



ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

5

SECUNDARIA

TEXTOS DE APRENDIZAJE 2023 - 2024



SECUNDARIA COMUNITARIA PRODUCTIVA
ÁREA CIENCIAS NATURALES

QUÍMICA

SUBSISTEMA DE EDUCACIÓN REGULAR



Compendio para maestras y maestros - textos de aprendizaje 2023 - 2024
Educación secundaria comunitaria productiva
Documento oficial - 2023

Edgar Pary Chambi
MINISTRO DE EDUCACIÓN

Bartolomé Puma Velásquez
VICEMINISTRO DE EDUCACIÓN REGULAR

María Salomé Mamani Quispe
DIRECTORA GENERAL DE EDUCACIÓN SECUNDARIA

Equipo de redacción
Dirección General de Educación Secundaria

Coordinación general
Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

Índice

PRESENTACIÓN	1
CONOCE TU TEXTO	2

VIDA, TIERRA Y TERRITORIO



Ciencias Naturales: Química

Quinto año

Estequiometría: leyes gravimétricas.....	83
El estado gaseoso. Leyes volumétricas en la madre tierra.....	90
Soluciones de uso cotidiano	96
Soluciones de uso cotidiano	106
Cinética y equilibrio químico en procesos productivos.....	112
Cinética y equilibrio químico en procesos productivos.....	116



PRESENTACIÓN

Estimadas maestras y maestros, el fortalecimiento de la calidad educativa es una de nuestras metas comunes que, como Estado y sociedad, nos hemos propuesto impulsar de manera integral para contribuir en la transformación social y el desarrollo de nuestro país. En este sentido, una de las acciones que vienen siendo impulsadas desde la gestión 2021, como política educativa, es la entrega de textos de aprendizaje a las y los estudiantes del Subsistema de Educación Regular, medida que, a partir de esta gestión, acompañamos con recursos de apoyo pedagógico para todas las maestras y maestros del Sistema Educativo Plurinacional.

El texto de apoyo pedagógico, que presentamos en esta oportunidad, es una edición especial proveniente de los textos de aprendizaje oficiales. Estos textos, pensados inicialmente para las y los estudiantes, han sido ordenados por Áreas de Saberes y Conocimientos, manteniendo la organización y compaginación original de los textos de aprendizaje. Esta organización y secuencia permitirá a cada maestra y maestro, tener en un mismo texto todos los contenidos del Área, organizados por año de escolaridad, sin perder la referencia de los números de página que las y los estudiantes tienen en sus textos de aprendizaje.

Este recurso de apoyo pedagógico también tiene el propósito de acompañar la implementación del currículo actualizado, recalcando que los contenidos, actividades y orientaciones que se describen en este texto de apoyo, pueden ser complementados y fortalecidos con la experiencia de cada maestra y maestro, además de otras fuentes de consulta que aporten en la formación de las y los estudiantes.

Esperamos que esta versión de los textos de aprendizaje, organizados por área, sea un aporte a la labor docente.

Edgar Pary Chambi
MINISTRO DE EDUCACIÓN

CONOCE TU TEXTO

En la organización de los contenidos encontraremos la siguiente iconografía:



Glosario

Aprendemos palabras y expresiones poco comunes y difíciles de comprender, dando uno o más significados y ejemplos. Su finalidad radica en que la o el lector comprenda algunos términos usados en la lectura del texto, además de ampliar el léxico.

Glosario

Investiga

Somos invitados a profundizar o ampliar un contenido a partir de la exploración de definiciones, conceptos, teorías u otros, además de clasificar y caracterizar el objeto de investigación, a través de fuentes primarias y secundarias. Su objetivo es generar conocimiento en las diferentes áreas, promoviendo habilidades de investigación.



Investiga



¿Sabías que...?

Nos muestra información novedosa, relevante e interesante, sobre aspectos relacionados al contenido a través de la curiosidad, fomentando el desarrollo de nuestras habilidades investigativas y de apropiación de contenidos. Tiene el propósito de promover la investigación por cuenta propia.

¿Sabías que...?

Noticiencia

Nos permite conocer información actual, veraz y relevante sobre acontecimientos relacionados con las ciencias exactas como la Física, Química, Matemática, Biología, Ciencias Naturales y Técnica Tecnológica General. Tiene la finalidad de acercarnos a la lectura de noticias, artículos, ensayos e investigaciones de carácter científico y tecnológico.



Noticiencia



Escanea el QR



Para ampliar el contenido

Es un QR que nos invita a conocer temáticas complementarias a los contenidos desarrollados, puedes encontrar videos, audios, imágenes y otros. Corresponde a maestras y maestros motivar al estudio del contenido vinculado al QR; de lo contrario, debe explicar y profundizar el tema a fin de no omitir tal contenido.

Aprende haciendo

Nos invita a realizar actividades de experimentación, experiencia y contacto con el entorno social en el que nos desenvolvemos, desde el aula, casa u otro espacio, en las diferentes áreas de saberes y conocimientos. Su objetivo es consolidar la información desarrollada a través de acciones prácticas.



Aprende haciendo



Desafío

Nos motiva a realizar actividades mediante habilidades y estrategias propias, bajo consignas concretas y precisas. Su objetivo es fomentar la autonomía y la disciplina personal.

Desafío

Realicemos el taller práctico para el fortalecimiento de la lecto escritura.



¡Taller de Ortografía!



¡Taller de Caligrafía!



¡Razonamiento Verbal!

5

SECUNDARIA

ÁREA
CIENCIAS NATURALES
QUÍMICA





VIDA, TIERRA Y TERRITORIO

Química

ESTEQUIOMETRÍA: LEYES GRAVIMÉTRICAS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

¿La masa se conserva?

Recursos materiales

REACTIVOS	MATERIALES
• Bicarbonato de sodio (polvo de hornear) 30 g. • Ácido acético (Vinagre) 200 ml. • Una botella 1 litro de capacidad.	• Un globo. • Balanza. • Embudo.

Procedimiento

- Pesamos la botella, añadir el vinagre y registrar el peso.
- Registramos el peso del bicarbonato de sodio, con la ayuda del embudo colocar el bicarbonato de sodio dentro del globo y volver a pesar.
- Colocamos el globo en la boquilla de la botella sin dejar caer todavía el bicarbonato de sodio y asegurarlo muy bien.
- Dejamos caer el bicarbonato en la botella y observar la reacción entre ácido acético y bicarbonato de sodio.



Aprende haciendo

En tu cuaderno comienza por realizar una descripción, registra lo observado y con la ayuda de tu maestro responde a las preguntas.

Resultados

Antes de la reacción:

Material	Masa inicial
Botella	
Vinagre	
Bicarbonato de sodio	
Globo	
MASA INICIAL TOTAL	

Después de la reacción:

Material	Masa final
Botella + vinagre + bicarbonato + globo	
MASA FINAL TOTAL	

Realicemos y respondemos las preguntas planteadas:

- Realiza la comparación entre las masas, antes y después de la reacción.
- ¿Por qué las masas son aproximadamente iguales antes y después de la reacción?
- Analiza los resultados ¿Qué sucede en la reacción química?



¡CONTINUEMOS CON LA TEORÍA!

La estequiometría, “es la aplicación de los conocimientos matemáticos, físicos y químicos en torno a una reacción química”, pone en evidencia la importancia del conocimiento de las leyes que rigen el comportamiento de una reacción química.

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

“En toda reacción química, la suma de las masas de las sustancias que reaccionan siempre es igual a la suma de las masas de las sustancias producidas”.

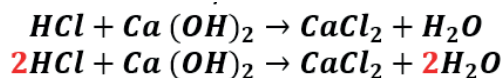
También podemos expresarlo así: **“La masa no se crea ni se destruye, solamente se transforma”**

Problema 1

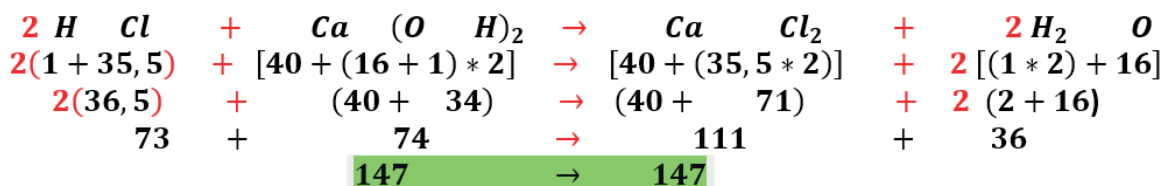
En la siguiente reacción, demuestre la ley de la conservación de la materia; el ácido clorhídrico reacciona con hidróxido de calcio para producir cloruro de calcio y agua.

Solución: Para resolver el problema seguimos los pasos siguientes:

- Escribimos la ecuación y la balanceamos.



- Calculamos los pesos moleculares de los reactivos y los productos y procedemos a sumar la masa de los reactivos, que deberá ser igual a la suma de las masas de los productos.



La suma de la masa de los reactivos = La suma de la masa de los productos



Noticiencia

El cloruro del calcio (CaCl_2) es una sustancia que sirve en el tratamiento de aguas residuales, efluentes, pasta de papel y hasta la fabricación de plásticos.

2. Pureza de los reactivos

Cuando se efectúa una reacción química, los sustratos o materias primas (reactivos) utilizadas en laboratorio y especialmente en la industria no son puros, porque tienen trazas de otras sustancias, denominadas impurezas. En los cálculos estequiométricos es necesario calcular la cantidad de reactivo puro; porque en todas las reacciones químicas las sustancias que intervienen no son completamente puras y las impurezas no reaccionan o producen interferencias. La relación matemática que se puede establecer para conocer el porcentaje de pureza de un reactivo se determina así:

$$\% \text{Pureza} = \frac{\text{masa de sustancia pura}}{\text{masa de sustancia total}} \times 100\%$$

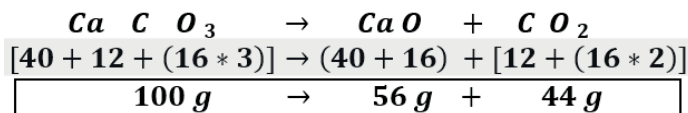
Problema 2

la siguiente reacción: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ ¿Cuántos gramos de óxido de calcio pueden obtenerse por calentamiento de 4050 g de mineral que contiene 93 % de pureza de carbonato de calcio?

Solución: Para resolver el problema seguimos los pasos siguientes:

1. Igualar la ecuación química y con la ayuda de los pesos atómicos de cada elemento encontraremos los pesos moleculares y con ello la relación estequiométrica:

2.



3. Por factores de conversión, con relación estequiométrica, determinamos la masa de óxido de calcio que se puede obtener cuando el mineral (reactivo) no es puro. Además, consideramos el porcentaje de pureza 93% (93g de CaCO_3 en 100g de mineral)

$$4050 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ IMPURO} \cdot \frac{93 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ PURO}}{100 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ IMPURO}} \cdot \frac{56 \text{ g } \text{CaO}}{100 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ PURO}} = \underline{2109,24 \text{ g } \text{CaO}}$$

3. Rendimiento de la reacción

Toda reacción o proceso químico implica vencer determinados obstáculos para llegar satisfactoriamente a los productos deseados. Este aspecto lleva a establecer el concepto de Rendimiento y el mismo podemos definirlo como: “La cantidad total de producto obtenido respecto de la cantidad teórica calculada”.

Para determinar estas cantidades es necesario definir:

- **Rendimiento teórico:** es la masa total posible de producto que se obtiene partir de una masa de reactivo limitante en una ecuación ajustada.

- **Rendimiento experimental:** obtenida por medición directa o indirecta, de un producto que se obtiene en la experiencia práctica.
- **Rendimiento porcentual (%R):** la relación matemática que se puede establecer para determinar el rendimiento de una reacción química, se expresa de la siguiente manera:

$$\%R = \frac{\text{Rendimiento Experimental}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100\%$$

3.1. Ley de proporciones definidas (Proust)

“Cuando dos o más sustancias se combinan siempre lo hacen en proporciones fijas, definidas e invariables, el excedente no pasa a formar parte de la reacción”. También podemos expresarlo así:

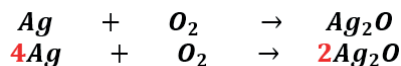
“Una sustancia pura, cualquiera que sea su origen, presenta siempre la misma composición porcentual en masa”

Problema 3

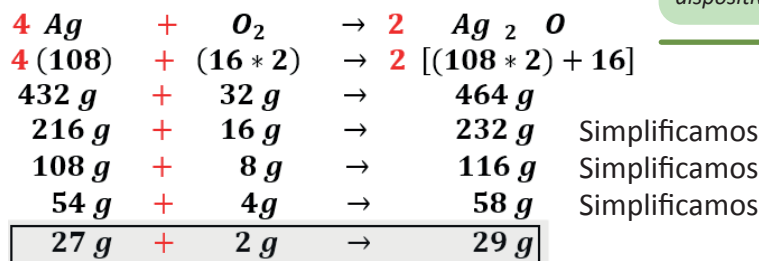
- ¿Cuál es la proporción de peso fija y constante con qué se combinan la plata y el oxígeno para formar el óxido argéntico? (óxido de plata).
- ¿Cuál es la composición porcentual fija?

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.



Noticiencia

El óxido de plata se usa en las baterías de óxido de plata, en relojes, calculadoras y dispositivos médicos.

- En la sustancia del óxido argéntico (Ag_2O) la proporción constante (K) de pesos en números enteros de oxígeno a plata es siempre:

$$K = \frac{\text{masa de plata}}{\text{masa de oxígeno}} = \frac{27 \text{ g}}{2 \text{ g}}$$

Es decir, de 2 a 27 (2 : 27)

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

Porcentaje de plata:

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

Porcentaje de oxígeno:

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

4. Reactivo limitante y sobrante (exceso)

4.1. Reactivo limitante

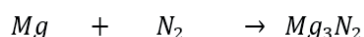
Se define como reactivo limitante “a toda sustancia que se consume por completo en una reacción química”.

4.2. Reactivo en exceso

Se define como reactivo sobrante “a toda sustancia que no se consume por completo en una reacción química y la cantidad remanente, se denomina reactivo sobrante o en exceso y esta permanece inalterable en el transcurso de la reacción”.

Problema 4

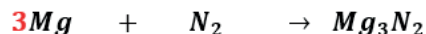
Si se hace reaccionar 100 g de magnesio con 100 g de nitrógeno para producir nitruro de magnesio mediante la siguiente reacción:



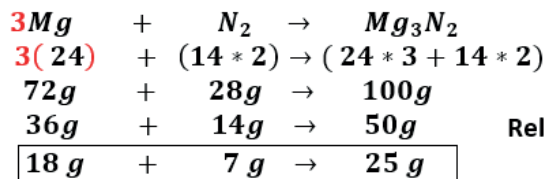
- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- ¿Cuál es la cantidad de nitruro de magnesio que se forma?
- ¿Cuál es la cantidad de reactivo en exceso que no participa de la reacción?

Solución: Para resolver el problema seguimos los pasos:

1. Escribimos la ecuación y la balanceamos.



2. Calculamos los pesos moleculares de los reactivos y los productos y procedemos a sumar la masa de los reactivos, que deberá ser igual a la suma de las masas de los productos.



Relación estequiométrica masa - masa

3. Identifiquemos el reactivo limitante y reactivo sobrante y divide el peso de los reactantes (dato del problema) con el peso estequiométrico de la relación de cada uno de ellos. El reactivo que obtenga un menor resultado es el reactivo limitante y el mayor resultado es el reactivo en exceso.

a) $Mg = \frac{100g}{72g} = 1,38 \text{ (menor)}$

Mg = Reactivo limitante

$N_2 = \frac{100g}{28g} = 3,57 \text{ (mayor)}$

N₂ = Reactivo en exceso

b) Para determinar la cantidad de nitrato de magnesio que se forma, tomamos como base de cálculo el dato del reactivo limitante.

$$100g Mg \cdot \frac{25g Mg_3N_2}{18g Mg} = 138,8g Mg_3N_2$$

c) Para determinar la cantidad de reactivo sobrante se debe determinar cuánto de nitrógeno reaccionó.

$$100g Mg \cdot \frac{7g N}{18g Mg} = 38,8g N_2$$

$$\text{Exceso de } N_2 = \text{masa total de } N_2 - \text{masa de } N_2 \text{ que reacciona}$$

$$\text{Exceso de } N_2 = 100g N_2 - 38,8g N_2$$

$$\text{Exceso de } N_2 = 61,2g N_2$$

5. Composición centesimal de sustancias

Llamada también “tanto por ciento”, es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto. La masa molecular representa la masa total, es decir el 100% del compuesto.

Problema 5

La producción de carbonato de litio en Bolivia se encuentra en su etapa piloto en la planta de Llipi, ubicada en el sudoeste potosino para la cadena de industrialización del litio; está deberá producir carbonato de litio y sus derivados. Determinar la fórmula porcentual del carbonato de litio Li_2CO_3 .

Solución: Para resolver el problema seguimos los pasos:

a. Calculamos la masa molecular de la sustancia (M): Li_2CO_3 y luego el porcentaje de cada elemento para determinar la composición porcentual.

Li = 6,94 * 2 = 13,88 g
C = 12 * 1 = 12 g
O = 16 * 3 = 48 g
M_{Li₂CO₃} = 73,88 g/mol

Li = $\frac{13,88}{73,88} \cdot 100\% = 18,79\%$
C = $\frac{12}{73,88} \cdot 100\% = 16,24\%$
O = $\frac{48}{73,88} \cdot 100\% = 64,97\%$

$$Li_{18,79\%} C_{16,24\%} O_{64,97\%}$$

6. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares

La fórmula o el nombre de un compuesto nos permiten identificar de qué sustancia o compuesto se trata. Por lo cual la fórmula es la representación escrita de la molécula de un compuesto.

Fórmulas Empíricas (F.E.)

Para determinar las fórmulas empíricas debemos considerar el siguiente procedimiento:

- Dividir el porcentaje de cada elemento por su peso atómico.
- Dividir cada resultado por el menor cociente obtenido.
- Redondear los valores obtenidos en el paso anterior.

El valor redondeado representa el número de átomos de cada elemento, el mismo se escribe como subíndice.



Noticiencia

El nitrato de magnesio, fertilizante soluble en agua, se aplica en método combinado de fertilización e irrigación.



Fórmulas Moleculares (F.M.)

Para determinar la fórmula molecular o verdadera (F.M.) de un compuesto, se debe conocer el peso molecular verdadero, la composición centesimal y las masas atómicas; de ello podemos deducir la fórmula molecular el cual es múltiplo de la fórmula empírica. La fórmula empírica se debe multiplicar por un número (x), donde este número determina con la siguiente relación:

$$x = \frac{\text{masa molecular fórmula verdadera}}{\text{masa molecular fórmula empírica}} = \frac{M_{F.M.}}{M_{F.E.}}$$

$$F.M. = (F.E.)_x$$



x es el subíndice que multiplica a la fórmula empírica (F. E.), para obtener la fórmula molecular (F. M.).

Problema 6

La masa molecular del ácido cítrico es 192,14 g/mol y el compuesto contiene 37,51 % de Carbono; 58,29% de Oxígeno y 4,20% de Hidrógeno. ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido cítrico?

Solución: Para resolver el problema seguimos los pasos:

1. Usar la tabla para determinar la fórmula empírica:

Elemento	Símbolo	A	B	C=A/B	D	E=C/D	Multiplicar por un número para convertir en entero	Número que irá como subíndice
		% Expresado en gramos	Peso atómico	Átomo -gramo	Resultado menor	Resultado		
Carbono	C	37,5	12	3,13	3,13	1	*6	6
Oxígeno	O	58,33	16	3,65	3,13	1,17	*6	7
Hidrógeno	H	4,20	1	4,2	3,13	1,34	*6	8

2. De donde se determina que la formula empírica es : $C_6O_7H_8$

3. Ahora calcular la masa molecular de la formula empírica

Símbolo	Peso atómico	Subíndices	Masa
C	12 g	6	72 g
O	16 g	7	112 g
H	1 g	8	8 g
Masa molecular			192 g/mol



¿Sabías que...?

Ácido cítrico, usado como conservante, antioxidante, acidulante, saborizante de golosinas, gaseosas y hasta en la industria FARMACÉUTICA.

4. Calculamos el número "x", con la ecuación $x = \frac{M_{F.M.}}{M_{F.E.}}$

$$x = \frac{192,12 \frac{g}{mol}}{192 \frac{g}{mol}} = 1,0006 = 1 \quad (C_6O_7H_8)_x \Rightarrow (C_6O_7H_8)_1$$

5. Finalmente, obtenemos la fórmula molecular del ácido cítrico $C_6O_7H_8$

6.1. Ley de las proporciones múltiples (Dalton)

Dalton establece la Ley de las proporciones múltiples que indica que: "Cuando dos elementos se combinan para formar varios compuestos la masa de uno de ellos permanece constante mientras que la masa del otro varía en proporciones múltiples de su masa mínima".

Problema 7

El Hierro y el Oxígeno se combinan para formar dos óxidos. Uno de ellos contiene 70% de hierro y el otro 77,77% de dicho metal. Demuestre que se cumple la ley de las proporciones múltiples y encuentre las fórmulas.

Solución:

1. Determinamos el porcentaje de cada óxido, en cada uno: Fe_xO_y $Fe = \text{Hierro}$ $O = \text{Oxígeno}$

ÓXIDO 1 (Fe_xO_y)			ÓXIDO 2 (Fe_xO_y)		
Fe	70 %	O = 30 %	Fe	77,77 %	O = 22,23 %

2. Hallamos las relaciones de oxígeno y hierro

$$\text{ÓXIDO 1 } (Fe_xO_y) = \frac{O}{Fe} = \frac{30g O}{70g Fe} = 0,428 \frac{g O}{g Fe}$$

$$\text{ÓXIDO 2 } (Fe_xO_y) = \frac{O}{Fe} = \frac{22,23g O}{77,77g Fe} = 0,286 \frac{g O}{g Fe}$$

3. Los resultados obtenidos serán divididos entre el menor de ellos y obtendremos una relación sencilla.

$$\text{ÓXIDO 1 } (Fe_xO_y) = \frac{O}{Fe} = \frac{0,428 O}{0,286 Fe} = 1,5 = \frac{1,5 O}{1 Fe} \left(\frac{2}{2}\right) = \frac{3 O}{2 Fe} = Fe_2O_3$$

$$\text{ÓXIDO 2 } (Fe_xO_y) = \frac{O}{Fe} = \frac{0,286 O}{0,286 Fe} = 1 = \frac{1 O}{1 Fe} = FeO$$

En el primer caso multiplicamos por 2 tanto el numerador como el denominador, para que el *numerador que tenía el valor de 1,5* tenga un valor entero.

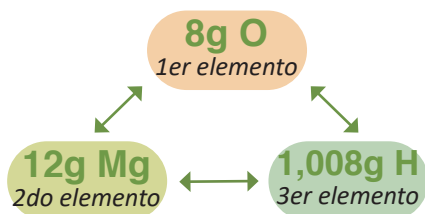
6.2. Ley de las proporciones recíprocas (Richter)

Richter establece la Ley de las proporciones recíprocas, que se puede definir como: “La relación estequiométrica que existe entre las masas de dos elementos que se combinan con un tercer elemento, se mantienen para dar un compuesto diferente”.

Problema 8

Para formar un compuesto reaccionan 8 g de Oxígeno con 12 g Magnesio y para otro compuesto 8 g de Oxígeno se combinan con 1,008 g de hidrógeno. ¿Cuántos gramos de hidrógeno reaccionan con 250 g de magnesio?

Solución: Realizaremos gráficamente las relaciones:



Por factores de conversión determinamos que:

$$250 \text{ g Mg} * \frac{1,008 \text{ g H}}{12 \text{ g Mg}} = 21 \text{ g H}$$

Reaccionan 21 g de H con 250 g Mg

7. Determinación de pesos equivalentes

El peso equivalente – gramo, denominado también equivalente gramo, es “la cantidad de gramos de un elemento en una sustancia que reacciona con la masa fija de otra sustancia considerada como patrón”

Reglas para calcular el peso equivalente

Peso Equivalente de un ELEMENTO	Peso equivalente de un ÓXIDO	Peso equivalente de un HIDRÓXIDO
$1 \text{ eq} - g = \frac{\text{peso atómico}}{\text{Valencia}}$	$1 \text{ eq} - g = \frac{\text{peso molecular}}{\# \text{ de cargas (+) o (-)}}$	$1 \text{ eq} - g = \frac{\text{peso molecular}}{\# \text{ de oxidrilos}}$
Peso equivalente de un ÁCIDO	Peso equivalente de una SAL	Peso equivalente de OXIDANTES y REDUCTORES
$1 \text{ eq} - g = \frac{\text{peso molecular}}{\# \text{ de H acidicos}}$	$1 \text{ eq} - g = \frac{\text{peso molecular}}{\# \text{ de cargas (+) o (-)}}$	$1 \text{ eq} - g = \frac{\text{peso molecular}}{\# \text{ de e}^- \text{ ganados o perdidos}}$

8. Aplicaciones de las leyes estequiométricas en los procesos productivos

La estequiometría principalmente tiene su aplicación la industria química y estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos). Estas relaciones pueden ser:

- Problemas masa–masa
- Problemas mol–mol

- Problemas masa-mol y mol-masa
- Problemas volumen-volumen

- Problemas masa-volumen
- Problemas volumen-masa

Cualquier cálculo estequiométrico que se lleve a cabo, debe hacerse en base a una ecuación química balanceada, para asegurar que el resultado sea correcto.

Problema 9

¿Qué volumen de aire se necesita para la combustión completa de 80 litros de gas butano C_4H_{10} ? Considere que el aire contiene 80% de N_2 y 20% de O_2 en volumen.

Solución:

1. Establecemos la ecuación de combustión del butano.



2. Igualamos la ecuación química y establecer las relaciones molares.



RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA MOL - MOL



Una **garráfa de GLP** es una mezcla de gases, principalmente butano y propano.

3. Establecemos las relaciones en volumen, tomando en cuenta que un gas en *condiciones normales* (Presión = 1atm; Temperatura = 273°K) ocupa un volumen de 22,4 L.



RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA VOL - VOL

4. Resolver por factores de conversión.

$$80 \text{ L C}_4\text{H}_{10} * \frac{291,2 \text{ L O}_2}{44,8 \text{ L C}_4\text{H}_{10}} * \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 2600 \text{ L aire} * \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 2,6 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

5. **La cantidad de aire que se necesita para la combustión completa de butano es de 2,6 m³.**

Problema 10

Según el proceso el sulfuro de zinc reacciona con el oxígeno para producir Zinc y anhídrido sulfúrico:



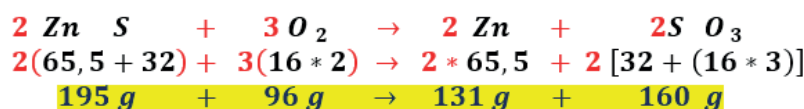
La blenda es un mineral que contiene 50% de pureza de sulfuro de zinc (**ZnS**) ¿Cuántos gramos de blenda se necesita para producir 500 g de anhídrido sulfúrico (**SO₃**) según la reacción indicada? **Zn=65,5 S=32 O=16**

Solución:

1. Establecemos la ecuación de nuestra reacción:



2. Igualamos la ecuación química para establecer las relaciones en masa



3. Resolvemos por factores de conversión, tomando en cuenta que el 50% se traduce también como 50 g de sulfuro de zinc en 100 g de blenda.

$$500 \text{ g S O}_3 * \frac{195 \text{ g Zn S}}{160 \text{ g S O}_3} * \frac{100 \text{ g Blenda}}{50 \text{ g Zn S}} = 1218,75 \text{ g Blenda}$$



Noticiencia

El sulfuro de zinc se usa en la fabricación de latón, galvanizado de hierro, fabricación de pinturas.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Con la estequiometría podemos conocer los cálculos de distintos procesos químicos, puede utilizarse en un laboratorio, en la industria, sector farmacéutico, generalmente para obtener una cantidad de producto sabiendo si es rentable o no y comenzar a preguntarnos cuanta cantidad de reactivos son necesarios para la producción requerida.

También es necesario comprender que la estequiometría se práctica cuando vamos al mercado, cuando preparamos alimentos y pensamos en los ingredientes, definir cuanto de cada ingrediente se colocara para que nos quede bien.

¿Qué sucede si adiciono más de un ingrediente que de otro?

ACTIVIDADES

Reflexionamos y respondemos a las siguientes preguntas en nuestro cuaderno.

- ¿En qué actividades productivas de tu región puedes utilizar la estequiometría?
- ¿Será posible realizar proyectos de producción alimenticia con el uso de la estequiometría? Mencione algunos ejemplos.



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

1. Ahora que conoces el tema de estequiometría, realiza una formulación de fertilizante casero con materia orgánica para aplicarlo en los sembradíos, jardines y otras especies.

2. Utilizando los conocimientos desarrollados, determinar en la reacción de descomposición por acción del calor (termólisis) del clorato de potasio, en cloruro de potasio y oxígeno, $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$

- Qué volumen en litros de oxígeno en condiciones normales, se producirá al descomponer 70g de clorato de potasio.
- Si se quiere obtener 100 g de cloruro de potasio, ¿cuántos gramos de clorato de potasio serán necesarios?
- ¿Cuál es la relación molar de la reacción?



Aprende haciendo

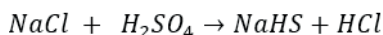
Es hora de trabajar, resuelve en tu cuaderno los siguientes ejercicios.



Desafío

En el entorno en el que te encuentres puedes realizar con tu maestro y compañeros una experiencia productiva.

3. El ácido clorhídrico se produce por la reacción entre el cloruro de sodio y el ácido sulfúrico según la ecuación:



- ¿Cuántos kilogramos de cloruro de sodio son necesarios para reaccionar 50 Kg de ácido sulfúrico?
- ¿Cuántos kilogramos de ácido clorhídrico se producen cuando se utilizan 60 Kg de cloruro de sodio?

4. El óxido de calcio es usado en el tratamiento de aguas residuales, se desea obtener 1500g de óxido de calcio, para esta obtención es necesario calentar carbonato de calcio. ¿Cuántos gramos de este mineral será necesario calentar? La ecuación química es la siguiente: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Laboratorio

Ley de la conservación de la materia como principio fundamental del proceso químico

Objetivo

Comprobar la ley de la conservación de la materia como principio fundamental de la materia a partir de la combustión de magnesio.

Materiales e Insumos ¿Qué necesitamos?

Materiales y Reactivos	Cantidad
Botella	5cm
Vinagre	1
Bicarbonato de sodio	1
Globo	1

Procedimiento ¿Cómo realizamos la experiencia?

- Inicialmente se lleva la cinta de magnesio a la balanza y registramos el peso.
- Con la ayuda del mechero combustionar la cinta sin perder nada de las cenizas que se produzcan y registrar el peso.

Resultados y conclusiones

Considerando la siguiente reacción química:

- ¿Se determinó la ley de la conservación de masa?
- ¿Cuántos moles de **MgO** se producen con 2,5 g de **Mg**?
- ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se producen a partir de la combustión 20 g de magnesio?



Escanea el QR



Ejercicios.



LAB. ESTEQUIOMETRÍA

EL ESTADO GASEOSO. LEYES VOLUMÉTRICAS EN LA MADRE TIERRA



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

¿Cuáles son las variables del estado gaseoso?

Recursos materiales

MATERIALES	REACTIVOS
- Frasco de vidrio donde no pueda entrar el huevo por completo. 2 recipientes.	- Hielo. - Agua caliente. 1 huevo duro (cocido).

Procedimiento

- Pelar el huevo duro con cuidado para no dañarlo.
- Preparar los recipientes una con agua caliente y la otra con hielo.
- Colocar el huevo en la boca del frasco (este no debe entrar por completo).
- Colocar el frasco con el huevo en el agua caliente, el frasco debe sumergirse hasta la mitad por 3 minutos.
- Colocar el mismo frasco con el huevo en el hielo, el frasco debe sumergirse hasta la mitad.



Aprende haciendo

En tu cuaderno comienza por realizar una descripción, registra lo observado y con la ayuda de tu maestro responde a las preguntas.



¡Cuidado con las quemaduras!

- Colocar el mismo frasco con el huevo en el hielo, el frasco debe sumergirse hasta la mitad.

En base a los resultados obtenidos, responder las siguientes preguntas

- ¿Cuándo el frasco se puso en el agua caliente que paso con el huevo?
- ¿Cuándo el frasco se puso en el hielo que paso con el huevo?
- ¿El volumen del aire que estaba en el frasco se mantuvo constante?
- ¿Las temperaturas eran las mismas en los recipientes?
- ¿Te animas a escribir una ecuación de proporcionalidad que indique que pasa con la presión cuando la temperatura aumenta y que sucede con la presión cuando la temperatura disminuye?

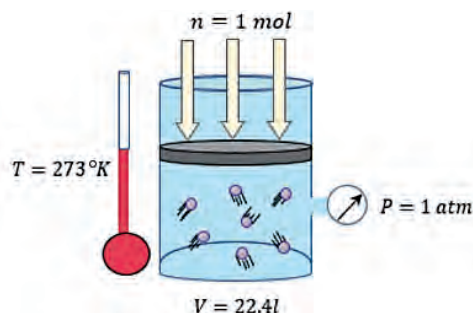


¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

1. Propiedades de los gases

El estado gaseoso de la materia se caracteriza por una separación de sus moléculas, debido al movimiento de estas y resulta que el volumen ocupado por el gas (**V**) depende de la presión (**P**), la temperatura (**T**) y de la cantidad o número de moles (**n**).

- **Compresibilidad.** Se dejan comprimir fácilmente y pueden reducir su volumen, cuando aplicamos una presión.
- **Difusibilidad.** Se difunden, extienden fácilmente al no existir fuerza de atracción intermolecular entre sus partículas, los gases se esparcen de forma espontánea.
- **Dilatación.** Los gases se dilatan pues la energía cinética promedio de sus moléculas es directamente proporcional a la temperatura aplicada.
- **Volumen.** Los gases ocupan completamente el volumen del recipiente que los contiene, pues estos no tienen volumen propio.
- **Forma.** Los gases no tienen forma definida, por lo cual adoptan la forma del recipiente que los contiene.



2. Estudio de las variables

- **Presión (P):** Es la fuerza que actúa en forma uniforme sobre la superficie de las paredes de un recipiente. Las unidades de presión más utilizadas en Química son la atmósfera (atm), los torricelli (torr) o milímetros de mercurio (mmHg).

- **Presión atmosférica (P_{atm}):** es la presión que ejerce el aire atmosférico sobre la tierra.
- **Presión manométrica (P_{man}):** es aquella presión que resulta de la diferencia entre la presión absoluta, real y la presión atmosférica.
- **Presión absoluta (P_{abs}):** es la suma de la presión manométrica y la presión atmosférica.



- **Temperatura (T):** Es una medida de la intensidad del calor que un cuerpo posee. La temperatura para los cálculos de los gases se expresa en kelvin (°K), que corresponde a una escala absoluta de temperatura.
- **Volumen (V):** Es el espacio ocupado por un cuerpo. Su unidad es el litro (L o l).
- **Número de moles (n):** La cantidad de un gas se puede medir en número de moles de sustancia, esta puede calcularse dividiendo la masa del gas entre su masa molecular, antes denominado peso molecular. Su unidad es el [mol].
- **Condiciones normales:** Se dice que un gas está en condiciones normales de Presión y Temperatura "CN" o "CNPT" cuando su temperatura es 0 °C = 273 °K y su presión 1 atm = 760 mmHg. Si la cantidad de gas es 1 mol, el volumen es V_{molar} = 22,4 L (volumen molar).

3. Leyes volumétricas

Las leyes volumétricas se producen constantemente. Por ejemplo: dentro de una garrafa de gas, una gran presión mantiene al gas encerrado; cuando introducimos aire en los pulmones, la caja torácica aumenta su volumen; o al momento de hervir el agua en la caldera, ésta empieza a silbar debido a la presión que ejerce el agua, en estado gaseoso, sobre un dispositivo que genera dicho sonido. Para el estudio del cambio de condiciones de los gases, podemos considerar dos aspectos:

- Condición inicial (1).
- Condición final (2).



LEY BOYLE	LEY CHARLES	LEY GAY – LUSSAC	LEY COMBINADA	ECUACIÓN DE ESTADO
$P_1 V_1 = P_2 V_2$ Proceso isotérmico $T = \text{constante}$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ Proceso isobárico $P = \text{constante}$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ Proceso isocórico $V = \text{constante}$	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ $n = \text{constante}$	$P V = R T n$ R: Constante de los gases ideales
Ley de las presiones parciales (Dalton)	Ley de los volúmenes parciales (Avogadro)	Ley de difusión de los gases (Graham) $M = \text{masa molecular}$ $d = \text{densidad}$	$R = 0,082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}}$ $R = 62,4 \frac{\text{mmHg l}}{\text{K mol}}$ <i>Estos valores se obtienen al despejar R de la Ecuación de Estado y se reemplazan los valores de las condiciones normales C. N.</i>	
$P_T = P_A + P_B + \dots$	$V_T = V_A + V_B + \dots$	$\frac{\sqrt{M_A}}{\sqrt{M_B}} = \frac{\sqrt{d_B}}{\sqrt{d_A}}$		

Problema 11

Una muestra de 6,76 g de un gas ideal ocupa un volumen de 5,04 l a 22 °C y 750 mmHg. ¿Cuál es la masa molecular?

Datos

masa : $m = 6,76 \text{ g}$
 Volumen : $V = 5,04 \text{ l}$
 Temperatura : $T = 22^\circ\text{C} + 273 = 295 \text{ K}$
 Presión: $P = 750 \text{ mmHg}$
 $R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$
 peso molecular $M = ?$

Solución: Planteamos la ecuación de los gases ideales:

$$P V = R T n \quad (1)$$

Planteamos la ecuación de número de moles: $n = \frac{m}{M}$ (2)

Reemplazamos la ecuación (2) en (1) tenemos:

$$M = \frac{R T m}{P V}$$

Reemplazamos datos:

$$M = \frac{62,4 \frac{\text{mmHg l}}{\text{K mol}} (295^\circ\text{K}) 6,76 \text{ g}}{750 \text{ mmHg} (5,04 \text{ l})} = M = 32,92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Problema 12

Una muestra de 6,76 g de un gas ideal ocupa un volumen de 5,04 l a 22 °C y 750 mmHg. ¿Cuál es la masa molecular?

Datos

Volumen $V = 1,36 \text{ L}$
 Temperatura $T = 37^\circ\text{C} + 273 = 310 \text{ K}$
 Presión $P = 580 \text{ mmHg}$
 Constante de los gases ideales $R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$
 Número de moléculas = ¿?

Solución:

1. Con la ayuda de la ecuación de estado, calculamos el número de moles.

$$P V = R T n \quad \text{Despejamos: } n = \frac{P V}{R T}$$

2. Sabemos que $1 \text{ mol } xy = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } xy$ ahora por factores de conversión determinamos la cantidad de moléculas.

Reemplazamos:

$$n = \frac{580 \text{ mmHg} (1,36 \text{ l})}{62,4 \frac{\text{mmHg l}}{\text{K mol}} (310 \text{ K})} = 0,040 \text{ mol}$$

$$0,040 \text{ mol aire} \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol aire}} = 2,4 \cdot 10^{22} \text{ moléculas aire}$$

Problema 13

Un vendedor de globos tiene un recipiente de 30 litros lleno de hidrógeno a la temperatura de 25 °C y sometido a una presión de 8 atm. ¿Cuántos globos de 2 litros, a la presión de 1 atm y a la misma temperatura, podría llenar con todo el hidrógeno del recipiente?.

Datos

Volumen 1: $V_1 = 30 \text{ l}$
 Presión 1: $P_1 = 8 \text{ atm}$
 Temperatura 1: $T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$
 Volumen 2: $V_2 = ?$
 Presión 2: $P_2 = 1 \text{ atm}$
 Temperatura 2: $T_2 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$
 # globos = ?

Entonces la ecuación se simplifica de la siguiente manera:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

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

Reemplazamos los datos en nuestra ecuación:

$$V_2 = \frac{8 \text{ atm } 30 \text{ L}}{1 \text{ atm}} = V_2 = 240 \text{ L}$$

Solución:

Apliquemos la ecuación combinada, porque existen condiciones iniciales y finales:

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

Es importante observar que la temperatura no cambia por lo cual estamos en un proceso isotérmico.

$$T_1 = T_2$$

Ahora calculamos el número de globos, sabiendo que cada globo ocupa un volumen de 2 litros, usando factores de conversión tenemos:

$$240 \text{ l hidrógeno} \frac{\text{globo}}{2 \text{ L}} = 120 \text{ globos}$$

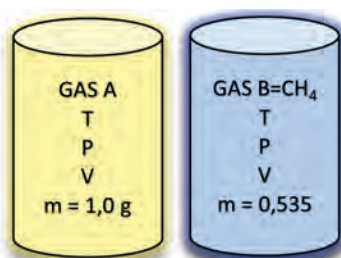
Problema 14

Se calienta 1,226 g de clorato de potasio hasta que este se descompone liberando oxígeno como uno de sus productos. (**Pesos atómicos: K=39; Cl=35,5; O=16**)

Calcular el volumen de oxígeno liberado, en litros y en condiciones normales.

Datos $m_{KClO_3} = 1,226 \text{ g}$ $V_{O_2} = ?$ $T = 25^{\circ}C + 273 = 298 \text{ K}$ $P = 1 \text{ atm}$ $R = 0,082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}}$	Usamos factores de conversión para determinar la masa de oxígeno obtenido para esto usamos la relación estequiométrica $1,226 \text{ g KClO}_3 \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,5 \text{ g KClO}_3} \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0,480 \text{ g O}_2$																				
Solución: Plantear la reacción química e igualar $2 \text{ K Cl O}_3 \rightarrow 2 \text{ K Cl} + 3 \text{ O}_2$ La relación estequiométrica mol-mol es: $2 \text{ mol K Cl O}_3 \rightarrow 2 \text{ mol K Cl} + 3 \text{ mol O}_2$	Ahora planteamos la ecuación de estado de los gases ideales $P V = R T n \quad (1)$ $n = \frac{m}{M} = \frac{0,480 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,015 \text{ mol O}_2 \quad (2)$																				
Calculamos la masa molecular del K Cl O ₃ <table><tr><th>Símbolo</th><th>Masa atómica</th><th>Subíndices</th><th>Masa</th></tr><tr><td>K</td><td>39 g</td><td>1</td><td>39 g</td></tr><tr><td>Cl</td><td>35,5 g</td><td>1</td><td>35.5 g</td></tr><tr><td>O</td><td>16 g</td><td>3</td><td>48 g</td></tr><tr><td colspan="3">Masa molecular</td><td>122,5 g/mol</td></tr></table>	Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa	K	39 g	1	39 g	Cl	35,5 g	1	35.5 g	O	16 g	3	48 g	Masa molecular			122,5 g/mol	De la ecuación de estado despejamos el volumen $V = \frac{R T n}{P} = \frac{0,082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}} (298 \text{ K}) 0,015 \text{ mol}}{1 \text{ atm}} =$ $V = 0,366 \text{ l}$ El volumen de oxígeno liberado en litros y en condiciones normales es de 0,366 l.
Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa																		
K	39 g	1	39 g																		
Cl	35,5 g	1	35.5 g																		
O	16 g	3	48 g																		
Masa molecular			122,5 g/mol																		

Problema 15



Dos recipientes cerrados de igual volumen contienen gases diferentes A y B, los dos gases están a la misma temperatura y presión. La masa del gas A es 1,0 g ; mientras que la del gas B , que es metano es 0,535 g ¿Cuál de los siguientes gases es A? (**masas atómicas: S=32; C= 12 ; O= 16; H=1**)

- a. SO_2 b. SO_3 c. O_3 d. $CH_3 - CH_3$ e. $CH_3 - OH$

La Ley de Avogadro nos dice que dos gases medidos en idénticas condiciones de Presión y Temperatura que ocupan el mismo volumen también están constituidos por el mismo número de moléculas.

Planteamos las ecuaciones:

$$\text{moles de } A = \text{moles de } CH_4$$

$$n_A = n_{CH_4}$$

Sabemos que:

$$\frac{m_A}{\bar{M}_A} = \frac{m_{CH_4}}{\bar{M}_{CH_4}}$$

Calculamos la masa molecular del metano:

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
C	12 g	1	12 g
H	1 g	4	4 g
Masa molecular			16 g/mol

Reemplazamos todos los datos en la ecuación anterior:

$$\frac{1 \text{ g}}{\bar{M}_A} = \frac{0,535 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}}$$

$$\bar{M}_A = \frac{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,535 \text{ g}} \cdot 1 \text{ g}$$

$$\bar{M}_A = 30 \text{ g/mol}$$

Según las opciones de compuestos que nos dan a elegir, entonces calculamos sus masas moleculares:

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
S	32 g	1	32 g
O	16 g	2	32 g
Masa molecular SO_2			64 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
S	32 g	1	32 g
O	16 g	3	48 g
Masa molecular SO_3			80 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
C	12 g	2	24 g
H	1 g	6	6 g
Masa molecular $CH_3 - CH_3$			30 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
O	16 g	3	48 g
Masa molecular O_3			48 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
C	12 g	1	12 g
H	1 g	4	4 g
O	16 g	1	16 g
Masa molecular CH_3-OH			80 g/mol

Según los resultados obtenidos y el cálculo de masas moleculares, vemos que el etano CH_3-CH_3 lleva el peso molecular de **30 g/mol**, entonces ese es el gas que se encuentra en el recipiente A.

Problema 16

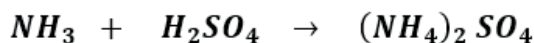
Se tiene un recipiente de volumen variable que inicialmente presente un volumen de 500 mL y contiene 34 g de amoníaco. ¿Cuál será el volumen final del recipiente cuando se introducen 68 g de amoníaco, manteniendo constante la presión y temperatura? (**masas atómicas: H = 1; N=14**).

Datos.- $m_1 NH_3 = 34 g$ $V_1 = 500 cm^3$ $V_2 = ?$ $m_2 NH_3 = 68 g + 34 g$ $m_2 NH_3 = 102 g$ $T_1 = T_2$ $P_1 = P_2$ Planteamos la ecuación de estado en ambas condiciones: $\frac{P_1 V_1}{R T_1 n_1} = \frac{P_2 V_2}{R T_2 n_2}$	Como las condiciones de presión y temperatura son iguales, entonces tenemos la ecuación que nos ayudara a determinar el volumen final: $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1}{n_1} n_2$ $V_2 = \frac{V_1}{\frac{m_1 NH_3}{M_{NH_3}}} \frac{m_2 NH_3}{M_{NH_3}}$ Simplificamos: $V_2 = V_1 \frac{m_2 NH_3}{m_1 NH_3}$ Reemplazamos los valores y determinamos el volumen: $V_2 = 500 mL \frac{102 g}{34 g}$ $V_2 = 1500 mL$
---	---

4. Estequiometría de gases

Problema 17

El sulfato de amonio $(NH_4)_2SO_4$, fertilizante utilizado en agricultura, este se puede obtener por la reacción del amoníaco (NH_3) con ácido sulfúrico (H_2SO_4) , de acuerdo con la siguiente ecuación:

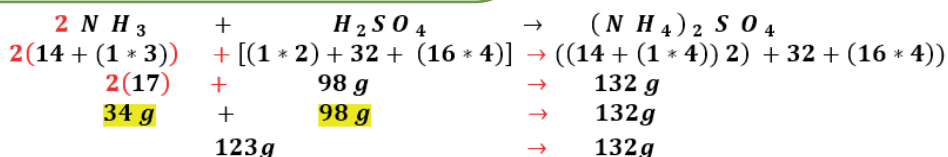


Calcular el volumen de amoníaco a 20 °C y 25 atm de presión, condiciones necesarias para que reaccione con 70 Kg de ácido sulfúrico.

Datos	
Volumen	$V = ?$
Temperatura	$T = 20^\circ C + 273 = 293 K$
Presión	$P = 25 atm$
Constante de los gases ideales	$R = 0.082 \frac{atm \cdot l}{K \cdot mol}$

Solución:

1. Como se tiene la ecuación química, esta se debe balancear y establecer las relaciones estequiométricas en este caso masa-masa.



2. Por factores de conversión obtenemos la cantidad de amoníaco (NH_3) si se dispone de 70 Kg de ácido sulfúrico (H_2SO_4)

$$70 Kg H_2SO_4 \frac{1000 g H_2SO_4}{1 Kg H_2SO_4} \frac{34 g NH_3}{98 g H_2SO_4} = 24285,7 g NH_3$$

3. Con la ayuda de la ecuación de estado vemos que tenemos que calcular el número de moles de amoníaco y finalmente el volumen.

$$n = \frac{m_{NH_3}}{M_{NH_3}} = \frac{24285,7 g}{17 g/mol} = 1428,57 mol NH_3$$

$$P V = R T n \Rightarrow V = \frac{R T n}{P} = \frac{0.082 \frac{atm \cdot l}{K \cdot mol} (293 K) 1428,57 mol NH_3}{25 atm} = 1372,9 l NH_3$$



¿Sabías que...?

El sulfato de amonio es una fuente con gran cantidad de azufre como sulfato y nitrógeno es ideal para cultivos de trigo y maíz, los nutrientes son rápidamente absorbidos por la planta.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Una gran cantidad de reacciones químicas ocurren cuando la materia se encuentra en estado gaseoso como en el caso del agua, donde el oxígeno e hidrógeno se combinan.

La contaminación atmosférica causa daños a la salud, infecciones respiratorias agudas, asma, alergias al polvo, disminución de la función pulmonar, estrés; por lo que debemos cuidar nuestra atmósfera.



ACTIVIDADES

Reflexionemos:

- ¿Dónde se puede ver la utilidad de los gases en la vida diaria y en la Madre Tierra?
- ¿Cuáles son los beneficios y perjuicios que ocasionan los gases en nuestra vida y en la Madre tierra?
- ¿Cómo se utiliza el GNV y el GLP y cuál es la importancia en la economía de nuestro país?
- ¿De qué manera se aplican las leyes de los gases en nuestra vida diaria?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Aprende haciendo

Es hora de trabajar, resuelve en tu cuaderno los siguientes ejercicios.

- Ahora que conocemos el tema de gases, escribimos sobre la importancia de las plantas de gas de Bolivia.
- Construye el manómetro de Torricelli con agua y mide la presión atmosférica de tu región.
- El aire que se encuentra en las llantas de un carro se encuentra a una presión de 2 atm y a una temperatura de 20 °C, suponiendo que no existe variación en el volumen de las llantas. ¿Cuál será la presión del aire en las llantas si la temperatura aumenta a 35 °C?
- Averigua la presión atmosférica promedio de los nueve departamentos de nuestro país.
- Se desea inflar globos con helio cada uno de 5 litros de capacidad, se dispone de un recipiente que contiene 250 litros de gas helio a una temperatura de 25 °C a una presión de 5 atm.
 - ¿Cuántos globos se podrán inflar a una temperatura de 19 °C, en la ciudad de La Paz?
 - ¿Cuántos globos se podrán inflar a una temperatura de 30 °C, en la ciudad de Santa Cruz?
 - ¿Cuántos globos se podrán inflar a una temperatura de 27 °C, en la ciudad de Cochabamba?
 - ¿Cuántos globos se podrán inflar a la temperatura de tu región, tomando en cuenta la presión atmosférica en la ciudad donde te encuentras?
- Un tanque de 60,0 L de cloro gaseoso a 27 °C y 125 atmósferas produce una fuga. Cuando se descubrió la fuga, la presión se redujo a 50 atm. ¿Cuántos moles de cloro gaseoso escaparon?.
- Se confinan 4 moles de nitrógeno gaseoso en un recipiente de 6,0L a 177 °C y 12,0 atm. Si se permite que el recipiente se expanda isotérmicamente (temperatura constante) a 36,0L, ¿Cuál sería la presión final?.



Escanea el QR



Efecto invernadero

Laboratorio

Determinación de la ley Boyle, Gay-Lussac

Objetivo

Comprobar con material sencillo y fácil de conseguir las leyes de Boyle y Gay-Lussac, que rigen el comportamiento de los gases.

Materiales e Insumos ¿Qué necesitamos?

Botella plástica pequeña de 250 ml aprox.	Un pedazo de hilo.
2 globos pequeños (o globos grandes).	Dos jarras.
500 ml de agua caliente y 500 ml de agua fría.	Paño para limpieza.



Ley de Boyle

Inflar uno de los globos, un poco más grande que la boca de la botella, y atar el pedazo de hilo al globo, seguidamente presionar un poco la botella y colocar en la boca de la botella a manera de tapón, luego, con la mano, aplicar mucha presión de manera rápida.

Resultados y conclusiones

Recordemos que esta Ley indica que, a temperatura constante la presión ejercida sobre un gas es inversa al volumen que ocupa. Dicho de otra forma; si disminuimos el volumen del recipiente que contiene un gas, la presión aumenta y el globo saldrá disparado.

Ley de Gay Lussac

Utilizamos un globo que colocamos en la boquilla de una botella, como si fuera tapón; seguidamente echamos agua caliente en una jarra y, luego, introducimos la botella con el globo en la jarra con agua caliente, no la presionamos.

Resultados y conclusiones

La Ley de Gay Lussac nos indica que; a volumen constante, la presión de un gas aumenta proporcionalmente a su temperatura, en este caso, el volumen de la botella no cambia, lo que si aumenta es la temperatura del gas cuando se lo coloca dentro de la jarra con agua caliente, al aumentar su temperatura, también aumenta la presión que ejerce el gas sobre las paredes del recipiente, y como un fluido transmite la misma presión en todas las direcciones, entonces, el globo sale “disparado” de la botella.

**Desafío**

En el entorno en el que te encuentres puedes realizar con tu maestro y compañeros una experiencia productiva.

- Aplicación de los estados de los gases en la vida.
- Investigación de la contaminación del medio ambiente por gases.
- Determinación de electrólisis del agua con materiales del contexto.

**Escanea el QR**

Ejercicios

**Escanea el QR**

Leyes gases

SOLUCIONES DE USO COTIDIANO

**¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!****Aprende haciendo**

En tu cuaderno comienza por realizar una descripción de la práctica, registra lo observado y con la ayuda de tu maestro responde a las preguntas.

Comencemos desde la práctica para entender de las soluciones, para nuestra experiencia necesitaremos lo siguiente:

Recursos materiales

MATERIALES	REACTIVOS
• 4 vasos de vidrio o plásticos transparentes. • Una cucharilla. • Marcador de agua.	• Agua. • Cloruro de sodio (sal de mesa). • Paño para la limpieza.

Procedimiento

- Llenar a la mitad con agua los cuatro vasos y enumerarlos.
- Seguidamente introducir una cierta cantidad de sal, sin remover a cada vaso.
- 1ro. Media cucharilla de sal.
- 2do. Una cucharilla de sal (doble que la cantidad que el primero).
- 3ro. Dos cucharillas de sal (doble que la cantidad que el segundo).
- 4to. Cuatro cucharillas de sal (doble que la cantidad que el tercero).
- Remover la sal en cada vaso por 20 segundos. ¡Espera que suceda la magia!
- Después de dos minutos observa que paso en cada vaso.



En base a los resultados obtenidos, respondemos en nuestro cuaderno las siguientes preguntas:

- ¿Qué diferencia hay entre el primer y cuarto vaso?
- ¿Por qué en el cuarto vaso existe un precipitado en el fondo?
- ¿Qué paso con la sal en el primer vaso?
- ¿Qué diferencia hay entre el segundo y tercer vaso?



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

1. Soluciones y sus características

Una solución presenta las siguientes características:

- Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias en la que no se puede distinguir las sustancias originales; pero son separables físicamente por lo que no tienen lugar una reacción química.
- Existe en la solución un soluto y un disolvente en proporción variable.
- En cuanto a sus propiedades químicas soluto y solvente no se alteran
- Existen soluciones iónicas que forman aniones y cationes, disueltos en agua, las cuales conducen la corriente eléctrica.
- Existen soluciones moleculares donde el soluto no se ioniza y no conducen la corriente eléctrica.



2. Clasificación de las soluciones

2.1. Según el estado físico del disolvente

Soluciones sólidas: Como ejemplos se pueden mencionar aleaciones, amalgamas y ocluidos.

Soluciones líquidas: Soluciones como las sales y ácidos disueltos en agua.

Soluciones gaseosas: Ejemplos simples son el vapor de agua, oxígeno y nitrógeno en el aire.

2.2. Según la concentración del soluto

Soluciones diluidas: llamada también solución insaturada, es donde el soluto se disuelve por completo en el disolvente, pues la cantidad de soluto es pequeña en relación con la del disolvente.

Soluciones concentradas: el soluto se disuelve en el disolvente, en cantidad considerable, pero sin llegar a su máximo valor.

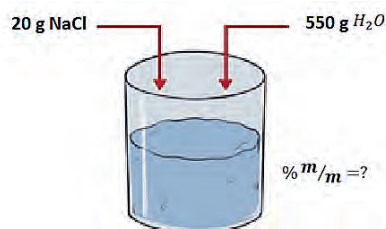
Soluciones saturadas: esta solución contiene la máxima cantidad posible de soluto que el disolvente puede disolver, a una temperatura determinada, es decir que, si se agrega más soluto ya no se podrá disolver.

Soluciones sobresaturada: el soluto no es capaz de disolverse si no existe un aumento de la temperatura o presión. En estas soluciones basta agregar una pequeñísima cantidad de soluto para que este se precipite y se formen cristales.

3. Unidades de concentración física

Estas relaciones nos ayudaran a determinar la concentración de las soluciones sin la información estricta de la escritura de fórmulas químicas.

Porcentaje en masa % m/m	Porcentaje en volumen % V/V
$\% m/m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100\%$	$\% V/V = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de de solución}} \times 100\%$
Porcentaje masa-volumen % m/V	Densidad
$\% m/V = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100\%$	$d = \frac{\text{masa de solución}}{\text{volumen solución}}$
Partes por millón p. p. m.	
$p. p. m. = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{litro solución}}$ o	$p. p. m. = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{Kg solución}}$

Problema 18

El cloruro de sodio se utiliza para dar sabor y conservar alimentos durante años, en hospitales se usa como solución de cloruro de sodio intravenosa para suministrar agua y sal a pacientes deshidratados. Si usted disuelve 20 g de cloruro de sodio (sal de cocina) en 550 g de agua. ¿Cuál es la concentración de la solución en tanto por ciento?

Datos

$$m_{\text{solute}} = 20 \text{ g NaCl}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 550 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\% m/m = ?$$

Solución:

Calculamos la masa total de la solución:

$$m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{solución}}$$

$$20 \text{ g} + 550 \text{ g} = m_{\text{solución}}$$

$$m_{\text{solución}} = 570 \text{ g}$$

Calculamos la concentración:

$$\% m/m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} 100\% = \frac{20 \text{ g}}{570 \text{ g}} 100\%$$

$$\% m/m = 3,51\%$$

Problema 19

Un frasco de laboratorio indica en su etiqueta: ácido perclórico, que tiene una densidad de 1,54 g/mL, concentración 60% en masa. ¿Qué volumen de esta solución contiene 250 g de ácido perclórico?

Datos

$$d = 1,54 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$\% m/m = 60\%$$

$$V_{\text{solución}} = ?$$

$$m_{\text{solute}} = 250 \text{ g}$$

¿Sabías que...?

El ácido perclórico es peligrosamente corrosivo para metales y tejidos, su producción ha aumentado para la producir perclorato de amonio ingrediente básico de explosivos y propulsores sólidos para cohetes y misiles.

Solución:

1. Con la ayuda de la ecuación del porcentaje en masa despejamos la masa solución y reemplazamos

$$\text{masa solución} = \frac{\text{masa de soluto}}{\% m/m} 100\% = \frac{250 \text{ g}}{60\%} 100\% \Rightarrow \text{masa solución} = 416,7 \text{ g}$$

2. Con la ayuda de la ecuación de densidad determinamos el volumen de la solución.

$$\text{volumen solución} = \frac{\text{masa de solución}}{\text{densidad}} = \frac{416,7 \text{ g}}{1,54 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 270,56 \text{ cm}^3$$

Problema 20

Se puede tener una ingestión diaria máxima permitida de ácido fosfórico H_3PO_4 (aditivo en alimentos), de 5mg/Kg de peso corporal. Calcule el volumen en mililitros de una solución que contiene H_3PO_4 en una concentración de 0,6 g de H_3PO_4 por litro. Una persona de 65 Kg ¿cuánto de esta solución puede ingerir para no sobrepasar la ingestión diaria?

Datos

$$\text{Concentración máxima } \text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{5 \text{ mg H}_3\text{PO}_4}{\text{Kg}}$$

$$m_{\text{corporal}} = 65 \text{ Kg}$$

$$C_{\text{solución}} = \frac{0,6 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{\text{l}} = \frac{600 \text{ mg H}_3\text{PO}_4}{1000 \text{ ml}}$$

Solución: Calculamos el volumen de la solución que puede ingerir la persona sin exceder la ingesta diaria máxima:

$$V_{\text{sol}} = 65 \text{ Kg} \frac{5 \text{ mg H}_3\text{PO}_4}{\text{Kg}} \frac{1000 \text{ ml}}{600 \text{ mg H}_3\text{PO}_4} = 541,7 \text{ ml solución}$$

Problema 21

Un medicamento contiene 30 g de un analgésico X, disuelto en un determinado volumen de disolvente, constituyendo 180 ml de solución. Al analizar el resultado del examen del laboratorio el medico concluyó que el paciente precisa 2,5 g del analgésico X por día, dividido en 3 dosis, es decir cada 8 horas. ¿Qué volumen del medicamento debe ser ingerido por el paciente cada 8 horas para cumplir la determinación del médico?

Datos

$$\text{masa}_{\text{Analgésico}} = 30 \text{ g X}$$

$$V_{\text{solución}} = 180 \text{ ml}$$

Solución: Armamos los factores de conversión, para determinar el volumen del medicamento en cada dosis.

$$\frac{180 \text{ ml solución}}{30 \text{ g X}} * \frac{2,5 \text{ g X}}{\text{día}} * \frac{1 \text{ día}}{3 \text{ dosis}} = 5 \text{ ml solución}$$

Problema 22

La acetona es un líquido incoloro, volátil y con olor aromático, tiene un nivel de percepción de 1,6 ppm. El análisis de una muestra de aire contenido en un determinado ambiente nos muestra que existe 0,0030 % en volumen de acetona. Al entrar una persona al ambiente, ¿podrá percibir el aroma de la acetona?

Solución:

Calculamos las partes por millón (ppm) de la muestra de aire, según nuestra definición, partiendo de nuestro porcentaje en volumen:

$$\frac{0,0030 \text{ ml acetona}}{\text{ml solución}} * \frac{1000 \text{ ml solución}}{1 \text{ l solución}} = 3 \frac{\text{ml acetona}}{\text{l solución}} = \mathbf{3 \text{ ppm}}$$

Analizando el resultado concluimos que, si se podrá percibir el olor, pues nuestro cálculo nos muestra 3ppm y el nivel de percepción a los 1,6 ppm.

4. Unidades de concentración químicas

Molaridad (M): Es la relación del número de moles de soluto que encontramos en un litro de solución.	Normalidad (N): Es la relación del número de equivalentes de soluto que encontramos en un litro de solución.
$M = \frac{\text{número moles soluto}}{\text{volumen solución}} = \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]$	$N = \frac{\text{número equivalente} - \text{gramo soluto}}{\text{volumen solución}} = \left[\frac{\text{eq} - \text{g}}{\text{L}} \right]$
Molalidad (m): Es la relación del número de moles de soluto que encontramos en 1 kilogramo de disolvente.	Fracción molar (X): Es la relación del número de moles parciales de un componente con respecto al número total de moles de los componentes de la solución.
$m = \frac{\text{número moles soluto}}{\text{kilogramo disolvente}} = \left[\frac{\text{mol}}{\text{Kg}} \right]$	$X = \frac{\text{número de moles parciales}}{\text{número de moles totales}} = \frac{n_P}{n_T}$

Problema 23

El permanganato de potasio, (KMnO_4) es un compuesto químico formado por iones de potasio K^+ y permanganato MnO_4^- , es un fuerte agente oxidante. Tanto sólido como en solución acuosa presenta un color violeta intenso. Encuentre la concentración molar (M), normal (N) de 15 g de permanganato de potasio en 500 mL de solución.

Datos

$m_{\text{solute}} = 15 \text{ g KMnO}_4$
 $V_{\text{solución}} = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l}$

a) $[M] = ?$
 b) $[N] = ?$

Solución:

Para determinar la molaridad transformamos los datos a las unidades requeridas en la fórmula.

Masa molecular:

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
K	39,09 g	1	39,09 g
Mn	54,93 g	1	54,93 g
O	16 g	4	64 g
Masa molecular KMnO_4			158,02 g/mol

$$a) 15 \text{ g KMnO}_4 \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158,02 \text{ g KMnO}_4} = 0,095 \text{ mol KMnO}_4$$

$$M = \frac{0,095 \text{ mol KMnO}_4}{0,5 \text{ l}} = 0,19 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \mathbf{0,19 \text{ M}}$$

Para calcular la normalidad es necesario determinar la cantidad de equivalente, por lo que para deducir esto, se tomará en cuenta lo siguiente:

# eq- g = ÁCIDO	# eq- g = HIDRÓXIDO	# eq- g = SAL
Cantidad de hidrógenos ácidos que tiene el ácido Ej. $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{ eq} - \text{g}$ $\text{HNO}_3 = 1 \text{ eq} - \text{g}$	Cantidad de oxidrilos que tiene el hidróxido. Ej. $\text{NaOH} = 1 \text{ eq} - \text{g}$ $\text{Ca(OH)}_2 = 2 \text{ eq} - \text{g}$	La cantidad de cargas positivas o negativas. Ej. $\text{CaCl}_2 = 2 \text{ eq} - \text{g}$ $\text{KMnO}_4 = 1 \text{ eq} - \text{g}$

$$b) 15 \text{ g KMnO}_4 \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158,02 \text{ g KMnO}_4} \frac{1 \text{ eq} - \text{g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 0,095 \text{ eq} - \text{g KMnO}_4$$

$$M = \frac{0,095 \text{ eq} - \text{g KMnO}_4}{0,5 \text{ l}} = 0,19 \frac{\text{eq} - \text{g}}{\text{l}} = \mathbf{0,19 \text{ N}}$$

Problema 24

El Mercurio es un metal tóxico que puede ser absorbido por los animales por la vía gastrointestinal y cuya excreción es lenta. El análisis del agua del Río Madre de Dios revela una concentración de $6,0 \times 10^{-5} \text{ M}$ de mercurio. ¿Cuál es la masa aproximada en miligramos de mercurio ingerida por una vaca al beber 500 mL de esta agua?

Datos	Solución:
$M = 6,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ $V = 500 \text{ ml} \cdot \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml}} = 0,5 \text{ l}$ $m = ?$ Peso atómico Hg = 200,6 g/mol	$M = \frac{\text{número moles soluto}}{\text{volumen solución}}$ $\text{número moles soluto} = M (\text{volumen solución})$ $\text{número moles soluto} = 6,0 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{l}} (0,5 \text{ l})$ $\text{número moles soluto} = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ $3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol Hg} \cdot \frac{200,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} \cdot \frac{1000 \text{ mg Hg}}{1 \text{ g Hg}} = \mathbf{6 \text{ mg Hg}}$ La masa aproximada es de 6 mg de Hg, por cada 500 ml de agua ingerida por el animal.

Problema 25

Si usted tiene un ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,824 g/mL y de 90% de pureza en peso. Calcule:

- El volumen necesario de este ácido para preparar 600 mL de una solución 0,6 N.
- Que volumen se requiere para obtener en una solución 3 N.

Datos	Solución:
$d = 1,824 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ Pureza = 90 % en peso a) $V_{\text{solución}} = 600 \text{ cm}^3$ $V_{\text{soluto}} = ?$ $C = 0,6 \text{ N}$ b) $C_2 = 3 \text{ N}$ $C_1 = 0,6 \text{ N}$ $V_1 = 0,6 \text{ L}$ $V_2 = ?$	$1,824 \frac{\text{g H}_2\text{SO}_4 \text{ impuro}}{\text{mL}} \cdot \frac{90 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ impuro}} = 1,642 \frac{\text{g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}}{\text{mL}}$ $600 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,6 \text{ L solución}$ $N = \frac{\text{número equivalente} - \text{gramo soluto}}{\text{volumen solución}}$ $\mathbf{a) \text{ número equivalente} - \text{gramo soluto} = N (\text{volumen solución})}$ $\# \text{ eq} - \text{g soluto} = N \cdot V_{\text{solución}}$ $\# \text{ eq} - \text{g soluto} = 0,6 \text{ N} \cdot 0,6 \text{ L}$ $\# \text{ eq} - \text{g soluto} = 0,36 \text{ eq} - \text{g H}_2\text{SO}_4$ $0,36 \text{ eq} - \text{g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ eq} - \text{g H}_2\text{SO}_4} = 17,64 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ $17,64 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4}{1,642 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}} = \mathbf{10,74 \text{ mL H}_2\text{SO}_4}$ $\mathbf{b)}$ $C_1 V_1 = C_2 V_2$ $C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{0,6 \text{ N} \cdot 0,6 \text{ L}}{3 \text{ N}} = \mathbf{0,12 \text{ L}}$

Problema 26

Se disuelven 180 g de NaOH en 400 g de H_2O . La densidad de la solución resultante a 20 °C es de 1,340 g/mL. Calcular la molaridad de la solución y la fracción molar de los componentes.

Datos	Solución:
$m_{\text{soluto}} = 180 \text{ g NaOH}$ $m_{\text{disolvente}} = 400 \text{ g H}_2\text{O}$ $T = 20^\circ\text{C}$ $d = 1,340 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ $V_{\text{solución}} = 0,43 \text{ L}$ $M = ?$ (Molaridad) $M_x =$ (masa molecular)	Calculamos la masa de la solución $m_{\text{solución}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}} = 180 \text{ g} + 400 \text{ g}$ $m_{\text{solución}} = 580 \text{ g}$ Calculamos el volumen de la solución $580 \text{ g solución} \cdot \frac{1 \text{ mL solución}}{1,340 \text{ g solución}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,43 \text{ L}$ Calculamos la masa molecular del hidróxido de sodio $M_{\text{NaOH}} = 23 \cdot 1 + 16 \cdot 1 + 1 \cdot 1 = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ Calculamos la cantidad de moles $180 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 4,5 \text{ mol NaOH}$ Calculamos la molaridad $M = \frac{\text{número moles soluto}}{\text{volumen solución}} = \frac{4,5 \text{ mol NaOH}}{0,43 \text{ l}} = \mathbf{10,4 \text{ M}}$

Calculamos los moles de agua:

$$M_{H_2O} = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18 \frac{g}{mol}$$

$$400 g H_2O \frac{1 mol H_2O}{18 g H_2O} = 22,2 mol H_2O$$

Cálculo de número de moles totales:

$$n_{totales} = n_{NaOH} + n_{H_2O} = 4,5 mol + 22,2 mol = 26,7 mol$$

Cálculo de las fracciones molares:

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{totales}} = \frac{22,2 mol}{26,7 mol} = X_{H_2O} = 0,831$$

$$X_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{n_{totales}} = \frac{4,5 mol}{26,7 mol} = X_{NaOH} = 0,169$$

$$X_{H_2O} + X_{NaOH} = 0,831 + 0,169 = 1 \quad (\text{Esta relación debe ser 1})$$

5. Solubilidad

La solubilidad es la expresión que nos indica la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en otra llamada disolvente. La siguiente expresión nos indica los gramos de soluto que se disuelven en 100 g de agua.

$$\text{Solubilidad} = \frac{\text{cantidad máxima de soluto}}{100 \text{ gramos de agua}}$$

5.1. Factores que afectan la solubilidad

Existen factores que afectan la solubilidad de las soluciones y estas son algunas:

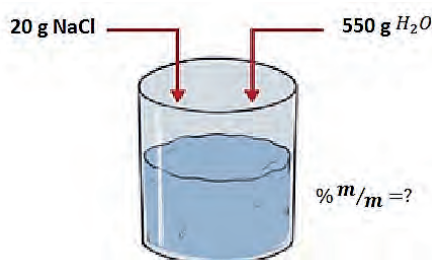
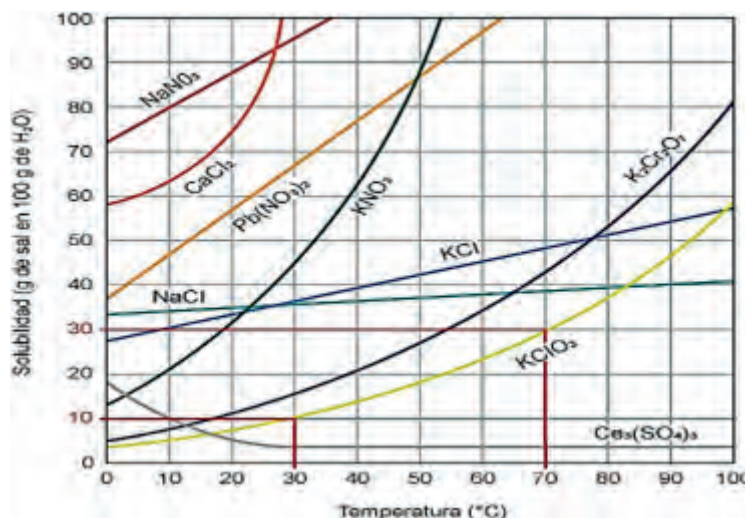
Agitación: este factor acelera la solubilización, porque disolvente y soluto entran en contacto.

Temperatura: los solutos sólidos son más solubles en caliente, esto es lo que sucede cuando preparamos una taza de mate.

Tamaño de las partículas: si el soluto se encuentra en partículas pequeñas esto acelera la solubilidad.

Presión: Este factor afectará principalmente al soluto en estado gaseoso y no así en estado sólido, para disolver un gas en un líquido será baja temperatura y alta presión.

En el gráfico podemos observar que las solubilidades de las sustancias varían con la temperatura.



Problema 27

La solubilidad del **KCl** a 50 °C es 42 %. ¿Qué indica el porcentaje de solubilidad?

Solución:

Como se observa en el gráfico de solubilidad; podemos concluir que 100g H_2O puede disolver a 50 °C, 42g de **KCl**, si existe más cantidad de soluto, este exceso cristalizará.

Problema 28

Según la tabla ¿Cuál es el porcentaje de solubilidad del clorato de potasio (**KClO₃**) a 30°C y 70 °C?

Solución:

Como se observa el gráfico, buscamos la curva que corresponde al clorato de potasio (**KClO₃**) también buscamos las temperaturas a las que nos piden determinar la solubilidad.

Se puede observar: Temperatura	Solubilidad
30°C	10 %
70°C	30%

Por lo tanto, podemos concluir que a mayor temperatura existe una mejor solubilidad en 100 g de agua.

6. Dilución de las soluciones

En una solución la cantidad de soluto se mantiene constante, aunque tengamos una adición de agua, lo que se puede concluir es que en un inicio se tiene una solución concentrada y luego se tendrá una solución diluida. En otras palabras, en una dilución lo que se afecta es la concentración de la solución, pues esta disminuirá.

Problema 29

En una solución de sulfato de potasio (**K₂SO₄**) cuya concentración es de 0,6 M se agregó 300 ml de agua, para obtener un volumen final de 450 ml. Calcular la concentración final de la solución diluida.

Datos

Los datos se observan en la figura adjunta, del cual obtendremos las ecuaciones que nos permitirán determinar la concentración final después de la dilución.

Solución:

Se debe considerar que la concentración 2 es igual a 0 pues no existe ninguna concentración de sulfato de potasio $C_2 V_2 = 0$ pues es agua.



$$V_1 + V_2 = V_3 \Rightarrow V_1 = V_3 - V_2 = 450 \text{ mL} - 300 \text{ mL}$$

$$V_1 = 150 \text{ mL}$$

$$C_1 V_1 + C_2 V_2 = C_3 V_3$$

$$C_1 V_1 = C_3 V_3 \Rightarrow C_3 = \frac{C_1 V_1}{V_3} = \frac{0,6 \text{ M} (150 \text{ mL})}{450 \text{ mL}} = 0,2 \text{ M}$$

Problema 30

Se tiene una solución de 300 ml de Nitrato de sodio (NaNO_3) 0,5 M, se le agrega 600 ml de agua, ¿cuál es su nueva concentración?

Datos

$$V_1 = 300 \text{ mL NaNO}_3$$

$$C_1 = 0,5 \text{ M}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 600 \text{ mL}$$

$$C_2 = ?$$

Solución:

Calculamos el volumen V_2 después de agregar agua:

$$V_2 = V_1 + V_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$V_2 = 300 \text{ mL} + 600 \text{ mL} = V_2 = 900 \text{ mL}$$

Calculamos la concentración final después de agregar agua:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} = \frac{0,5 \text{ M} * 300 \text{ mL}}{900 \text{ mL}} = C_2 = 0,17 \text{ M}$$

Problema 31

Se tiene una solución de nitrato de plata (AgNO_3), el cual requirió 50 ml para reaccionar con 46 ml de NaCl 0,52N ¿Cuántos gramos de plata se obtendrán de 250 ml de solución de AgNO_3 ?

Datos

$$V_1 = 50 \text{ mL AgNO}_3$$

$$N_1 = ?$$

$$V_2 = 46 \text{ mL NaCl}$$

$$N_2 = 0,52 \text{ N}$$

Solución

Calculamos la concentración normal:

$$N_1 = \frac{N_2 V_2}{V_1} = \frac{0,52 \text{ N} * 46 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} = N_1 = 0,478 \text{ N}$$

Calculamos la masa de plata, usando factores de conversión:

$$m_{\text{Ag}} = 250 \text{ mL solución} \frac{0,478 \text{ eq} - \text{g AgNO}_3}{1000 \text{ mL solución}} \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ eq} - \text{gr AgNO}_3} \frac{107,86 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol AgNO}_3}$$

$$m_{\text{Ag}} = 10,31 \text{ g Ag}$$

7. Estequiometría de las soluciones**Problema 32**

Se tiene 100 ml de solución de nitrato de plata (AgNO_3) de concentración 0,12M al cual se le agrega 0,750 g de cloruro de calcio (CaCl_2) para que reaccione completamente con el nitrato de plata. Calculemos la concentración en porcentaje en masa de cloruro de calcio después de agregar a la solución, así también, su pureza.

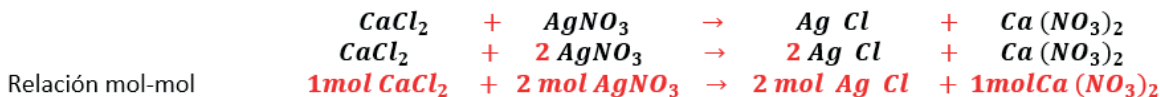
Datos

$$V_{\text{AgNO}_3} = 100 \text{ mL}$$

$$M = 0,12 \frac{\text{mol AgNO}_3}{\text{l solución}} = 0,12 \frac{\text{mol AgNO}_3}{1000 \text{ mL solución}}$$

Solución:

Establecemos la ecuación y la igualamos



Calculamos los pesos moleculares.

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
Ca	40 g	1	40 g
Cl	35,5 g	2	71 g
Masa molecular CaCl_2			111 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
Ag	107,86 g	1	107,86 g
N	14 g	1	14 g
O	16 g	3	48 g
Masa molecular AgNO_3			169.86 g/mol

Determinamos la masa de nitrato de plata en la solución.

$$100 \text{ ml } \text{AgNO}_3 * \frac{0,12 \text{ mol } \text{AgNO}_3}{1000 \text{ ml solución } \text{AgNO}_3} * \frac{169,86 \text{ g } \text{AgNO}_3}{1 \text{ mol } \text{AgNO}_3} = 2,038 \text{ g } \text{AgNO}_3$$

Con factores de conversión usamos la relación estequiometría y encontramos la masa de cloruro de calcio.

$$2,038 \text{ g } \text{AgNO}_3 * \frac{1 \text{ mol } \text{AgNO}_3}{169,86 \text{ g } \text{AgNO}_3} * \frac{1 \text{ mol } \text{CaCl}_2}{2 \text{ mol } \text{AgNO}_3} * \frac{111 \text{ g } \text{CaCl}_2}{1 \text{ mol } \text{CaCl}_2} = 0,666 \text{ g } \text{CaCl}_2$$

$$m_{\text{solución}} = m_{\text{CaCl}_2} + m_{\text{AgNO}_3}$$

$$m_{\text{solución}} = 0,666 \text{ g} + 2,038 \text{ g} = 2,704 \text{ g}$$

Determinamos la concentración en masa del CaCl_2

$$\% m/m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} 100\% = \frac{0,666 \text{ g}}{2,704 \text{ g}} 100\% = 24,63\%$$

Determinamos la pureza de la muestra CaCl_2

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{masa } \text{CaCl}_2}{\text{masa de muestra}} 100\% = \frac{0,666 \text{ g}}{0,750 \text{ g}} 100\% = 88,8\%$$

Problema 33

En un frasco A hay 200 ml de una solución acuosa de 0,2 M de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). En otro frasco B hay 200 ml de una solución 0,2 M de cianuro de potasio (KCN). ¿Cuántos átomos de carbono hay en cada frasco?

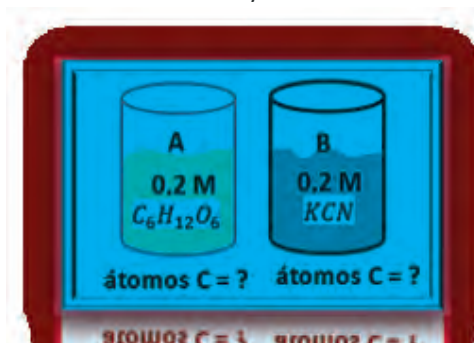
Datos

$$V_{\text{solución } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 200 \text{ ml}$$

$$V_{\text{solución } \text{KCN}} = 200 \text{ ml}$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,2 \text{ M} = \frac{0,2 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1000 \text{ ml solución } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

$$M_{\text{KCN}} = 0,2 \text{ M} = \frac{0,2 \text{ mol } \text{KCN}}{1000 \text{ ml solución } \text{KCN}}$$



Solución: Calculamos la masa molecular de los compuestos.

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
C	12 g	6	72 g
H	1 g	12	12 g
O	16 g	6	96 g
Masa molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$			180 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
K	39,09 g	1	39,09 g
C	12 g	1	12 g
N	14 g	1	14 g
Masa molecular KCN			65.09 g/mol

Calculamos los átomos de carbono del frasco A

$$200 \text{ ml solución } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 * \frac{0,2 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1000 \text{ ml solución } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} * \frac{180 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} * \frac{72 \text{ g C}}{180 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} * \frac{6,023 * 10^{23} \text{ átomos C}}{12 \text{ g C}}$$

$$= 1,446 * 10^{23} \text{ átomos C}$$

Calculamos los átomos de carbono del frasco B

$$200 \text{ ml solución } \text{KCN} * \frac{0,2 \text{ mol } \text{KCN}}{1000 \text{ ml solución } \text{KCN}} * \frac{65,09 \text{ g } \text{KCN}}{1 \text{ mol } \text{KCN}} * \frac{12 \text{ g C}}{65,09 \text{ g } \text{KCN}} * \frac{6,023 * 10^{23} \text{ átomos C}}{12 \text{ g C}}$$

$$= 2,409 * 10^{22} \text{ átomos C}$$

Problema 34

Cuando 50 ml de solución de nitrato de plata (AgNO_3) son tratados con exceso de ácido clorhídrico (HCl) diluido, se forma un precipitado de 1,03 g de AgCl . Calcular la molaridad de la solución de AgNO_3 .

Datos

$$V_{\text{solución AgNO}_3} = 50 \text{ ml} * \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml}} = 0,05 \text{ l}$$

$$m_{\text{AgCl}} = 1,03 \text{ g AgCl}$$

$$M_{\text{AgNO}_3} = ?$$

Solución:

Calculamos el peso molecular de todos los reactivos y productos

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
H	1 g	1	1 g
Cl	35,5 g	1	35,5 g
Masa molecular HCl			36.5 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
Ag	107,86 g	1	107,86 g
Cl	35,5 g	1	35,5 g
Masa molecular AgCl			143.36 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
Ag	107,86 g	1	107,86 g
N	14 g	1	14 g
O	16 g	3	48 g
Masa molecular AgNO_3			169.86 g/mol

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
H	1g	1	1 g
N	14 g	1	14 g
O	16 g	3	48 g
Masa molecular HNO_3			63 g/mol

Establecemos la reacción química y la igualamos:



Establecemos la relación masa - masa:



Con factores de conversión usamos la relación estequiométrica:

$$1,03 \text{ g AgCl} * \frac{169,86 \text{ g AgNO}_3}{143,36 \text{ g AgCl}} * \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,86 \text{ g AgNO}_3} = 0,00718 \text{ mol AgNO}_3$$

Con todos los datos calculamos la molaridad:

$$M = \frac{\text{número moles soluto}}{\text{volumen solución}} = \frac{0,00718 \text{ mol AgNO}_3}{0,05 \text{ l}} = 0,144 \text{ M}$$



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

En nuestra comunidad, a diario estamos en contacto con las soluciones, cuando preparamos nuestro desayuno utilizamos agua como disolvente y azúcar como soluto; después de un día arduo de trabajo al utilizar agua para cepillarnos los dientes, la mayoría de nuestros alimentos que consumimos lo hacemos en forma de soluciones, por ejemplo, en un día de calor consumimos refrescos, los cuales son soluciones. Durante la pandemia del Covid-19 hemos utilizado mucho los desinfectantes como la lavandina, el alcohol etílico, sustancias que son soluciones, así mismo preparamos soluciones acuosas con detergentes para lavar nuestra ropa y desinfectar los accesorios de nuestro baño.

**ACTIVIDADES**

Reflexionemos:

- ¿Será posible fortalecer la industrialización de alimentos de nuestra región utilizando los tipos de disoluciones que se estudió?
- ¿Podríamos obtener diferentes productos de limpieza e industrializar nuestros propios productos para mejorar la economía?
- ¿Si aplicamos una correcta preparación de fertilizantes caseros, se logrará una buena producción? ¿Por qué?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Aprende haciendo

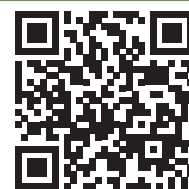
Es hora de trabajar, resuelve en tu cuaderno los siguientes ejercicios.

1. Ahora que conoces el tema de las disoluciones, elabora un listado de 10 aplicaciones de las soluciones que puedes identificar, en tu vida diaria.
2. Te levantas por la mañana y debes ir a tu unidad educativa, pero primero preparas tu desayuno, tomas una taza y colocas 250 ml de agua y le añades 8 g de sacarosa (azúcar). La pregunta es, ¿cuál es la concentración de la solución que preparaste en porcentaje en masa?
3. ¿Cómo prepararía 500 ml de solución de hidróxido de sodio **NaOH**, cuya concentración resultante sea de 0,5 Molar?

4. El Mercurio es un metal líquido, tóxico y venenoso que puede ser absorbido por los animales vía gastrointestinal. El análisis del agua de la mayoría de los ríos revela una concentración de $6,2 \cdot 10^{-3}$ g de mercurio. ¿Cuál es la masa aproximada en miligramos de mercurio que bebe un agricultor, si consume 280 ml de agua contaminada.
5. Calcular la molaridad de una disolución que se obtiene disolviendo 25 g de **KCl** en 225 g de agua, sabiendo que la densidad de la disolución es de 2,1 g/ml.
6. ¿Cuál es la normalidad de una solución que tiene 35 gramos de **NaOH** disueltos en 450 ml de agua?



Escanea el QR



Ejercicios

Laboratorio

Preparación de soluciones de diferente concentración

Objetivo

Preparar soluciones de diferente concentración, empleando sustancias y materiales sencillos.

Materiales e Insumos ¿Qué necesitamos?

4 vasos de plástico.	300 ml de agua a temperatura ambiente.
1 cucharilla.	200 ml de agua caliente.
Marcador.	500 g de azúcar morena.
Cinta masquin o adhesiva.	Paño para limpieza.



¿Cómo realizamos la experiencia?

Con la cinta masquin y el marcador, numerar los vasos desechables 1, 2, 3 y 4.

En los vasos 1, 2, 3 vertimos, 50 ml del agua a temperatura ambiente.

En el 1er. vaso añadir 1/2 cucharilla de azúcar, 2do. vaso 1 1/2, 3er. vaso 10 cucharillas de azúcar. Agitar las soluciones.

En el 4to. Vaso añadir 10 cucharillas de azúcar y 50 ml de agua caliente. Agitar la solución.

Resultados y conclusiones

Observar el grado de disolución que experimenta el azúcar en los diferentes vasos.

¿Cuál sustancia es el soluto y cuál el solvente?

¿Tiene alguna influencia la temperatura?

¿Cómo clasificaría a las soluciones de cada vaso?

¿Por qué vemos diferentes colores en la solución de los diferentes vasos?

¿En algún vaso quedaría azúcar sin disolverse (sedimento)? ¿Si es así, por qué sucede esto?

En el vaso 3, ¿Por qué no se disolvió todo el azúcar?

Tomando en cuenta nuestras observaciones, completamos la siguiente tabla, indicamos el tipo de solución, de acuerdo con la cantidad de soluto que preparamos para cada vaso.

Escribimos tres ejemplos de soluciones diluidas que utilizamos en nuestra comunidad.

Número de vaso	Vaso 1	Vaso 2	Vaso 3	Vaso 4	Vaso 5
Tipo de solución					



Desafío

En el entorno en el que te encuentres puedes realizar con tu maestro y compañeros una experiencia productiva.

- Determinación de la pureza del ácido acético en el vinagre.
- Elaboración de detergente líquido.
- Elaboración casera del yogurt.

ESTO PUEDE AYUDAR

Fuente: <https://youtu.be/aCbuObTh5gk>
Determinación de ácido acético en vinagre-química analítica - Lina Isabella

Fuente: <https://youtu.be/wNmPdtR47ic>
Elaboración de un Detergente Casero - Química Industrial - USS - Sebastian Sánchez Muñoz

Fuente: <https://youtu.be/1GD-Nv06xY8>
Método de Fermentación en la elaboración de yogurt de fresa- Adriana Perdomo Minú

SOLUCIONES DE USO COTIDIANO



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!



Aprende haciendo

En tu cuaderno comienza por realizar una descripción de la práctica, registra lo observado y con la ayuda de tu maestro y responde a las preguntas.

Comencemos desde la práctica para entender de las soluciones, para nuestra experiencia necesitaremos lo siguiente:

Recursos materiales:

MATERIALES	REACTIVOS
• Termómetro. • Hornilla. • Recipiente (olla pequeña).	• Agua 150 ml o 1 vaso. • Cloruro de sodio (sal común de mesa) 4 cucharas.

Procedimiento:

- Llevar el recipiente con el agua pura a la hornilla hasta que hierva, registrar la temperatura de ebullición.
- Vaciar el recipiente, llenar la misma cantidad de agua pura a la hornilla, pero esta vez añadir el cloruro de sodio (sal común).
- Agitar mientras calienta la solución para que se disuelva el cloruro de sodio.
- Cuando la disolución hierva, registrar la temperatura de ebullición.

En base a los resultados obtenidos, responder las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es la temperatura de ebullición del agua pura en el recipiente?
- ¿Cuál es la temperatura de ebullición de la disolución de agua y cloruro de sodio?
- ¿Qué sustancia hierve a mayor temperatura?
- Dibuja en tu cuaderno el sistema que armaste para la experiencia.



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

1. Propiedades coligativas de las soluciones

Se toman en cuenta las propiedades físicas de las soluciones, estas propiedades dependen del número de partículas del soluto (concentración) y no así de la naturaleza del mismo, pues la presencia del soluto modifica las propiedades del disolvente. Estas propiedades son:

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

Presión de vapor

La presión de vapor de un líquido es la medida del número de moléculas que escapan de la superficie de ese líquido, esta presión que tiene el vapor está en equilibrio con el líquido que lo produce a una determinada temperatura.

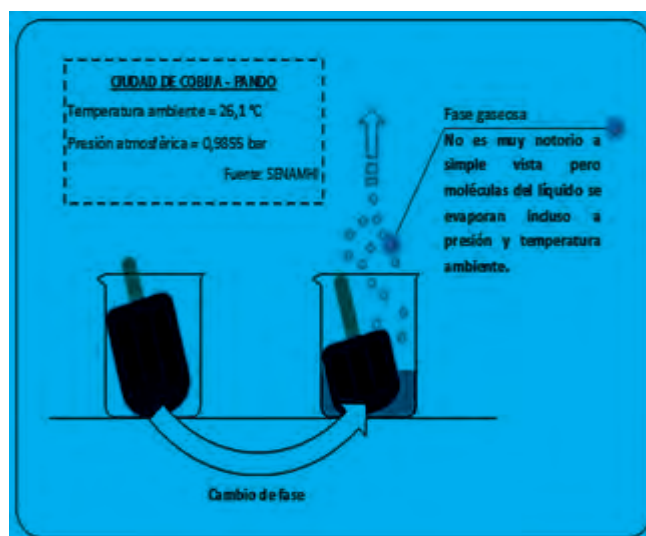
2. Disminución de la Presión de vapor

Si se tiene un disolvente puro, la presión de vapor de ese disolvente será mayor que cuando este disolvente tenga un soluto no volátil, entonces veremos que existe una disminución en la presión de vapor. Cada disolvente tiene una presión de vapor a una temperatura dada.

Transformación de un líquido a gas (Vaporización). Sabemos en la vida cotidiana la materia se encuentra en estado sólido, líquido y gaseoso, un líquido puede pasar al estado gaseoso en condiciones de presión y temperatura ambiental; esto es lo que observamos el etanol cuando está en el aire libre va pasando a la fase gaseosa. O cuando incrementamos la temperatura las moléculas se mueven rápidamente y también observaremos un cambio a la fase gaseosa.



Métodos de separación de mezclas Evaporación



3. Descenso crioscópico

Esta propiedad nos permite estudiar el descenso o la disminución que experimenta un disolvente por efecto de la adición de soluto. Llamado también descenso del punto de congelación. Si tenemos la disolvente agua pura y le adicionamos un soluto no volátil, podemos observar que la temperatura de congelación de la solución disminuye. Así mismo si la solución tiene un aumento en la concentración la temperatura de congelación será menor.



Matemáticamente expresamos el descenso del punto de congelación de la siguiente manera:

$\Delta T_c = K_c * m \quad (1)$ $\Delta T_c = \text{Descenso crioscópico}$ $K_c = \text{Constante del punto de congelación}$ $m = \text{Concentración molal}$ $m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}} \quad (2)$ $n = \frac{\text{masa soluto}}{\text{peso molecular}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{soluto}}} \quad (3)$	Reemplazar la ecuación (3) en (2), entonces obtenemos: $m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}} =$ $\frac{\frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{soluto}}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}} = m = \frac{m_{\text{soluto}} * 1000}{M_{\text{soluto}} * m_{\text{disolvente}}} \quad (4)$
---	---

Reemplazar la ecuación (4) en (1), entonces obtenemos el descenso del punto de congelación:

$$\Delta T_c = K_c * \frac{m_{\text{soluto}} * 1000}{M_{\text{soluto}} * m_{\text{disolvente}}}$$

$$\Delta T_c = T_o - T$$

$T_o = \text{Punto de congelación del disolvente puro}$

$T = \text{Punto de congelación de la solución}$

Problema 35

El fenol puro (C_6H_5OH) solidifica a $40,9^\circ\text{C}$ su constante molal del punto de congelación es $7,3^\circ\text{C Kg/mol}$. Cual será el punto de congelación de esa solución de fenol que contiene 2,8 % de agua.

Datos:

$T_o = 40,9^\circ\text{C}$ Punto de congelación del fenol puro
dato que encuentran en tablas

$K_c = 7,3^\circ\text{C} \frac{\text{Kg}}{\text{mol}}$ Constante del punto de congelación del fenol, dato que se encuentran en tablas

$T = ?$ Punto de congelación de la solución

$\% m/m = 2,8 \%$ es la concentración de agua (soluto) que se añade al fenol

Solución:

Calculamos la masa de disolvente

$$m_{\text{disolvente}} + m_{\text{soluto}} = m_{\text{solución}}$$

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{solución}} - m_{\text{soluto}} = 100 \text{ g} - 2,8 \text{ g} = m_{\text{disolvente}} = 97,2 \text{ g Fenol}$$

Calculamos la molalidad de la solución

$$m = \frac{m_{\text{soluto}} * 1000}{M_{\text{soluto}} * m_{\text{disolvente}}} = \frac{2,8 \text{ g}_{H_2O} * 1000}{18 \frac{\text{g}_{H_2O}}{\text{mol}_{H_2O}} * 97,2 \text{ g fenol}} = 1,6 \frac{\text{mol}_{H_2O}}{\text{Kg fenol}}$$

Calculamos la variación de temperatura

$$\Delta T_c = 7,3^\circ\text{C} \frac{\text{Kg fenol}}{\text{mol}_{H_2O}} * 1,6 \frac{\text{mol}_{H_2O}}{\text{Kg fenol}} = \Delta T_c = 11,68^\circ\text{C}$$

Calculamos la temperatura del punto de congelación de la solución

$$\Delta T_c = T_o - T \quad T = T_o - \Delta T_c \quad T = 40,9^\circ\text{C} - 11,68^\circ\text{C} = T = 29,22^\circ\text{C}$$

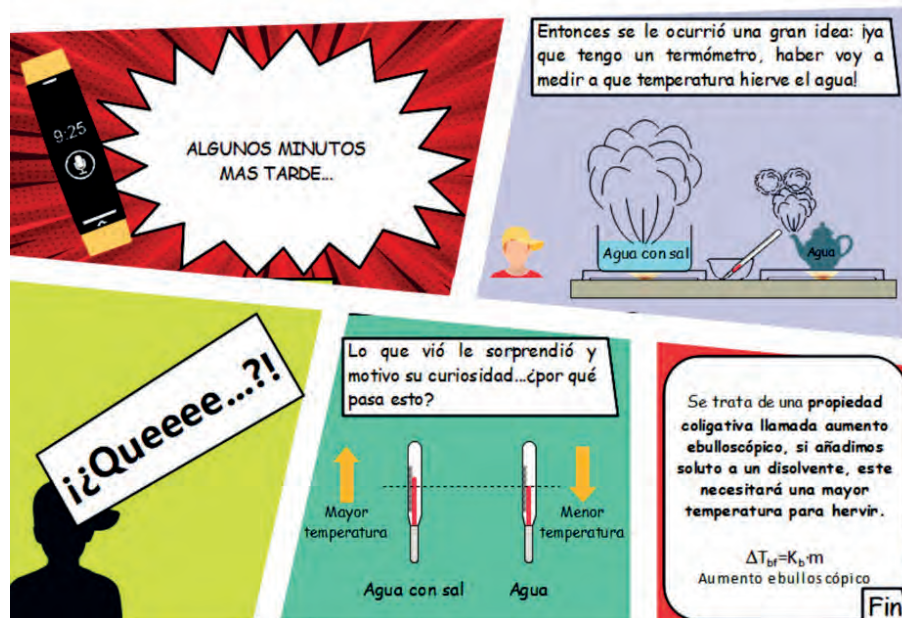
¿Sabías que...?

El fenol fue el primer antiséptico usado por Joseph Lister en 1867 en una cirugía. Usado también como ingrediente de pomadas y ungüentos, pero solo destruye organismos indeseables, sino todo tipo de células.

4. Aumento ebulloscópico

La tercera propiedad coligativa es el aumento en el punto de ebullición de los líquidos que tienen sustancias disueltas, esto sucede porque se agrega solutos a un solvente. Al igual que el descenso crioscópico, esta propiedad solo depende de la cantidad de soluto disuelto, es decir a mayor concentración de soluto en un volumen constante de solvente, mayor será el punto de ebullición.





Matemáticamente expresamos el aumento del punto de ebullición de la siguiente manera:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m \quad (1)$$

ΔT_e = Ascenso ebulloscópico

K_e = Constante molal del punto de ebullición

m = Concentración molal

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}} \quad (2)$$

$$n = \frac{\text{masa soluto}}{\text{peso molecular}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{soluto}}} \quad (3)$$

Reemplazar la ecuación (3) en (2), entonces obtenemos:

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}} = \frac{\frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{soluto}}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}} = m = \frac{m_{\text{soluto}} \cdot 1000}{M_{\text{soluto}} \cdot m_{\text{disolvente}}} \quad (4)$$

Reemplazar la ecuación (4) en (1), entonces obtenemos el aumento del punto de ebullición:

$$\Delta T_e = K_e \cdot \frac{m_{\text{soluto}} \cdot 1000}{M_{\text{soluto}} \cdot m_{\text{disolvente}}}$$

$$\Delta T_e = T - T_0$$

T_0 = Punto de ebullición del disolvente puro

T = Punto de ebullición de la solución

5. Ley de Raoult

“La presión de vapor de un disolvente en una solución será igual a la presión de vapor del disolvente puro multiplicada con la fracción molar de dicho disolvente presente en la solución”.

Matemáticamente lo expresamos de la siguiente manera:

$$P_{\text{vapor disolución}} = P_{\text{vapor disolvente puro}} \cdot X_{\text{disolvente en solución}}$$

$$P_v = P_{v_0} \cdot X_d$$

$$\Delta P = P_{\text{vapor disolvente puro}} - P_{\text{vapor disolución}}$$

$$\frac{\Delta P}{P_{v_0}} \cdot X_s = K \cdot m$$

ΔP = Descenso de la presión de vapor del disolvente puro

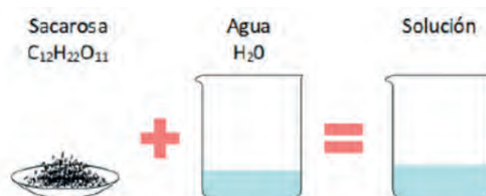
K = Constante termométrica

m = Concentración molal

X_s = Fracción molar del soluto

¿Sabías que...?

La sacarosa si es incluida en la dieta en forma equilibrada tiene importantes propiedades en el aporte rápido de glucosa al cerebro y al músculo siendo un glúcido imprescindible para el desarrollo de las funciones cognitivas y actividad física.



Problema 36

La presión de vapor del agua a 30 °C es igual a 31,82 mmHg. Calcular la presión de vapor de la solución cuando se añade 3 moles de sacarosa en 30 moles de agua.

Datos:

$$P_v = ?$$

$$P_{v_0} = 31,82 \text{ mmHg}$$

$$n_s = 3 \text{ moles}$$

$$n_d = 30 \text{ moles}$$

$$P_v = P_{v_0} * X_d$$

$$X_d = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

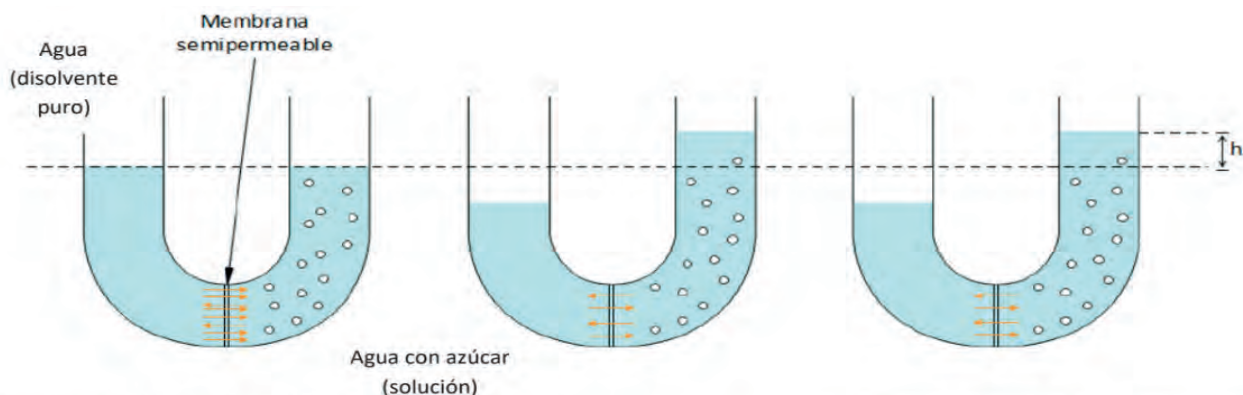
$$P_v = P_{v_0} * \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

$$P_v = 31,82 \text{ mmHg} * \frac{30 \text{ mol}}{3 \text{ mol} + 30 \text{ mol}} = 28,92 \text{ mmHg}$$

Podemos observar que sí existe un descenso en la presión de vapor del agua pura cuando le añadimos un soluto.

6. Presión osmótica en la comunidad

Considerada como la cuarta propiedad coligativa que, al igual que las anteriormente estudiadas, sólo depende de la cantidad de soluto disuelto en la solución.



Al principio se observa que los niveles de los líquidos son iguales (condiciones iniciales). Luego comienza el flujo de moléculas de solvente puro, que van desde el disolvente hacia la solución en mayor proporción que en el sentido inverso (desde la solución hacia el disolvente puro).

Llega un momento de equilibrio cuando la cantidad de moléculas de disolvente que entran a la solución iguala a las que salen de esta; como se observa, el volumen de la solución aumenta y además su concentración disminuye (se diluye).

Esa diferencia de altura de la columna de agua respecto a su estado inicial ejerce lo que se conoce como **presión osmótica** (π); su valor representa la presión necesaria que debe aplicarse a la solución para evitar el flujo de moléculas de disolvente desde el disolvente puro hacia la solución y viceversa (condiciones iniciales).

Esta propiedad coligativa está muy presente en la naturaleza, por lo general donde existen procesos de intercambio de agua, nutrientes y productos de desecho provenientes del metabolismo. Algunos ejemplos son el mecanismo de funcionamiento de los riñones y el proceso de nutrición de las plantas.

La presión osmótica (π) obedece a una ley muy parecida a la de los gases ideales:

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

Problema 37

La presión osmótica (π) de una disolución de lactosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ a 18°C es de 3,54 atm. La densidad de la disolución es 1,015 g/cm³. Calcular:

- La molaridad de la solución
- La molalidad
- El punto de congelación

Datos:

$$\pi = 3,54 \text{ atm}$$

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

$$d_{sol} = 1,015 \text{ g/cm}^3$$

Solución:

Calculamos la molaridad de la solución con la ecuación de presión osmótica $\pi = \frac{n}{V} R T$:

$$\frac{n}{V} = \frac{\pi}{R T} = \frac{3,54 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} * 291^\circ\text{K}} = 0,148 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = [M] = 0,148$$

Calculamos el peso molecular del soluto $C_{12}H_{22}O_{11}$

Símbolo	Masa atómica	Subíndices	Masa
C	12 g	12	144 g
H	1 g	22	22 g
O	16 g	11	176 g
Masa molecular $C_{12}H_{22}O_{11}$			342 g/mol

**¿Sabías que...?**

La lactosa mejora la absorción de minerales como el calcio el magnesio y cobre, es una fuente importante de energía, proteína de alta calidad y grasas.

Calculamos la masa de soluto $C_{12}H_{22}O_{11}$: $n = \frac{m}{M}$

$$m = n \cdot \bar{M} ; m = 0,148 \text{ mol} \cdot 342 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = m_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 50,616 \text{ g}$$

Calculamos la masa de la solución:

$$m_{\text{solucion}} = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1,015 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} ; m_{\text{solucion}} = 1015 \text{ g}$$

Calculamos la masa del disolvente H_2O :

$$m_{C_{12}H_{22}O_{11}} + m_{H_2O} = m_{\text{solucion}} ;$$

$$m_{H_2O} = m_{\text{solucion}} - m_{C_{12}H_{22}O_{11}} ; m_{H_2O} = 1015 \text{ g} - 50,616 \text{ g} = 964,38 \text{ g} ; m_{H_2O} = 0,9643 \text{ Kg}$$

Calculamos la molalidad de la solución:

$$[m] = \frac{\text{moles } C_{12}H_{22}O_{11}}{\text{Kg } H_2O} = \frac{0,148 \text{ mol}}{0,9643 \text{ Kg}} = 0,153 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}} = [m] = 0,153$$

Calculamos el punto de congelación

$$\Delta T_c = K_{C_{H_2O}} \cdot \frac{m_{C_{12}H_{22}O_{11}}}{\bar{M}_{C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot m_{H_2O}} = 1,86^\circ\text{C} \frac{\text{Kg}_{H_2O}}{\text{mol}_{H_2O}} \cdot \frac{50,616 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,9643 \text{ Kg}} = \Delta T_c = 0,285^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_c = T_o - T = \quad T = T_o - \Delta T_c \quad T = 0^\circ\text{C} - 0,285^\circ\text{C} = T = -0,285^\circ\text{C}$$



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Preguntas para reflexionar

En nuestro diario vivir obtenemos líquidos residuales provenientes de diferentes actividades, como lavar ropa, lavar utensilios de cocina, pero también generamos residuos de actividades industriales y económicas como ser; aceites de motor, pintura, gasolina, etc.

- ¿Será bueno para el suelo y las plantas echar los líquidos residuales en su superficie?
- ¿Qué haríamos para recuperar un suelo salinizado con el objetivo de que sea apto para la vida vegetal?
- ¿Los sabios de tu comunidad conocen algún método ancestral para lograr recuperar suelos no cultivables?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Aprende haciendo

Es hora de trabajar, resuelve en tu cuaderno los siguientes ejercicios.



Escanea el QR



Ejercicios

1. Ahora que conoces el tema de las propiedades coligativas, investiga y prepara disoluciones fisiológicas con nutrientes especiales para utilizar en regadíos, que no provoque problemas en los organismos a través de un desequilibrio salino.

2. Calcular a 95°C la presión de vapor de una disolución en el cual se disuelven 8 gramos de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 200 g de agua. La presión de vapor del agua a 95°C es igual a 633,90 mmHg.

3. Usted debe calcular la presión de vapor de una disolución que contiene 7,5 g de anilina ($C_6H_5NH_2$) en 180 g de éter etílico ($C_4H_{10}O$) si la presión de vapor del éter es igual a 440 mmHg a 20°C .

4. El radiador de un automóvil contiene 15 litros de agua. Calcular la cantidad de glicerina ($C_3H_8O_3$) que debería añadirse para que el líquido no comience a congelar hasta -12°C si su constante de del punto de congelación (K_c) del agua es $1,86^\circ\text{C Kg/mol}$.

Laboratorio

Determinación de las propiedades coligativas

Objetivo

Determinar mediante procesos caseros las propiedades coligativas de las disoluciones las cuales dependen de la concentración de soluto y no de su naturaleza química. O sea, dependen del número de partículas disueltas.

Materiales e Insumos ¿Qué necesitamos?

Aumento Ebulloscópico**Materiales e Insumos.** ¿Qué necesitamos?

MATERIALES	REACTIVOS
- Vaso de precipitado. - Hornilla. - Termómetro. - Paño para la limpieza.	- Agua. - Cloruro de sodio (sal de mesa).

¿Cómo realizamos la experiencia?

1. Todos los materiales a ser usados deben estar limpios y los reactivos listos a la mano.
2. Llevar el vaso de vidrio a la hornilla con el agua y añadir el cloruro de sodio.
3. Agitamos mientras calienta para que se disuelva el cloruro de sodio.
4. Cuando la disolución hierva, con el termómetro registrar la temperatura de ebullición.

Resultados y conclusiones.

1. Determinar la temperatura de ebullición de la solución.
2. ¿Esta temperatura es mayor, menor a la temperatura de ebullición del agua?
3. ¿Cómo se llama esta propiedad que se ha determinado?

Descenso Crioscópico**Descenso de la presión de vapor****Presión Osmótica**

ESTO PUEDE AYUDAR
 Fuente: <https://youtu.be/C4xDxNrxHic>
 Propiedades Coligativas de las Disoluciones. Aumento Ebulloscópico
 Cienciabit: Ciencia y Tecnología.

CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO EN PROCESOS PRODUCTIVOS

**¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!****¿Cuán rápida o lenta puede ser una reacción?**

MATERIALES	REACTIVOS
3 vasos desechables. - Hornilla. - Termómetro. - Cronómetro.	- Agua. 3 pastillas de bicarbonato de sodio (Alka-Seltzer).

**Aprende haciendo**

En tu cuaderno comienza por realizar una descripción de la práctica, registra lo observado y con la ayuda de tu maestro y responde a las preguntas.

Procedimiento

- a. En el primer vaso colocar agua fría, registrar la temperatura.
- b. En el segundo vaso colocar agua a temperatura ambiente, registrar la temperatura.
- c. En el tercer vaso colocar agua caliente, registrar la temperatura.
- d. Introducir una pastilla de Alka-Seltzer en el primero, segundo, tercer vaso y registrar el tiempo que tarde en disolverse la pastilla por completo en cada uno de los vasos.

En base a los resultados obtenidos, responder las siguientes preguntas:

	Temperatura	Tiempo
Vaso con agua fría.		
Vaso con agua al medio ambiente.		
Vaso con agua caliente.		

- ¿Cuál es la temperatura de ebullición del agua pura en el recipiente?
- ¿Cuál es la temperatura de ebullición de la disolución de agua y cloruro de sodio?
- ¿Cuál temperatura es mayor?
- Dibuja en tu cuaderno el sistema que armaste para la experiencia.



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

1. Velocidad de reacción

La velocidad de reacción determina la velocidad a la cual se consumen los reactivos o se forman los productos.

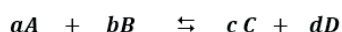
$$\text{velocidad} = \frac{\text{concentración molar}}{\text{segundo}}$$

Algunos ejemplos donde ocurre una velocidad de reacción son en la oxidación del metal hierro en presencia de oxígeno del aire, el cual puede tardar hasta unos meses.

La formación del petróleo y la formación gas natural a partir de materia orgánica en descomposición la cual ocurre a una velocidad lenta de muchos años.

2. Ley de acción de masas o Ley de Guldberg y Waage

La velocidad de reacción es directamente proporcional al producto de las concentraciones de los reactivos estos elevados a una potencia igual a sus coeficientes estequiométricos.



Donde a, b, c, d coeficientes que indican el número de moles y moléculas de cada compuesto

En el equilibrio las velocidades en ambos sentidos son iguales.

$V_1 = V_2$ $K_1 [A]^a [B]^b = K_2 [C]^c [D]^d$ Despejando $K_1 = K_2$:	$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ Constante de equilibrio en función de la concentración. $K_p = \frac{[P_C]^c [P_D]^d}{[P_A]^a [P_B]^b}$ Constante de equilibrio en función de las presiones parciales.
--	--

3. Constante de equilibrio

En una reacción química, cuya característica particular se observa una reacción directa y reacción inversa a la vez, para cada una de las etapas, cuando la reacción alcanza el equilibrio químico, a una determinada temperatura la constante de equilibrio no depende de las concentraciones iniciales de los reactivos ni de los productos.

No es de extrañar que las unidades de la constante de equilibrio (K_c) puede variar, siendo las más frecuentes:

Reacción	K_c	Unidades
$A \rightleftharpoons 2B$	$K_c = \frac{B^2}{A}$	$\frac{(\text{mol/l})^2}{(\text{mol/l})} = \text{mol/l}$
$A + 3B \rightleftharpoons 2C$	$K_c = \frac{C^2}{A * B^3}$	$\frac{(\text{mol/l})^2}{(\text{mol/l}) * (\text{mol/l})^3} = (\text{mol/l})^{-2}$
$A + B \rightleftharpoons 2C$	$K_c = \frac{C^2}{A * B}$	$\frac{(\text{mol/l})^2}{(\text{mol/l}) * (\text{mol/l})} = \text{no tiene unidades}$

Lo que nos indica la constante de equilibrio es la escasez o la abundancia de la formación de producto.

Si K_c es menor que 1 nos indicará que hay poca formación de productos, lo que se ve favorecida la formación de reactivos.

Si K_c es mayor que 1 nos indicará que hay abundante formación de productos.

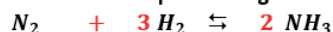
4. Cálculos de K_c y K_p

Problema 38

Para la obtención del amoníaco en un recipiente de 2 litros de capacidad a una temperatura a 120°C se agrega N_2 y H_2 después de la reacción en equilibrio se conoce que contiene 0,102 moles de amoníaco NH_3 , 1,03 moles de nitrógeno N_2 y 1,62 moles de hidrógeno H_2 . Hallar la constante de equilibrio en función de sus concentraciones (K_c) y la constante de equilibrio en función de las presiones parciales (K_p).

Solución

Establecer la ecuación química e igualar la ecuación:





¿Sabías que...?

El amoníaco es un gas incoloro, se encuentra en la naturaleza y se produce cuando se descompone la materia orgánica, usado para la fertilización de terrenos y también para la fabricación de muchos productos de limpieza.

Calculamos las concentraciones molares de cada uno de los compuestos

$$[N_2] = 2,03 \text{ mol}/2 \text{ l} = 1,015 \text{ M}$$

$$[H_2] = 1,62 \text{ mol}/2 \text{ l} = 0,81 \text{ M}$$

$$[NH_3] = 1,03 \text{ mol}/2 \text{ l} = 0,515 \text{ M}$$

Se escribe la expresión matemática para el cálculo de la constante de equilibrio K_c

$$K_c = \frac{[0,515]^2 M^2}{[1,015] M * [0,81]^3 M^3} = 0,492 \frac{1}{M^2} = K_c = 0,492 \frac{l^2}{mol^2}$$

Existe una relación entre K_p y K_c y la ecuación es: $K_p = K_c * (RT)^2$

$$R = 0,082 \frac{atm \cdot l}{^\circ K \cdot mol}$$

$$T = 120^\circ C + 273 = 393^\circ K$$

$$K_p = 0,322 \frac{l^2}{mol^2} * \left(0,082 \frac{atm \cdot l}{^\circ K \cdot mol} * 393^\circ K\right)^2 = K_p = 510,63$$

5. Equilibrio Químico en los procesos productivos

El equilibrio químico en los procesos productivos es imprescindible, pues de esta forma se pueden conseguir mejoras en la síntesis y rendimientos en la industrialización de nuestros recursos naturales. Cuando se establece el equilibrio químico no es posible conseguir más cambios pues se ha llegado al equilibrio. Habitualmente, es posible suspender por operaciones externas, por lo que la síntesis del producto se cambia por varios parámetros como es la presión, el volumen o la temperatura. Si variamos los valores de los parámetros al final logramos que el equilibrio se dé y se pueda alcanzar la máxima producción. Esta variación de los parámetros se debe calcular de forma óptima para obtener un buen rendimiento en la producción, pero estas variaciones se las hace a nivel laboratorio para luego llevar a gran escala. No debemos olvidar que las reacciones deben ser reversibles.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

La cinética química está presente en las actividades productivas, como en la industria de los alimentos, medio ambiente y en la de síntesis productos farmacéuticos. Al paso del tiempo el agua en su trayectoria subterránea lo ejerce la cinética química. Visitemos nuestra región y observemos las fuentes de agua de las que se alimenta nuestra población, meditemos y respondamos las siguientes preguntas en tu cuaderno.

- ¿Por qué este vital como es el agua, está sufriendo contaminación?
- ¿Qué estamos haciendo para que exista escasez de agua en nuestra región?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

1. Ahora que conoces el tema de la cinética química investiga cual es la consecuencia de la disminución de la concentración oxígeno en los órganos y tejidos del hombre, tomando en cuenta que el agua es un componente primordial para la vida.
2. Si tenemos la siguiente reacción en equilibrio: $A + 2B \rightleftharpoons 3C$ y se tiene un recipiente de 2 litros a $23^\circ C$ y 1 atm de presión, donde se tienen 0,3 moles de A 0,7 moles de B y 0,5 moles de C. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio?
3. En una de las etapas de la fabricación del ácido sulfúrico, se produce la transformación del dióxido de azufre en trióxido de azufre:

$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ si en determinadas condiciones de presión y temperatura, existen en equilibrio en un recipiente de 2 litros 0,40 moles de SO_2 , 0,80 moles de O_2 y 0,15 moles de SO_3 , determine el valor de K_c .

4. Para la siguiente reacción $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ a una temperatura de $450^\circ C$ las presiones parciales de H_2 , I_2 , HI , son respectivamente 0,1 atm; 0,1 atm y 0,8 atm. Hallar la constante K_p del proceso.



Aprende haciendo

Es hora de trabajar, resuelve en tu cuaderno los siguientes ejercicios.



Escanea el QR



Ejercicios

Laboratorio

Determinación de la cinética química

Objetivo

Determinar mediante procesos caseros la cinética química de la reacción del bicarbonato de sodio y el ácido acético.

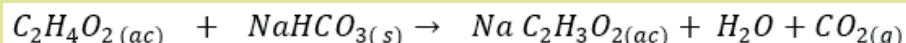
Materiales e Insumos ¿Qué necesitamos?

Materiales y reactivos (1ra. Parte)	Materiales y reactivos (2da. Parte)
• 2 globos de colores diferentes. • Bicarbonato de sodio 30 g (3 cucharas). • 2 botellas plásticas pequeñas 500 ml. • Ácido acético (Vinagre) 125 ml. • Cuchara. • Embudo.	• 2 globos de colores diferentes. • Bicarbonato de sodio 40 g (4 cucharas). • 2 botellas plásticas pequeñas 500 ml. • Ácido acético (Vinagre) 140 ml. • Cuchara. • Embudo.

¿Cómo realizamos la experiencia?

La cinética química radica en la importancia del entendimiento de una reacción química, pues esta hace referencia a la rapidez de una reacción, análisis del cambio en las concentraciones, en la temperatura o la presión lo que nos indicará una variación en la velocidad de reacción.

La reacción química será:



1ra parte: variación de la concentración (aumentar) de los reactivos pues el sistema se desplazará a favor de los productos

La cinética química radica en la importancia del entendimiento de una reacción química, pues esta hace referencia a la rapidez de una reacción, análisis del cambio en las concentraciones, en la temperatura o la presión lo que nos indicará una variación en la velocidad de reacción.

La reacción química será:

- Colocar con la ayuda del embudo el bicarbonato de sodio dentro de los globos a uno colocaremos 2 cucharas mientras que al otro colocaremos 1 cuchara.
- Colocar a cada botella 62,5 de vinagre cuidando que ambas botellas tengan las mismas proporciones.
- Colocar ambos globos en las botellas con cuidado sin vaciar.
- Invertir los globos y observar lo que sucede en ambas botellas y con el tiempo que tarda cada uno en inflarse y llegar a un tamaño determinado.
- Podemos observar que el globo que lleva mayor concentración se infla más rápido y a un volumen mayor.
- Mientras en el segundo que lleva una menor concentración tarda en inflar y el globo llega a un volumen menor.

Resultados y conclusiones

Observamos y registramos en nuestro cuaderno todos los datos necesarios, como conclusión de este experimento podemos decir que la concentración definitivamente modifica la velocidad en una reacción química.

2da parte: variación en la temperatura (aumentar) la reacción se desplaza a favor de la reacción endotérmica

- Calentar 70 ml de ácido acético en recipiente.
- Colocar en ambos globos 2 cucharas de bicarbonato de sodio con la ayuda de un embudo.
- Verter el vinagre caliente en una botella con cuidado.
- Verter, la misma cantidad de vinagre a temperatura ambiente en la otra botella.
- Colocar ambos globos en las botellas con cuidado sin vaciar, como lo hicimos anteriormente.
- Invertir los globos y observar lo que sucede en ambas botellas y con el tiempo que tarda cada uno en inflarse y llegar a un tamaño determinado.
- Podemos observar que el globo que lleva el vinagre caliente aumento rápidamente de tamaño mientras que el otro globo con vinagre frio hubo una reacción lenta y luego a ser de menor.

Resultados y conclusiones

Observamos y registramos en nuestro cuaderno los datos necesarios, como conclusión de este experimento podemos decir a mayor temperatura la velocidad de reacción será mayor y a menor temperatura la velocidad de reacción será menor.



Escanea el QR



Lab. Cinética Química

CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO EN PROCESOS PRODUCTIVOS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Elaborar un indicador natural de acidez

Recursos materiales

- 1 col morada o repollo morado.
- Alcohol.
- Colador.
- Frasco de vidrio.
- Una picadora.

Procedimiento:

- Tomaremos unas 4 hojas de col morada y la cortamos en trozos pequeños.
- La llevaremos a la picadora agregando 100 ml de alcohol y procedemos a triturlarlo y liberar el pigmento de la col.
- Una vez que tenemos la pasta, procedemos a colar en nuestro frasco de vidrio, presionando ligeramente con una cuchara, dejar macerar la solución indicadora un par de horas.



Aprende haciendo

En tu cuaderno comienza por realizar una descripción de la práctica, registra lo observado y con la ayuda de tu maestro y responde a las preguntas.



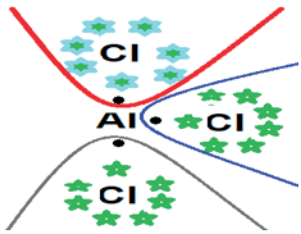
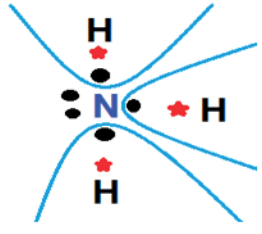
En base a los resultados obtenidos, responder las siguientes preguntas:

- ¿Averigua, qué sustancias, el pigmento morado que se encuentran en las vacuolas de la col morada?
- ¿Qué otro vegetal podría servir para elaborar un indicador?
- ¿Qué será un indicador?



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

1. Teorías: Arrhenius, Bronsted-lowry, Lewis

TEORÍAS	ÁCIDO	BASE
TEORÍA DE ARRHENIUS	Una sustancia que al disolverse en agua forma iones hidrógeno. $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^{+1} + SO_4^{-2}$	Una sustancia que al disolverse en agua forma iones oxidrilos. $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^{+1} + OH^{-1}$
TEORÍA DE BRONSTED – LOWRY	Una sustancia química capaz de ceder o donar un protón $NH_3 + H_2O \xrightarrow{H^{+}} NH_4^{+1} + OH^{-2}$	Una sustancia química capaz de aceptar un protón $HCl + H_2O \xrightarrow{H^{+}} H_3O^{+1} + Cl^{-1}$
TEORÍA LEWIS	Una sustancia capaz de aceptar o recibir un par de electrones 	Una sustancia capaz de ceder o donar un par de electrones 

2. Ley de acción de masas o Ley de Guldberg y Waage

El pH es la medida del potencial de hidrógeno en una solución y el pOH es la concentración de iones oxidrilo estas nos expresa si una solución es ácida o básica cuantitativamente, y se define como:

$$pH = -\log[H^{1+}]$$

$$pOH = -\log[OH^{-1}]$$

$$pH + pOH = 14 \text{ a } 25^{\circ}C$$

Los valores de pH y pOH establece valores entre 0 y 14, es importante tomar en cuenta que de 0 a 6,99 estamos hablando de una solución ácida, a partir de 7,1 la solución será alcalina, el punto neutro es un pH=7 (pH del agua)

	Compuestos ácidos							Neutro	Compuestos básicos						
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

Problema 39

Una bebida refrescante como la papaya Salvietti tiene una concentración de iones hidrógeno de $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$. ¿Cuál es el pH y el pOH?

Solución.

Se tiene como dato la concentración molar de ion hidrogeno, entonces usamos la fórmula:

$$pH = -\log[H^{1+}] = pH = -\log\left[7,5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{l}\right] = pH = 3,12$$

$$pH + pOH = 14 \quad pOH = 14 - pH \quad pOH = 14 - 3,12 \quad pOH = 10,88$$

Problema 40

Calculemos el pH y pOH de una solución que se prepara con 10,5 g de hidróxido de bario en agua hasta llegar a un volumen de 250 ml de solución.

Datos.

$$m_{Ba(OH)_2} = 10,5 \text{ g}$$

$$pH = ?$$

$$V_{solucion} = 250 \text{ ml} = 0,25 \text{ l}$$

$$pOH = ?$$

Solución.

Calculamos el peso molecular del soluto $Ba(OH)_2$				Calculamos la concentración molar de la solución:	
Símbolo	Peso atómico	Subíndices	Masa	$M = \frac{\text{mol } Ba(OH)_2}{V_{solucion}}$ $10,5 \text{ g } Ba(OH)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Ba(OH)_2}{171,32 \text{ g } Ba(OH)_2} = 0,061 \text{ mol } Ba(OH)_2$ $M = \frac{0,061 \text{ mol } Ba(OH)_2}{0,250 \text{ l}} = 0,244 \text{ mol/l}$	
Ba	137,32 g	1	137,32 g		
O	16 g	2	32 g		
H	1 g	2	2 g		
Masa molecular			171,32 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$		

Realizamos la disociación del $Ba(OH)_2$

Base fuerte	$Ba(OH)_2$	$\rightarrow$	Ba^{+2}	+	$2OH^{-1}$
Concentración inicial	0,244 M		-		-
Concentración debido reacción	0,244 M		0,244 M		2(0,244 M)
Concentración final	0M		0,244 M		0,488 M

Calculamos el pOH

$$pOH = -\log[OH^{-1}] = pOH = -\log\left[0,488 \frac{\text{mol}}{l}\right] = pOH = 0,311$$

Calculamos el pH

$$pH + pOH = 14 \quad pH = 14 - pOH \quad pH = 14 - 0,311 \quad pH = 13,689$$

Problema 41

Se desean analizar los suelos de la región de los valles y la región de los suelos del altiplano en cada uno de ellos se registra una concentración de $5,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$ y $4,5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$ respectivamente. Calcula el pH del suelo de los valles y del altiplano. Indique sus conclusiones.

Datos.

$$M_{valle} = 5,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

$$pH = ?$$

$$M_{altiplano} = 4,5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$$

$$pH = ?$$

Solución

Calculamos el pH del suelo de los valles: $pH = -\log[H^{+1}] =$ $pH = -\log[5,1 * 10^{-6} \frac{mol}{l}]$ $pH = 5,29$	Calculamos el pH del suelo del altiplano: $pH = -\log[H^{+1}] =$ $pH = -\log[4,5 * 10^{-10} \frac{mol}{l}]$ $pH = 9,34$
--	---

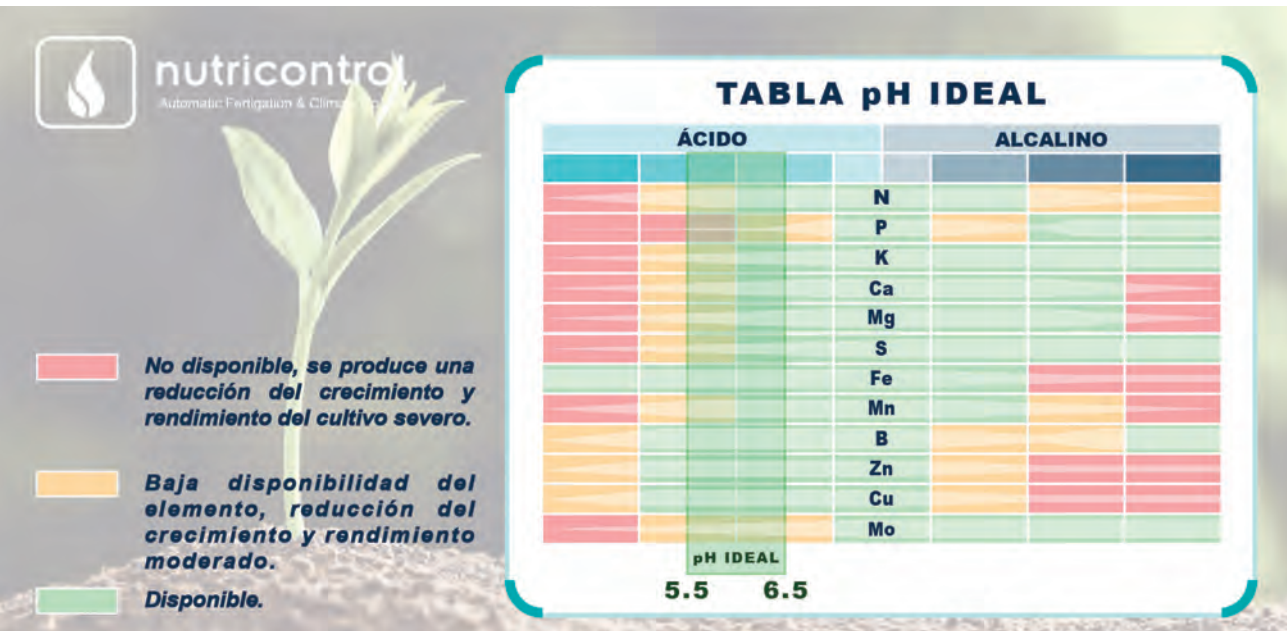
Los suelos del altiplano tienen un pH moderadamente ácido y con baja disponibilidad de nutrientes. Por otra parte es mejor un suelo ligeramente básico, para obtener una buena producción. Por lo tanto el suelo de los valles son más propicios para el cultivo.

● **3. Indicadores ácidos – base**

Los indicadores nos determinan el valor del pH, mediante un cambio de color, estas nos ayudan a identificar si ciertas sustancias son ácidas o básicas, la escala de pH va desde 0 al 14. La identificación se hace muy sencilla, pues los indicadores nos muestran diferentes colores en medio ácido o básico.

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
INDICADOR															
Azul de timol															
Rojo de metilo															
Anaranjado de metilo															
Fenolftaleína															
Tornasol															
Verde de bromocresol															

La importancia del control de pH en los cultivos:





¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Una de las capacidades del agua es actuar como ácido o como base es decir es un anfótero, en presencia de un ácido se comporta como una base y en presencia de una base se comporta como un ácido. En los procesos químicos, biológicos, industriales se llevan a cabo reacciones químicas ácido - base, estas se realizan en presencia de agua. Sin agua no hay vida, no hay animales ni plantas, pero también es importante conocer los contaminantes que pueden crearse como son la lluvia ácida, que pueden dañar la vida de los peces y plantas. Un aspecto muy importante es el conocer el pH de suelo pues influye en la disponibilidad de los nutrientes para las plantas, pues el factor del pH nos indica la presencia de toxicidad o elementos que no se encuentren en los niveles adecuados.

Reflexionamos

- ¿Qué es lo que podemos hacer para tener un desarrollo óptimo de las plantas y un buen rendimiento en los cultivos?
- ¿Qué hemos hecho para deteriorar los suelos y convertirlos en suelos incultivables?
- ¿Cómo podemos ajustar el pH de los suelos para tener buenos cultivos así podremos saber que nutrientes y cuanto se necesita?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

Realizamos en nuestros cuadernos las siguientes actividades.

1. Ahora que conoces el tema del equilibrio iónico ácido-base, investiga cuáles son los factores que afectan el pH de los suelos.



Aprende haciendo

Es hora de trabajar, resuelve en tu cuaderno los siguientes ejercicios.

2. El 7 de diciembre del año 2022 la lluvia en tu región tuvo una concentración de iones hidrógeno de $6,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$. ¿Cuál fue el pH de la lluvia?
3. ¿Completa el siguiente cuadro, los siguientes líquidos tienen carácter ácido y básico?

Líquidos	$[H^+]$	pH	Carácter
Jugo gástrico humano		2	
Leche de vaca	$1 \cdot 10^{-7}$		
Leche de magnesia		10,55	
Refrescos	$1 \cdot 10^{-4}$		
Sangre Humana		7,4	

5. Calcula el pH y pOH de una solución que se prepara con 6,5 g de hidróxido de potasio en agua hasta llegar a un volumen de 300 ml de solución.
6. Calcula las concentraciones molares de los iones Ca^{+2} y Cl^{-1} de una solución que contiene 1.5 g de cloruro de calcio en 500 ml de disolución.
7. ¿Cuál es el pH de una disolución de hidróxido de calcio 0,1 M?
8. Se tiene un producto de limpieza especial para sacar grasa, se encontró que contiene $0,22 \text{ mol/l}$ de OH^{-1} ¿Cuál es su pH y pOH?



Escanea el QR



Ejercicios

Laboratorio**Determinación de pH de las sustancias a partir de distintos indicadores****Objetivo**

Determinar mediante procesos caseros el pH de diferentes sustancias.

Materiales e Insumos ¿Qué necesitamos?

MATERIALES	REACTIVOS
• 6 vasos. • Jeringa.	• Ácido acético (vinagre). • Ácido cítrico (jugo de limón). • Limpiador de vidrios. • Agua. • Leche. • Solución Bicarbonato de sodio. • Indicador Antocianina (pigmento de la col lombarda).

¿Cómo realizamos la experiencia?

- Enumerar los vasos del 1 al 6.
- En cada uno de los vasos del 1 al 6 colocar 50 ml del indicador de la col.
- En el vaso 1 añadir 50 ml de agua, este nos servirá de control un pH neutro.
- En el vaso 2 añadir 50 ml de jugo de limón.
- En el vaso 3 añadir 50 ml de la solución de carbonato de sodio.
- En el vaso 4 añadir 50 ml del limpiador de vidrios.
- En el vaso 5 añadir 50 ml de leche.
- En el vaso 6 añadir 50 ml de ácido acético.

Resultados y conclusiones

- Realiza una descripción de los cambios que se observa en cada uno de los vasos, indicando a continuación, cual el color a que pH corresponde, Usando la escala de colores que corresponde a la col lombarda.

SUSTANCIA	COLOR	pH

**Desafío**

En el entorno en el que te encuentres puedes realizar con tu maestro y compañeros una experiencia productiva.

- **Determinamos el estudio del suelo para la producción de alimentos del contexto.**





ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

-  www.minedu.gob.bo
-  [@minedubol](https://www.facebook.com/minedubol)
-  [@minedubol](https://twitter.com/minedubol)
-  [@minedu_bol](https://www.instagram.com/minedu_bol)
-  [Ministerio de Educación - Oficial](https://www.youtube.com/Ministerio de Educación - Oficial)
-  [MinEduBol](https://www.telegram.me/MinEduBol)
-  informacion@minedu.gob.bo
-  [\(591\) 71550970 - 71530671](https://www.whatsapp.com/59171550970)
-  [@minedu_bolivia](https://www.tiktok.com/@minedu_bolivia)