$$m_{sto} = \frac{V \cdot \rho \cdot (\%m/m)}{100}$$

Ejemplo 1:

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

Datos:

$$\%m/m = ?$$

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

$$m_{sol} = 50 g$$

$$\%m/m = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa total de la solución}} \times 100$$

$$\%m/m = \frac{m_{sto} \cdot 100}{m_{sol}}$$

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

Terminología básica

- *Sto:* Soluta
- *Sol:* Solución o disolución
- *Ste:* Solvente o disolvente

Soluta y solvente:

Los términos "solvente" y "disolvente" se emplean de manera intercambiable en diversos contextos. Ambos se refieren a la sustancia en la cual se disuelve otra para formar una solución.

Ejemplo: En una solución de agua salada, el agua actúa como el solvente (o disolvente) y la sal es el soluto.

Nota importante sobre la concentración:

La concentración en porcentaje masa/masa es un término que se utiliza con frecuencia al preparar una solución en la que se disuelve una cantidad específica de soluto en un solvente.



Los compuestos iónicos se separan en los iones componentes cuando se disuelven el agua

$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	FeCl_3
↓	↓
Co^{2+}	Fe^{3+}
$\text{NO}_3^- \text{ NO}_3^-$	$\text{Cl}^- \text{ Cl}^- \text{ Cl}^-$

Masa del soluto y masa de la solución

Deben expresarse en las mismas unidades (generalmente gramos).

- Es útil para soluciones sólidas o cuando la concentración se mantiene constante independientemente de la temperatura.
- No depende de cambios en volumen ya que solo implica masas.

Limitaciones:

- No es ideal para soluciones donde el volumen es más relevante que la masa (por ejemplo, soluciones gaseosas o donde las concentraciones en volumen son más útiles).

Ejemplo 2:

El sulfato de cobre (CuSO_4) es un compuesto utilizado principalmente en la agricultura como fungicida. Vamos a calcular la masa de sulfato de cobre que hay en 40 mL de una solución al 15% m/m, con una densidad de 1,2 g/mL.

Datos:

$$V_{\text{solución}} = 40 \text{ mL}$$

$$\rho_{\text{solución}} = 1,2 \text{ g/mL}$$

$$\% \text{ m/m} = 15 \% \text{ CuSO}_4$$

$$m_{\text{sto}} = ? \text{ g CuSO}_4$$

Fórmula utilizada

La masa del soluto se calcula mediante:

$$m_{\text{sto}} = \frac{V_{\text{solución}} \cdot \rho_{\text{solución}} \cdot (\% \text{ m/m})}{100}$$

Sustituyendo los valores conocidos:

$$m_{\text{sto}} = \frac{40 \text{ mL} \cdot 1,2 \text{ g/mL} \cdot 15 \% \text{ CuSO}_4}{100} = 7,2 \text{ g CuSO}_4$$

Respuesta:

La masa de sulfato de cobre en 40 mL de solución es de 7,2 g CuSO_4 .

Ejemplo 3:

Se tiene una aleación que contiene un 40% en masa de cobre y el resto es zinc. Si la masa total de la aleación es de 250 gramos, ¿cuántos gramos de zinc hay en la aleación?



Datos:

$$\% (\text{Cu}) = 40\%$$

$$\text{Masa aleación } (m_{\text{total}}) = 250 \text{ g}$$

$$\% (\text{Zn}) = 100\% - 40\% = 60\%$$

Fórmula general para la masa de un componente en porcentaje:

$$m_{\text{componente}} = m_{\text{total}} \times \left(\frac{\% \text{ componente}}{100} \right)$$

Solución:

Calculamos la masa de zinc:

$$m_{\text{Zn}} = 250 \text{ g aleación} \times \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g aleación}}$$

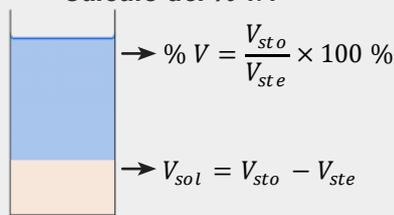
$$m_{\text{Zn}} = 150 \text{ g Zn}$$

Respuesta: La aleación contiene 150 gramos de zinc.

Resolvemos los siguientes ejercicios

- Se disuelven 15 gramos de sal en 285 gramos de agua para preparar una solución salina. Calcula el porcentaje masa/masa de la solución.
- Un laboratorio necesita preparar 250 ml de una solución al 12 % m/m de cloruro de sodio (NaCl). Si la densidad del agua es de 1 g/ml, ¿cuántos gramos de NaCl se deben disolver?
- En la fabricación de una bebida energética, se añaden 40 gramos de taurina a 560 gramos de agua. Determina el porcentaje masa/masa de taurina en la bebida.
- Una muestra de suelo contiene 50 gramos de materia orgánica en 950 gramos de tierra. Calcula el porcentaje masa/masa de materia orgánica en el suelo.
- Para preparar 1 kilogramo de una mezcla para cultivo, se mezclan 200 gramos de fertilizante con 800 gramos de sustrato. ¿Cuál es el porcentaje masa/masa de fertilizante en la mezcla?
- En la producción de una crema hidratante, se utilizan 25 gramos de aceite de almendra en 375 gramos de agua. Calcula el porcentaje masa/masa de aceite de almendra en la crema.
- Un investigador añade 60 gramos de glucosa a 940 gramos de agua para preparar una solución nutritiva. Determina el porcentaje masa/masa de glucosa en la solución.
- Para elaborar una solución antiséptica, se disuelven 10 gramos de alcohol etílico en 90 gramos de agua. Calcula el porcentaje masa/masa de alcohol en la solución antiséptica.

Cálculo del % v/v



2. Porcentaje (% v/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.

$$\%v/v = \left(\frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen total de la solución}} \right) \times 100\% \longrightarrow \%v/v = \frac{100 \cdot V_{sto}}{V}$$

Ejemplo:

1.-En 200 mL de cierta solución acuosa contienen 40 mL de alcohol etílico (C_2H_5OH). Calcular el % v/v de soluto y del solvente.

Datos

$V_{sol} = 200 \text{ mL}$
 $V_{sto} = 40 \text{ mL}$
 $\% v/v_{sto} = ?$
 $\% v/v_{ste} = ?$

Calculamos el % v/v del soluto

$$\% V/V_{sto} = \frac{100 \% \cdot 40 \text{ mL}}{200 \text{ mL}} = 20\%$$

Calculamos el volumen del solvente (V_{ste})

$$V_{ste} = V_{sol} - V_{sto}$$

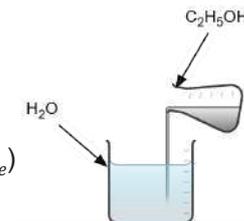
$$V_{ste} = 200 \text{ mL} - 40 \text{ mL} = 160 \text{ mL}$$

Calculamos el % v/v del solvente

$$\% V/V_{ste} = \frac{100 \% \cdot 160 \text{ mL}}{200 \text{ mL}} = 80\%$$

Resultados

El porcentaje % v/v del soluto es 20% y el % v/v del solvente: 80%.



Cambios de volumen:

En soluciones de líquidos, los volúmenes no siempre se suman directamente (por ejemplo, al mezclar alcohol con agua, el volumen total puede ser ligeramente menor que la suma de los volúmenes individuales debido a interacciones entre las moléculas). Sin embargo, el % v/v asume que la suma de volúmenes es lineal.

Actividad

Resolvemos los siguientes ejercicios:

- Se preparan 250 mL de una solución mezclando 50 mL de alcohol con 200 mL de agua. Calcula el porcentaje volumen/volumen de alcohol en la solución.
- Se mezclan 40 mL de vinagre con 360 mL de agua. Calcula el porcentaje volumen/volumen de vinagre en la solución.
- Una compañía petrolera mezcla 20 litros de aditivo en 180 litros de gasolina. Calcula el porcentaje volumen/volumen de aditivo en la mezcla final.

3. Partes por millón (ppm):

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

Formula:

$$ppm = \left(\frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{masa de la solución (kg)}} \right)$$

Ejemplo:

1. Calculamos la concentración en ppm de una solución acuosa que contiene 355 mg de iones de sodio (Na^+) en 750 mL de muestra de agua.

Datos:

$m_{sto} = 355 \text{ mg } Na^+$
 $V_{sol} = 750 \text{ mL}$

Asumimos que la densidad del agua es aproximadamente 1 g/mL, por lo que 750 mL de agua equivalen a 750 g.

Convertimos la masa de la solución a kilogramos:

Aplicamos la fórmula de ppm:

$$m_{ste} = 750 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 750 \text{ g}$$

$$750 \text{ g} = 0.750 \text{ kg}$$

$$ppm_{Na^+} = \left(\frac{355 \text{ mg}}{0,750 \text{ kg}} \right) = 473,33 \text{ ppm}_{Na^+}$$

Resultados:

La concentración de iones de sodio (Na^+) en la solución es aproximadamente 473,33 ppm Na^+ .

2. Una muestra de agua contiene 3,5 mg de iones fluoruro (F^-) en 825 mL de solución. Calculamos la concentración en ppm del ion de fluoruro en la muestra.

Datos:

$m_{sto} = 3,5 \text{ mg } F^-$
 $V_{sol} = 825 \text{ mL}$

Asumimos que la densidad del agua es aproximadamente 1 g/mL, por lo que 825 mL de agua equivalen a 825 g y convertimos a Kg

Aplicamos la fórmula de ppm:

$$m_{ste} = 825 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0,825 \text{ kg}$$

$$ppm_{(F^-)} = \left(\frac{3,5 \text{ mg}}{0,850 \text{ kg}} \right) = 4,24 \text{ ppm}_{(F^-)}$$

Resultados:

La concentración de iones fluoruro en la muestra de agua es aproximadamente 4,24 ppm.

Reforzamos lo aprendido.
Resolvemos los siguientes ejercicios:
Porcentaje masa/masa o peso/peso

1. Se dispone de 30 g de KOH disueltos en 120 g de solución. Calculamos el %m/m de la solución.
2. Se desea preparar 80 g de una solución acuosa de NaCl al 5 %m/m. Determinamos cuántos gramos de soluto de NaCl se necesitan.
3. Se halla el %m/m de ácido nítrico (HNO_3) en una solución de 1 litro que contiene 224 g de ácido nítrico, con una densidad de 1,12 g/mL.

Porcentaje masa/volumen

4. Se disuelven 10 g de NaCl en 50 ml de solución. Calculamos el %m/v de soluto.
5. Se disuelven 20 g de NaCl en agua hasta completar 200 ml de solución. Determinamos la concentración %m/v.
6. Se calcula el %m/v de una solución al 16 %m/m de sulfato cúprico (CuSO_4), con una densidad de 1,18 g/ml a 20°C.

Porcentaje volumen/volumen

7. Se tiene una solución formada por 16 ml de soluto disueltos en 100 ml de solución. Calculemos el %v/v de soluto.
8. ¿Cuáles son los volúmenes del soluto y solvente en una solución de 2000 ml al 16 %v/v?
9. Se desea preparar 250 ml de una disolución al 25% v/v. Indiquemos el volumen de vinagre que se debe disolver en agua.

Partes por millón

10. Una muestra de agua contiene 3,5 mg de iones fluoruro (F^-) en 825 ml de solución. Calculemos las partes por millón del ion fluoruro en la muestra.
11. Si se tiene una muestra de 1,25 L de solución que contiene 4,0 ppm de ion fluoruro, calculemos cuántos mg de fluoruro hay en esta solución.
12. En 10 litros de solución de iones Hg^{2+} se encuentra 1 mg de Hg^{2+} . Hallamos cuántas ppm de Hg^{2+} resulta la solución.

La química invisible: impacto de las concentraciones en nuestra vida y el medio ambiente

En nuestro entorno, a menudo interactuamos con soluciones sin darnos cuenta de la química involucrada. Desde el agua que bebemos hasta los productos de limpieza que utilizamos, las concentraciones adecuadas garantizan nuestra salud y seguridad. Consideremos cómo una pequeña variación en la concentración de un medicamento puede tener efectos significativos en el tratamiento de una enfermedad. Del mismo modo, pensemos en el impacto ambiental que puede tener la liberación de contaminantes en concentraciones no controladas.


VALORACIÓN
Actividad
Analizamos y respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Cómo influye el conocimiento de las unidades de concentración en la preparación de soluciones seguras y eficaces en el ámbito médico?
- ¿De qué manera pueden las concentraciones inapropiadas de sustancias químicas afectar al medio ambiente y a los ecosistemas locales en Bolivia?

Elaboración de soluciones desinfectantes

Para mantener la higiene y prevenir enfermedades, prepararemos una solución desinfectante al 0.1% m/v utilizando lavandina (hipoclorito de sodio) y agua.

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Lavandina comercial - Agua 	<ul style="list-style-type: none"> - Recipiente medidor de 1 litro. - Jeringa o medidor pequeño.

Procedimiento

- Calculamos la cantidad de lavandina al 0,1% (en gotas, sabiendo que cada gota es aproximadamente 0,025 mL).
- Preparamos la solución.


PRODUCCIÓN
Actividad
Analizamos y respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué riesgos existen si no seguimos las proporciones adecuadas al preparar una solución desinfectante?
- ¿Cómo puede contribuir el uso adecuado de soluciones desinfectantes a reducir la propagación de enfermedades en nuestra comunidad?

UNIDADES DE CONCENTRACIONES QUÍMICAS

PRÁCTICA

Preparación de soluciones de NaCl y unidades de concentración

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> Sal de mesa (NaCl). Agua potable o destilada. 	<ul style="list-style-type: none"> Balanza básica (para pesar NaCl). Matraz aforado o botella medidora de 1 litro. Vaso de precipitados o frascos de vidrio. Cucharas o agitadores manuales. Pipetas o jeringas para medir volúmenes pequeños.



Procedimiento:

a) Secado de la sal :

Colocamos la sal en una bandeja y lo calentamos en una estufa básica o al sol en un lugar seco durante al menos 1 hora para eliminar la humedad en la sal, sin superar los 100°C. Dejamos enfriar la sal antes de pesar.

Preparación de la solución al 0,45% \cong 0,077 [M] NaCl (hidratación médica):

- Pesamos 4,5 g de NaCl seco.
- Disolvemos en 800 mL de agua potable o destilada.
- Completar hasta 1 litro y agitar. Esta concentración es utilizada para hidratación intravenosa en hospitales con soluciones salinas ultra puras (grado clínico).

b) Preparación de la solución al 0,9% \cong 0,154 [M] NaCl (suero fisiológico y bebidas deportivas)

- Pesamos 9 g de NaCl seco.
- Disolvemos en 800 mL de agua.
- Completar hasta 1 litro y agitamos. Esta solución es utilizada como suero fisiológico en medicina y en bebidas deportivas para reponer electrolitos perdidos en el sudor.

c) Preparación de la solución al 25% \cong 4.28 [M] NaCl (conservación de alimentos)

- Pesamos 50 g de NaCl seco.
- Disolvemos en 150 mL de agua.
- Completar hasta 200 mL y agitamos. Esta solución es empleada para la conservación de alimentos mediante salmuera.

Solución	Concentración	Uso principal
Baja	0,45%	Hidratación médica.
Media	0,9%	Suero fisiológico y bebidas deportivas.
Alta	25%	Conservación de alimentos.

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Por qué es importante la precisión al medir el soluto?
- ¿Cómo influye la molaridad en la conservación de alimentos y otras aplicaciones cotidianas?
- ¿Por qué las soluciones con altas concentraciones de sal son efectivas para prevenir la descomposición de los alimentos?

Completemos los recuadros:

Conversión de porcentaje (% m/v) a molaridad (M) en soluciones de NaCl

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de solución (L)}}$$

Donde los moles de NaCl se obtienen dividiendo la masa de NaCl por su masa molar de 58,44 g/mol.

a) Solución al 0,45% NaCl

Moles de NaCl:

– Masa de NaCl:

0,45 g en 100 mL \rightarrow 4.5 g en 1 L.

$$\frac{9 \text{ g}}{58,44 \text{ g/mol}} = \text{----- mol}$$

Molaridad (M):

$$\frac{\text{mol}}{1 \text{ L}} = 0,154 \text{ M}$$

b) Solución al 0,9% NaCl

– Masa de NaCl:

0,9 g en 100 mL \rightarrow 9 g en 1 L.

Moles de NaCl:

$$\frac{\text{-----}}{58,44 \text{ g/mol}} = 0,154 \text{ mol}$$

Molaridad (M):

$$\frac{0,154 \text{ mol}}{\text{-----}} = \text{----- (M)}$$

c) Solución al 25% NaCl

Masa de NaCl:

25 g en 100 mL \rightarrow 50 g en 200 mL.

Moles de NaCl:

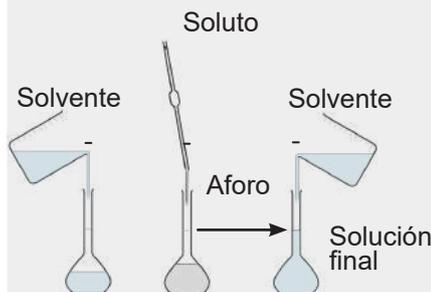
$$\text{-----} = \text{----- mol NaCl}$$

Molaridad (M):

$$\text{-----} = \text{----- (M)}$$

Importancia del volumen:

El volumen juega un papel crucial en la preparación de soluciones químicas debido a su impacto directo en la concentración, expresada como molaridad (M). Para obtener resultados precisos y reproducibles, es necesario utilizar instrumentos volumétricos adecuados, como el matraz aforado, diseñado específicamente para medir volúmenes exactos y una balanza analítica para sólidos.


Cálculo de la cantidad de soluto

- Determinamos la cantidad de soluto necesario utilizando la fórmula de la molaridad ($M = \frac{n}{V}$), donde n son los moles del soluto y V es el volumen de la solución en litros.
- Si el soluto es sólido, calculamos la masa a partir de su masa molar o peso molecular. ($m = n \cdot M$)
- Si el soluto es líquido, calculamos el volumen necesario usando su densidad y concentración del soluto líquido.

Precaución
"Nunca le des de beber a un ácido"

Recordemos que "El ácido siempre al agua, nunca el agua al ácido". Si añades agua al ácido, puede generar mucho calor y provocar salpicaduras peligrosas.

Para hacerlo de manera segura, vertamos el ácido lentamente sobre el agua mientras mezclamos suavemente para controlar el calor y evitar accidentes.

1. Molaridad (M)

Es la unidad de concentración química más utilizada. Se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución. La siguiente tabla expresa la ecuación de la molaridad y número de moles.

$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}}$	$n = \frac{m}{M}$
<p>La molaridad (M) de una solución relaciona la cantidad de sustancia disuelta (soluta) con el volumen del solvente. Sus variables son:</p> <ul style="list-style-type: none"> - V = Volumen de la solución, medido en litros (L). - n = Número de moles de soluto, medido en moles (mol) 	<p>El número de moles (n) se calcula dividiendo la masa del soluto (m) por su masa molar (M).</p> <ul style="list-style-type: none"> - m = cantidad de soluto expresada en gramos (g). - M = masa molar del soluto, medida en gramos por mol (g/mol).

Ejemplo 1:

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

Datos:

$$M = ?$$

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

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

$$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}}$$

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

Respuesta: La molaridad de la solución es de 1,5 M.

Ejemplo 2:

2. Una solución contiene 8,5 g de masa de soluto del nitrato de sodio NaNO_3 por cada 500 mL. Calculamos la concentración de la solución en (M).

Datos:

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

$$A_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$$

$$A_{\text{N}} = 14 \text{ g/mol}$$

$$A_{\text{O}} = 3 \times 16 = 48 \text{ g/mol}$$

$$A_{\text{NaNO}_3} = 85 \text{ g/mol}$$

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

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

$$n = \frac{8,5 \text{ g NaNO}_3}{85 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ NaNO}_3} = 0,1 \text{ mol NaNO}_3$$

$$M = \frac{\text{mol}}{V (\text{L})}$$

$$M = \frac{\text{mol}}{V (\text{L})} = \frac{0,1 \text{ mol NaNO}_3}{0,5 \text{ L}} = 0,2 \text{ M NaNO}_3$$

Respuesta: La molaridad de la solución es de 0,2 M NaNO_3 .

Ejercicios propuestos

- El sulfato de cobre (CuSO_4) se utiliza en soluciones fungicidas para cultivos en Bolivia. Si disuelves 25 g de CuSO_4 (masa molar: 159,61 g/mol) en 1 L de agua, ¿cuál es la molaridad de la solución?
- Un lote de solución de hidróxido de calcio (Ca(OH)_2) usado para tratamiento de agua tiene una concentración de 0,02 M. Si se utilizó un volumen de 0,5 L, ¿cuántos moles de Ca(OH)_2 están presentes en la solución? ¿Cuántos gramos equivale esa cantidad?
- En un laboratorio boliviano, se recibe una muestra líquida de ácido fosfórico (H_3PO_4) para determinar su concentración en molaridad. Sabes que contiene 68 g de H_3PO_4 (masa molar: 97,99 g/mol) en un volumen de 750 mL. Calcula su molaridad y evalúa si cumple con el estándar deseado de 1,0 M.

Ejemplo 3:

Se disuelven 50 g de nitrato de potasio (KNO_3) con una pureza del 90 % en un volumen de 2 L de agua. La masa molar del KNO_3 es 101,1 g/mol. ¿Cuál es la molaridad (M) de la solución?

Datos:

$m = 50 \text{ g KNO}_3$
 $A (\text{KNO}_3) = 101,1 \text{ g/mol}$
 $V_{\text{sol}} = 2 \text{ L}$

Solución:

Calculamos la cantidad de KNO_3 puro presente:

$$\text{masa de KNO}_3 = 50 \text{ g KNO}_3 \times \frac{90 \%}{100 \%} = 45 \text{ g KNO}_3 = 0,445 \text{ g KNO}_3$$

Calculamos los moles de KNO_3 puro:

$$\text{moles de KNO}_3 = \frac{\text{masa KNO}_3}{\text{masa molar KNO}_3} = \frac{45 \text{ g KNO}_3}{101,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{KNO}_3} = 0,445 \text{ mol KNO}_3$$

Calcular la molaridad [M] de la solución:

$$[M] = \frac{0,445 \text{ mol KNO}_3}{2 \text{ L}} = 0,223 [M] \text{ KNO}_3$$

Respuesta:

La molaridad [M] de la solución de KNO_3 es 0,223 M KNO_3

Consideraciones importantes:

- **Dependencia del volumen total**, la molaridad se refiere a los moles de soluto en relación con el volumen total de la solución, no solo el disolvente.
- **Aplicación**, es útil en reacciones que involucran soluciones, como neutralización ácida, donde se necesita conocer las concentraciones exactas de los reactivos.
- **Cálculo de moles a gramos**, para convertir moles a gramos, se utiliza la masa molar del soluto. Esta se obtiene de la tabla periódica sumando las masas atómicas de los elementos.

Dato curioso

La **cantidad de sustancia** se mide en **moles (mol)**. Un mol de cualquier sustancia contiene exactamente **$6,022 \times 10^{23}$ unidades** de esa sustancia, que pueden ser átomos, moléculas, iones u otras partículas elementales. Este valor, conocido como el **número de Avogadro**, es una constante fundamental en química y permite relacionar la masa de una sustancia con su cantidad a nivel molecular o atómico.

Dato curioso

Aplicación en Bolivia:

En la industria alimentaria, las soluciones de sal se utilizan para preservar alimentos y mejorar los procesos de producción, por lo que la molaridad precisa es fundamental para asegurar la calidad.

Resolvemos los siguientes ejercicios:

- En un laboratorio de química, se prepara una solución de ácido acético con una densidad de 1,05 g/cm³ y una concentración de 25% en masa de ácido acético (CH_3COOH). Calcula la molaridad de la solución, considerando que la masa molar del ácido acético es 60,05 g/mol.
- Una solución para uso agrícola contiene 15% en masa de nitrato de potasio (KNO_3) y tiene una densidad de 1,2 g/cm³. Calcula la molaridad de la solución, tomando en cuenta que la masa molar del KNO_3 es 101,1 g/mol.
- Se prepara una solución de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) al 12% en masa con una densidad de 1,1 g/cm³. Calcula la molaridad de esta solución, considerando que la masa molar del H_2O_2 es 34,02 g/mol.
- Para hacer una solución de fosfato de sodio (Na_3PO_4), se disuelven 30 gramos de Na_3PO_4 en 500 ml de agua. Calcula la molaridad de la solución, asumiendo que la masa molar del Na_3PO_4 es 163,94 g/mol.
- En una mezcla desinfectante, se utiliza 20 gramos de cloruro de calcio (CaCl_2) en 400 ml de agua. Calcula la molaridad de la solución, considerando que la masa molar del CaCl_2 es 110,98 g/mol y la pureza del CaCl_2 es del 98%.
- Una solución de laboratorio de sulfato de cobre (CuSO_4) tiene una densidad de 1,25 g/cm³ y contiene un 10% en masa de sulfato de cobre. Calcula la molaridad de la solución, considerando que la masa molar del CuSO_4 es 159,61 g/mol.

4. Normalidad (N)

La normalidad (N) es una medida de concentración química que indica cuántos equivalentes-gramo de un soluto están disueltos en un litro de solución. Es especialmente útil en reacciones químicas donde hay transferencia de electrones, protones o intercambio iónico. Se expresa en equivalentes por litro (eq/L).

$$N = \frac{\text{Número de equivalentes gramo de soluto } (n_{eq})}{\text{Volumen de la solución } (V_{sol})}$$

Si no se conoce el número de equivalentes pero si se tiene la masa del soluto, se puede calcular usando:

$$n_{eq} = \frac{m_{soluto} \text{ (g)}}{\text{Peso equivalente (P - eq)}}$$

$N = \frac{n_{eq}}{V_{sol} \text{ (L)}}$	$m_{soluto} \text{ (g)} = \frac{N \cdot V \cdot P - eq}{1000}$
<ul style="list-style-type: none"> - La normalidad (N) de una solución se calcula dividiendo el número de equivalentes del soluto (n_{eq}) entre el volumen de la solución en litros (V_{sol}). - Es importante considera que el volumen de la solución debe expresarse en litros para que el resultado sea coherente. 	<ul style="list-style-type: none"> - Esta fórmula se utiliza para determinar la masa del soluto (m_{soluto}) requerida para preparar una solución. - Es útil para calcular la cantidad estequiométrica necesaria en una reacción química ó para preparar soluciones químicas.

Ejemplos:

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

Datos:

$$\begin{aligned} N &=? \\ n_{eq} &= 0,80 \text{ eq} \\ V_{sol} &= 3,2 \text{ L} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} N &= \frac{n_{Eq}}{V} \\ N &= \frac{0,80 \text{ eq}}{3,2 \text{ L}} = 0,25 \text{ Eq/L} \end{aligned}$$

2. Una solución contiene 10 g de hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$ por cada 600 mL. Calcular su normalidad

Datos:

$$\begin{aligned} N &=? \\ V_{sol} &= 600 \text{ mL} \\ n_{Eq} &=? \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Ca} &= 40 \text{ g/mol} \\ \text{O} &= 16 \cdot 2 = 32 \text{ g/mol} \\ \text{H} &= 1 \cdot 2 = 2 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

De 10 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se puede obtener la masa molar (A) que es igual a 74 g. Este peso se divide entre dos por que hay dos oxidrilos (OH^-), entonces los cálculos son los siguientes:

$$\begin{aligned} n_{Eq} &= \frac{m}{Eq} = \frac{10 \text{ g}}{37 \text{ g/Eq}} = 0,27 \text{ Eq} \\ N &= \frac{1000 \cdot n \cdot Eq}{V} \\ N &= \frac{1000 \cdot 0,27 \text{ Eq}}{600 \text{ mL}} = 0,45 \text{ Eq/L} \end{aligned}$$

Respuesta:

La normalidad de la solución es de 0,45 N

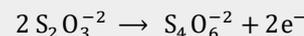
Cálculo de equivalente o factor de equivalencia

Un equivalente es la cantidad de una sustancia que reacciona con una cantidad fija de otra en una reacción química. Dependiendo del tipo de sustancia y la reacción, el equivalente se define de la siguiente manera:

- **En ácidos**, es el número de (H^+) que puede donar.
- **En bases**, es el número de (OH^-) que puede aceptar.
- **En sales**, es el número de cargas del catión o anión que reacciona.
- **En redox**, es el número de electrones transferidos por mol de sustancia

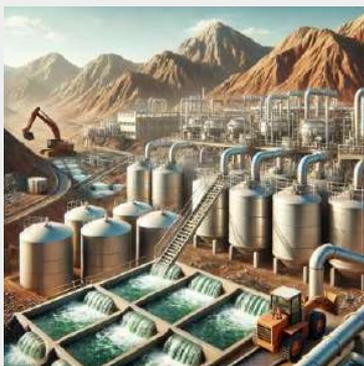
Ejemplo de una reacción redox
El tiosulfato ($\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$) se oxida a tetratiónato ($\text{S}_4\text{O}_6^{-2}$)

Análisis, en esta reacción, dos moles de tiosulfato donan dos moles de electrones. Cada mol de tiosulfato es equivalente a 1 mol de electrones e^- , por lo tanto el tiosulfato tiene 1 equivalente.



Recuerda:

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



En el **tratamiento de aguas residuales** en la minería, la normalidad es útil para calcular las cantidades necesarias de ácidos o bases para neutralizar contaminantes, contribuyendo a la protección ambiental.

a) Conversión de molaridad a normalidad

Para convertir **molaridad** a **normalidad**, se multiplica la molaridad por el factor de equivalencia del soluto en la reacción específica:

$$N = M \times \text{Factor de Equivalencia}$$

1. Una solución de ácido sulfúrico (H₂SO₄) tiene una molaridad de 0.75 M. Determina su normalidad.

Datos:

- Molaridad de H₂SO₄ (M) = 0.75 M
- Factor de equivalencia de H₂SO₄ = 2

Solución:

- Identificar el factor de equivalencia:

H₂SO₄ puede donar 2 H⁺.

Factor de Equivalencia = 2

- Aplicar la fórmula de normalidad:

$$N = M \times \text{Factor de Equivalencia} = 0.75M \times 2 = 1.5N$$

Resultado:

La normalidad de la solución de H₂SO₄ es 1.5 N.

2. En una reacción redox, el **permanganato de potasio (KMnO₄)** actúa como oxidante y tiene un factor de equivalencia de 5. Si se prepara una solución de KMnO₄ con una molaridad de **0.25 M**, ¿cuál es su normalidad?

Datos:

Molaridad de KMnO₄ (M) = 0.25 M

Factor de equivalencia de KMnO₄ = 5

Actividad

Resolvemos los siguientes ejercicios

- ¿Cuántos equivalentes hay en 0.12 L de una solución con una normalidad de 0.4 N?
- Si una solución tiene 0.5 equivalentes de un soluto en un total de 1.5 litros, ¿cuál es su normalidad?
- En una solución se disuelven 50 g de sulfato de cobre (CuSO₄) en 300 mL de agua. ¿Cuál es su normalidad?
- ¿Cuál es la normalidad de una solución que contiene 5 g de hidróxido de sodio en 250 mL de disolvente?
- ¿Qué cantidad de solución de 3.0 N se puede obtener a partir de 50 g de cloruro de zinc (ZnCl₂)?

5. Molalidad(m)

La **molalidad** se define como el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente. Se expresa en unidades de moles por kilogramo (mol/kg).

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de disolvente}}$$

Componentes de la molalidad

Moles de soluto: Cantidad de sustancia que se disuelve en el disolvente.

Kilogramos de disolvente: Masa del disolvente en el que se disuelve el soluto.

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}} \text{ (kg)}}$$

Donde:

m = Molalidad (mol/kg)

n_{soluto} = Moles de soluto (mol)

m_{disolvente} = Masa del disolvente (kg)

Dato importante

Para calcular la molalidad de una solución, se siguen los siguientes pasos:

1. Determinar la masa del soluto en gramos.
2. Calcular los moles del soluto utilizando su masa molar.
3. Determinar la masa del disolvente en kilogramos.
4. Aplicar la fórmula de la molalidad.

Ejemplo:

1. Calcular la molalidad de una solución preparada disolviendo **18 g de glucosa (C₆H₁₂O₆)** en **500 g de agua**.

Datos:

Masa del soluto (glucosa) = 18 g

Masa del disolvente (agua) = 500 g

Masa molar de glucosa (C₆H₁₂O₆) = 180 g/mol

Solución:

- **Calcular los moles de glucosa:**

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} = \frac{18 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0.1 \text{ mol}$$

- **Convertir la masa del disolvente a kilogramos:**

$$m_{\text{disolvente}} = 500 \text{ g} = 0.5 \text{ kg}$$

- **Calcular la molalidad:**

$$m = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ kg}} = 0.2 \text{ mol/kg}$$

Resultado:

La molalidad de la solución es **0.2 mol/kg**.

Una empresa en Bolivia prepara una solución industrial disolviendo **150 g de urea (CH₄N₂O)** en **850 g de agua**. Calcular la molalidad de la solución.

Datos:

Masa del soluto (urea) = 150 g

Masa del disolvente (agua) = 850 g

Masa molar de urea (CH₄N₂O) = 60 g/mol

Solución:

- **Calcular los moles de urea:**

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} = \frac{150 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol}$$

- **Convertir la masa del disolvente a kilogramos:**

$$m_{\text{disolvente}} = 850 \text{ g} = 0.85 \text{ kg}$$

- **Calcular la molalidad:**

$$m = \frac{2,5 \text{ mol}}{0,85 \text{ kg}} = 2,94 \text{ mol/kg}$$

Resultado:

La molalidad de la solución es aproximadamente **2.94 mol/kg**.

Pasos para el cálculo de la molalidad

Para calcular la molalidad de una solución, se siguen los siguientes pasos:

- Determinar la masa del soluto en gramos.
- Calcular los moles del soluto utilizando su masa molar.
- Determinar la masa del disolvente en kilogramos.

Aplicación en Propiedades Coligativas

La molalidad es crucial para entender y calcular las **propiedades coligativas** de las soluciones, que son propiedades que dependen únicamente del número de partículas de soluto en la solución y no de su identidad. Estas propiedades incluyen:

- **Descenso del punto de congelación:** La presencia de soluto disminuye la temperatura a la cual el disolvente se congela.
- **Elevación del punto de ebullición:** La presencia de soluto aumenta la temperatura a la cual el disolvente hierve.
- **Presión osmótica:** La solución ejerce una presión osmótica mayor debido a la mayor concentración de partículas.

Resolvemos los siguientes ejercicios:

- Determinemos la molalidad de una disolución de glicerol (C₃H₈O₃) en la que se han disuelto 92,11 g en 1000 g de agua. Esta molalidad será útil para calcular el descenso en el punto de congelación. La masa molar del glicerol (C₃H₈O₃) es 92,11 g/mol.
- En una mezcla, se disuelven 10 g de KCl en 500 g de agua. La masa molar de KCl es 74.55 g/mol. ¿Cuál es la molalidad resultante?
- ¿Cuánto sacarosa se necesita disolver? La masa molar de la sacarosa es 342,30 g/mol.
- Calculemos la molalidad de esta disolución. La masa molar de KOH es 56,11 g/mol.

6. Fracción molar (X)

La fracción molar (X) de un componente en una solución se define como el número de moles de ese componente dividido por el número total de moles de todos los componentes en la solución.

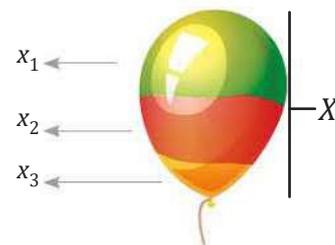
Donde:

$$X_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

X_i = Fracción molar del componente i

n_i = Número de moles del componente i

n_{total} = Número total de moles de todos los componentes en la solución



Fuente: <https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcRiXYPQXGYY6bDzfHqAzg8GUuSgqly-MV6DePRbj7AO6LrmKGcjyLOKkd8A6QHnxAaXoMvC&usqp=CAU>

Ejemplo 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:

$m_{tolueno} = 35,6 \text{ g } C_6H_5CH_3$
 $A_{tolueno} = 92 \text{ g/mol } C_6H_5CH_3$
 $m_{benceno} = 125 \text{ g } C_6H_6$
 $A_{benceno} = 78 \text{ g/mol } C_6H_6$
 $X_{tolueno} = ?$
 $X_{benceno} = ?$

Calculamos los moles:

$$n_{tolueno} = \frac{35,6 \text{ g } C_6H_5CH_3}{92 \text{ g/mol } C_6H_5CH_3} = 0,39 \text{ mol } C_6H_5CH_3$$

$$n_{benceno} = \frac{125 \text{ g } C_6H_6}{92 \text{ g/mol } C_6H_6} = 1,60 \text{ mol } C_6H_6$$

Calculamos las fracciones molares:

$$X_{tolueno} = \frac{0,39 \text{ mol}}{0,39 \text{ mol} + 1,6 \text{ mol}} = 0,19$$

$$X_{benceno} = \frac{1,6 \text{ mol}}{0,39 \text{ mol} + 1,6 \text{ mol}} = 0,81$$

Resultado:

La fracción molar de tolueno es de 0,19 y la fracción molar de benceno es de 0,81

Ejemplo 2:

Calcular la fracción molar de NaCl en una solución preparada disolviendo 20,25 g de NaCl en 942 g de agua. La masa molar de NaCl es 58,44 g/mol y la de agua (H_2O) es 18,015 g/mol.

Datos:

$m_{NaCl} = 20,25 \text{ g NaCl}$
 $A_{NaCl} = 58,44 \text{ g/mol NaCl}$
 $m_{H_2O} = 942 \text{ g } H_2O$
 $A_{H_2O} = 18 \text{ g/mol } H_2O$
 $X_{NaCl} = ?$
 $X_{H_2O} = ?$

Calculamos los moles:

$$n_{NaCl} = \frac{20,25 \text{ g NaCl}}{58,44 \text{ g/mol NaCl}} = 3,47 \text{ mol NaCl}$$

$$n_{H_2O} = \frac{942 \text{ g } H_2O}{18 \text{ g/mol } H_2O} = 52,33 \text{ mol } H_2O$$

Calculamos las fracciones molares:

$$X_i = \frac{3,47 \text{ mol NaCl}}{53,33 \text{ mol}} = 0,065$$

Resultado:

La fracción molar de NaCl en la solución es 0,065

Actividad

Resolvemos los siguientes ejercicios:

- En una mezcla gaseosa compuesta por 2 moles de oxígeno (O_2), 3 moles de nitrógeno (N_2) y 1 mol de dióxido de carbono (CO_2), calcular la fracción molar de cada gas.
- Una solución contiene 40 g de etanol (C_2H_5OH) y 160 g de agua (H_2O). Calcular la fracción molar de etanol en la solución. Las masas molares son: etanol = 46,07 g/mol, agua = 18 g/mol.

VALORACIÓN

Cultivo sin suelo (hidroponía)

Los cambios demográficos en las zonas dedicadas al cultivo, el cambio climático y la escasez de agua han obligado a recurrir a sistemas de producción sostenible, entre ellos la hidroponía. Esta técnica de cultivo sin suelo permite el crecimiento de plantas mediante el uso de soluciones nutritivas balanceadas, eliminando la necesidad de tierra y optimizando el uso de recursos hídricos

Importancia de la hidroponía en Bolivia

- **Escasez de agua**, la hidroponía utiliza sistemas cerrados de recirculación que minimizan el consumo de agua en comparación con la agricultura tradicional.
- **Adaptación al cambio climático**, permite el cultivo en ambientes controlados, reduciendo la vulnerabilidad de las plantas a fenómenos climáticos extremos.
- **Optimización de espacios**, ideal para zonas urbanas y áreas con suelos degradados, promoviendo la agricultura en lugares anteriormente no aptos para el cultivo.



Fuente: OpenAI, 2024

Los nutrientes esenciales en la hidroponía incluyen elementos como nitrógeno (N), fósforo (P), potasio (K), calcio (Ca), magnesio (Mg), entre otros. Las concentraciones de estas soluciones nutritivas se expresan en unidades como: gramos por 1000 litros de agua (g/1000 L), miligramos por litro de agua (mg/L), partes por millón (ppm), donde 1 ppm = 1 mg/L

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas

- ¿Cómo puede la hidroponía contribuir a enfrentar los desafíos de la escasez de agua y el cambio climático en Bolivia?
- ¿Qué ventajas ofrece la hidroponía frente a la agricultura tradicional en términos de productividad?
- Explique por qué es importante conocer las fracciones molares de los nutrientes en soluciones hidropónicas y cómo esto impacta en el crecimiento de las plantas.

PRODUCCIÓN

Investigación sobre el uso de soluciones en la medicina tradicional boliviana

Investigaremos sobre cómo se aplican las unidades de concentración química en la medicina tradicional boliviana. Exploraremos cómo se preparan soluciones medicinales utilizando plantas locales y aplicaremos conceptos como molaridad, molalidad y fracción molar.

Materiales

- Acceso a información sobre plantas medicinales bolivianas (libros, internet, entrevistas).
- Cuadernos y bolígrafos para tomar notas.
- Calculadora.
- Opcional: materiales de laboratorio.



Fuente: OpenAI, 2024

Procedimiento:

- **Elegimos**, una planta medicinal utilizada en Bolivia, como la manzanilla, muña, entre otros.
- **Investigamos**, las propiedades medicinales de la planta seleccionada.
- **Averiguamos**, cómo se prepara tradicionalmente una infusión, decocción o tintura con esta planta.
- **Anotamos**, las cantidades de planta y agua (u otro disolvente) utilizadas en la preparación.
- **Determinamos**, la masa molar aproximada del compuesto activo principal de la planta y la relacionamos en términos de concentración (molar, normal, fracción molar)

Actividad

Realizamos las siguientes actividades:

Elaboración del informe, preparamos un documento que incluya:

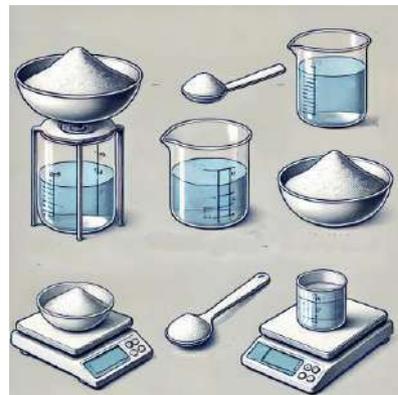
- Descripción de la planta y sus usos medicinales.
- Procedimiento de cálculo y resultados obtenidos.
- Conclusiones sobre la relevancia de las concentraciones en la medicina tradicional.

PREPARACIÓN, DILUCIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA DE SOLUCIONES

PRÁCTICA

Influencia de la temperatura en la solubilidad de la sal

REACTIVOS	MATERIALES
<ul style="list-style-type: none"> Sal de mesa (NaCl) Agua fría Agua a temperatura ambiente. Agua caliente 	<ul style="list-style-type: none"> Tres vasos transparentes. Termómetro. Cucharas. Balanza



Fuente: OpenAI, 2024

Procedimiento:

Preparamos los vasos:

- Vaso 1: Llenar con 100 mL de agua fría.
- Vaso 2: Llenar con 100 mL de agua a temperatura ambiente.
- Vaso 3: Llenar con 100 mL de agua caliente.

Añadimos sal gradualmente:

- Añadiremos una cucharadita de sal al Vaso 1, remover hasta disolver. Continuar agregando sal hasta que ya no se disuelva y se observe sedimento.
- Repetiremos el proceso con los Vasos 2 y 3.

Registramos datos:

- Anotemos la cantidad total de sal añadida a cada vaso antes de alcanzar la saturación.
- Mediremos y registrar la temperatura del agua en cada vaso.

Realizamos las siguientes actividades:

- Analicemos de resultados:
- Compararemos la cantidad de sal disuelta en cada temperatura.
- Elaboraremos una gráfica simple de solubilidad vs. temperatura.

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Cuál vaso disolvió más sal?
- ¿Cómo afecta la temperatura a la solubilidad de la sal en regiones de alta altitud como el altiplano o baja altitud como los valles y llanos?

Actividad

TEORÍA



Fuente: OpenAI, 2024

Conceptos clave:

- Molaridad (M)**, es el número de moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

- Matraz aforado**, es un recipiente utilizado para preparar soluciones con precisión volumétrica.

1. Preparación de soluciones

Implica mezclar una cantidad específica de soluto con un disolvente para obtener una solución con una concentración deseada

Preparación de una solución molar:

Cálculo de la masa de Soluto:

- Utilizamos la fórmula:

$$\text{Masa} = \text{Molaridad} \times \text{Volumen} \times \text{Masa molar}$$

$$m = M \times V \times A$$

Medición precisa:

- Pesamos la cantidad calculada de soluto con una balanza de precisión.

Disolución:

- Disolvemos el soluto en una cantidad menor de disolvente.

Ajuste del volumen:

- Completamos el volumen con disolvente hasta el volumen final deseado en un matraz volumétrico.



Fuente: <https://fisiquimicamente.com/recursos-fisica-quimica/apuntes/1bach/disoluciones/>



Fuente: OpenAI, 2024

Importancia de la precisión en la preparación y dilución

La precisión en la preparación y dilución de soluciones es crucial para garantizar la exactitud de los resultados experimentales y la eficacia de los procesos industriales. Errores en las mediciones pueden llevar a concentraciones incorrectas, afectando la calidad del producto final y la seguridad en su manipulación.

Curiosidades



Fuente: OpenAI, 2024

En entornos industriales como la minería y la producción textil en Bolivia, la precisión en la preparación de soluciones salinas y ácidas, son esenciales para optimizar los procesos y minimizar los impactos ambientales.

Ejemplo:

Prepararemos 250 mL de una solución 0,2 M de KCl. (Masa molar de KCl = 74,55 g/mol)

Solución:

$$\text{Masa} = 0,2\text{M} \times 0,250\text{L} \times 74,55\text{ g/mol} = 3,7275\text{g}$$

Respuesta: Se deben pesar 3,7275 g de KCl y disolverlos en agua destilada, completando el volumen hasta 250 mL.

2. Dilución de soluciones

La dilución, es el proceso de reducir la concentración de una solución añadiendo más disolvente sin cambiar la cantidad de soluto presente

Fórmula de dilución:

$$C_1V_1=C_2V_2$$

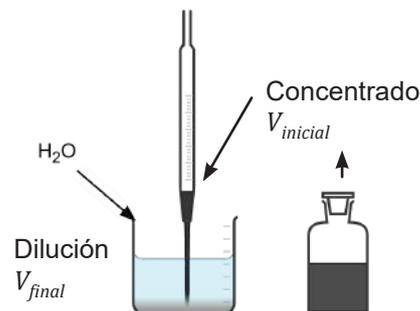
Donde:

C_1 = concentración inicial.

V_1 = volumen inicial.

C_2 = concentración final.

V_2 = volumen final.



Ejemplo:

¿Cuántos mililitros de una solución 3 M de HCl se necesitan para preparar 500 mL de una solución 1,5 M?

Solución:

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

$$V_1 = \frac{1,5\text{ M} \cdot 500\text{ mL}}{3\text{ M}} = 250\text{ mL}$$

Respuesta: Se deben medir 250 mL de la solución 3 M de HCl y diluir con agua destilada hasta alcanzar un volumen total de 500 mL.

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?

Datos:

$C_1 = 2,6\text{ M}$

$V_1 = 400\text{ mL}$

$C_2 = ?$

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

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

$$C_2 = \frac{400\text{ mL} \cdot 2,5\text{ M}}{1000\text{ mL}} = 1,13\text{ M}$$

Respuesta:

La nueva concentración de la solución es de 1,13 M

2. Se prepara un volumen de 100 ml de ácido nítrico (HNO_3) a 0,5 M a partir de un reactivo de ácido nítrico, cuya pureza es de 65% m/m y densidad 1,35 g/mL. Calcular cuántos mL de solución de laboratorio se necesita medir. la masa molar de ácido nítrico es $M_{\text{HNO}_3} = 63\text{ g/mol}$.

Datos:

$C_1 = ?$

$V_1 = ?$

$C_2 = 0,5\text{ M}$

Pureza = 65% m/m → en cada 100 g, hay 65 g HNO_3

densidad = 1,35 g/mL

$V_2 = 100\text{ mL}$

Respuesta: El volumen necesario es de 3,59 mL

La concentración inicial es:

$$\frac{65\text{ g HNO}_3}{100\text{ g sol}} \times \frac{1,35\text{ g sol}}{1\text{ mL}} \times \frac{1\text{ mol HNO}_3}{63\text{ g HNO}_3} \times \frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}} = 13,91\text{ M}$$

Su volumen inicial es:

$$V_1 = \frac{V_2 \cdot C_2}{C_1} = \frac{100\text{ mL} \cdot 0,5\text{ M}}{13,91\text{ M}} = 3,59\text{ mL}$$

Resolvemos los siguientes ejercicios:

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

Ejemplo:

Preparamos 250 mL de una solución 0,2 M de KCl. (Masa molar de KCl = 74,55 g/mol)

Solución:

$$m_{KCl} = C_1 \times 0,250 \text{ L} \times 74,55 \text{ g/mol KCl} = 3,72 \text{ g KCl}$$

Respuesta:

Se deben pesar 3,7275 g de KCl y disolverlos en agua destilada, completando el volumen hasta 250 mL.

3. Estequiometría de soluciones

La estequiometría de soluciones se refiere al cálculo de las cantidades de reactivos y productos en reacciones químicas que ocurren en soluciones. Este concepto es fundamental para diseñar y optimizar procesos químicos tanto en laboratorios como en industrias.

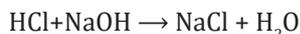
La relación estequiométrica más adecuado para el problema, dependiendo del tipo de dato conocido con la sustancia requerida.

La neutralización es una reacción común en soluciones ácidas y básicas.

Ejemplo:

Determinar el volumen de NaOH 0,1 M necesario para neutralizar 50 mL de HCl 0,1 M.

$$n_{HCl} = 0,1 \text{ M} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,005 \text{ mol HCl}$$



$$n_{NaOH} = 0,005 \text{ mol HCl (Relación estequiométrica 1:1)}$$

$$V_{NaOH} = \frac{0,005 \text{ mol NaOH}}{0,1 \text{ M NaOH}} = 0,05 \text{ L NaOH} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 50 \text{ mL NaOH}$$

Respuesta:

El volumen necesario para neutralizar 50 mL de HCl 0,1 M. es de 50 mL de NaOH de concentración 0,1 M

Conceptos clave

- **Los moles**, son la unidad básica para medir la cantidad de sustancia.
- **Las relaciones molares**, son proporciones definidas por las ecuaciones químicas balanceadas.
- **Volumen y concentración**, representa la relación entre la molaridad y el volumen de solución con los moles de soluto.

Aplicaciones prácticas

- **Titulaciones**, son utilizadas para determinar la concentración desconocida de una solución mediante la reacción con una solución de concentración conocida.
- **Optimización de procesos industriales**, es Ajustar las concentraciones de reactivos para maximizar la eficiencia y minimizar residuos.

Resolvemos los siguientes ejercicios:

- Se dispone de 250 mL de una solución de hidróxido de sodio (NaOH) con una concentración de 2 M. ¿Qué volumen de esta solución se deben diluir con agua para obtener 500 mL de una solución de NaOH a 0,8 M?
- ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico (HCl) al 37 % m/m se necesitan para neutralizar completamente 500 mL de una solución de hidróxido de potasio (KOH) 1 M?
- Se necesita una solución de ácido nítrico (HNO₃) 0,10 M para neutralizar completamente 250 mL de una solución de hidróxido de potasio (KOH) de concentración desconocida. ¿Cuál es la concentración de la solución de KOH?
- ¿Cuántos mililitros de una solución de HCl 0,20 M se necesitan para neutralizar completamente 500 mL de una solución de NaOH 0,10 M?
- Se mezclan 200 mL de una solución de HCl 0,30 M con 300 mL de una solución de NaOH de concentración desconocida. La mezcla resulta en una solución neutral (pH=7). ¿Cuál es la concentración de la solución de NaOH?

Reforzamos lo aprendido.
Resolvemos los siguientes ejercicios:

- ¿Cuál es la masa de NaCl necesaria para preparar 2 litros de una solución 1,5 M?
- Al diluir 100 mL de una solución 2 M de H₂SO₄ a una concentración final de 0,5 M, el volumen final de la solución será:
- En una reacción de neutralización, ¿cuántos moles de NaOH se requieren para neutralizar 0,25 moles de HCl?
- ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 10 gramos de KNO₃ en 500 ml de solución? (Masa molar de KNO₃ = 101,1 g/mol)
- Calcula la masa de NaOH necesaria para preparar 250 mL de una solución 0,2 M. (Masa molar de NaOH = 40 g/mol)
- En una titulación, se utilizan 25 mL de una solución de NaOH 0,1 M para neutralizar completamente 50 ml de una solución de HCl. ¿Cuál es la concentración de la solución de HCl?
- Prepara 500 mL de una solución salina 0,9% m/v (masa/volumen) utilizando NaCl y agua destilada.
- Determina la cantidad de NaOH 0.5 M necesaria para neutralizar 300 mL de una solución de H₂SO₄ 0,2 M utilizada en el tratamiento de aguas residuales.

VALORACIÓN
La precisión y el equilibrio en los procesos químicos

En cada proceso que realizamos, desde las disoluciones más simples hasta los cálculos más complejos, la precisión y el equilibrio son fundamentales. Al igual que en la naturaleza, donde el agua disuelve minerales y las plantas absorben nutrientes en armonía, en la química los elementos deben combinarse en proporciones exactas para formar compuestos nuevos y funcionales. Reflexionamos sobre cómo acciones aparentemente sencillas, como medir una cantidad de soluto o ajustar una concentración, encierran un equilibrio delicado que no solo influye en los resultados inmediatos, sino que también tiene un impacto a largo plazo en nuestro entorno.



Fuente: OpenAI, 2024

Actividad
Analizamos y respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Cómo impacta la precisión en disoluciones en la calidad de los productos cotidianos?
- ¿Cómo ayuda la estequiometría a la sostenibilidad en procesos industriales como el tratamiento de aguas y la producción de alimentos?
- ¿Qué acciones podemos tomar para aplicar estos principios en nuestra vida diaria y proteger el medio ambiente?

PRODUCCIÓN
Elaboración de gelatina para el estudio de concentraciones y solubilidad

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> Sobres de gelatina. Agua en diferentes temperaturas. 	<ul style="list-style-type: none"> Vasos medidores. Balanza. Termómetro.

Procedimiento:

- Medimos cantidades precisas de gelatina y agua.
- Preparamos soluciones de gelatina a distintas concentraciones y con agua a diferentes temperaturas.
- Observamos cómo la temperatura y la concentración afectan la consistencia final de la gelatina.



Fuente: OpenAI, 2024

Actividad
Analizamos y respondemos las siguientes preguntas:

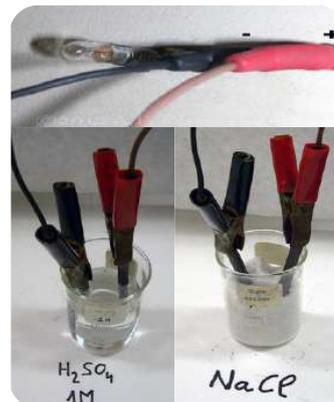
- ¿Cómo cambia la disolución de la gelatina según la temperatura del agua?
- ¿Qué importancia tiene la precisión en las cantidades al momento de preparar una solución, y cómo esta precisión afecta el resultado final?

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES EN LA COMUNIDAD

PRÁCTICA

Conductividad de disoluciones

En este experimento, exploraremos cómo diferentes sustancias disueltas en agua afectan la conductividad eléctrica. Usamos un circuito simple con una fuente de corriente continua de 6 V y una bombilla. Cuando conectamos los electrodos de grafito a la fuente de energía y los sumergimos en distintas soluciones, observamos si la bombilla se enciende.



Fuente: https://www.ugr.es/~laboratoriodequimica/practicas_11/6_6_practica.htm

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Agua destilada. - Sacarosa (azúcar). - Cloruro de sodio (NaCl). - Ácido sulfúrico (1 M) 	<ul style="list-style-type: none"> - 3 vasos de precipitados (100 cm³) - Electrodos de grafito - Fuente de corriente continua de 6 V - Bombilla

Procedimiento:

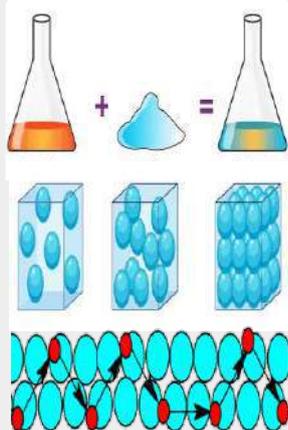
- Llenemos los tres vasos con las siguientes sustancias: agua destilada, una solución de sacarosa y una solución de NaCl.
- Introduzcamos los electrodos en cada vaso y cerremos el circuito para ver si la bombilla se enciende.
- Asegurémonos de limpiar bien los electrodos entre cada solución para evitar contaminaciones.
- Repitamos el experimento con una solución de ácido sulfúrico al 1 Molar.

Actividad

Investigamos y respondemos las siguientes preguntas:

- ¿A que llamamos electrolito?
- ¿Qué aplicaciones potenciales tiene el proceso de electrolisis?
- ¿Qué diferencias observaríamos si usáramos agua de lluvia en lugar de agua destilada?

TEORÍA



1. Propiedades de las soluciones

Cuando un soluto se disuelve en un solvente, se producen ciertos cambios en las propiedades del líquido original, conocidos como propiedades de la solución. Estas se clasifican en dos tipos principales:

- Propiedades constitutivas**, son aquellas que dependen de la naturaleza de las partículas disueltas. Ejemplo: viscosidad, densidad, conductividad eléctrica, etc.
- Propiedades coligativas o colectivas**, son aquellas que dependen del número de partículas (moléculas, átomos o iones) disueltas en una cantidad fija de solvente. Las cuales son:
 - Descenso en la presión de vapor del solvente.
 - Aumento del punto de ebullición.
 - Disminución del punto de congelación.
 - Presión osmótica.

Estas propiedades son fundamentales para entender fenómenos cotidianos, como el uso de sal en carreteras durante el invierno para evitar que se formen capas de hielo o el uso de anticongelantes en los vehículos para mantener la temperatura adecuada del motor.

1.1. Propiedades constitutivas:

a) Viscosidad.

Describe la resistencia de un fluido a fluir. Hay dos tipos de viscosidad. Por ejemplo, el agua es menos viscosa (más fácil de verter) que la miel, que tiene una viscosidad alta y se vierte más lentamente.

- **Viscosidad dinámica**, describe cuánta resistencia ofrece un fluido al moverse cuando se aplica una fuerza externa. Se mide en pascales-segundo (Pa·s).
- **Viscosidad cinemática**, Es la relación entre la viscosidad dinámica y la densidad del fluido, y se mide en metros cuadrados por segundo (m^2/s).

b) Densidad

Es una medida de cuánta masa tiene un material en un volumen dado. Nos ayuda a entender por qué ciertos objetos flotan mientras que otros se hunden. Podemos distinguir entre:

- **La densidad absoluta o densidad normal**, representa la masa por unidad de volumen de una sustancia. Es una propiedad fundamental que nos dice cuán compacto es un material.
- **La densidad relativa o aparente**, es la comparación entre la densidad de una sustancia y la densidad de otra sustancia de referencia, usualmente el agua. Si una sustancia tiene una densidad relativa mayor que el agua, se hundirá; si es menor, flotará.

c) La conductividad eléctrica de un electrolito

Es la capacidad de una sustancia para permitir el paso de electricidad. Los materiales que permiten el flujo de corriente eléctrica se llaman conductores, y se pueden clasificar en dos tipos principales:

- **Conductores metálicos**, en estos, los electrones se mueven libremente a través del metal, como sucede en los cables de cobre que se utilizan para la electricidad doméstica y comercial.
- **Conductores iónicos o electrolíticos**, estos conductores dependen de la presencia de iones disueltos en un líquido para transmitir la electricidad. Un ejemplo común es la sal disuelta en agua, que permite que la electricidad se mueva a través de la solución.

En los electrolitos, la conductividad depende de la cantidad de iones, su carga y movilidad, así como de la viscosidad del medio donde se encuentran. ¿Te has preguntado por qué algunas bebidas deportivas dicen contener electrolitos? Esto se debe a que los electrolitos son fundamentales para mantener el equilibrio eléctrico y la función muscular del cuerpo, algo crucial después del ejercicio intenso.

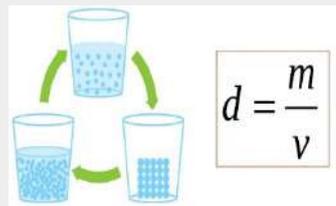
1.2. Propiedades coligativas o colectivas.

Las propiedades coligativas describen cómo la presencia de un soluto afecta las propiedades físicas de un disolvente. Estas propiedades dependen del número de partículas de soluto presentes (moléculas, átomos o iones), sin importar la naturaleza del soluto. Estas propiedades se basan en la interacción del soluto con el solvente y se manifiestan de manera significativa cuando se añaden solutos a un disolvente puro. Las propiedades más importantes son:

- **Descenso de la presión de vapor**, al añadir un soluto al solvente, la presión de vapor de este disminuye debido a la interacción entre las partículas del soluto y el solvente.
- **Aumento del punto de ebullición**, la presencia de un soluto eleva la temperatura necesaria para que el solvente alcance su punto de ebullición.
- **Disminución del punto de congelación**, los solutos reducen la temperatura a la que el solvente se solidifica, bajando su punto de congelación.
- **Presión osmótica**, es la presión que debe aplicarse para impedir el paso del solvente a través de una membrana semipermeable hacia una solución con mayor concentración de soluto.



Densidad absoluta y densidad relativa



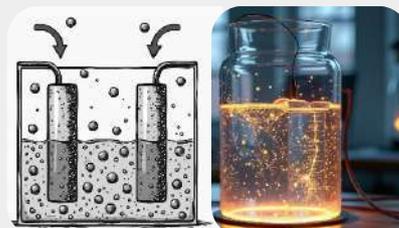
$$\delta_R = \frac{\delta_p}{\delta_o}$$

δ_R = Densidad relativa

δ_p = Densidad de la sustancia

δ_o = Densidad del agua

Conductividad eléctrica



Fuente: OpenAI, 2024.

Estas propiedades tienen muchas aplicaciones prácticas, como:

- **Destilación fraccionada**, se usa para separar mezclas, como en la obtención de gasolina a partir del petróleo crudo.
- **Sueros fisiológicos**, en hospitales, se usan para hidratar pacientes sin alterar su equilibrio químico.
- **Anticongelantes**, se usan para evitar que los líquidos del motor de los vehículos se congelen (Agencia Nacional de Hidrocarburos de Bolivia, 2022).

a) Formación de disoluciones iónicas

Cuando ciertos compuestos, como la sal común (NaCl), se disuelven en agua, se separan en iones. Estos iones son los que generan cambios en las propiedades del solvente, afectando a la presión de vapor, el punto de ebullición, el punto de congelación y la presión osmótica.

Por ejemplo, cuando la sal se disuelve en agua, los iones de sodio (Na⁺) y cloruro (Cl⁻) se separan, distribuyéndose por todo el líquido y afectando sus propiedades físicas. Este fenómeno explica por qué, al agregar diferentes solutos, el punto de ebullición y el punto de congelación del agua cambian. Es un proceso crucial en muchas aplicaciones industriales y biológicas.

b) Presión de vapor

Se refiere a la presión que un vapor ejerce sobre su fase líquida cuando ambos se encuentran en equilibrio dinámico. A medida que la temperatura de un líquido aumenta, las moléculas ganan más energía cinética, lo que permite que un mayor número de moléculas escapen de la superficie del líquido y entren en la fase gaseosa, incrementando así la presión de vapor (Brown, 2018).



Actividad

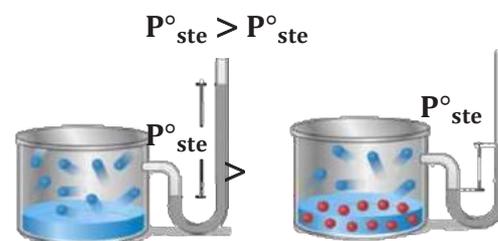
Investigamos y respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué son las propiedades coligativas y cómo afectan a las soluciones?
- ¿Qué sucede con la presión de vapor de un solvente cuando disolvemos un soluto?
- ¿Cómo afecta la presencia de un soluto al punto de ebullición y congelación de una solución?
- ¿Qué es la presión osmótica y por qué es importante en soluciones?
- ¿Qué efecto tienen los iones en la conductividad eléctrica de una solución?

2. Descenso o disminución de la presión de vapor

A medida que aumenta la temperatura, las moléculas ganan energía suficiente para escapar, lo cual incrementa la presión de vapor. Sin embargo, cuando un soluto no volátil (una sustancia que no se evapora) se disuelve en el líquido, la presión de vapor disminuye.

En la disminución de la presión de vapor, las moléculas del soluto ocupan parte del espacio en la superficie del líquido, lo cual limita el área disponible para que las moléculas del solvente se evaporen. Con menos moléculas del solvente que pueden escapar, la presión de vapor es menor. Como resultado, también se necesita más energía para que la solución alcance su punto de ebullición, lo que significa que el punto de ebullición de la solución aumenta.



La presión de vapor está condicionada por el soluto

Ejemplo en nuestra región, al preparar una solución de sal en agua en zonas de gran altitud, la presión de vapor del agua disminuye debido a la presencia de sal. Esto significa que el agua con sal necesitará una temperatura más alta para hervir que el agua pura a la misma altitud.

2.1. Ley de Rault

Describe el comportamiento de la presión de vapor en disoluciones ideales cuando se introduce un soluto no volátil. Específicamente, la adición de un soluto que no se evapora (como la sal) a un solvente (como el agua) causa una disminución en la presión de vapor del solvente. Esto ocurre porque el soluto reduce la cantidad de moléculas de solvente que pueden escapar a la fase gaseosa.

a) Mecanismo físico

Las partículas del soluto interfieren con la superficie del líquido, ocupando espacio que normalmente estaría disponible para el solvente. Esto reduce el número de moléculas de solvente que pueden pasar a la fase de vapor, disminuyendo la presión de vapor.

b) Fórmula

Indica que la presión de vapor de la disolución es proporcional a la fracción molar del solvente multiplicada por la presión de vapor del solvente puro. Esto sugiere una relación lineal donde, a medida que disminuye la fracción molar del solvente, también disminuye la presión de vapor.

La expresión matemática de la Ley de Raoult es la siguiente:

$$P_{ste} = X_{ste} \cdot P^{\circ}_{ste}$$

Donde:

P_{ste} = La presión de vapor del solvente en una solución

X_{ste} = Fracción molar del solvente

P°_{ste} = La Presión de vapor del solvente puro

- Expresiones matemáticas para expresar la presión parcial.

Fracción molar del solvente:

$$X_{ste} = \frac{n_{ste}}{n_{ste} + n_{sto}}$$

Fracción molar del soluto

$$X_{sto} = \frac{P^{\circ}_{ste} - P_{ste}}{P^{\circ}_{ste}}$$

Ley de Raoult expresada a partir de numero de moles:

$$X_{ste} = \frac{n_{ste}}{n_{ste} + n_{sto}} \cdot P^{\circ}_{ste}$$

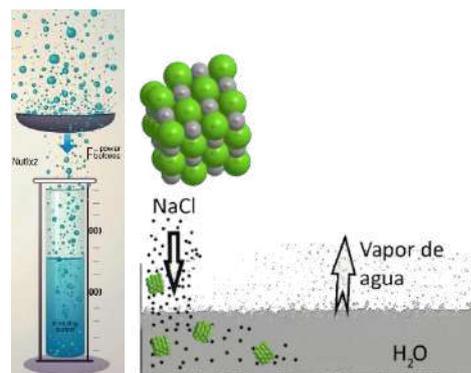
La presión total en la solución:

$$P_T = P_{ste} + P_{sto}$$

c) Explicación del proceso

- **Reducción de la superficie disponible**, es cuando se añade un soluto, este ocupa parte de la superficie del líquido, impidiendo que algunas moléculas del solvente se evaporen.
- **Mayor energía necesaria para la evaporación**, es debido a que con menos moléculas del solvente escapando, la presión de vapor disminuye y se necesita más energía (calor) para que el solvente se evapore como en su estado puro.
- **Elevación del punto de ebullición**, es cuando al disminuir la presión de vapor, la temperatura necesaria para que la solución hierva aumenta. Este fenómeno se llama aumento ebulloscópico y se traduce en un punto de ebullición mayor comparado con el solvente puro.

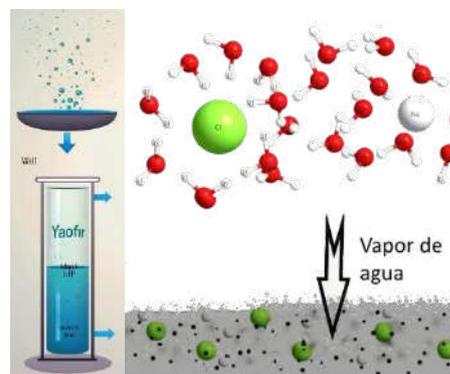
Explicación del efecto del soluto en el solvente:



Evaporación del agua pura (sin soluto):

Cuando el agua se calienta, sus moléculas se mueven más rápido y algunas se evaporan, pasando de líquido a vapor sin dificultad.

Efecto del soluto (cuando se agrega NaCl): La sal se disuelve y se separa en iones (Na^+ y Cl^-). Estos iones se mezclan con las moléculas de agua y las "atrapan", haciendo más difícil que se evaporen.



Aumento del punto de ebullición: Como las moléculas de agua están "retenidas" por los iones sodio e iones cloruro (Na^+ y Cl^-), se necesita más energía (calor) para que se conviertan en vapor. Esto hace que el agua con sal hierva a una temperatura más alta que el agua pura.

Nota: Elaboración propia

Ejemplo 1:

En un laboratorio de química, los investigadores buscan determinar la presión de vapor de una solución ideal compuesta por acetona (CH₃COCH₃) y etanol (C₂H₅OH) a 25 °C para optimizar una reacción específica. La solución contiene 50,0 g de acetona y 75,0 g de etanol. Se conoce que las presiones de vapor de los componentes puros a esta temperatura son 0,345 atm para la acetona y 0,158 atm para el etanol. ¿Cuál es la presión de vapor de la solución?

Ruta de la Solución: Calculamos los moles de acetona y metanol, determinamos sus fracciones molares y aplicamos la Ley de Raoult para hallar las presiones parciales de cada componente, sumándolas para obtener la presión total de la solución.



Datos:

- $m_{\text{acetona}} = 50,00 \text{ g CH}_3\text{COCH}_3$
- $m_{\text{etanol}} = 75,00 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- $A_{\text{acetona}} = 58,08 \text{ g/mol}$
- $A_{\text{etanol}} = 46,07 \text{ g/mol}$
- $P_{\text{acetona, puro}} = 0,35 \text{ atm}$
- $P_{\text{etanol, puro}} = 0,16 \text{ atm}$

Solución:

- Calculamos los moles:

$$n_{\text{acetona}} = \frac{50,00 \text{ g CH}_3\text{COCH}_3}{58,08 \text{ g/mol CH}_3\text{COCH}_3} = 0,86 \text{ mol CH}_3\text{COCH}_3$$

$$n_{\text{etanol}} = \frac{75,00 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,07 \text{ g/mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,63 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$
- Aplicamos la ley de Raoult para calcular la presión de vapor de la solución

Presión parcial de la acetona:

$$P_{\text{acetona}} = X_{\text{acetona}} \cdot P_{\text{acetona, puro}} = 0,35 \cdot 0,35 \text{ atm} = 0,12 \text{ atm}$$

Presión parcial del etanol:

$$P_{\text{etanol}} = X_{\text{etanol}} \cdot P_{\text{etanol, puro}} = 0,65 \cdot 0,16 \text{ atm} = 0,10 \text{ atm}$$

Presión de vapor total de la solución:

$$P_{\text{solución}} = P_{\text{etanol}} + P_{\text{acetona}} = 0,12 \text{ atm} + 0,10 \text{ atm} = 0,22 \text{ atm}$$

- Calculamos las fracciones molares:

$$x_{\text{acetona}} = \frac{0,086 \text{ mol}}{0,086 \text{ mol} + 1,63 \text{ mol}} = 0,35$$

$$x_{\text{etanol}} = \frac{1,631}{0,086 \text{ mol} + 1,63 \text{ mol}} = 0,65$$

Resultado:

La presión de vapor de la solución a 25 °C es de aproximadamente 0,222 atm.

Ejemplo 2:

En un proceso industrial a 90 °C, los ingenieros deben ajustar la presión de vapor del agua añadiendo cloruro de sodio (NaCl) para mejorar la eficiencia del sistema. La presión de vapor del agua pura a esta temperatura es de 525 mmHg. Se requiere reducir la presión de vapor a 500 mmHg añadiendo NaCl a 500 g de agua. La masa molar de NaCl es 58,44 g/mol y la del agua (H₂O) es 18,015 g/mol. ¿Qué masa de NaCl se debe agregar ?

Ruta de la Solución: Determinamos la fracción molar necesaria del agua para la nueva presión de vapor, calculamos los moles de agua y NaCl, y finalmente obtenemos la masa de NaCl que se debe añadir para alcanzar la presión deseada.

Ruta de la solución: Determinamos la fracción molar necesaria del agua para la nueva presión de vapor, calculamos los moles de agua y NaCl, y finalmente obtenemos la masa de NaCl que se debe añadir para alcanzar la presión deseada.

Datos:

- $m_{\text{agua}} = 500,0 \text{ g H}_2\text{O}$
- $P^{\circ}_{\text{agua, 90}^{\circ}\text{C}} = 525 \text{ mmHg}$
- $P_{\text{solución}} = 500 \text{ mmHg}$

- Calculamos los moles de agua:

$$n_{\text{agua}} = \frac{500 \text{ g H}_2\text{O}}{18,015 \text{ g/mol H}_2\text{O}}$$

$$n_{\text{agua}} = 27,76 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Solución:

- Determinamos la fracción molar del agua requerida:

$$P_{\text{solución}} = X_{\text{agua}} \cdot P^{\circ}_{\text{agua, 90}^{\circ}\text{C}}$$

$$X_{\text{agua}} = \frac{P_{\text{solución}}}{P^{\circ}_{\text{agua, 90}^{\circ}\text{C}}} = \frac{500 \text{ mmHg}}{525 \text{ mmHg}} = 0,95$$
- Determinar los moles de NaCl necesarios para alcanzar la fracción molar deseada:

$$X_{\text{agua}} = \frac{n_{\text{agua}}}{n_{\text{agua}} + n_{\text{NaCl}}}$$

Despejamos "n_{NaCl}"

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{agua}}}{X_{\text{agua}}} - n_{\text{agua}} = \frac{27,76 \text{ mol}}{0,95} - 27,76 \text{ mol} = 1,46 \text{ mol NaCl}$$

$$n_{\text{NaCl}} = 1,46 \text{ mol NaCl} \times \frac{58,44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 85,32 \text{ g NaCl}$$

Resultado:

Para reducir la presión de vapor a 500 mmHg, se debe agregar 85,32 g NaCl

Ejemplo 3:

En la industria alimentaria, los tecnólogos buscan comprender cómo la adición de sacarosa ($C_6H_{12}O_6$) afecta la presión de vapor del agua para garantizar la estabilidad de sus productos a $25\text{ }^\circ\text{C}$. Se adicionan 100 g de sacarosa a 1000 g de agua, cuya presión de vapor pura a esta temperatura es de 23,69 mmHg. ¿Cuál será la disminución de la presión de vapor de la solución resultante?

Ruta de la solución: Calculamos los moles de sacarosa y agua, determinamos la fracción molar del agua en la solución, y aplicamos la Ley de Raoult para hallar la nueva presión de vapor y la disminución correspondiente.

Datos:

$$m_{\text{agua}} = 1000 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$m_{\text{sacarosa}} = 100 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$A_{\text{sacarosa (C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = 342 \text{ g/mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$A_{\text{agua}} = 18,015 \text{ g/mol}$$

$$P^\circ_{\text{agua, } 25\text{ }^\circ\text{C}} = 23,69 \text{ mmHg}$$

- Calculamos el número de moles

$$n_{\text{sacarosa}} = \frac{100 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{342 \text{ g/mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,29 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$n_{\text{agua}} = \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{18,015 \text{ g/mol H}_2\text{O}} = 55,56 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Solución:

- Determinamos la fracción molar del agua requerida:

$$X_{\text{agua}} = \frac{n_{\text{agua}}}{n_{\text{agua}} + n_{\text{sacarosa}}} = \frac{55,56 \text{ mol H}_2\text{O}}{55,56 \text{ mol H}_2\text{O} + 0,29 \text{ mol}}$$

$$X_{\text{agua}} = 0,98$$

- Calcular la presión de vapor de la solución:

$$P_{\text{solución}} = X_{\text{agua}} \cdot P^\circ_{\text{agua, } 25\text{ }^\circ\text{C}}$$

$$P_{\text{solución}} = 0,982 \cdot 23,69 \text{ mmHg} = 23,3 \text{ mmHg}$$

- Determinar la disminución de la presión de vapor:

$$(P^\circ_{\text{agua, } 25\text{ }^\circ\text{C}} - P_{\text{solución}}) = (\Delta P)$$

$$\Delta P = 23,69 \text{ mmHg} - 23,26 \text{ mmHg} = 0,43 \text{ mmHg}$$

Resultado:

La disminución de la presión de vapor al adicionar 100 g de sacarosa a 1000 g de agua es de aproximadamente 0,43 mmHg.

Actividad
Respondemos las siguientes preguntas:

- Una solución se prepara disolviendo 50 g de urea (CH_4N_2O) en 150 g de agua. Si la presión de vapor del agua pura a $40\text{ }^\circ\text{C}$ es de 55,3 mmHg, determinemos el descenso en la presión de vapor de la solución. Masa molar del agua = 18 g/mol, masa molar de la urea = 60 g/mol.
- Calculemos la presión de vapor de una disolución que contiene 75 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) disuelta en 300 g de agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$, sabiendo que la presión de vapor del agua pura a esa temperatura es de 23,8 mmHg. Masa molar de la glucosa = 180 g/mol, masa molar del agua = 18 g/mol.
- A una temperatura de $20\text{ }^\circ\text{C}$, la presión de vapor del éter etílico ($C_4H_{10}O$) es de 440 mmHg. Calculemos la presión de vapor de una disolución que contiene 8 g de anilina ($C_6H_5NH_2$) disuelta en 100 g de éter etílico. Masa molar del éter = 74 g/mol, masa molar de la anilina = 93 g/mol.

Reforzamos lo aprendido
Encerremos en un círculo los incisos correctos.

1. Calculamos la presión de vapor de una disolución formada por 5 g de urea (no electrolito) en 100 g de agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$. La presión de vapor del agua pura a esa temperatura es 23,8 mmHg.
2. Determinamos la presión de vapor de una solución que contiene 10 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 200 g de agua a $30\text{ }^\circ\text{C}$. La presión de vapor del agua pura a esa temperatura es 31,8 mmHg.
3. Una solución se prepara disolviendo 20 g de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 500 g de agua. A $50\text{ }^\circ\text{C}$, la presión de vapor del agua pura es de 92 mmHg. ¿Cuál es la presión de vapor de la solución?
4. Analizamos por qué la presión de vapor de una solución que contiene un soluto no volátil es siempre menor que la del solvente puro.
5. Observamos las diferencias entre las propiedades coligativas y constitutivas. ¿Cómo afectan a una solución la cantidad y la naturaleza del soluto?
6. Exploramos las razones por las cuales la presión osmótica es crucial en los sistemas biológicos.
7. Se disuelven 25 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 150 g de agua. A $80\text{ }^\circ\text{C}$, la presión de vapor del agua pura es 355 mmHg. ¿Cuál es la presión de vapor de la solución?
8. Determinamos la cantidad de soluto necesario para que la presión de vapor de una solución de glicerol en agua a $20\text{ }^\circ\text{C}$ descienda de 17,5 mmHg a 15 mmHg.
9. Calculamos el descenso de la presión de vapor cuando se disuelven 8 g de NaCl en 300 g de agua a $25\text{ }^\circ\text{C}$. La presión de vapor del agua pura a esta temperatura es 23,76 mmHg. (Nota: NaCl se disocia completamente en Na^+ y Cl^-).

VALORACIÓN

El almacenamiento de aceite crudo se realiza en tanques atmosféricos antes de enviarlo a la refinería. Estos tanques contienen aceite que, si posee cantidades significativas de componentes volátiles, puede experimentar una evaporación parcial. Esto provoca una pérdida de producto y aumenta el riesgo de una atmósfera explosiva debido a la liberación de gases (EPA, 2024).

El crudo, al ser almacenado en tanques expuestos al sol, absorbe el calor del ambiente. Inicialmente, la presión de vapor del aceite puede ser menor que la atmosférica, lo que evita la evaporación. Sin embargo, a medida que el tanque se calienta, la presión de vapor aumenta y puede superar la presión atmosférica, iniciando así la evaporación. Este fenómeno ocurre comúnmente en tanques de techo fijo, que son vulnerables a los cambios de temperatura. Estos cambios provocan ciclos de expansión y contracción de los vapores dentro del tanque, resultando en pérdidas de emisión (EPA, 2024).



Tanques atmosféricos de YPFB

Fuente:
<https://www.bolivia.com/actualidad/nacionales/gobierno-garantiza-suministro-continuo-de-combustibles-473226>

Estos tanques son fundamentales para almacenar el petróleo crudo extraído de regiones como Tarija y Santa Cruz. Los ciclos de expansión y contracción sin un control adecuado pueden generar riesgos considerables, especialmente si no se gestionan bien las presiones internas.

Actividad

Realizamos las siguientes actividades:

- Investigamos dónde existen estos tanques atmosféricos en nuestro departamento.
- Investigamos qué otros hidrocarburos se almacenan en los tanques atmosféricos.
- Reflexionemos sobre cómo la variabilidad de las temperaturas en las diferentes regiones de Bolivia podría afectar la seguridad y la eficiencia de estos tanques.

PRODUCCIÓN

Presión de vapor (guía de laboratorio)

Objetivo: Comprender cómo la presión de vapor cambia al añadir diferentes solutos y cómo afecta la velocidad de evaporación de distintos líquidos.

Reactivos	Materiales
- Agua destilada	- laca de vidrio
- Alcohol etílico (etanol)	- Vaso precipitado
- Acetona	- Servilleta de papel
- Ácido cítrico	- Gotero



Aplicamos una gota de acetona a la superficie de vidrio

Procedimiento:

Utilicemos un gotero para colocar una gota de agua destilada, una de etanol y una de acetona sobre una placa de vidrio. Observemos el orden de evaporación: la acetona se evapora primero, seguida por el etanol y, finalmente, el agua. Luego, disolvamos ácido cítrico en etanol y coloquemos una gota de la mezcla. Notemos que la evaporación se ralentiza en comparación con el etanol puro.

Actividad

Realizamos las siguientes actividades:

- Realizamos el experimento usando diferentes solutos como sal o azúcar. ¿Cómo cambia la velocidad de evaporación?
- Investiguemos cómo se utiliza la presión de vapor en la industria boliviana, por ejemplo, en la minería o la producción de alimentos.
- Reflexionemos sobre cómo la altitud afecta la presión de vapor en Bolivia. ¿Será más rápida o más lenta la evaporación de agua en lugares como La Paz en comparación con Santa Cruz?

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES EN LA COMUNIDAD (II)



Aumento ebulloscópico

Exploramos las soluciones en la vida cotidiana

Observamos cómo la sal afecta el punto de ebullición del agua.

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Agua. - Sal de mesa (NaCl) 	<ul style="list-style-type: none"> - Vaso de vidrio o taza resistente al calor. - Cuchara de metal o madera - Termómetro de cocina - Cocina o estufa.

Solución de cloruro de sodio en ebullición, y termómetro digital



Procedimiento:

- Llenemos medio vaso precipitado con agua destilada.
- Agreguemos una cantidad considerable de sal y mezclemos bien.
- Coloquemos el vaso en la placa calentadora y calentemos hasta que hierva, removiendo con la varilla de vidrio.
- Midamos la temperatura del agua con sal mientras hierve, que debería ser mayor a la del agua pura (aproximadamente 107 °C).

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

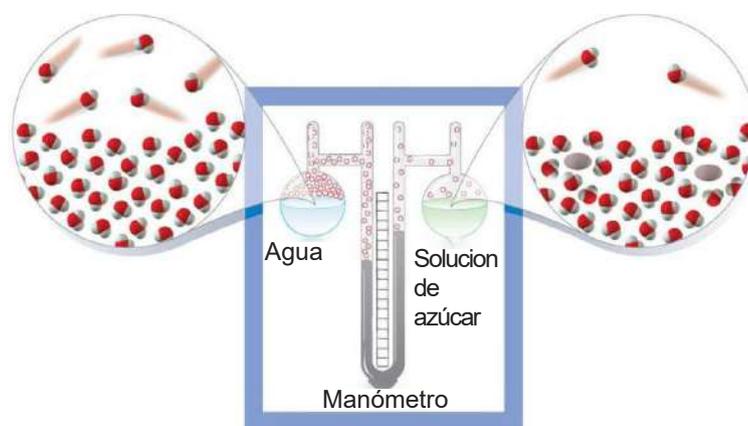
- ¿Cómo influye el soluto en el aumento del punto de ebullición?
- ¿Cuáles son los usos prácticos del aumento del punto de ebullición en la vida diaria?



1. Aumento ebulloscópico

El punto de ebullición de un solvente cambia al agregar un soluto. Cuando un soluto se disuelve, la solución tiene un punto de ebullición más alto que el del solvente puro, lo cual indica que se necesita más energía para que hierva. Este fenómeno, llamado elevación del punto de ebullición, es una propiedad coligativa que depende del número de partículas disueltas, no de su naturaleza. Mientras más partículas se disuelvan, mayor será la elevación del punto de ebullición. Por ejemplo, tanto la sal como el azúcar elevan el punto de ebullición del agua. La presión de vapor es la presión ejercida por moléculas que pasan a fase gaseosa. El punto de ebullición se alcanza cuando la presión de vapor iguala la presión atmosférica. El soluto interfiere con las moléculas del solvente, dificultando su escape, por lo que se necesita más calor.

Aumento ebulloscópico y la comparación de agua pura y una solución

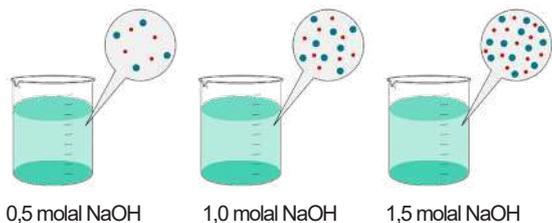


Fuente: https://player.slideplayer.it/74/12477372/slides/slide_2.jpg

Un ejemplo cotidiano es agregar sal al agua al cocinar, lo cual eleva ligeramente el punto de ebullición, permitiendo cocinar más rápido. El punto de ebullición de un solvente cambia al agregar un soluto. Cuando un soluto se disuelve, la solución tiene un punto de ebullición más alto que el del solvente puro, lo cual indica que se necesita más energía para que hierva.

Este fenómeno, llamado elevación del punto de ebullición, es una propiedad coligativa que depende del número de partículas disueltas, no de su naturaleza. Mientras más partículas se disuelvan, mayor será la elevación del punto de ebullición. Por ejemplo, tanto la sal como el azúcar elevan el punto de ebullición del agua.

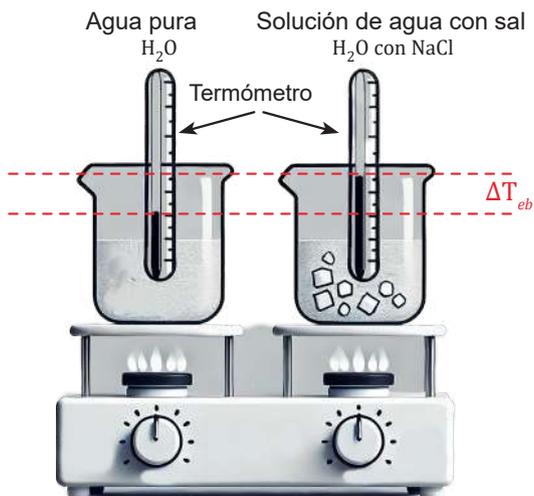
La presión de vapor es la presión ejercida por moléculas que pasan a fase gaseosa. El punto de ebullición se alcanza cuando la presión de vapor iguala la presión atmosférica. El soluto interfiere con las moléculas del solvente, dificultando su escape, por lo que se necesita más calor.



0,5 molal NaOH 1,0 molal NaOH 1,5 molal NaOH
 Fuente: https://as1.ftcdn.net/v2/img/03/33/65/90/1000_F_333659068_H9rqCNTIT2Zr6xnYEZQyzi3y0ZZn0B27.jpg

La molalidad será un factor importante a tomar en cuenta.

	Solvente	Punto de ebullición normal °C	Constante ebulloscópica °C/molal
1	Agua	100	0,52
2	Benceno	80,10	2,53
3	Tetracloruro de carbono	76,80	5,02
4	Etanol	78,40	1,22
5	Cloroformo	61,20	3,63



a) Factores que afectan el punto de ebullición

- Los líquidos hierven cuando la presión externa es igual a la presión de vapor del líquido a cierta temperatura.
- Si la presión externa o atmosférica disminuye, se necesita menos energía para que la presión de vapor iguale la presión externa, resultando en un punto de ebullición más bajo. Ejemplo: A nivel del mar, la presión atmosférica es alta y el agua hierve a 100 °C; en las montañas, donde la presión es baja, el agua hierve a temperaturas menores.
- Si la presión externa aumenta, se necesita más energía para que la presión de vapor iguale la presión externa, elevando el punto de ebullición.

b) Teoría detrás del aumento del punto de ebullición

El aumento del punto de ebullición de una solución es directamente proporcional al número de partículas de soluto disueltas en una cantidad fija de solvente.

La molalidad mide el número de moles de soluto que se disuelven en 1000 g de solvente. En otras palabras, cuanto mayor sea la cantidad de soluto, mayor será el ascenso del punto de ebullición

Fórmula y variables

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

Ecuación 1

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

Ecuación 2

ΔT_{eb} = Cambio en el punto de ebullición.

T_{eb} = Temperatura de ebullición de la solución.

T_{eb}^o = Temperatura de ebullición del solvente puro.

K_{eb} = Constante molal (m) de elevación del punto de ebullición o constante ebulloscópica.

m = molalidad (número de moles de soluto por cada 1000 g de solvente)

La constante K_{eb} depende únicamente del solvente y representa el aumento del punto de ebullición cuando se disuelve un mol de un soluto no volátil en 1000 g de solvente. Por ejemplo, en el agua, K_{eb} es de 0,52 °C/molal, lo que significa que disolver un mol de soluto en 1000 g de agua eleva su punto de ebullición en 0,52 °C. Este fenómeno es proporcional al número de partículas de soluto presentes.

Ejemplo 1:

En un laboratorio de investigación, se disuelven 80 g de urea (CH_4N_2O) en 920 g de agua para estudiar la elevación del punto de ebullición. Sabiendo que la constante ebulloscópica del agua es $K_{eb} = 0,52$ °C/molal, ¿cuál será el ascenso del punto de ebullición de la solución?

Datos:

- $m_{CH_4N_2O} = 100$ g CH_4N_2O
- $m_{solvente} = 920$ g = 0,92 kg
- $K_{eb \text{ agua}} = 0,52$ °C/molal
- $A_{CH_4N_2O} = 60$ g/mol



Calculamos el número de moles del soluto:

$$n_{CH_4N_2O} = \frac{m_{CH_4N_2O}}{A_{CH_4N_2O}} \rightarrow n_{CH_4N_2O} = \frac{80 \text{ g } CH_4N_2O}{60 \text{ g/mol } CH_4N_2O} \rightarrow n_{CH_4N_2O} = 1,33 \text{ mol } CH_4N_2O$$

Calculamos la concentración de la solución en molalidad (m):

$$m_{CH_4N_2O} = \frac{n_{CH_4N_2O}}{kg_{solvente}} \rightarrow m_{CH_4N_2O} = \frac{1,33 \text{ mol } CH_4N_2O}{0,92 \text{ kg } solvente} \rightarrow m_{CH_4N_2O} = 1,45 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1,45 \text{ molal}$$

Utilizamos la siguiente ecuación para calcular el ascenso del punto de ebullición:

$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^o \rightarrow T_{eb} = \Delta T_{eb} + T_{eb}^o$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m \rightarrow \Delta T_{eb} = 0,52 \frac{^\circ C}{\text{molal}} \times 1,45 \text{ molal} \rightarrow \Delta T_{eb} = 0,75 \text{ } ^\circ C$$

El ascenso del punto de ebullición es aproximadamente de 0,75 °C: Si el agua hierve (a 1 atm) a 100,0 °C, ahora la solución hervirá a

$$T_{eb} = \Delta T_{eb} + T_{eb}^o \rightarrow T_{eb} = 0,75^\circ C + 100 \text{ } ^\circ C \rightarrow T_{eb} = 100,75 \text{ } ^\circ C$$

Resultado: El ascenso del punto de ebullición de la solución es de 100,75 °C.

Ejemplo 2:

En un ingenio azucarero, se desea determinar la masa molar de un nuevo polialcohol desconocido. Para ello, se disuelven 50 g de esta sustancia en 600 g de agua. Tras varias mediciones, se detecta que el punto de ebullición de la solución es de 100,40 °C (a 1 atm). Sabiendo que el punto de ebullición del agua pura es 100,0 °C y que la $K_{eb, agua} = 0,52 \text{ °C/molal}$, calcula la masa molar aproximada de dicho polialcohol.

Datos:

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

$$m_{\text{solvente}} = 600 \text{ g} = 0,60 \text{ kg}$$

$$K_{eb, agua} = 0,52 \text{ °C/molal}$$

$$T_{eb, sol} = 100,4 \text{ °C}$$

$$T_{eb, agua pura} = 100,0 \text{ °C}$$

$$A_{\text{polialcohol}} = ?$$



Fuente: <https://www.repsol.com/content/dam/repsol-corporate/es/productos-y-servicios/polioles-matriz.jpg>

Hallamos el ascenso ebulloscópico:

$$\Delta T_{eb} = T_{eb, \text{solucion}} - T_{eb, \text{agua pura}}^{\circ} \rightarrow \Delta T_{eb} = 100,40 \text{ °C} - 100,00 \text{ °C} = 0,40 \text{ °C}$$

Calculamos la molalidad (m):

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m \rightarrow m = \frac{\Delta T_{eb}}{K_{eb}} \rightarrow m = \frac{0,40 \text{ °C}}{0,52 \frac{\text{°C}}{\text{molal}}} = 0,77 \text{ m} = 0,77 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Calculamos los moles de polialcohol:

$$m = \frac{n_{\text{polialcohol}}}{\text{kg}_{\text{solvente}}} \rightarrow n_{\text{polialcohol}} = m \cdot \text{kg}_{\text{disolvente}} = 0,77 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \times 0,60 \text{ kg} = 0,46 \text{ mol polialcohol}$$

Hallamos la masa molar ($A_{\text{polialcohol}}$):

$$A_{\text{polialcohol}} = \frac{m_{\text{polialcohol}}}{n_{\text{polialcohol}}} = \frac{50 \text{ g polialcohol}}{0,46 \text{ mol polialcohol}} = 108,70 \text{ g/mol polialcohol}$$

Resultado: La masa molar del polialcohol es aproximadamente 108,70 g/mol.

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- Si disolvemos 70 g de etilenglicol (anticongelante) en 500 g de agua (H_2O) y la constante ebulloscópica del agua es $0,52 \text{ °C}\cdot\text{kg/mol}$, ¿cuál será el nuevo punto de ebullición de la solución?
- Se ha preparado una solución disolviendo 2,6 g de un soluto en 120 g de benceno y el ascenso ebulloscópico observado es de $1,34 \text{ °C}$. Si la constante ebulloscópica del benceno es $2,53 \text{ °C}\cdot\text{kg/mol}$, ¿cuál es el peso molecular del soluto?
- Si disolvemos 12 g de cloruro de potasio (KCl) en 200 g de agua, asumiendo que el KCl se disocia completamente, ¿cuál será el aumento ebulloscópico de la solución? ($K_{eb} = 0,52 \text{ °C}\cdot\text{kg/mol}$) del agua.

2. Aumento del punto de ebullición

El punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido iguala la presión externa que actúa sobre él. Si hablamos del punto de ebullición normal, nos referimos a la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión de 1 atmósfera (760 torr). Por ejemplo, el agua hierve a 100 °C a esta presión.

En Bolivia, especialmente en ciudades situadas a gran altitud como La Paz, donde la presión atmosférica es menor, el agua hierve a una temperatura más baja que a nivel del mar. Esto significa que se necesita más tiempo o más energía para cocinar los alimentos, ya que el agua no alcanza la misma temperatura que a nivel del mar. Este fenómeno también explica por qué en muchas cocinas bolivianas se utilizan ollas a presión; estas permiten cocinar más rápido al incrementar la presión dentro de la olla, elevando así el punto de ebullición del agua.

El agua hierve a diferentes temperaturas según la altitud


Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- Investigamos la temperatura de ebullición del agua en nuestra localidad. Comparemos los resultados con otras regiones de Bolivia y analicemos cómo la altitud afecta el punto de ebullición.
- Observemos el uso de una olla a presión y comparemos el tiempo de cocción con y sin ella. Expliquemos cómo la presión afecta el punto de ebullición.

3. Descenso crioscópico

El descenso crioscópico se refiere a la disminución del punto de congelación de una disolución en comparación con el disolvente puro. Este fenómeno ocurre porque las propiedades coligativas, como el descenso crioscópico, dependen de la cantidad de partículas de soluto presentes y no de sus características específicas.



a) Fundamentos del descenso crioscópico

En una disolución ideal, las partículas de soluto están rodeadas por partículas de disolvente e interactúan únicamente con ellas. El soluto sigue la Ley de Henry y el disolvente la Ley de Raoult.

Cuando un soluto se disuelve en un líquido, el punto de congelación disminuye. Por ejemplo, el agua salada tiene un punto de congelación más bajo que el agua pura, lo cual se aplica en la industria minera boliviana para procesar minerales a bajas temperaturas.

b) Fórmula del descenso crioscópico

La disminución del punto de congelación, conocida como “descenso crioscópico” (ΔT_f), es directamente proporcional a la concentración molar del soluto, y se calcula con la siguiente fórmula:

$$\Delta T_f = K_f m$$

Donde:

ΔT_f = Cambio en la temperatura de congelación.

K_f = Constante crioscópica, dependiente del disolvente utilizado.

m = Concentración molar del soluto.

Ejemplo 1:

Se cuenta con una mezcla que consiste en 1,6 g de un compuesto desconocido disuelto en 25 g de naftaleno. Esta solución presenta un punto de congelación de 78,5 °C. Por otro lado, el punto de congelación del naftaleno puro es de 80,2 °C, y su constante crioscópica (K_{cr}) es de 6,8 °C·kg/mol. Con base en esta información, se requiere calcular la masa molecular del compuesto desconocido.

Datos:

$$m_{\text{soluto}} = 1,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 25 \text{ g} = 0,025 \text{ kg}$$

$$T_{f, \text{puro}} = 80,2 \text{ °C}$$

$$T_{f, \text{solución}} = 78,5 \text{ °C}$$

$$K_{cr \text{ naftaleno}} = 6,8 \text{ °C/molal}$$

Calculamos el descenso crioscópico (ΔT_f):

$$\Delta T_f = T_{f, \text{puro}} - T_{f, \text{solución}} = 80,2 \text{ °C} - 78,5 \text{ °C} \rightarrow \boxed{\Delta T_f = 1,9 \text{ °C}}$$

Hallamos la molalidad (m) de la solución:

$$\boxed{\Delta T_f = K_{cr} * m} \rightarrow m = \frac{\Delta T_f}{K_{cr}} \rightarrow m = \frac{1,9 \text{ °C}}{6,8 \text{ °C} * \frac{\text{kg}}{\text{mol}}} \rightarrow m = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Calcular los moles de soluto (compuesto desconocido):

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{kg solvente}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = m * \text{kg solvente}$$

$$n_{\text{soluto}} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \times 0,025 \text{ kg} \rightarrow n_{\text{soluto}} = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Determinamos la masa molar (A_{soluto}) del soluto:

$$n_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{A_{\text{soluto}}} \rightarrow A_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}}} \rightarrow A_{\text{soluto}} = \frac{1,6 \text{ g}}{6,25 \times 10^{-3} \text{ mol}} \rightarrow \boxed{A_{\text{soluto}} = 256 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

Resultado: La masa molar del compuesto desconocido (soluto), es aproximadamente 256 g/mol.

Ejemplo 2:

se disuelven 8,0 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 150 g de agua. Se sabe que la constante crioscópica del agua (K_{cr}) es de 1,86 °C·kg/mol y que la glucosa no se disocia. Suponiendo que la temperatura de congelación del agua pura es 0 °C, determina la temperatura de congelación de la solución.

Datos:

$$m_{\text{soluto}} = 8,0 \text{ g glucosa}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 150 \text{ g} = 0,15 \text{ kg agua}$$

$$T_{f, \text{agua pura}} = 0 \text{ °C}$$

$$K_{cr, \text{agua}} = 1,86 \text{ °C} \cdot \text{kg/mol}$$

$$A_{\text{soluto}} = 180 \text{ g/mol glucosa}$$

Calculamos los moles de soluto (n_{soluto}):

$$n_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{A_{\text{soluto}}} = \frac{8,0 \text{ g glucosa}}{180 \text{ g/mol}} = 0,044 \text{ mol glucosa}$$

Calcular la concentración de la solución en molalidad (m):

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{kg solvente}} = \frac{0,044 \text{ mol glucosa}}{0,150 \text{ kg}} = 0,29 \text{ mol/kg} = 0,29 m$$

Calculamos el descenso crioscópico (ΔT_f):

$$\boxed{\Delta T_f = K_{cr} * m} \rightarrow \Delta T_f = 1,86 \left(\frac{\text{°C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \right) \times 0,296 \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right) = 0,55 \text{ °C}$$

Encontramos la temperatura de congelación de la solución:

$$\Delta T_f = T_{f, \text{puro}} - T_{f, \text{solución}} \rightarrow T_{f, \text{solución}} = T_{f, \text{puro}} - \Delta T_f = 0 \text{ °C} - 0,55 \text{ °C}$$

$$T_{f, \text{solución}} = -0,55 \text{ °C}$$

Resultado: La temperatura de congelación de la solución de glucosa en agua es aproximadamente -0,55 °C.

Resolvemos los siguientes ejercicios:

- Se desea calcular el punto de congelación de una solución que contiene 100 g de etilenglicol, una sustancia comúnmente utilizada como anticongelante en automóviles, disueltos en 800 g de agua (H_2O). Se debe utilizar la constante crioscópica del agua, que es de $1.86\text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$.
- Una disolución se ha preparado condensando 4 L de un gas, medido a $27\text{ }^\circ\text{C}$ y 748 mmHg de presión, en 58 g de benceno. Se solicita calcular el punto de congelación de esta solución teniendo en cuenta las propiedades del gas y del benceno como disolvente.
- Se tiene una solución que contiene 36 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) disueltos en 400 g de agua. A partir de esta información, se debe calcular el punto de congelación de la solución considerando la glucosa como soluto no electrolítico y usando la constante crioscópica del agua.

d) Aplicaciones y ejemplos prácticos

El descenso crioscópico se aprovecha en la prevención de hielo en carreteras (esparciendo sal para reducir el punto de congelación del agua, del mismo modo, en la elaboración de helados artesanales se añade sal a la mezcla de hielo y agua para alcanzar temperaturas por debajo de $0\text{ }^\circ\text{C}$, lo que favorece la congelación uniforme de la preparación sin que el agua se solidifique de inmediato. Este principio también resulta útil en procesos químicos e industriales que requieren controlar con precisión la temperatura de congelación.

4. Presión osmótica

La presión osmótica es la fuerza que se debe aplicar para impedir que el solvente (normalmente agua) atraviese una membrana semipermeable y se dirija hacia una solución más concentrada. En ausencia de una fuerza externa, el solvente migra de la solución hipotónica (menos concentrada) a la hipertónica (más concentrada), buscando equilibrar las concentraciones en ambos lados de la membrana.

4.1. Mecanismo de la ósmosis

- Cuando existe una diferencia de concentración de solutos entre dos soluciones separadas por una membrana semipermeable, el agua tiende a desplazarse para igualar la concentración.
- Este desplazamiento de agua genera una presión que, en términos macroscópicos, se conoce como presión osmótica Π .
- El proceso continúa hasta alcanzar una situación de equilibrio (isotónico), en la que las concentraciones son iguales a ambos lados de la membrana o hasta que se ejerza una presión externa que lo detenga.

4.2. Factores que afectan la presión osmótica

- **Concentración de soluto**, a mayor concentración molar del soluto, mayor es la presión osmótica.
- **Temperatura**, un aumento de la temperatura incrementa la presión osmótica, debido a la mayor energía cinética de las moléculas.
- **Naturaleza del soluto**, solutos iónicos como las sales, pueden disociarse en varias partículas, elevando la presión osmótica en mayor medida, mientras que los solutos no iónicos se mantienen como una sola partícula por molécula.

4.3. Aplicaciones industriales

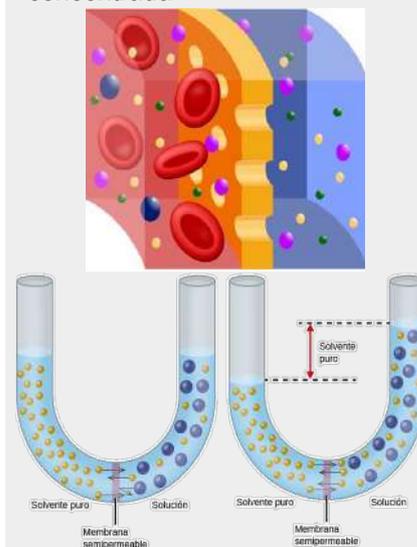
- **Ósmosis inversa**, se utiliza una presión superior a la osmótica para forzar que el agua pase desde una solución más concentrada hacia una menos concentrada.
- Esto permite la desalinización de agua de mar o la purificación de aguas residuales, un proceso clave para el cuidado del medio ambiente y la sostenibilidad de los recursos hídricos.
- También se usa en la industria alimentaria para concentrar jugos sin temperaturas elevadas que podrían descomponer sus nutrientes.



Fuente: https://www.pub.eldiario.net/noticias/2015/2015_06/nt150628/nacional.php?n=49&helado-de-canela-se-mantiene-desde-hace-60-anos-en-la-paz

Ejemplo biológico de la presión osmótica

La imagen representa la ósmosis, un proceso en el cual el agua atraviesa una membrana semipermeable desde una solución de menor concentración hacia una de mayor concentración. En el contexto celular, esto regula el equilibrio hídrico. Experimentalmente, se observa cómo el agua genera presión osmótica al moverse hacia la solución más concentrada.

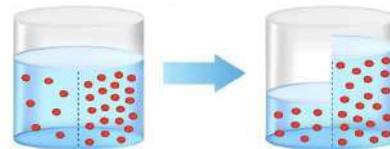


Fuente: <https://openstax.org/apps/image-cdn/v1/f=webp/apps/archive/20230220.155442/resources/a950e21b8e7b814e489e843ca60e6c218a61841f>

5. Fórmula de la presión osmótica

Dependiendo de cómo se presenten los datos, se pueden usar dos formas equivalentes de la ecuación:

$$\boxed{\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T} \quad \Leftrightarrow \quad \boxed{\Pi = c \cdot R \cdot T}$$



o bien, si se maneja la molaridad $M = \frac{n}{V}$

$$\boxed{\Pi = M \cdot R \cdot T}$$

Donde:

Π = presión osmótica (en atm, kPa, mmHg, entre otros).

V = volumen de la solución (L).

n = moles de soluto.

R = constante de los gases ideales, usualmente se emplea $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

T = temperatura en Kelvin (K).

M = molaridad = $\frac{n}{V(L)}$

Ejemplo 2:

Se disuelven 2,0 g de un compuesto desconocido en 250 mL de solución. A 25 °C, la presión osmótica (π) medida es de 0,005 atm. Con esta información, calcule la masa molecular (A) del compuesto.

Datos:

$$m_{\text{solute}} = 2,0 \text{ g}$$

$$V_{\text{solución}} = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$\Pi = 0,005 \text{ atm}$$

$$T = 25 \text{ °C} = 25 + 273,15 = 298,15 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Aplicamos la ecuación de la presión osmótica:

$$\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{\Pi \cdot V}{R \cdot T}$$

Calculamos los moles de soluto (n):

$$n = \frac{0,005 \text{ atm} \cdot 0,25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}} = 5,11 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Calculamos la masa molar del soluto (A)

$$A = \frac{m}{n} = \frac{2,0 \text{ g}}{5,11 \times 10^{-5} \text{ mol}} = 39,14 \text{ g/mol}$$

Resultado: La masa molecular del compuesto desconocido es aproximadamente 39,1 g/mol.

Ejemplo 2:

Se tienen 0,50 g de un polímero desconocido disueltos en 100 mL de solución. A una temperatura de 22 °C, se mide una presión osmótica de 0,0005 atm. Con base en esta información, determine la masa molar (A) de dicho polímero.

Datos:

$$m_{\text{solute}} = 0,50 \text{ g}$$

$$V_{\text{solución}} = 100 \text{ mL}$$

$$\Pi = 0,0005 \text{ atm}$$

$$T = 22 \text{ °C} = 22 + 273,15 = 295,15 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Aplicamos la ecuación de la presión osmótica:

$$\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{\Pi \cdot V}{R \cdot T}$$

Calculamos los moles de soluto (n):

$$n = \frac{0,0005 \text{ atm} \cdot 0,10 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295,15 \text{ K}} = 2,06 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

Calculamos la masa molar del soluto (A)

$$A = \frac{m}{n} = \frac{0,50 \text{ g}}{2,06 \times 10^{-6} \text{ mol}} = 242,72 \text{ g/mol}$$

Resultado: La masa molar del polímero es aproximadamente 243 g/mol.

Respondemos las siguientes preguntas:

- Se solicita determinar la concentración molar de una disolución que presenta una presión osmótica de 55,87 mmHg a una temperatura de 25 °C. Utiliza la ecuación de la presión osmótica para encontrar la molaridad de la disolución.
- A una temperatura de 18 °C, se requiere calcular la presión osmótica (en atm) de una disolución de glucosa () que contiene 1 g de soluto disuelto en 20 cm³ de disolución. Utiliza la ecuación de la presión osmótica y los datos proporcionados.
- Una disolución contiene 6.85 g de un carbohidrato disueltos en 100 g de agua, con una densidad de 1,024 g/mL y una presión 5 atm a 37 °C. Se solicita determinar la cantidad de glucosa necesaria por litro de solución para preparar una inyección intravenosa que iguale la presión osmótica de la sangre.

VALORACIÓN
Desalinización del agua

Para abordar la problemática de la escasez de agua potable, se han implementado tecnologías avanzadas como las membranas de ósmosis inversa para la desalinización del agua de mar. Estas tecnologías representan una solución efectiva y sostenible, proporcionando una fuente alternativa de agua potable especialmente en regiones vulnerables a la sequía prolongada.

Las membranas de ósmosis inversa constituyen un componente fundamental en los sistemas de desalinización, ya que permiten la eliminación eficaz de sales y otros contaminantes del agua de mar, transformándola en agua apta para el consumo humano. Este proceso se basa en la aplicación de presión para inducir el flujo del agua a través de una membrana semipermeable, la cual retiene las sales e impurezas, permitiendo únicamente el paso de las moléculas de agua purificada.

La eficiencia energética de estas membranas es un factor clave, ya que no solo facilita la producción de agua potable, sino que también contribuye a aliviar la presión sobre los recursos hídricos naturales. De este modo, la ósmosis inversa se convierte en una herramienta crucial para mitigar los efectos de la escasez de agua, especialmente en áreas que enfrentan una creciente demanda de recursos hídricos debido a factores climáticos y poblacionales.


Realizamos las siguientes actividades:
Actividad

- Investiguemos otras técnicas de desalinización del agua de mar, como la destilación solar o la electrodiálisis. Comparemos sus ventajas y desventajas con la ósmosis inversa y analicemos su posible aplicación en distintas regiones de Bolivia.
- Identifiquemos las fuentes de agua disponibles en nuestras comunidades. Reflexionemos sobre los problemas que enfrentamos en cuanto a la disponibilidad y calidad del agua y evaluemos si la desalinización podría ser una solución viable.

Presión Osmótica

En la práctica, analizaremos la presión osmótica mediante el uso de materiales caseros para evaluar el movimiento del agua a través de una membrana semipermeable.

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - 2 huevos crudos - Vinagre blanco (ácido acético diluido) - Agua - Sal (cloruro de sodio) 	<ul style="list-style-type: none"> - 2 recipientes - Marcador

PRODUCCIÓN

Procedimiento:

Se sumergen los huevos crudos en vinagre durante 24-48 horas para disolver la cáscara mediante una reacción ácido-base, dejando expuesta la membrana semipermeable.

Se enjuagan los huevos para eliminar residuos de cáscara y se colocan en los siguientes recipientes:

- Recipiente "A": Agua destilada (solución hipotónica).
- Recipiente "B": Agua con 4 cucharadas de sal (solución hipertónica).

Se marca el nivel inicial de los líquidos y se dejan reposar durante 6-8 horas.

El resultado esperado sugiere que en agua destilada, el huevo se hincha por la entrada de agua, mientras que en la solución salina, se contrae debido a la salida de agua.

Respondemos las siguientes preguntas:
Actividad

- ¿Qué diferencias observamos en el comportamiento de los huevos en soluciones de diferente concentración?
- ¿Qué procesos celulares se relacionan con este fenómeno de movimiento de agua a través de membranas?

CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

PRÁCTICA

En la práctica, evaluemos cómo la concentración de reactivos influye en la cinética de una reacción química.

Cronometrando la velocidad de la reacción química.

Reactivos	Materiales
- Tintura de yodo	- 1 cucharilla
- Peróxido de hidrógeno	- 2 jeringas de 5 ml
- Ácido ascórbico	- 2 jeringas de 10 ml



Procedimiento:

- Disolvemos el almidón en 100 mL de agua y en otro vaso, una pastilla de ácido ascórbico en 60 mL de agua. Luego, mezclamos 3 mL de agua con 1 mL de tintura de yodo, añadamos la solución de ácido ascórbico y mezclamos bien.
- En otro vaso, combinemos 3 mL de agua con 6 mL de peróxido de hidrógeno. Agreguemos la mezcla de almidón y mezclamos completamente.
- Juntemos ambas soluciones y cronometremos el tiempo hasta que ocurra un cambio visual. Repitamos el proceso usando 12 mL de peróxido de hidrógeno para observar y registrar variaciones en la reacción.

Actividad

Realizamos las siguientes actividades:

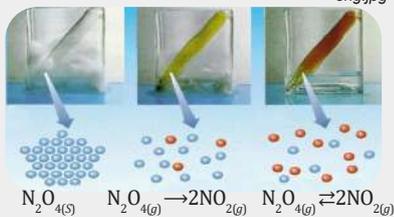
- Investiguemos otras técnicas de desalinización del agua, como la destilación solar o la electrodiálisis.
- Comparemos sus ventajas y desventajas con la ósmosis inversa y analicemos su posible aplicación en distintas regiones de Bolivia.
- Identifiquemos las fuentes de agua disponibles en nuestras comunidades y reflexionemos sobre los problemas que enfrentamos en cuanto a la disponibilidad y calidad del agua y evaluemos si la desalinización podría ser una solución viable.

TEORÍA

El equilibrio químico se da en una reacción reversible

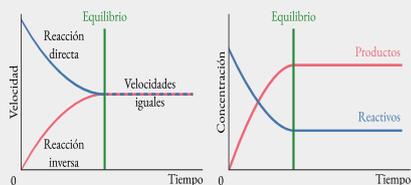
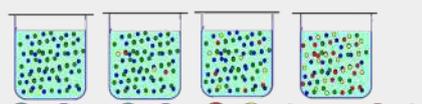


Fuente: https://cdn0.geoenciclopedia.com/es/posts/0/6/9/principio_de_le_chatelier_que_es_y_aplicaciones_960_orig.jpg



Fuente: <https://image.slidesharecdn.com/equilibrioquimico-111116091447-phpapp02/95/equilibrioquimico-3-728.jpg?cb=1321434922>

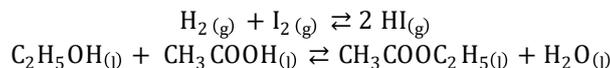
Equilibrio químico dinámico



Fuente: <https://fisiquimicamente.com/recursos-fisica-quimica/apuntes/2bach/quimica/equilibrio-quimico/>

1. El equilibrio químico

El equilibrio químico ocurre cuando los reactivos se transforman en productos y estos, a su vez, vuelven a ser reactivos. Estas reacciones se llaman reacciones reversibles porque pueden ocurrir en ambos sentidos. Cuando las concentraciones de reactivos y productos se mantienen constantes, se ha alcanzado el equilibrio químico. En este punto, aunque sigue habiendo reacciones, lo hacen a la misma velocidad, por lo que no parece haber cambios.



1.1. Tipos de Equilibrio Químico

Dependiendo de las fases de las sustancias, existen dos tipos de equilibrio químico: homogéneo y heterogéneo.

- **Equilibrio Homogéneo**, todas las sustancias están en la misma fase (gaseosa, líquida o en solución).
- **Equilibrio Heterogéneo**, ocurre cuando una de las sustancias está en una fase distinta. Ejemplos: Descomposición de carbonato de calcio y disolución de cloruro de plata



1.2. Características del Equilibrio

- **El equilibrio dinámico**, en las reacciones reversibles, tanto la reacción hacia adelante como la inversa ocurren al mismo tiempo. Cuando se alcanza el equilibrio, ambas reacciones ocurren a la misma velocidad.
- **Concentraciones constantes**, en el equilibrio, las concentraciones de los productos y los reactivos se mantienen sin cambios, al igual que las propiedades como la presión de vapor.
- **Influencia de la temperatura**, la temperatura es crucial para controlar el equilibrio. La constante de equilibrio (K_c) depende de la temperatura, la forma de la reacción y su ajuste estequiométrico.

2. Velocidad de reacción

La velocidad de una reacción describe la rapidez con la que los reactivos se transforman en productos en un proceso químico. Esta velocidad puede variar durante el transcurso de la reacción debido a distintos factores, como la concentración de reactivos, la temperatura, y la presión del sistema.

La ecuación de velocidad nos ayuda a entender cómo estos factores afectan la velocidad de la reacción. En esta ecuación se pueden incluir cosas como la cantidad de reactivos, productos, catalizadores (que son sustancias que aceleran la reacción), y disolventes. A veces, la ecuación es más simple y depende solo de las concentraciones de los reactivos. Esto se llama el orden de la reacción y nos ayuda a saber cómo la cantidad de cada reactivo influye en la velocidad.

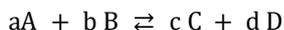
La constante de velocidad (k) es un valor específico para cada reacción, y cambia con la temperatura y si hay catalizadores. Las unidades de k dependen del orden de la reacción.

a) Factores que afectan la velocidad de reacción

- **Temperatura**, cuando aumenta la temperatura, las partículas tienen más energía, lo que hace que se muevan más rápido y reaccionen más rápido.
- **Naturaleza de los reactivos**, los reactivos sólidos tienden a reaccionar más lentamente que los líquidos o gases porque sus partículas están menos libres para moverse y reaccionar.
- **Presión, en las reacciones que involucran gases**, un aumento de la presión hace que las moléculas estén más cerca, aumentando la velocidad de reacción.
- **Concentración**, cuanto más concentración de reactivos haya, más rápido ocurre la reacción porque hay más partículas disponibles para chocar y reaccionar.
- **Catalizadores**, los catalizadores hacen que la reacción sea más rápida al reducir la energía necesaria para que ocurra, sin ser usados en el proceso.

3. Ley de acción de masas

Consideremos una reacción química que puede ocurrir en ambas direcciones, es decir, una reacción reversible. Un ejemplo general de este tipo de reacción es:



Cuando una reacción reversible alcanza el **equilibrio químico**, las concentraciones de los reactivos y productos se mantienen constantes. Esto no significa que las reacciones se detengan, sino que la velocidad de la reacción hacia adelante es igual a la velocidad de la reacción hacia atrás. Para entender cuánto avanza una reacción antes de alcanzar el equilibrio, usamos la **constante de equilibrio (K)**. Esta constante nos dice la relación entre la cantidad de productos y reactivos cuando la reacción está en equilibrio.

La constante de equilibrio K depende de la temperatura y se calcula usando la siguiente fórmula:

$$K = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b} = \frac{K_d}{K_i}$$

En esta ecuación, $[C]$, $[D]$, $[A]$, y $[B]$ representan las concentraciones de los productos y reactivos, y los exponentes son sus respectivos coeficientes en la ecuación química.

El valor de K nos da información sobre qué lado de la reacción es favorecido:

- Si $K > 1$, significa que en el equilibrio hay más productos que reactivos. La reacción favorece la formación de productos.
- Si $K < 1$, significa que en el equilibrio hay más reactivos que productos. La reacción favorece a los reactivos.

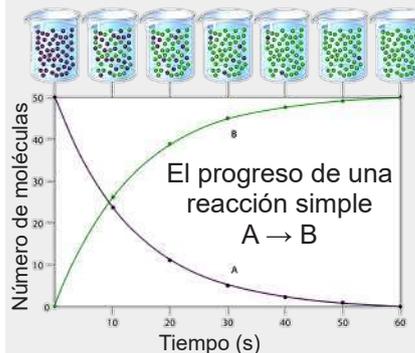
Ecuación de la velocidad de reacción química.



$$v = k[A]^\alpha \cdot [B]^\beta \cdot [C]^\gamma$$

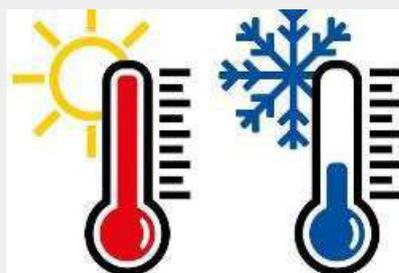
Constante de velocidad Órdenes parciales

Velocidad de reacción

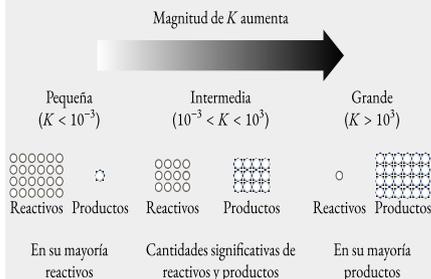


Fuente: https://files.askiitians.com/cdn1/images/201492-16123502-7491-averillfwk-fig14_005.jpg

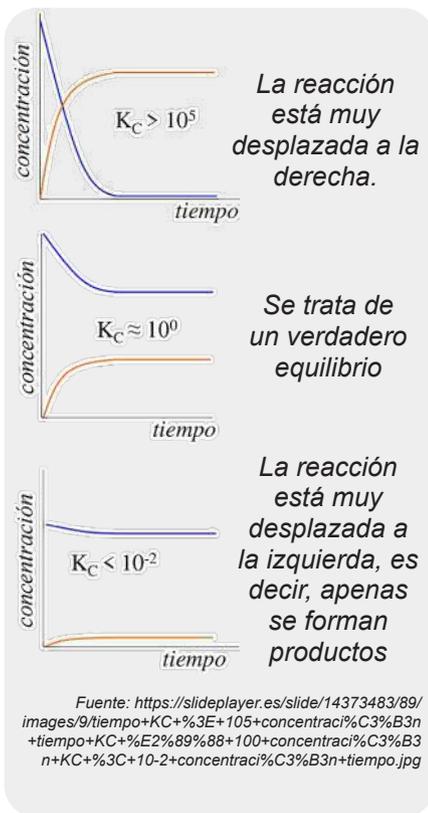
La temperatura influye en el equilibrio químico.



El valor de la constante de equilibrio K

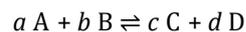


Fuente: <https://fisiquimicamente.com/recursos-fisica-quimica/apuntes/2bach/quimica/equilibrio-quimico/>



4. Constante de equilibrio

a) Constante de equilibrio (Kc), se calcula usando las concentraciones de los reactivos y productos cuando la reacción está en equilibrio. Para una reacción general:

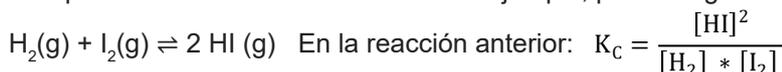


la constante Kc tomará el valor:

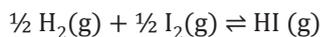
$$K_c = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b} = \frac{K_d}{K_i}$$

Aquí, las concentraciones están en moles por litro (mol/L). Es importante saber que **Kc** depende de la temperatura y solo incluye las sustancias que están en estado gaseoso o en disolución, ya que las concentraciones de los sólidos y líquidos se consideran constantes.

El valor de **Kc** también depende de cómo se escribe la ecuación balanceada de la reacción. Si se cambia el número de moles de los reactivos o productos, la expresión de Kc también cambia. Por ejemplo, para la siguiente reacción:



La constante de equilibrio es **Kc**. Sin embargo, si la misma reacción se escribe de esta manera:



La nueva constante de equilibrio será la raíz cuadrada de la constante original, ya que los coeficientes estequiométricos se han reducido a la mitad.

b) Constante de equilibrio (Kp), en reacciones con gases, el equilibrio se puede describir utilizando las presiones parciales de los gases involucrados. La constante de equilibrio en términos de presión, **Kp**, se basa en estas presiones parciales. Para una reacción general:

La expresión de **Kp** es: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_p = \frac{P_C^c * P_D^d}{P_A^a * P_B^b}$$

Donde P_A , P_B , P_C y P_D son las presiones parciales de los reactivos y productos, respectivamente. La constante **Kp** depende de la temperatura y nos ayuda a comprender cómo los cambios en la presión influyen en el equilibrio de la reacción.

c) Relación entre Kp y Kc, Dado el equilibrio en fase gaseosa. $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Aplicamos la ecuación de los gases: $P \cdot V = n RT$

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

Donde Δn es la diferencia entre el número de moles de productos y reactivos gaseosos, R es la constante de los gases, y T es la temperatura en Kelvin.

El valor de **Kc** y **Kp** puede variar considerablemente según la reacción y las condiciones. A continuación, se muestran algunos ejemplos:

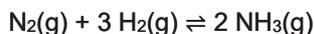
- $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 HCl(g)$, con $K_c(298 K) = 2,5 \times 10^{33}$: La reacción está muy desplazada hacia la derecha, es decir, se forman muchos productos.
- $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$, con $K_c(698 K) = 55,0$: En este caso, se trata de un verdadero equilibrio, con cantidades comparables de reactivos y productos.
- $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g)$, con $K_c(298 K) = 5,3 \times 10^{-31}$: Esta reacción está muy desplazada hacia la izquierda, lo que significa que apenas se forman productos.

5. Cálculos de Kc y Kp

Ejemplo 1. En un tanque de 10 litros se introduce una combinación de 4 moles de $N_2(g)$ y 12 moles de $H_2(g)$.

a) Escribir la ecuación de equilibrio correspondiente.

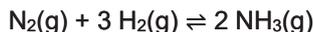
b) Si en el equilibrio se observan 0,92 moles de $NH_3(g)$, determinar las concentraciones de N_2 y H_2 en el equilibrio, así como la constante de equilibrio **Kc** En un tanque de 10 litros se introduce una combinación de 4 moles de $N_2(g)$ y 12 moles de $H_2(g)$.

a) Equilibrio:


Moles inic.:	4	12	0
Moles equil.	4 - 0,46	12 - 1,38	0,92
b) Eq.	3,54	10,62	0,92
conc. eq(mol/l)	0,354	1,062	0,092

$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 * [\text{N}_2]} = \frac{0.092^2 \text{ M}^2}{1.062^3 * 0.354 \text{ M}^4} = 1.996 * 10^{-2} \text{ M}^{-2}$$

Ejemplo 2: Determinar la constante de equilibrio K_p a 1000 K para la reacción de formación del dióxido de carbono discutida previamente.. $K_C = 1,996 \cdot 10^{-2} \text{ M}^{-2}$



$$\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 2 - (1 + 3) = -2$$

$$K_P = K_C * (RT)^{\Delta n} = 1.996 * 10^{-2} \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2} * \left[0.082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{mol} * \text{K}} * 1000 \text{K} \right]^{-2}$$

$$K_P = 2.97 * 10^{-6} \text{ atm}^{-2}$$



Amoniaco.

Ejemplo 3: La reacción en equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ tiene una constante de equilibrio (K) de 0,671 a una temperatura de 45 °C. Determine la presión total en el equilibrio dentro de un recipiente que ha sido inicialmente cargado con N_2O_4 a una presión de 10 atm y mantenido a dicha temperatura. Datos adicionales: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$.

A partir de la ecuación de los gases, podemos deducir:

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{INIC.}} = \frac{P}{R * T} = \frac{10 \text{ atm} * \text{mol} * ^\circ\text{K}}{0.082 \text{ atm} * \text{L} * 318 ^\circ\text{K}} = 0.38 \text{ M}$$



conc. Inic. (M)	0,38	0
conc. Equil. (M)	0,38 - x	2x

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{4X^2}{0.38 - X} = 0.671 \rightarrow x = 0.18$$



Dióxido de nitrógeno y tetra óxido de di nitrógeno

6. 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 los 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.



Dentro la industria farmacéutica la aplicación del equilibrio químico es fundamental

Escribimos las expresiones de K_c para los siguientes equilibrios químicos:

- | | |
|--|--|
| a) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ | b) $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NOCl}(\text{g})$ |
| c) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ | d) $2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ |

Ejercicios propuestos.

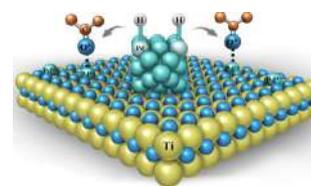
- La constante de equilibrio de la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ vale 0,671 a 45°C . Calcule la presión total en el equilibrio en un recipiente que se ha llenado con N_2O_4 a 10 atmósferas y a dicha temperatura. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
- En un matraz de 5 litros se introducen 2moles de $\text{PCl}_5(\text{g})$ y 1 mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$ y se establece el siguiente equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que $K_c (250 ^\circ\text{C}) = 0,042$; ¿cuáles son las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio?

VALORACIÓN

Catalizadores y su importancia.

El equilibrio químico es un estado dinámico alcanzado en un sistema cerrado cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan, resultando en concentraciones invariables de reactivos y productos. La importancia de los catalizadores para impulsar el progreso en materiales básicos y cómo están transformando la industria.

- **Mayor eficiencia**, los catalizadores aumentan la eficiencia de las reacciones químicas al reducir la cantidad de energía necesaria para iniciar y mantener la reacción.
- **Beneficios ambientales**, reducen la energía necesaria para las reacciones, reducen la cantidad de combustible necesaria para producir materiales, lo que conduce a una reducción de las emisiones de gases de efecto invernadero.
- **Innovación e investigación**, el desarrollo de nuevos catalizadores ha abierto nuevas posibilidades de innovación e investigación en el campo de los materiales básicos.
- **Beneficios económicos**, el uso de catalizadores en la producción de materiales básicos ha generado importantes beneficios económicos para las industrias y los consumidores.
- **Desarrollos futuros**, el uso de catalizadores en materiales básicos está en constante evolución y se espera que nuevos desarrollos sigan transformando la industria en el futuro.



Catalizadores mediando una reacción química



Investigación e innovación de Catalizadores.

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- Investigamos cuales son los catalizadores más usados dentro de nuestro país.
- Investigamos que profesiones utilizan activamente los catalizadores en su trabajo diario.

Equilibrio químico a la izquierda

PRODUCCIÓN

Objetivo: Exploramos cómo el equilibrio químico se ve afectado al disolver dióxido de carbono (CO₂) en agua, utilizando fenolftaleína como indicador para observar el cambio de pH y el desplazamiento del equilibrio.

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Fenolftaleína o indicador de pH - Sosa cáustica comercial (hidróxido de sodio - NaOH) 	<ul style="list-style-type: none"> - Vaso de vidrio con 100 ml de agua - Bombilla o pajilla (sorbete)



Procedimiento:

Preparación del indicador de pH:

- Si tenemos fenolftaleína sólida, disolvamos 1 gramo en 100 ml de alcohol etílico (etanol) para preparar una solución transparente que funcionará como indicador de pH. Si no disponemos de fenolftaleína, podemos utilizar jugo de col lombarda o té negro como indicadores naturales.
- Añadamos unas gotas de fenolftaleína al vaso con agua. La solución será transparente en un medio ácido o neutro, y se tornará rosa en un medio básico.

Preparación de la solución básica:

- Agreguemos una pequeña cantidad de sosa cáustica comercial al vaso con agua y fenolftaleína. La solución se volverá rosa, indicando un medio básico.

Generación de CO₂:

- Utilicemos una bombilla para soplar suavemente dentro del vaso durante 1 a 2 minutos. Al soplar, liberamos CO₂ que se disuelve en el agua, formando ácido carbónico y disminuyendo el pH.

Observación del cambio de color:

- Observemos cómo el color de la solución cambia de rosa a claro. Esto indica un aumento de la acidez debido a la formación de ácido carbónico, mostrando cómo el equilibrio se desplaza hacia los reactivos.

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Por qué la solución cambia de color después de soplar?
- ¿Qué sucedería si calentamos la solución después de soplar? ¿El color cambiaría nuevamente? (precaución: no calentar el vaso de vidrio)
- ¿Cómo afecta el aumento de CO₂ en el ambiente a los océanos y sus ecosistemas?
- ¿Qué otros ejemplos de equilibrio químico se pueden encontrar en el medio ambiente?

EQUILIBRIO ÁCIDO Y BASE EN LOS PROCESOS PRODUCTIVOS

PRÁCTICA

Preparación de indicadores ácido-base naturales

Objetivo, desarrollar indicadores de pH naturales con materiales caseros para identificar si sustancias comunes son ácidas o básicas, evaluando sus propiedades de manera cualitativa.



Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> Indicadores naturales. Ácidos comunes: Vinagre blanco, jugo de limón, entre otros. Bases comunes: Bicarbonato de sodio, agua con jabón, entre otros. Neutros: Agua del grifo. 	<ul style="list-style-type: none"> Vasos de vidrio o tazas transparentes. Cucharas para mezclar. Jeringa

Procedimiento:

- **Col lombarda**, se hierven hojas de col lombarda en 500 ml de agua durante 10 minutos, luego se filtra para obtener una solución morada que contiene antocianinas, compuestos que actúan como indicadores naturales al cambiar de color según el pH.
- **Remolacha**, se tritura y filtra una remolacha fresca para extraer un jugo rojo, el cual se utiliza como indicador gracias a las betalainas, sensibles a los cambios de pH.
- **Té negro**, se prepara una infusión concentrada utilizando tres bolsas de té en 200 ml de agua caliente, se deja enfriar antes de usarla, ya que los taninos presentes reaccionan ante variaciones de pH.
- **Cúrcuma**, se mezcla una cucharadita de cúrcuma con 100 ml de agua o alcohol, ya que la curcumina cambia de color según el pH, de amarillo en medios ácidos a rojizo en medios básicos.
- **Cebolla roja**, se hierve media cebolla roja en 300 ml de agua durante 10 minutos, se filtra el líquido obtenido, cuyos flavonoides actúan como indicadores del pH.

Prueba de ácidos y bases:

Colocamos una pequeña cantidad de cada indicador en distintos vasos de vidrio. Añadimos unas gotas de los ácidos comunes o bases comunes elegidos) a cada vaso, observando el cambio de color en cada caso.

Resultados esperados:

- Col lombarda: Ácido = Rojo, Base = Verde/Amarillo.
- Remolacha: Ácido = Rojo, Base = Marrón/Amarillo.
- Té negro: Ácido = Oscuro, Base = Claro/Marrón.
- Cúrcuma: Ácido = Amarillo, Base = Rojo.
- Cebolla roja: Ácido = Rojo, Base = Verde.

Actividad

Realizamos las siguientes actividades:

- Investigamos en que países utilizan este método de la sal para prevenir accidentes en época de invierno.
- Averiguamos existen otras formas de prevenir el hielo en la carretera

TEORÍA

1. Definición

En 1830, Liebig descubrió que todos los ácidos conocidos tenían un átomo de hidrógeno que podía ser reemplazado por un metal. Sin embargo, estas primeras teorías no explicaban por qué los ácidos tienen diferentes fortalezas, ni relacionaban el carácter básico con algún elemento o grupo químico específico.

El equilibrio ácido-base se refiere al control de la concentración de iones de hidrógeno (H^+) en los fluidos del cuerpo, lo cual es esencial para el metabolismo y el funcionamiento de las células. Este equilibrio se mide comúnmente con la escala de pH, que va de 0 (ácidos fuertes) a 14 (bases



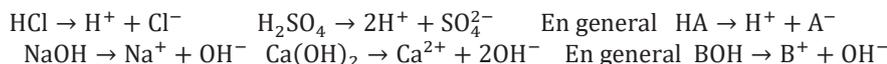
fuertes), siendo 7 un valor neutro. Un desequilibrio en este sistema puede afectar diversos procesos metabólicos y electrolíticos en el organismo.

2. Teorías: Arrhenius

La teoría ácido-base de Arrhenius, desarrollada por el científico sueco Svante Arrhenius entre 1880 y 1890, fue la primera que se pudo cuantificar con precisión. Esta teoría se basa en la disociación electrolítica, que postula que ciertas sustancias, denominadas electrolitos, se separan en iones al disolverse en agua, lo cual les permite conducir electricidad. Esta propiedad se observa, por ejemplo, en las sales, que se disocian en agua de la siguiente manera:

- **NaCl (cloruro de sodio)** se disocia en **Na⁺** (catión sodio) y **Cl⁻** (anión cloruro).
- **KNO₃ (nitrato de potasio)** se disocia en **K⁺** (catión potasio) y **NO₃⁻** (anión nitrato).
- **CaBr₂ (bromuro de calcio)** se disocia en **Ca²⁺** (catión calcio) y **2Br⁻** (aniones bromuro).
- **Cs₂SO₄ (sulfato de cesio)** se disocia en **2Cs⁺** (cationes cesio) y **SO₄²⁻** (anión sulfato).

La capacidad de estos compuestos para disociarse en iones es crucial en la industria, ya que esta característica se utiliza en procesos como la galvanoplastia, la manufactura de detergentes y muchos otros. En la vida cotidiana, el cloruro de sodio (sal común) no solo es un aditivo alimenticio, sino que también se emplea ampliamente para deshielar carreteras y en tratamientos industriales.

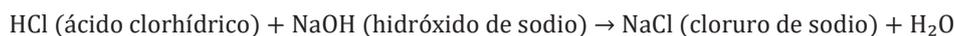


Y de aquí estableció su definición de ácido y de base:

- **Ácido:** Sustancia que, en agua, libera iones **H⁺**. Estos iones aumentan la acidez de la solución, lo cual se puede medir mediante el pH, una escala que indica la concentración de **H⁺** en la solución.
- **Base:** Sustancia que, en agua, libera iones **OH⁻**. Estos iones incrementan la basicidad de la solución, reduciendo la concentración de **H⁺** y, por lo tanto, aumentando el pH.

a) Reacción de neutralización

Una reacción de neutralización es aquella en la que un ácido reacciona con una base para formar una sal y agua. Estas reacciones son fundamentales en la regulación del pH en sistemas biológicos e industriales. Algunos ejemplos de reacciones de neutralización incluyen:



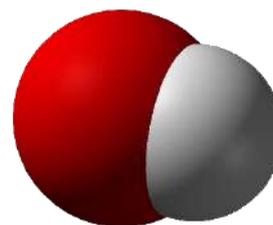
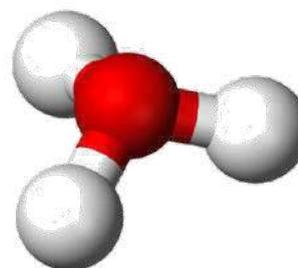
En estas reacciones, el ion **H⁺** del ácido se combina con el ion **OH⁻** de la base para formar agua (**H₂O**). La ecuación iónica neta de esta reacción es:



b) Limitaciones de la teoría de Arrhenius

Aunque la teoría de Arrhenius fue fundamental para la química, tiene ciertas limitaciones que llevaron al desarrollo de teorías más generales:

- **Dependencia del agua,** la teoría de Arrhenius se basa en la disolución de ácidos y bases en agua, lo cual limita su aplicabilidad. Muchos ácidos y bases funcionan en disolventes distintos del agua, como el amoníaco o el benceno, lo cual no puede ser explicado por esta teoría.
- **Sustancias sin H⁺ u OH⁻ evidentes,** algunas sustancias actúan como ácidos o bases sin liberar iones **H⁺** u **OH⁻** directamente. Por ejemplo, el amoníaco (**NH₃**) actúa como una base al aceptar un protón para formar **NH₄⁺**. Asimismo, los óxidos ácidos, como **CO₂** y **SO₃**, reaccionan con agua para formar ácidos, pero no contienen **H⁺** libremente en su estructura inicial.
- **Naturaleza del ion H⁺,** en realidad, el ion **H⁺** no existe libremente en solución acuosa debido a su alta reactividad. En lugar de eso, se une a una molécula de agua para formar el ion hidronio (**H₃O⁺**). Esta formación es esencial para entender cómo los ácidos interactúan en solución y explica mejor la naturaleza de las soluciones ácidas

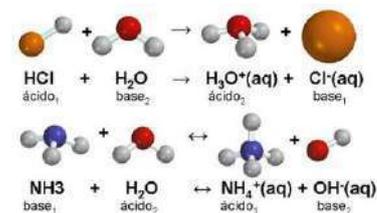


Ion H⁺ y el ion oxidrilo

Debido a estas limitaciones, se desarrollaron teorías más avanzadas, como la **teoría de Brønsted-Lowry**, que define los ácidos como donadores de protones y las bases como aceptores de protones, y la **teoría de Lewis**, que amplía aún más estos conceptos al describir los ácidos como aceptores de pares de electrones y las bases como donadores de pares de electrones.

3. Teoría de Brønsted-Lowry

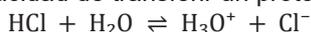
En 1923, de manera casi simultánea pero independiente, los científicos Johannes Brønsted y Thomas Lowry, de Dinamarca y el Reino Unido respectivamente, propusieron una definición más amplia y general que la de Arrhenius para describir la naturaleza de los ácidos y bases. Según la **teoría de Brønsted-Lowry**:



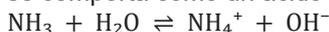
- **Ácido:** Es cualquier especie química, molecular o iónica, capaz de donar un ion H^+ (protón).
- **Base:** Es cualquier especie química, molecular o iónica, capaz de aceptar un ion H^+ (protón).

Con estas definiciones, las reacciones ácido-base se pueden considerar como procesos de **transferencia de protones**. Los conceptos de ácido y base en la teoría de Brønsted-Lowry son, por tanto, complementarios; un ácido solo puede donar un protón en presencia de una base que pueda aceptarlo. De manera similar, una base solo puede aceptar un protón si hay un ácido dispuesto a cederlo.

Por ejemplo, el **ácido clorhídrico (HCl)**, definido como un ácido según Arrhenius, también puede ser descrito como un ácido de Brønsted-Lowry debido a su capacidad de transferir un protón al agua, que actúa como base al aceptarlo:

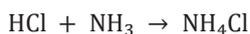


Asimismo, el comportamiento básico del **amoníaco (NH₃)** en agua puede justificarse según esta teoría, ya que el amoníaco acepta un protón del agua, la cual se comporta como un ácido de Brønsted-Lowry:



Estos ejemplos también ilustran la naturaleza **reversible** de muchas reacciones ácido-base, una característica que depende del valor de la constante de equilibrio asociada. Además, sustancias como el agua pueden actuar tanto como ácido como base dependiendo de las condiciones, un comportamiento conocido como **anfoterismo**.

El concepto de **neutralización** en la teoría de Brønsted-Lowry se interpreta simplemente como la transferencia de un protón desde un ácido hacia una base. Por ejemplo, el ácido clorhídrico (**HCl**) cede un protón al amoníaco (**NH₃**), dando lugar a la formación de cloruro de amonio (**NH₄Cl**):



La teoría de Brønsted-Lowry amplía de manera significativa nuestra comprensión de los fenómenos ácido-base, ya que permite describir interacciones en una variedad de contextos, incluidos aquellos que no involucran disolventes acuosos y aquellos que presentan características anfotéricas. Además, esta teoría proporciona un marco conceptual para entender la **catalización ácido-base**, un proceso fundamental en muchas reacciones químicas, incluyendo aquellas que ocurren en sistemas biológicos y en la industria.



Brønsted-Lowry

4. Escalas de pH y pOH.

El pH es una medida utilizada para determinar si una solución es ácida, neutra o básica. Fue introducido por el químico danés S.P. Sørensen en 1909. En las soluciones acuosas, la acidez y la basicidad se basan en las concentraciones de iones hidronio (H_3O^+) y iones hidróxido (OH^-). Como estas concentraciones suelen ser muy pequeñas y difíciles de manejar, la escala de pH nos permite expresarlas de una manera más comprensible.

a) Definición del pH

El pH es una medida que refleja la acidez o basicidad de una solución acuosa, calculada como el logaritmo decimal negativo de la actividad de los iones hidronio (H_3O^+). Esta definición logarítmica proporciona una escala que varía de 0 a 14 y permite clasificar las soluciones de manera efectiva:



- **pH < 7:** La solución es **ácida**. Esto significa que hay una mayor concentración de iones hidronio que de iones hidróxido. Ejemplos comunes incluyen el jugo de limón y el vinagre. En Bolivia, suelos con alta acidez pueden afectar cultivos sensibles como el limón.
- **pH = 7:** La solución es **neutra**. Esto indica una igualdad en las concentraciones de H_3O^+ y OH^- . El agua pura es un ejemplo de una solución neutra. Muchas funciones biológicas ocurren mejor en un pH cercano a 7.
- **pH > 7:** La solución es **básica** o **alcalina**. Esto implica una mayor concentración de iones hidróxido que de hidronio. Un ejemplo es el bicarbonato de sodio, que se usa como antiácido para aliviar la acidez estomacal.



b) Importancia del pH

El pH es una herramienta clave para comprender si una solución es ácida, neutra o básica. Cada número en la escala de pH representa un cambio de diez veces en la concentración de iones hidronio. Por ejemplo, una solución con pH 4 es diez veces más ácida que una con pH 5. La mayoría de las soluciones tienen un pH entre 0 y 14, aunque hay situaciones extremas en las que los valores pueden ser menores o mayores. En Bolivia, el control del pH es fundamental para asegurar que el agua potable sea segura para el consumo humano. Además, en la agricultura, el pH del suelo determina la capacidad de las plantas para absorber nutrientes, lo cual es esencial para cultivos como la quinua.

5. Indicadores ácido - base

Los **indicadores ácido-base** son compuestos que cambian de color según el pH de la solución en la que se encuentran, lo cual facilita la identificación visual del carácter ácido o básico del medio. La mayoría de estos indicadores son ácidos o bases débiles que, al reaccionar con el medio, cambian de forma protonada a desprotonada, lo que genera un cambio de color distintivo. Ejemplos de indicadores incluyen:

- **Fenolftaleína**, incolora en soluciones ácidas y neutras, pero se torna rosa en medios básicos, en un rango de pH de aproximadamente 8.2 a 10. Se utiliza comúnmente en titulaciones para identificar el punto final.
- **Rojo de metilo**, cambia de rojo a amarillo en un rango de pH de 4.2 a 6.3. Es particularmente útil en la monitorización de procesos de fermentación y otras aplicaciones donde es necesario un control preciso de la acidez.

Fenolftaleína



VALORACIÓN

La importancia de los catalizadores ácido-base.

Los catalizadores ácido-base son sustancias que pueden donar o aceptar protones (H^+), permitiendo acelerar o modificar el curso de una reacción química. Se utilizan en muchos campos de la química, como la química orgánica, la bioquímica, la química ambiental y la industria química. Estos catalizadores son fundamentales para la producción de combustibles, plásticos, medicamentos y fertilizantes. Además, juegan un papel clave en la degradación de contaminantes y la generación de energía renovable.

Desde la perspectiva termodinámica, los catalizadores ácido-base alteran la energía de una reacción, favoreciendo su ocurrencia espontánea. En términos de cinética, reducen la energía de activación, aumentando la velocidad de la reacción y su eficiencia. También afectan la vía de reacción y la calidad del producto, mejorando la especificidad y reduciendo residuos, lo cual hace los procesos más sostenibles.



Los catalizadores ácido base se utilizan desde fertilizantes hasta la industria farmacéutica

Actividad

Investigamos y respondemos las siguientes preguntas:

- Identifiquemos cómo los catalizadores ácido-base se usan en procesos de la vida diaria, como la digestión o la producción de productos de limpieza. ¿Podemos encontrar un ejemplo de uso en la industria de Bolivia?
- Reflexionemos sobre cómo la reducción de residuos en las reacciones químicas beneficia al medio ambiente y a nuestra comunidad. ¿Por qué es importante?
- Discutamos en grupo cómo podríamos usar catalizadores en proyectos escolares o comunitarios para mejorar procesos como el compostaje o el tratamiento de aguas.

Equilibrio químico y desplazamiento hacia la izquierda



Determinamos la cantidad de una base fuerte (NaOH) necesaria para neutralizar un ácido (HCl o vinagre), utilizando un indicador que nos mostrará el punto de neutralización.

Reactivos	Materiales
<ul style="list-style-type: none"> - Solución de ácido clorhídrico (HCl) 0.5 M (si no hay HCl, usaremos vinagre) - Solución de hidróxido de sodio (NaOH) o soda cáustica diluida \cong 1 g - Indicador: Fenolftaleína o jugo de repollo morado (indicador opcional) 	<ul style="list-style-type: none"> - Matraz Erlenmeyer (o vaso de precipitados) - Bureta con soporte y pinza (o jeringa graduada) - Pipeta (o cucharadita medidora)



Valoración ácido – base e instrumentos

Procedimiento:

- **Preparamos la base:** Disolvemos 1 g de hidróxido de sodio o soda cáustica (NaOH) en 50 ml de agua. Revolvemos con cuidado y dejamos enfriar.
- **Preparamos el ácido:** En otro frasco, colocamos 10 ml de **vinagre** o **HCl**. Si usamos vinagre, no es necesario medir la concentración, pero si usamos HCl, será de 0.5 M. Añadimos 3 gotas de **fenolftaleína** o un poco de **jugo de repollo morado** como indicador.
- **Preparamos la bureta:** Llenamos una bureta o jeringa con la solución de **NaOH**. La colocamos sobre el frasco que tiene el vinagre o ácido.
- **Titulamos:** Abrimos la bureta o presionamos lentamente la jeringa para añadir la base **gota a gota** al frasco con el vinagre o ácido, mientras lo agitamos suavemente. Continuamos hasta que el **color del indicador cambie** (fenolftaleína se vuelve rosada).
- **Registramos los datos:** Cuando el color cambie, dejamos de añadir NaOH y **anotamos el volumen** de base utilizado para neutralizar el ácido.

Informe de la práctica

Resultados:

Llenamos la siguiente tabla con los datos obtenidos:

Reactivo usado	Volumen de ácido (ml)	Concentración de ácido	Volumen de NaOH usado (mL)	Concentración de NaOH (M)
Vinagre o HCl	10 ml	5% (vinagre) o 0,5 M (HCl)	_____ mL	1 M

Cálculos:

Calculamos cuántos moles de base (NaOH) se usaron para neutralizar el ácido:

- **Fórmula:**

$$\text{Moles de NaOH} = \text{Volumen de NaOH (L)} \times \text{Concentración de NaOH (M)}$$

- **Ejemplo:**

Si usamos **25 ml** (0.025 L) de NaOH con concentración 1 M:

$$\text{Moles de NaOH} = 0.025\text{L} \times 1\text{M} = 0,025\text{mol de NaOH}$$

Estos 0,025 mol NaOH neutralizan 0,025 mol de HCl.

Realizamos la siguiente actividad: informe de laboratorio.

- **Introducción:** explicamos el objetivo de la titulación.
- **Materiales y procedimiento:** detallamos lo utilizado y los pasos.
- **Resultados y cálculos:** registramos los volúmenes usados y realizamos cálculos de concentración.
- **Conclusión:** resumimos lo aprendido.

BIBLIOGRAFÍA

ÁREA: QUÍMICA

- Atkins, P., & Jones, L. (2012). *Principios de química: Los caminos del descubrimiento* (5ª ed.). Ed. Médica Panamericana.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., Stoltzfus, M. W., & Lufaso, M. W. (2014). *Química: La ciencia central* (12ª ed.). Pearson Educación.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017). *Química* (12ª ed.). McGraw-Hill Interamericana Editores.
- Ibarz, A. J. (1976). *Problemas de química general* (2ª ed.). Editorial Marín.
- Ministerio de Educación. (2023). Subsistema de educación regular. Educación secundaria comunitaria productiva. "Texto de aprendizaje". 5to. Año. La Paz, Bolivia.
- Ministerio de Educación. (2024). Subsistema de educación regular. Educación secundaria comunitaria productiva. "Texto de aprendizaje". 5to. Año. La Paz, Bolivia.
- Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). *Química general* (11ª ed.). Pearson Educación.
- Rosenberg, J. L., & Epstein, L. M. (1995). *Química General*. McGraw-Hill.
- Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2013). *Química analítica: Principios y técnicas* (8ª ed.). Cengage Learning.
- Whitten, K. W., Davis, R. E., Peck, M. L., & Stanley, G. G. (2015). *Química* (10ª ed.). Cengage Learning.

Equipo de redactores del texto de aprendizaje del **5 TO AÑO DE ESCOLARIDAD** de Educación Secundaria Comunitaria Productiva.

PRIMER TRIMESTRE

Biología - Geografía

Judith Banegas Peña

Lengua Castellana

Luz Marina Mollo Yupanqui

Ciencias Sociales

Luis Alberto Serrano Ayala

Matemática

Edwin Noel Escalante Loayza

SEGUNDO TRIMESTRE

Biología - Geografía

Melizza Fuentes Vera

Lengua Castellana

Lilian Paulina Peñas Aldana

Ciencias Sociales

Juan Alfredo Marquez Suaznabar

Matemática

Edwin Noel Escalante Loayza

TERCER TRIMESTRE

Biología - Geografía

Melizza Fuentes Vera

Ciencias Sociales

Juan Alfredo Marquez Suaznabar

Matemática

Edwin Noel Escalante Loayza

Química

Jonathan Vино Varias



minedu.gob.bo



[@minedubol](https://twitter.com/minedubol)



[minedu_bol](https://www.youtube.com/minedu_bol)