



ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

COMPENDIO PARA MAESTRAS Y MAESTROS

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

Tercer año

Notación y nomenclatura de compuestos binarios oxigenados e hidrogenados de uso tecnológico e industrial	63
Notación y nomenclatura de compuestos ternarios básicos y ácidos de uso tecnológico e industrial	69
Notación y nomenclatura de sales inorgánicas de uso tecnológico e industrial	75

Cuarto año

Tabla periódica de los elementos químicos en la naturaleza	73
Estructura del átomo y configuración electrónica en armonía con el cosmos	78
Enlaces químicos en los compuestos de la naturaleza	83
Igualación de ecuaciones químicas en procesos productivos	90
Átomos, moles y moléculas de las sustancias	97

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

Sexto año

Química “orgánica” o del carbono.....	71
Los hidrocarburos y su importancia	76
Funciones orgánicas oxigenadas en la industria y la medicina	85
Sustancias orgánicas nitrogenadas y sales orgánicas de uso industrial y alimentaria	99



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!

3

SECUNDARIA

ÁREA
CIENCIAS NATURALES
QUÍMICA





VIDA TIERRA TERRITORIO

Química

NOTACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS OXIGENADOS E HIDROGENADOS DE USO TECNOLÓGICO E INDUSTRIAL



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Globos autoinflables

Materiales	Reactivos
Globo. Botella de plástico. Embudo. Cuchara.	Vinagre blanco. Bicarbonato de sodio.

Procedimiento

- Con la ayuda del embudo, añadimos 1 a 2 cucharas de bicarbonato de sodio en el globo.
- Añadimos vinagre dentro de la botella de plástico, aproximadamente 30 a 50 ml.
- Unimos el globo con bicarbonato de sodio a la boquilla de la botella que contiene vinagre.

Pregunta problematizadora

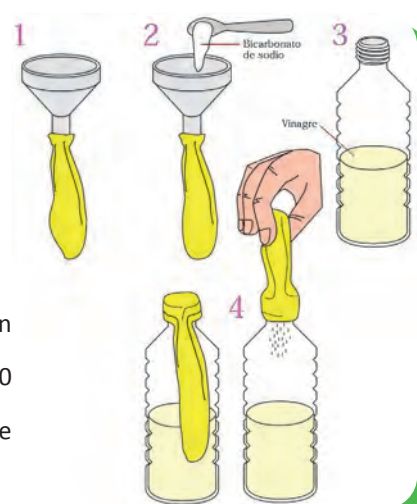
¿Qué ocurrirá cuando el bicarbonato entre en contacto con el vinagre? Plantea tu hipótesis.

Procedimiento

- Elevemos el globo de tal manera que el bicarbonato ingrese en la botella con vinagre y observamos lo que ocurre.

Interpretación de resultados

¿Se cumplió la hipótesis que planteaste en un inicio?, ¿en qué fallaste?, ¿en qué acertaste? Explica.



Ciencia divertida

El agua carbonatada, no es otra cosa que dióxido de carbono mezclado con agua y es el responsable de causar eructos al momento de tomar bebidas gaseosas.



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

1. Compuestos binarios oxigenados

Son compuestos que como indica su nombre, están formados por dos átomos de elementos diferentes (metálicos o no metálicos), ligados al oxígeno.

1.1. Óxidos básicos

Son compuestos oxigenados, que resultan de la combinación de un elemento metálico con el oxígeno, el cual se manifiesta con número de oxidación de (-2).

Notación de compuestos oxigenados

Para poder representar a los óxidos metálicos o no metálicos, lo hacemos de 2 maneras:

a) Forma directa

Para poder representar de forma directa tomaremos como referencia los siguientes casos y los pasos a seguir:

CASOS QUE SE PRESENTAN PASOS PARA FORMULAR	CUANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN SON DIFERENTES AL DEL OXÍGENO	CUANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN SON IGUALES AL DEL OXÍGENO	CUANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN SON DIVISIBLES CON EL DEL OXÍGENO
1° Se anota el símbolo del metal con su número de oxidación, seguido del oxígeno con su número de oxidación (-2).	$\text{Al}^{+3} \text{O}^{-2}$	$\text{Ca}^{+2} \text{O}^{-2}$	$\text{Pb}^{+4} \text{O}^{-2}$
2° Se realiza el balanceo electrostático de las cargas positivas y negativas (por intercambio).	$\text{Al}^{+3} \text{O}^{-2}$	$\text{Ca}^{+2} \text{O}^{-2}$	$\text{Pb}^{+4} \text{O}^{-2}$
3° Si ambos números son divisibles entre sí se realiza la simplificación, caso contrario se deja como está.	$\text{Al}_2 \text{O}_3$	$\text{Ca}_2 \text{O}_2$	$\text{Pb}_2 \text{O}_4$
4° No se escribe las simplificaciones a menos que sea número 2 o mayor que esta.	$\text{Al}_2 \text{O}_3$	$\text{Ca} \text{O}$	$\text{Pb} \text{O}_2$

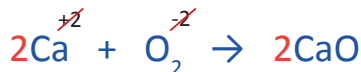
**Aprende haciendo**

En tu cuaderno, realiza la formulación molecular y directa de 10 óxidos metálicos, también nómbralos tomando en cuenta el ejemplo dado.

b) Forma molecular o ecuación

Para representar de manera molecular, debemos recurrir a la ayuda de una ecuación química, donde el oxígeno debe ir acompañado siempre de un subíndice dos (O_2), indicando el carácter gaseoso del mismo.

Para calcio (+2):



Nomenclatura de compuestos oxigenados. Para nombrar tenemos 3 nomenclaturas:

Nomenclatura tradicional. Para nombrar empezamos con la palabra **óxido**, luego el nombre del metal con terminación en **oso** (menor número de oxidación) o **ico** (mayor número de oxidación) dependiendo del número de oxidación con el cual se manifiesta y la preposición "de", si el metal solo presenta un número de oxidación.

$\text{Fe} \text{O}$
óxido ferro**so**

$\text{Fe}_2 \text{O}_3$
óxido férrico

$2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
óxido **de** calcio

Nomenclatura Stock. Empezamos indicando el nombre de la función, en este caso sería óxido, a continuación, la preposición "de" seguido el nombre del metal con su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos.

$\text{Fe} \text{O}$
óxido **de** hierro (II)

$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
óxido **de** aluminio (III)

Nomenclatura IUPAC. Para poder nombrar en esta nomenclatura, es necesario la utilización de prefijos numerales, los cuales nos indican la proporción (cantidad), en la cual se encuentran el oxígeno y el metal.

$\text{Fe}_2 \text{O}_3$
trióxido de dihierro

$2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
monóxido de calcio

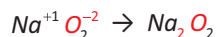
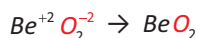
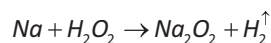
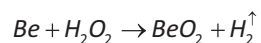
1.2. Casos especiales de los óxidos**Aprende haciendo**

En tu cuaderno, formula de forma directa y molecular 12 peróxidos y nombrarlos en sus 3 nomenclaturas.

- Peróxidos

Los peróxidos resultan de la combinación del ion peróxido (O_2^{-2}) con un metal monovalente o divalente. Para representar de forma molecular, se hace reaccionar el metal con el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada), produciéndose además del peróxido, desprendimiento de hidrógeno gaseoso (que se representa con una flecha hacia arriba).

PREFIJO	CANTIDAD
Mono	1
Di	2
Tri	3
Tetra	4
Penta	5
Hexa	6
Hepta	7
Octa	8

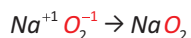
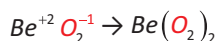
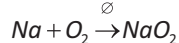
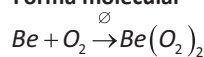
Notación de peróxidos**Forma directa****Forma molecular****Nomenclatura de peróxidos**

Para poder entender mejor la nomenclatura nos basaremos en los siguientes ejemplos:

COMPUESTO	NOMENCLATURA
Forma directa Li_2O_2	NT: Peróxido de litio.
Forma molecular $2Li + H_2O_2 \rightarrow Li_2O_2 + H_2^{\uparrow}$	NS: Peróxido de litio (I).
	NI: Dióxido de dilitio.
Forma directa Cu_2O_2	NT: Peróxido cuproso.
Forma molecular $2Cu + H_2O_2 \rightarrow Cu_2O_2 + H_2^{\uparrow}$	NS: Peróxido de cobre (I).
	NI: Dióxido de dicobre.

- Superóxidos

Los superóxidos resultan de la combinación del ion superóxido (O_2^{-1}), con un metal monovalente o divalente, y para representar en la forma molecular, se hace reaccionar el metal con el oxígeno, en presencia de calor para que ocurra la ruptura de la molécula de oxígeno y así formarse el superóxido.

Notación de superóxidos**Forma directa****Forma molecular**

**Aprende
haciendo**

En tu cuaderno, formula de Forma directa y molecular y nombra en los tres sistemas de nomenclatura 12 superóxidos.

Nomenclatura de superóxidos

COMPUESTO	NOMENCLATURA
Forma directa KO_2	NT: Superóxido de potasio.
Forma molecular $K + O_2 \xrightarrow{\Delta} KO_2$	NS: Superóxido de potasio (I).
	NI: Dióxido de potasio.

- Óxidos salinos o dobles

Resultan de la combinación o agrupación de dos o más moléculas de óxidos básicos de un mismo metal (M_sO_4) o con diferentes metales.

Su formación y nomenclatura las analizaremos en el siguiente cuadro comparativo.

ÓXIDOS MIXTOS DE METALES IGUALES	NOMENCLATURA	ÓXIDOS MIXTOS DE METALES DIFERENTES	NOMENCLATURA
$+ \frac{NiO}{Ni_2O_3}$ Ni_3O_4	NT: Óxido níqueloso níquelico.	$+ \frac{Li_2O}{CuO}$ Li_2CuO_2	NT: Óxido lítico cúprico.
	NS: Óxido de níquel (II y III).		NS: Óxido de cobre (II) y litio (I).
	NI: Tetraóxido de triníquel.		NI: Dióxido de litio y cobre.
$+ \frac{SnO}{SnO_2}$ Sn_2O_3	NT: Óxido estannoso estannico.	$+ \frac{In_2O_3}{ZnO}$ In_2ZnO_4	NT: Óxido de indio y zinc.
	NS: Óxido de estaño (II y IV).		NS: Óxido de indio (III) y zinc (II).
	NI: Trióxido de diestaño.		NI: Tetraóxido de indio y zinc.

1.3. Óxidos no metálicos o anhídridos

Son compuestos oxigenados, que resultan de la combinación de un elemento no metálico, los cuales se manifiestan con sus números de oxidación variables (números positivos) o metales polivalentes con su número de oxidación de carácter no metálico (5+; 6+; 7+) con el oxígeno, el cual se manifiesta con número de oxidación de -2.

Notación de anhídridos

Forma directa

Forma molecular o ecuación

CASOS QUE SE PRESENTAN PASOS PARA FORMULAR	CUANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN SON DIFERENTES AL DEL OXÍGENO	CUANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN SON IGUALES AL DEL OXÍGENO	CUANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN SON DIVISIBLES CON EL DEL OXÍGENO
1º Se anota el símbolo del no metal con su número de oxidación, seguido del oxígeno con su número de oxidación (-2).	$N^{+3} O^{-2}$	$S^{+2} O^{-2}$	$Se^{+4} O^{-2}$
2º Se realiza el balanceo electrostático de las cargas positivas y negativas (por intercambio).	$N^{+3} O^{-2}$	$S^{+2} O^{-2}$	$Se^{+4} O^{-2}$
3º Si ambos números son divisibles entre sí se realiza la simplificación, caso contrario se deja como esta.	$N_2 O_3$	$S_2 O_2$	$Se_2 O_4$
4º No se escribe las simplificaciones a menos que sea número 2 o mayor que ésta.	$N_2 O_3$	$S O$	$Se O_2$

Para representar un compuesto oxigenado no metálico de manera molecular, debemos recurrir a la ayuda de una ecuación química, puesto que esta nos permitirá apreciar el proceso de reacción entre ambas sustancias, el oxígeno debe ir acompañado siempre de un subíndice (O_2), indicando el carácter gaseoso del mismo.

Para Cloro (+7):



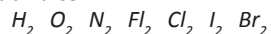
Nomenclatura de anhídridos. Estudiaremos a partir del análisis de los siguientes ejemplos:

1.4. Usos y aplicaciones de los óxidos en la industria



Noticiencia

Los elementos: Hidrógeno, Oxígeno, Nitrógeno, Flúor, Cloro, Yodo y Bromo, deben representarse como moléculas diatómicas, es decir, con subíndice 2:



COMPUESTO	NOMENCLATURA
Forma directa Cl_2O_7	NT: Anhídrido perclórico.
Forma molecular $2Cl_2 + 7O_2 \rightarrow 2Cl_2O_7$	NS: Óxido de cloro (VII).
	NI: Heptaóxido de dicloro.
Forma directa SO	NT: Anhídrido hiposulfuroso.
Forma molecular $2S + O_2 \rightarrow 2SO$	NS: Óxido de azufre (II).
	NI: Monóxido de azufre.
Forma directa MnO_3	NT: Anhídrido mangánico.
Forma molecular $2Mn + 3O_2 \rightarrow 2MnO_3$	NS: Óxido de manganeso (VI).
	NI: Trióxido de manganeso.



Los óxidos mas empleados en la industria son:

El **anhídrido carbónico (CO_2)**, es un gas incoloro que se obtiene por combustión de compuestos orgánicos o fermentación de azúcares, se utiliza como efervescente en bebidas carbonatadas, en extintores por su capacidad incorburente, en la elaboración de hielo seco, entre otros.

El **óxido de zinc (ZnO)**, es utilizado como protector y astringente cutáneo. Se lo emplea para la elaboración de protectores solares, en la preparación de ungüentos para escaldaduras y como pigmentos para pinturas sintéticas.



2. Compuestos binarios hidrogenados

2.1. Hidruros metálicos

Son compuestos binarios que resultan de combinar un metal con el Hidrógeno que se manifiesta con número de oxidación de (-1).

Notación de hidruros metálicos: Conociendo la manera de representar los compuestos, se tienen:

Forma directa	Forma molecular
Primero: $Fe^{2+}H^{-1}$ Luego: $Fe^{2+}H_2^{-1}$ Finalmente: FeH_2	$Fe + H_2 \rightarrow FeH_2$
Primero: $Al^{3+}H^{-1}$ Luego: $Al^{3+}H_3^{-1}$ Finalmente: AlH_3	$2Al + 3H_2 \rightarrow 2AlH_3$
Primero: $K^{1+}H^{-1}$ Luego: $K^{1+}H^{-1}$ Finalmente: KH	$2K + H_2 \rightarrow 2KH$

Nomenclatura de hidruros metálicos

PARA NOMBRAR DEBEMOS CUMPLIR LAS RECOMENDACIONES

En la **TRADICIONAL**, empezamos con la palabra Hidruro, seguido del nombre del metal terminado en oso (menor valencia) o ico (mayor valencia) según el número de oxidación. Si el metal solo presenta un número de oxidación usamos la preposición "de".

En la **STOCK**, empezamos por la función hidruro seguido de la preposición "de" y el nombre del metal con su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos.

En la **IUPAC**, mantenemos las mismas reglas, es decir, el uso de prefijos numerales, empezando por el Hidrógeno y a continuación el nombre del metal.

COMPUESTO	NOMENCLATURA
FeH_2 $Fe + H_2 \rightarrow FeH_2$	NT: Hidruro ferroso. NS: Hidruro de hierro (II). NI: Dihidruro de hierro.
AlH_3 $2Al + 3H_2 \rightarrow 2AlH_3$	NT: Hidruro de aluminio. NS: Hidruro de aluminio (III). NI: Trihidruro de aluminio.
PbH_4 $Pb + 2H_2 \rightarrow PbH_4$	NT: Hidruro plúmbico. NS: Hidruro de plomo (IV). NI: Tetrahidruro de plomo.

2.2. Hidruros no metálicos

Son compuestos binarios que resultan de combinar un no metal con el hidrógeno que se manifiesta con número de oxidación de (+1). Estos se dividen en dos, los **hidruros volátiles**, son los que se forman con los halogenoides (-1) y anfígenoides (-2); y los **hidruros salinos** que se forman con los nitrogenoides (-3) y carbonoides (-4)

Notación de hidruros no metálicos

Trabajaremos de manera simultánea las dos formas ya planteadas en el tema anterior, es decir, Forma directa y Forma molecular.

Forma directa	Forma molecular
para los hidruros volátiles	
Primero: $H^{1+}Cl^{-1}$ Luego: $H_1^{1+}Cl_1^{-1}$ Finalmente: HCl	$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
Para los hidruros salinos	
Primero: $N^{3-}H^{+1}$ Luego: $N_3^{3-}H_3^{+1}$ Finalmente: NH_3	$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$



Noticiencia

La posición del Hidrógeno, varía según la electronegatividad de los elementos, considerando la siguiente escala:

B, Si, C, Sb, AS, P, N, **H**, Se, te, S, I, Br, Cl, O, F.

Nomenclatura de hidruros no metálicos

Para nombrar, simplemente utilizaremos la nomenclatura tradicional y IUPAC, dejamos de lado la nomenclatura Stock por asemejarse a la IUPAC

PARA NOMBRAR DEBEMOS CUMPLIR LAS RECOMENDACIONES

En la **TRADICIONAL**, los **hidruros volátiles** se los nombra con la palabra **ácido** (debido a su naturaleza) y el nombre del no metal terminado en **hídrico**. Para **hidruros salinos** nombramos de manera trivial:

PH₃ Fosfina; **AsH₃** Arsina; **SbH₃** Estibina; **BH₃** Boramina; **SiH₄** Silano.

En la **IUPAC**, los **hidruros volátiles** de inician nombrando al no metal terminado en uro, luego las palabras de hidrógeno (sin importar la cantidad de hidrógenos que se tengan). Los **hidruros salinos**, se los nombra a partir del hidrógeno utilizando prefijos numerales.

COMPUESTO	NOMENCLATURA
HCl $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	NT: Ácido clorhídrico. NI: Cloruro de hidrógeno.
H_2S $H_2 + S \rightarrow H_2S$	NT: Ácido sulfhídrico. NI: Sulfuro de hidrógeno.
NH_3 $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$	NT: Amoniaco. NI: Trihidruro de nitrógeno.
CH_4 $C + 2H_2 \rightarrow CH_4$	NT: Metano. NS: Tetrahidruro de carbono.

Derivados del Amoníaco

El Amoníaco presenta casos especiales, que resultan de la sustitución parcial o total de los hidrógenos que contiene, para su notación la haremos de manera directa y molecular, para nombrar simplemente consideraremos la nomenclatura tradicional, según los siguientes ejemplos:

AMIDAS (sustitución de 1 hidrógeno por un metal monovalente)	IMIDAS (sustitución de 2 hidrógenos por un metal divalente)	NITRUROS (sustitución de 3 hidrógenos por un metal trivalente)
NaNH_2 $2\text{Na} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2^\uparrow$ Amida de sodio	MgNH $\text{Mg} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{MgNH} + \text{H}_2^\uparrow$ Imida de magnesio	GaN $2\text{Ga} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 2\text{GaN} + 3\text{H}_2^\uparrow$ Nitruro de galio

2.3. Usos y aplicaciones de los hidruros en la industria

El **Ácido clorhídrico (HCl)**, es un líquido de color blanquecino, incoloro de olor picante. Presenta múltiples aplicaciones en la industria para preparar tinturas, drogas, material fotográfico, lacas, entre otros. También se encuentra en nuestro organismo, más propiamente en el estómago donde ayuda al proceso digestivo (jugo gástrico).

El **Amoníaco (NH₃)**, es utilizado ampliamente en la fabricación de fertilizantes en especial el sulfato de amonio, nitrato de amonio y urea, que actualmente se encuentra en la región del Bulu Bulu - Cochabamba.



Escanea el QR



Planta de Amoníaco y Urea



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Bolivia cuenta con una planta de amoníaco y urea ubicado en la localidad de Bulu Bulu en el departamento de Cochabamba.

- ¿Cómo beneficiará en la producción agrícola?
- ¿Si utilizas mucha urea en el suelo, será que este sufre algún daño? ¿Por qué?
- ¿Qué otros fertilizantes conoces o sabes que utilizan en tu región en la producción agrícola?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Aprende haciendo



Ejercicios propuestos

- Investiga los nombres triviales de los compuestos químicos inorgánicos y nómbralos en sus 3 nomenclaturas.
- Escanea el código QR para poder acceder a una serie de ejercicios para seguir practicando en tu cuaderno.

Laboratorio

Obtención del Sulfuro de hidrógeno

Objetivo

Sintetizar de manera práctica el sulfuro de hidrógeno (H₂S), a partir del empleo de materiales caseros o de laboratorio y los respectivos reactivos, para poder identificar las propiedades del mismo.

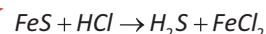
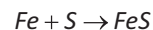
MATERIALES	REACTIVOS
Tubo de ensayo. Mechero de alcohol. Pinza para tubos. Gotero.	Azufre en polvo. Hierro en polvo. Ácido clorhídrico diluido.

Procedimiento

- En un tubo de ensayo agregamos azufre y hierro aproximadamente 2 gramos.
- Acercamos el tubo de ensayo a la llama del mechero para calentarlo, lo agitamos y de rato en rato lo quitamos de la llama.
- Una vez que se produzca la reacción de combinación lo dejamos enfriar.
- Agregar el ácido clorhídrico diluido y observamos lo que ocurre.

Interpretación de resultados

- ¿Qué ocurrió en la primera parte del laboratorio? (a)
- ¿Qué ocurrió en la segunda parte del laboratorio? (b)
- ¿Cuáles son las características que tiene el ácido sulfhídrico?
- Igualar por tanteo las ecuaciones que se producen.

**Conclusiones****EXPERIENCIA PRÁCTICA PRODUCTIVA**

- Síntesis y reconocimiento del amoníaco en la agroindustria.
- Cuidado de la salud.

**Desafío**

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

NOTACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS TERNARIOS BÁSICOS Y ÁCIDOS DE USO TECNOLÓGICO E INDUSTRIAL

**¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!****Las resbalosas y las ásperas**

MATERIALES	REACTIVOS
Una Cuchara.	Agua.
Cuatro vasos.	Jabón.
Una tiza.	Detergente en polvo y líquido.
	Jugo de limón.

Prepararemos agua de ceniza; para ello utilizaremos dos cucharas de ceniza y medio vaso de agua, lo mismo haremos con la cal apagada; seguidamente prepararemos soluciones de: jabón rallado o picado, detergente para lavar ropa y detergente para lavar platos. También debemos tener vinagre, jugo de limón.

Con la ayuda de cucharas, colocar una gota de cada una de las soluciones en la yema de cada dedo y con el pulgar friccionar la yema de cada uno de los dedos que contiene las diferentes soluciones.

En un recipiente colocar agua y enjuagar las manos, secarse. Seguidamente colocar una gota de jugo de limón en la yema de un dedo, en otro, colocar una gota de vinagre seguidamente friccionar estos dedos con la yema del pulgar.

- ¿Qué se siente al friccionar el pulgar con cada uno de los dedos que contienen las soluciones?
- ¿El pulgar se puede deslizar fácilmente?

Al friccionar los dedos que contienen el jugo de limón o vinagre:

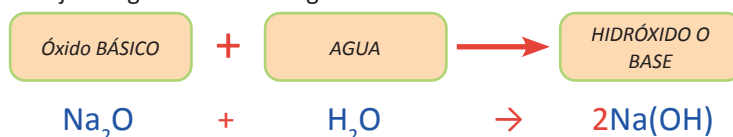
- ¿Qué es lo que se siente?
- ¿El pulgar se puede deslizar con facilidad?

**Ciencia divertida****CARACTERÍSTICAS DE LOS HIDRÓXIDOS**

- Al tacto son jabonosos.
- Se disuelven en agua.
- Neutralizan a los ácidos.
- Son compuestos cáusticos y corrosivos.

**¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!****1. Hidróxidos o bases**

Los hidróxidos, también llamados bases, son compuestos ternarios que resultan por la reacción de combinación de un óxido básico con el agua. Se caracteriza por llevar en su estructura al ion hidróxido o hidroxilo (OH^{-1}), el cual se halla unido a un catión metálico mediante enlace iónico. Se representan bajo la siguiente fórmula general:

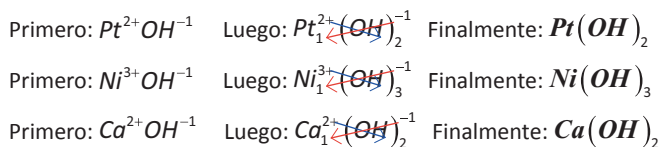


Para una fácil igualación, copiamos, la cantidad de átomos de oxígeno (subíndice) en el óxido, como coeficiente al agua.

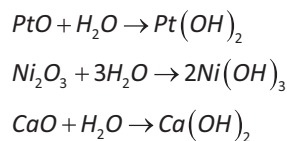
Notación de hidróxidos

Para poder representar a los hidróxidos, estudiaremos dos maneras de poder hacerlo de forma directa y la ecuación molecular, tomaremos como base lo que ya estudiamos en el primer trimestre.

Forma directa



Forma molecular



Nomenclatura de hidróxidos

La nomenclatura utilizada será igual a lo que vamos estudiando, simplemente veremos algunas pequeñas variaciones, que las analizaremos en los siguientes ejemplos.

PARA NOMBRAR DEBEMOS CONSIDERAR

En la **TRADICIONAL**, empezamos con la palabra **Hidróxido**, seguido del nombre del metal terminado en **oso** o **ico** según el número de oxidación. Si presenta un número de oxidación usamos la preposición “**de**”.

En la **STOCK**, empezamos por la función **hidróxido** luego el nombre del metal y su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos.

En la **IUPAC**, mantenemos las mismas reglas, es decir, el uso de prefijos numerales, empezando por el ion hidróxido y a continuación el nombre del metal.

COMPUESTO	NOMENCLATURA
$Pt(OH)_2$ $PtO + H_2O \rightarrow Pt(OH)_2$	NT: Hidróxido platinoso. NS: Hidróxido de platino (II). NI: Dihidróxido de platino.
$Ni(OH)_3$ $Ni_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Ni(OH)_3$	NT: Hidróxido níquelico. NS: Hidróxido de níquel (III). NI: Trihidróxido de níquel.
$Ca(OH)_2$ $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	NT: Hidróxido de calcio. NS: Hidróxido de calcio (II). NI: Dihidróxido de calcio.

1.1. Hidróxidos dobles



Aprende haciendo

En tu cuaderno realiza la notación y nomenclatura de 20 hidróxidos normales y 10 hidróxidos dobles, a partir de los ejemplos citados.

HIDRÓXIDOS MIXTOS DE METALES DIFERENTES	NOMENCLATURA
$LiOH$ + $Cu(OH)_2$ $LiCu(OH)_3$	NT: Hidróxido lítico cúprico. NS: Hidróxido de litio (I) y cobre (II). NI: Dihidróxido de litio y cobre.
$Ge(OH)_3$ + $Co(OH)_2$ $GeCo(OH)_5$	NT: Hidróxido germánico cobaltoso. NS: Hidróxido de germanio (III) y cobalto (II). NI: Pentahidróxido de germanio y cobalto.

1.2. Propiedades y aplicaciones de los hidróxidos en la industria

El hidróxido de sodio (NaOH), es un compuesto blanquecino conocido en el mercado como soda cáustica, es bastante corrosivo y en contacto con el agua produce una reacción exotérmica. Se utiliza en la obtención de sales de sodio, jabones, lejías, colorantes, papel y otros.

El hidróxido de calcio (Ca(OH)₂), es de aspecto sólido y color blanco, se conoce como cal apagada, es poco soluble en agua, que se obtiene por reacción de la cal viva con el agua. Se emplea para la preparación de amoníaco, potasa, sosa, vidrio, para blanquear azúcar y otros.



Escanea el QR

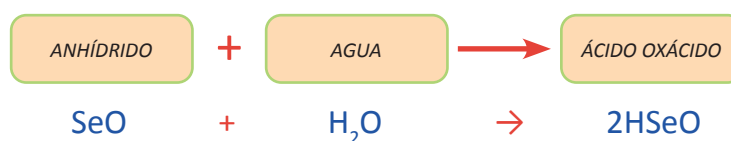


2. Ácidos oxácidos

Los ácidos oxácidos, son compuestos ternarios que en su estructura presentan hidrógeno, el no metal y al oxígeno.

2.1. Ácidos oxácidos normales

Se forman por la reacción de un anhídrido (Óxido no metálico) con el agua, formando los ácidos oxácidos normales.



Notación de ácidos oxácidos normales. Para poder representar a los oxácidos normales, estudiaremos dos maneras de poder hacerlo: de forma directa y forma molecular.

CASOS QUE SE PRESENTAN PASOS PARA FORMULAR	SI EL NÚMERO DE OXIDACIÓN DEL NO METAL ES IMPAR	SI EL NÚMERO DE OXIDACIÓN DEL NO METAL ES PAR	FORMA MOLECULAR
1° Se anota el símbolo del Hidrógeno, no metal y oxígeno, con sus respectivos números de oxidación.	$H^+ Cl^{+5} O^{-2}$	$H^+ S^{+6} O^{-2}$	Se hace reaccionar el anhídrido con agua, como producto se anota el hidrógeno no metal y oxígeno sumando sus subíndices.
2° Si el número de oxidación del no metal es impar se coloca subíndice 1 al hidrógeno, de ser par se coloca subíndice 2.	$H_1^+ Cl^{+5} O^{-2}$	$H_2^+ S^{+6} O^{-2}$	$Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_6$ $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2S_1O_4$
3° Se suma el número de oxidación del no metal con el subíndice que presenta el hidrógeno, luego se divide entre 2.	$\frac{5+1}{2} = 3$	$\frac{6+2}{2} = 4$	De ser necesario se simplifica y se anota la formula obtenida, caso contrario se deja como esta (el subíndice 1 no se anota).
4° El resultado de la anterior operación, se coloca como subíndice al oxígeno y se borran los números de oxidación.	$HClO_3$	H_2SO_4	$Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow HClO_3$ $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Nomenclatura de los ácidos oxácidos normales

PARA NOMBRAR DEBEMOS CONSIDERAR

En la nomenclatura **TRADICIONAL**, al ser formados por anhídridos, solo se reemplaza la función anhídrido por **ácido** y se mantiene el uso de prefijos y sufijos ya estudiados

En la **nomenclatura STOCK**, debemos iniciar con la función **ácido**, a continuación, la cantidad de oxígenos con prefijo numeral terminado en **oxo**, el nombre del no metal terminado en **ico** seguido con su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos.

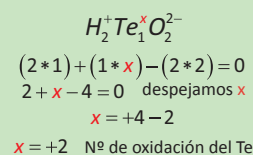
En la **nomenclatura IUPAC**, iniciamos de derecha a izquierda, con la cantidad de oxígenos con prefijo numeral terminado en **oxo**, seguido el nombre del no metal terminado en **ato** su número de oxidación en romanos y entre paréntesis y por último anotamos prefijos en el **hidrógeno si es número 2 o mayor**.

COMPUESTO	NOMENCLATURA
$HClO_3$ $Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow HClO_3$	NT: Ácido clórico.
	NS: Ácido trioxoclórico (V).
	NI: Trioxoclorato (V) de hidrógeno.
H_2SO_4 $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$	NT: Ácido sulfúrico.
	NS: Ácido tetraoxosulfúrico (VI).
	NI: Tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno.
HNO $N_2O + H_2O \rightarrow HNO$	NT: Ácido hiponitroso.
	NS: Ácido monoxonítrico (I).
	NI: Monoxonitrato (I) de hidrógeno.
HPO_2 $P_2O_3 + H_2O \rightarrow HPO_2$	NT: Ácido fosforoso.
	NS: Ácido dioxofosfórico (III).
	NI: Dioxofosfato (III) de hidrógeno.

2.2. Casos especiales de los oxácidos: ácidos oxácidos polihidratados

Estos casos especiales, se dan con los elementos: P, As, Sb, B, V y dependen de la cantidad de moléculas de agua (1=meta, 2=piro, 3= orto) con las cuales reacciona el anhídrido.

Para identificar el N° de oxidación del no metal en un ácido oxácido debes:



Notación y nomenclatura de ácidos oxácidos polihidratados. Para formular de forma molecular simplemente añadiremos en **meta** $1H_2O$; en **piro** $2H_2O$; en **orto** $3H_2O$. de forma directa lo haremos con la ayuda de la siguiente tabla:



Noticiencia

El término **meta** significa “fin”.
El término **piro** significa “fuego”.
El término **orto** significa “nada”.



Aprende haciendo

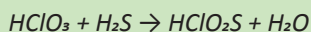
En tu cuaderno realiza la notación y nomenclatura de 20 ácidos oxácidos normales, 15 ácidos especiales y 10 derivados de los oxácidos a partir de los ejemplos citados.

META						PIRO						ORTO					
ICO 5+			OSO 3+			ICO 5+			OSO 3+			ICO 5+			OSO 3+		
H	No Me	O	H	No Me	O	H	No Me	O	H	No Me	O	H	No Me	O	H	No Me	O
1	1	3	1	1	2	4	2	7	4	2	5	3	1	4	3	1	3

COMPUESTO	NOMENCLATURA
$HSbO_3$ $Sb_2O_5 + H_2O \rightarrow H SbO_3$	NT: Ácido meta antimónico.
	NS: Ácido trioxoantimónico (V).
	NI: Trioxoantimoniato (V) de hidrógeno.
$H_4Sb_2O_5$ $Sb_2O_3 + 2H_2O \rightarrow H_4Sb_2O_5$	NT: Ácido piro antimónioso.
	NS: Ácido pentaóxodiantimonio (III).
	NI: Pentaóxodiantimoniato (III) de tetrahidrógeno.
H_3SbO_4 $Sb_2O_5 + 3H_2O \rightarrow H_3SbO_4$	NT: Ácido orto antimónico.
	NS: Ácido tetraoxoantimónico (V).
	NI: Tetraoxoantimoniato (III) de hidrógeno.

2.3. Derivados de los oxácidos (tioácidos, sulfoácidos, peroxoácidos y halogenoácidos)

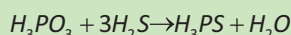
Son compuestos cuaternarios, que se forman por sustitución parcial o total de los oxígenos de un ácido oxácido con iones sulfuro (S^{-2}) o peroxo (O^{-2}) o algún elemento de la familia de halógenos (Cl, Br, I, etc) dependiendo el caso, para poder realizar su ecuación molecular, debemos hacer reaccionar el oxácido con el ácido sulfhídrico o con el agua oxigenada.



NT: Ácido tioclorico.

NS: Ácido tiodioxoclorico (V).

NI: Tiodioxoclorato (V) de hidrógeno.



NT: Ácido sulfofosfórico.

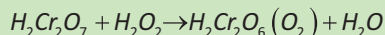
NS: Ácido sulfofosfórico (III).

NI: Sulfofosfato (III) de trihidrógeno.

NOTA:

Si se realiza la sustitución parcial de azufre por oxígeno se utilizan los prefijos tio (1), ditio (2), tritio (3), etc.

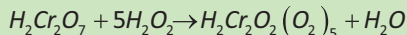
Si la sustitución es total se emplea el prefijo **sulfo**.



NT: Ácido peroxodicrómico.

NS: Ácido peroxodioxodicrómico (VI).

NI: Peroxo hexaóxido dicromato (VI) de dihidrógeno.



NT: Ácido pentaperoxodicrómico.

NS: Ácido pentaperoxodioxodicrómico (VI).

NI: Pentaperoxodioxodicromato (VI) de hidrógeno.

2.4. Propiedades y aplicaciones de los ácidos oxácidos en la industria

El **ácido sulfúrico** (H_2SO_4), conocido también como aceite de vitriolo, tiene aspecto aceitoso e incoloro, soluble en agua y muy corrosivo, es altamente utilizado en laboratorios para análisis y síntesis, en la industria también se utiliza para preparar pilas, acumuladores, abonos, purificación de grasas, entre otros.

El **ácido nítrico** (HNO_3), es un líquido incoloro, corrosivo que en contacto con la piel produce manchas de color amarillo, se conoce comúnmente como **aceite de nitro**, es utilizado en la industria de explosivos, en el grabado de metales, síntesis de abonos y otros.



Escanea el QR





¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Lee con atención y responde las preguntas al final de la lectura:

DALCY BANEGAS, 26 AÑOS ENTRE LAS BATERÍAS DE PLOMO-ÁCIDO

Por: Pablo Rossendy, Viviana Parada y Denisse Hanna (04.11.2020)

... Dalcý Banegas es gerente de las empresas Commetal y Batebol, las únicas empresas en Bolivia que a partir del acopio y reciclaje de baterías en desuso producen Baterías Automotrices, Solares y de Energías de respaldo (AGM-VRLA), esta última diseñada como fuente de respaldo para sistemas de computación, seguridad, alarmas e industrias, siendo capaz de transmitir energía solar y eólica.

Commetal y Batebol son empresas bolivianas que operan en Santa Cruz desde finales de los 80, recolectan baterías usadas de motorizados para producir nuevas, aportan al cuidado ambiental. Dalcý indica que al año procesan ocho mil toneladas de baterías a nivel nacional de las cuales extraen el plástico reciclado y plomo refinado, éste último principal materia prima para la producción de nuevas baterías. El 70% de la producción total es destinada al mercado interno y el 30% se exporta a Perú y Paraguay...

... ¿Cómo aportan al medio ambiente?

Desde 1988 la Planta Recicladora Commetal SRL., dedica su actividad al reciclaje de baterías en desuso, aplica tecnologías limpias que permiten transformar en materias primas los residuos peligrosos como las baterías plomo-ácido, se extrae el plomo refinado y plástico reciclado, materiales que nuevamente son utilizados para la producción de nuevas baterías en la empresa Batebol S.A. De esta forma se contribuye a reducir el riesgo de daño ambiental a la disposición final no controlada de las baterías automotrices.

Para el reciclaje de desperdicios y desechos metálicos y no metálicos Commetal cuenta con la Licencia para el Manejo de Sustancias Peligrosas y el Registro de Operador para la gestión de residuos peligrosos, en el marco del cumplimiento de la Ley N°1333 de Medio Ambiente. Asimismo, está estructurado bajo un Sistema de Gestión Medioambiental, de Seguridad y Salud en el trabajo certificado bajo las Normas ISO 14001:2015 e ISO 45001:2018 que garantizan la protección del Medio Ambiente a través de la gestión de los riesgos medioambientales que puedan surgir con el desarrollo de la actividad empresarial...

Fuente: <https://www.swisscontact.org/es/noticias/dalcý-banegas-26-anos-entre-las-baterias-de-plomo-ácido>

Una vez leído el texto, en nuestro cuaderno respondemos las preguntas:

- ¿Dónde se encuentra instalada la planta recicladora de baterías en Bolivia?
- ¿Cuántos años lleva trabajando Batebol?
- Desde tu punto de vista ¿Cómo aportan estas industrias al medio ambiente?
- ¿Qué hacen las personas cuando sus baterías ya no funcionan?
- ¿Será bueno desechar las baterías o será más útil reciclarlas? ¿Por qué?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

Es momento de demostrar nuestros conocimientos:

- Considerando los alimentos que producimos o consumimos en nuestra región, los clasificamos como ácidos o básicos.
- Realizamos la resolución de los ejercicios en el cuaderno, escaneando el código QR.



Escanea el QR



Laboratorio

Análisis de los efectos de la lluvia ácida en el medio ambiente

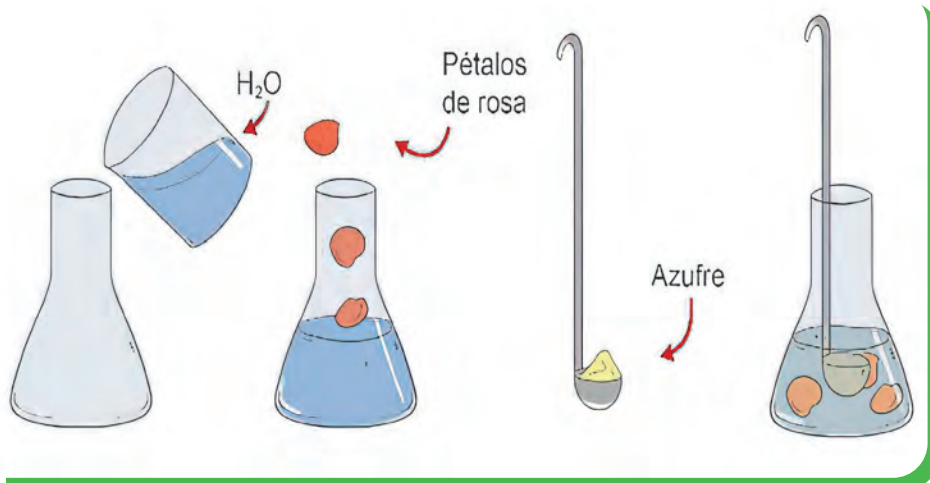
Objetivo

Identificar los efectos que tiene la lluvia ácida a partir de la práctica experimental y así determinar los efectos sobre la materia viva en la madre naturaleza

MATERIALES	REACTIVOS
Matraz Erlenmeyer. Cuchara de combustión. Mechero bunsen. Tapón de goma. Pétalo de rosas. Probeta.	Azufre en polvo. Agua.

Procedimiento

- Con la ayuda de la probeta medimos 10 a 20 ml de agua y vaciamos al matraz.
- Añadimos pétalos de rosa en el matraz.
- En la cuchara de combustión tomamos un poco de azufre en polvo y acercamos al mechero hasta que aparezca una llama violeta.
- Inmediatamente colocamos al matraz, teniendo cuidado de no acercar al agua. Sellamos con el tapón de goma y esperamos.



- Una vez que termine la combustión, retiramos la cuchara de combustión agitamos y observamos detenidamente.

Interpretación

- ¿Qué cambios se han podido apreciar al terminar la reacción?
- ¿Qué olor tiene el azufre cuando se combustiona?
- Hubo algún cambio en los pétalos de la rosa antes y después del proceso experimental. (Compare con pétalos sobrantes).
- ¿Qué cree que ocurriría si cambiamos el pétalo de rosa con alguna otra planta o flor de la región?
- Indica la reacción del proceso experimental y explica que paso.

NOTACIÓN Y NOMENCLATURA DE SALES INORGÁNICAS DE USO TECNOLÓGICO E INDUSTRIAL



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Caprichos de una tiza

MATERIALES	REACTIVOS
Vasos de precipitados de 100ml. Jeringa de 20ml. Marcador . Masquin o cinta adhesiva.	Vinagre blanco. Agua . Jugo de limón. Tizas.

Procedimiento

- Con la ayuda de la jeringa medir 20 ml de cada sustancia y vaciar a su respectivo vaso de precipitados.
- utilizando el marcador y el masquín, identificamos la sustancia que tiene cada vaso (agua, vinagre blanco, jugo de limón).
- Nos predisponemos a colocar media tiza en cada vaso, pero antes lanzamos la siguiente pregunta problematizadora. ¿Qué ocurrirá cuando la tiza entre en contacto con cada sustancia?

Continuemos

Colocamos las tizas en su respectivo vaso de precipitados dejamos que reaccione por unos 30 a 40 minutos y observamos

Interpretación de resultados

- ¿Se cumplió la hipótesis que te planteaste en un inicio? ¿en qué fallaste?, ¿en qué acertaste? Explica.
- ¿Se observa algún cambio aparente en los respectivos vasos?



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

1. Iones monoatómicos - poliatómicos y sales inorgánicas

Los iones son especies cargadas eléctricamente, los que están cargados positivamente (+) se llaman cationes y los que están cargados negativamente (-) se llaman aniones.

Existen diferentes maneras en las cuales se forman los iones, nosotros nos basaremos en la más esencial, por pérdida de electrones (cationes) y por pérdida de hidrógenos en ácidos oxácidos e hidrácidos (aniones).

ANIONES MONOATÓMICOS		ANIONES POLIATÓMICOS NEUTROS		ANIONES POLIATÓMICOS ÁCIDOS		ANIONES POLIATÓMICOS BÁSICOS	
Resultan de la sustitución del hidrógeno de un ácido hidrácido		Resultan de la sustitución total de los hidrógenos de un ácido oxácido		Resultan de la sustitución parcial de los hidrógenos en un ácido oxácido o hidrácido		Resultan de aumentar iones OH ⁻ a un anión neutro	
Cl^{-1}	Ion cloruro	$(ClO_3)^{-1}$	Ion clorato	HSO_4^{-1}	Ion sulfato ácido	$[(OH)^{-} ClO_3^{-1}]^{2-}$	Ion clorato básico
I^{-1}	Ion yoduro	$(IO_4)^{-1}$	Ion peryodato	$HSeO_3^{-1}$	Ion selenito ácido	$[(OH)_2 Cl^{-1}]^{3-}$	Ion cloruro dibásico

ANIONES MONOATÓMICOS		ANIONES POLIATÓMICOS NEUTROS		ANIONES POLIATÓMICOS ÁCIDOS		ANIONES POLIATÓMICOS BÁSICOS	
Resultan de la sustitución del hidrógeno de un ácido hidrácido		Resultan de la sustitución total de los hidrógenos de un ácido oxácido		Resultan de la sustitución parcial de los hidrógenos en un ácido oxácido o hidrácido		Resultan de aumentar iones OH ⁻ a un anión neutro	
S^{-2}	Ion sulfuro	$(SO_2)^{-2}$	Ion hiposulfito	$H_2PO_4^{-3}$	Ion ortofosfato diácido	$[(OH)^- SO_4^{-2}]^{3-}$	Ion sulfato básico
Se^{-2}	Ion seleniuro	$(SO_4)^{-2}$	Ion sulfato	HPO_4^{-2}	Ion ortofosfato ácido	$[(OH)^- NO_3^{-1}]^{2-}$	Ion nitrato básico
N^{-3}	Ion nitruro	$(NO_3)^{-1}$	Ion nitrato	HS^{-1}	Ion sulfuro ácido	$[(OH)_3 CIO^{-1}]^{4-}$	Ion hipoclorito tribásico
As^{-3}	Ion arseniuro	$(MnO_4)^{-1}$	Ion permanganato	$HP_2O_7^{-3}$	Ion pirofosfato ácido	$[(OH)^- S^{-2}]^{3-}$	Ion sulfuro básico
C^{-4}	Ion carburo	$Cr_2O_7^{-2}$	Ion dicromato				

1.2. Propiedades y características de las sales inorgánicas

Las sales son sustancias que resultan de la unión de un catión y un anión, estos compuestos son muy utilizados en la vida cotidiana, tal vez la más representativa es la sal de mesa que todos conocemos (cloruro de sodio, NaCl).

Pueden ser compuestos binarios, ternarios cuaternarios o complejas, resultan de la reacción de un hidróxido u óxido metálico con un ácido que puede ser oxácido o hidrácido.

Según su formación pueden ser oxisales, cuando el que interviene en la formación es un ácido oxácido e hidrosales cuando el que interviene es un ácido hidrácido (compuestos estudiados en el trimestre anterior).

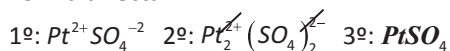
1.3. Clasificación de las sales hidrosales y oxisales

1.3.1. Sales hidrosales y oxisales neutras

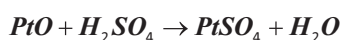
Son sustancias que resultan de la unión de un catión y un anión monoatómico o poliatómico neutro. Para formular de manera molecular, se hace reaccionar el óxido con el ácido respectivo, dando como resultado la sal y un subproducto de la reacción, por lo general agua.

SAL OXISAL

Forma directa

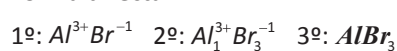


Forma molecular

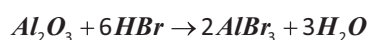


SAL HIDROSAL

Forma directa



Forma molecular



Aprende haciendo

En tu cuaderno formula y nombra sales hidrosales y 10 sales oxisales, ayúdate de los ejemplos y la tabla de aniones presentada previamente.

PARA NOMBRAR

En la **TRADICIONAL**, mantenemos el nombre del ion del hidrácido u oxácido a continuación el nombre del metal con prefijos numerales.

En la **STOCK**, iniciamos con el nombre del anión, seguido del nombre del catión con su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos.

En la **IUPAC**, escribimos del anión utilizando prefijo numérico para el oxígeno con el término oxo, el nombre del no metal terminado en alto, luego su valencia en número romano, segundo de la preposición "de" y finalmente el nombre del metal antecedido por el prefijo numérico correspondiente (a partir de 2).

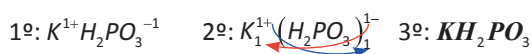
COMPUESTO	NOMENCLATURA
$PtSO_4$ $PtO + H_2SO_4 \rightarrow PtSO_4 + H_2O$	NT: Sulfato platinoso.
	NS: Sulfato de platino (II).
	NI: Tetraoxosulfato (VI) de platino.
$AlBr_3$ $Al_2O_3 + 6HBr \rightarrow 2AlBr_3 + 3H_2O$	NT: Bromuro de aluminio.
	NS: Bromuro de aluminio (III).
	NI: Tribromuro de aluminio.

1.3.2. Sales hidrosales y oxisales ácidas

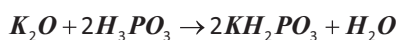
Sustancias cuaternarias, que resultan de la unión de un anión poliatómico ácido con un catión. De forma molecular se hace reaccionar un óxido metálico con el ácido hidrácido u oxácido y se sustituyen de manera parcial los hidrógenos del ácido.

Sal oxisal ácida

Forma directa

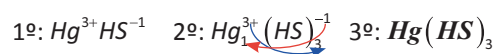


Forma molecular

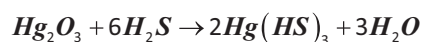


Sal hidrosal ácida

Forma directa



Forma molecular



PARA NOMBRAR

En la **TRADICIONAL**, mantenemos el nombre del hidrácido y oxácido, indicamos la cantidad de hidrógenos con prefijos numerales acompañados del vocablo ácido a continuación el nombre del metal.

En la **STOCK**, exactamente igual que en la tradicional con la única diferencia que al metal lo acompañamos con su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos.

En la **IUPAC**, mantenemos el nombre del oxácido, de ser necesario se utilizan prefijos multiplicativos (bis, tris, tetraquis, etc.) si hay intercambio de cargas, luego el nombre del catión, considerando los prefijos numéricos.

COMPUESTO	NOMENCLATURA
KH_2PO_3 $K_2O + 2H_3PO_3 \rightarrow 2KH_2PO_3 + H_2O$	NT: Ortofosfito diácido de potasio.
	NS: ortofosfito ácido de potasio (I).
	NI: Dihidrógenotrioxofosfato (III) de potasio.
$HgHS_3$ $Hg_2O_3 + 6H_2S \rightarrow 2Hg(HS)_3 + 3H_2O$	NT: Sulfuro ácido de mercurio.
	NS: Sulfuro ácido de mercurio (III).
	NI: Tris(hidrógeno sulfuro) de mercurio.



Aprende haciendo

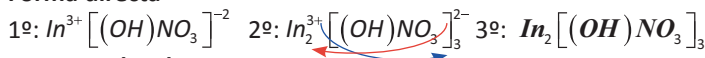
En tu cuaderno formula y nombra, 6 sales hidrosales ácidas y 10 sales oxisales ácidas, ayúdate de los ejemplos y la tabla de aniones presentada previamente.

1.3.3. Sales hidrosales y oxisales básicas

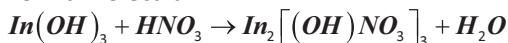
Sustancias cuaternarias, que resultan de la unión de un anión poliatómico básico con un catión. De forma molecular se forma cuando reacciona un hidróxido metálico con el ácido hidrácido u oxácido.

Sal oxisal básica

Forma directa

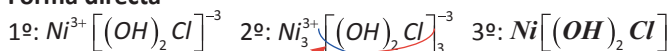
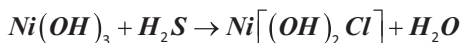


Forma molecular



Aprende haciendo

En tu cuaderno formula y nombra, 6 sales hidrosales básicas y 10 sales oxisales básicas, ayúdate de los ejemplos y la tabla de aniones presentada previamente.

SAL HIDROSAL BÁSICA**Forma directa****Forma molecular****PARA NOMBRAR**

En la **TRADICIONAL**, mantenemos el nombre del hidrácido y oxácido, indicamos la cantidad de hidróxidos con prefijos numerales acompañados del vocablo **básico** a continuación el nombre del metal con prefijos numerales

En la **STOCK**, exactamente igual que en la tradicional con la única diferencia que al metal lo acompañamos con su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos

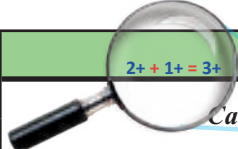
En la **IUPAC**, primero empezamos con el vocablo **Hidróxi** mantenemos el nombre del oxácido, de ser necesario se utilizan prefijos multiplicativos (bis, tris, tetraquis, etc.) si es que hay intercambio de cargas, luego el nombre del catión, considerando los prefijos numéricos

COMPUESTO	NOMENCLATURA
$\text{In}_2[(\text{OH})\text{NO}_3]_3$ $\text{In}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{In}_2[(\text{OH})\text{NO}_3]_3 + \text{H}_2\text{O}$	NT: Nitrato básico de indio.
	NS: Nitrato básico de indio (III).
	NI: Tris(hidroxitrioxonitrato (V)) de diindio.
$\text{Ni}[(\text{OH})_2\text{Cl}]$ $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Ni}[(\text{OH})_2\text{Cl}] + \text{H}_2\text{O}$	NT: Cloruro dibásico níquelico.
	NS: Cloruro dibásico de níquel (III).
	NI: Dihidroxi cloruro de níquel.

1.3.4. Sales dobles

Son compuestos ternarios o cuaternarios que se forman cuando dos cationes reaccionan con un anión monoatómico o poliatómico neutro, de forma molecular se forman cuando dos óxidos o hidróxidos reaccionan con un ácido sea hidrácido u oxácido.

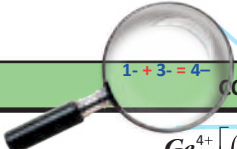
Su notación y nomenclatura las analizamos con los siguientes ejemplos:

COMPUESTO	NOMENCLATURA
 $\text{Ca}^{2+} \text{Li}^{1+} [\text{SbO}_3]^{3-}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Li}(\text{OH}) + \text{H}_3\text{SbO}_3 \rightarrow \text{CaLi}[\text{SbO}_3] + \text{H}_2\text{O}$	NT: Ortoantimonito de calcio y litio.
	NS: Trioxoantimónico (III) de calcio y litio.
	NI: Trioxoantimoniato (III) de calcio (II) y litio (I).
$\text{Hg}^{2+} \text{Au}^{1+} [\text{N}]^{3-}$ $\text{HgO} + \text{Au}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{HgAu}[\text{N}] + \text{H}_2\text{O}$	NT: Nitrato mercurio auroso.
	NS: Nitrato de mercurio (II) y oro (I).
	NI: Nitrato de mercurio (II) y oro (I).

1.3.5. Sales mixtas

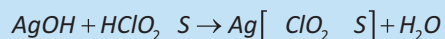
Son compuestos ternarios o cuaternarios que se forman cuando un catión reacciona con dos aniones monoatómicos o poliatómicos neutros, de forma molecular se forman cuando un óxido o hidróxido reaccionan con dos ácidos sean hidrácidos u oxácidos.

Su notación y nomenclatura las analizamos con los siguientes ejemplos:

COMPUESTO	NOMENCLATURA
 $\text{Ge}^{4+} [(\text{ClO}_4)^{1-} \text{N}^{3-}]^{4-}$ $\text{Ge}(\text{OH})_4 + \text{HClO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Ge}[(\text{ClO}_4)\text{N}] + \text{H}_2\text{O}$	NT: Nitrato, perclorato germanico.
	NS: Nitrato perclorato de germanio (IV).
	NI: Nitrato tetraoxoclorato (VII) de germanio.
$\text{La}^{3+} [\text{Se}^{2-} \text{I}^{1-}]^{3-}$ $\text{LaO} + \text{H}_2\text{Se} + \text{HI} \rightarrow \text{La}[\text{SeI}] + \text{H}_2\text{O}$	NT: Seleniuro yoduro de lantano.
	NS: Seleniuro yoduro de lantano (III).
	NI: Seleniuro yoduro de lantano.

1.4. Casos especiales de las sales: tiosales, sulfosales, peroxosales y halogenosales

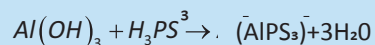
Resultan de reaccionar un catión con un peroxoanión, tioanión, sulfoanión o halogenoanión. Su notación y nomenclatura las analizaremos en los siguientes ejemplos:



NT: Tioclorato de plata

NS: Tioclorato de plata (I)

NI: Tiodioxoclorato (V) de plata



NT: Sulfofosfito de aluminio

NS: Sulfofosfito de aluminio (III)

NI: Sulfofosfato (III) de aluminio

1.5. Sales hidratadas

Son compuestos que resultan de asociar dos compuestos, una sal hidrosal u oxisal con el agua. Para nombrarlos lo haremos en la nomenclatura IUPAC y la tradicional.

Observemos los ejemplos:

COMPUESTO	NOMENCLATURA
$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$	NT: Sulfato cúprico pentahidratado.
	NI: Sulfato de cobre – agua – (1/5).
$CaCl_2 + 3H_2O \rightarrow CaCl_2 \cdot 3H_2O$	NT: Cloruro de calcio trihidratado.
	NI: Cloruro de calcio – agua – (1/3).

1.6. Litio y sus propiedades en la vida cotidiana

El Litio es un metal alcalino, univalente y muy reactivo, utilizado principalmente en aleaciones conductoras de calor y baterías eléctricas. También se han dado usos médicos para tratar trastornos de la mente. Pero antes de analizar todas sus aplicaciones, es apropiado que conozcas un poco sobre este metal.

En Litio es un elemento químico de la tabla periódica que se simboliza con las siglas Li. Pertenece al número atómico 3 y forma parte de los elementos alcalinos. Es un metal blando en su forma pura, con color blanco ligeramente plateado y se oxida rápidamente en el agua o el aire.

Se utiliza en baterías eléctricas de celulares y autos eléctricos.

Las baterías eléctricas de litio son muy conocidas en la sociedad por ser de larga duración. Esto se consigue gracias a su elevado potencial electro químico, lo cual hace del litio un ánodo idóneo para la energía eléctrica.

En la industria metalúrgica se utiliza como elemento activo y eliminador de impurezas. Se recurre a este metal para refinar Níquel, Cobre, Zinc, Hierro y sus aleaciones correspondientes. Consigue eliminar elementos no metálicos, tales como el Nitrógeno, Carbono, Azufre, Oxígeno, Hidrógeno y halógenos.

Como sales de Litio, específicamente el citrato y el carbonato, se usan para tratar manías, bipolaridad, depresión y distintas y psicopatologías. En realidad, el litio es un excelente estabilizador del ánimo. Cuenta con varios mecanismos de acción que permiten tratar a los pacientes de forma efectiva.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Leemos con atención para responder las preguntas planteadas.

INAUGURAN EN BOLIVIA UNA FÁBRICA DE BATERÍAS DE LITIO

por Pablo Jofre Leal, publicado 9 julio 2022.

Quantum Motors es la primera empresa de su tipo en el estado andino y beneficiaria de los grandes yacimientos de Litio en la región de Potosí.

Bolivia inauguró el viernes su primera fábrica productora de baterías de litio en la ciudad de Cochabamba, ubicada en la zona central del país, principalmente destinadas a los vehículos eléctricos de Quantum Motors.

El director ejecutivo de Quantum Motors, José Carlos Márquez, señaló a la prensa que su producto Quantum Batteries también se exporta a otros países de la región como México, Perú, Paraguay y El Salvador, en volúmenes suficientes para producir dos mil motocicletas al mes.

En la fábrica de 5 mil metros cuadrados ensamblan dos modelos de vehículos eléctricos, E2 y E3, equipados con baterías de ácido de plomo que ahora sustituirán totalmente con baterías de ión-litio.

Con Quantum Batteries marcamos un hito muy importante en esta historia, enfatizó Márquez, porque las baterías son el verdadero corazón de los vehículos eléctricos y la electromovilidad urbana es el futuro en Latinoamérica.

Quantum Motors comenzó a operar en 2019 con sólo 300 equipos al año.

Esta industria proveedora de packs de baterías con iniciativa privada es la primera de su tipo en el estado andino y beneficiaria a los grandes yacimientos de Litio existentes en la región de Potosí.

Se estima que los salares bolivianos acumulan unos 21 millones de toneladas del preciado mineral, especialmente en el salar Uyuni.

Fuente: <https://www.telesurtv.net/news/inauguran-bolivia-fabrica-baterias-litio-20220709-0006.html>

- ¿En qué departamento se inauguró la planta de baterías de Litio?
- ¿Cómo se llama la empresa que está implementando esta iniciativa?
- ¿Qué tipo de baterías se pretenden fabricar y que utilidad se le dará?
- ¿En qué equipos electrónicos se emplean las baterías de Litio?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Aprende haciendo

En tu cuaderno, formula de las 2 formas y nombra en los 3 sistemas.

- 10 sales dobles.
- 10 sales mixtas.
- 10 sales con casos especiales.
- 10 sales hidratadas.

Como parte de nuestra producción realicemos la siguiente actividad y socialicemos en el curso (por grupos o individual según convenga).

- Investigar cuantas personas (entre estudiantes y maestros) cuentan con celulares en la unidad educativa, así también en la comunidad (marca y tipo de batería).
- Consultar cuanto tiempo tardan en hacer cargar los celulares, cuanto tiempo mantienen su carga y cuantas veces al día cargan el celular.
- Ahora comprobemos la efectividad y duración de las baterías de los celulares de acuerdo a los modelos y amperajes que estos presentan.

Laboratorio

Obtención del cloruro de sodio

Objetivo

Preparar una sal neutra, a partir de los materiales y reactivos del laboratorio de manera que se puedan comprobar algunas propiedades que presentan las sales

MATERIALES	REACTIVOS
Soporte universal. Pinza para bureta. Bureta. Trípode. Rejilla de amianto. Mechero. Matraz Erlenmeyer. Capsula de porcelana.	Hidróxido de sodio en solución. Ácido clorhídrico 0,1 M. Fenolftaleína.

Procedimiento

- Colocamos la pinza para buretas en el soporte universal y colocamos la bureta de manera que esté fija.
- Añadimos 15 ml de hidróxido de sodio en el matraz, a continuación, colocamos una gotita de fenolftaleína.

- En la bureta colocamos la solución de ácido clorhídrico aproximadamente unos 15 a 20 ml.
- Ahora colocamos el matraz debajo de la bureta y abrimos la llave de paso, a medida que va cayendo el ácido en el matraz debemos agitar haciendo pequeños círculos hasta observar el cambio de color a rosado, en ese momento cerramos la llave.
- Seguidamente vaciamos el contenido del matraz en la capsula de porcelana, armamos el trípode con la rejilla y el mechero y colocamos la capsula para la evaporación del agua de nuestra solución.
- Una vez termine de evaporar observamos y analizamos que es lo que sucedió.

Interpretación

- ¿Qué ocurre cuando un ácido y una base se combinan?
- ¿Por qué es importante el uso del indicador llamado fenolftaleína?
- ¿Qué piensas que ocurriría si se emplearían otro ácido y otra base?
- Según tu criterio, ¿Cuál crees que fue la reacción que sucedió?, interpreta con una ecuación química.

Conclusiones



Desafío

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

EXPERIENCIA PRÁCTICA PRODUCTIVA

El salar de Uyuni y su importancia en la producción industrial.

4

SECUNDARIA

ÁREA

CIENCIAS NATURALES

QUÍMICA





VIDA TIERRA Y TERRITORIO

Química

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS EN LA NATURALEZA



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

La organización educativa es fundamental, puesto que los centros educativos constituyen organizaciones con tareas comunes y con objetivos específicos, que no sólo abarcan la simple transmisión de conocimiento, sino, en muchos casos son la base fundamental en el proceso de socialización de los individuos.

El logro de estos objetivos exige una planificación, una coordinación y una supervisión, es decir, una estructura adecuada que racionalice el trabajo. De modo tal que estas funciones no pueden ser dejadas a la mera intuición. Precisamente, mediante la Organización Educativa se puede fundamentar la acción práctica del centro en la aplicación del conocimiento científico.

Fuente: <http://mikeeducador.blogspot.com/2015/05/importancia-de-la-organizacion-educativa.html>



Para iniciar desde la práctica, respondemos a las siguientes preguntas en tu cuaderno.

- ¿Cómo se encuentra organizada las aulas donde estudias?
- ¿Crees que es importante el orden secuencial de años de escolaridad? ¿Por qué?
- ¿Cuáles son las características de cada año de escolaridad que tiene tu Unidad Educativa?
- ¿Qué entiendes por tabla periódica? ¿Conoces su organización?



¡CONTINUEMOS CON LA TEORÍA!

1. Historia de la tabla periódica

A continuación, se realiza la presentación de manera secuencial organizada en años, lo que tardo todo el proceso de construcción de la tabla periódica.

1.1. Evolución de la tabla periódica de los elementos químicos

Triadas de Dobereiner (1820) Fue uno de los primeros intentos para clasificar los elementos químicos en función de su peso atómico, para esto construyó una hélice de papel, en la que estaban ordenados por pesos atómicos (masa atómica) los elementos conocidos, arrollada sobre un cilindro vertical.	Julius Lothar Meyer (1870) La tabla periódica que diseñó Meyer mostraba de forma gráfica las relaciones entre el volumen y número atómico y las propiedades periódicas de los elementos que la constituían.
A.E. Beguyer de Chancourtois (1863) Construyó una hélice de papel, en la que estaban ordenados por pesos atómicos (masa atómica) los elementos conocidos, arrollada sobre un cilindro vertical.	Marie Curie y Pierre Curie (1890) Identificaron y pusieron a conocimiento la presencia de un nuevo elemento al que llamaron polonio en honor a Polonia natal de Marie, y en diciembre otro nuevo elemento, el radio.
Newlands (1864) Estableció la ley de recurrencia, lo cual explica que las propiedades químicas de los elementos ordenados según su masa atómica se repiten con cierta periodicidad que fue demostrado para varias series de ocho elementos hasta ahora conocidas como las octavas de Newlands.	William Ramsay (1898) Descubrió cinco gases nobles. El Argón en 1894, el Helio en minerales terrestres en 1895 y el Criptón, el Neón y el Xenón en 1898.
Dimitri Mendeleev (1863) Químico ruso, considerado el padre de la tabla periódica, clasificó a los elementos (63) según sus masas atómicas, ordenándolos en series (filas) y grupos (columnas)	Henry Moseley (1913) Demostró que la frecuencia de los rayos X era proporcional (concretamente la raíz cuadrada) al número atómico del elemento.

2. Clasificación de los elementos

La tabla periódica está organizada de manera creciente respecto a su número atómico, es decir el número total de protones que tiene cada elemento. También están distribuidos en 7 filas horizontales llamados periodos y 18 columnas verticales denominados grupos los cuales tienen propiedades químicas similares y están divididos en tres grandes categorías Metales, Metaloides y no metales.

2.1. Descripción de la tabla periódica moderna

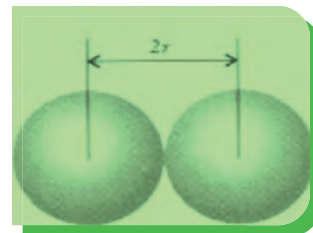
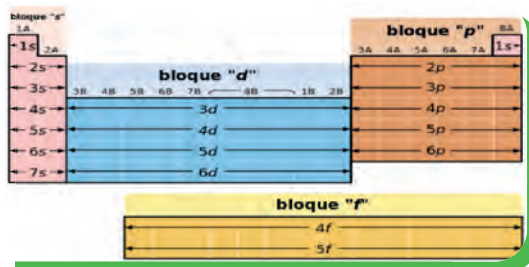
Hasta nuestros días la tabla periódica cuenta con 118 elementos (94 de los cuales se encuentran de manera natural en la Tierra) sin embargo, los científicos van sintetizando nuevos elementos artificiales, por lo que no se descarta que esta lista aumente en el futuro.

Cada casilla de la tabla periódica corresponde a la posición de un elemento químico con unas propiedades definidas como ser su nombre, el símbolo químico del elemento, su número atómico (cantidad de protones), su masa atómica, la electronegatividad, sus estados de oxidación, la configuración electrónica, etc.

2.1.2. Bloques de la tabla periódica

La tabla periódica se divide en cuatro bloques según el orbital que están ocupando los electrones más externos:

- **Bloque s:** El orbital **s** permite 2 electrones → hay 2 elementos de este bloque en cada nivel.
- **Bloque p:** el orbital **p** permite 6 electrones → hay 6 elementos de este bloque en cada nivel.
- **Bloque d:** El orbital **d** permite 10 electrones → hay 10 elementos de este bloque en cada nivel.
- **Bloque f:** El orbital **f** permite 14 electrones → hay 14 elementos de este bloque en cada nivel.



3. Propiedades periódicas

3.1. Radio atómico

Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia es decir la más externa al núcleo atómico, es gracias a esta característica que se puede determinar el tamaño del átomo.

Se define como la distancia existente entre dos núcleos en moléculas homonucleares, tal es el caso de los elementos: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , Y_2 .

Dato importante

Las familias de la tabla periódica de los elementos representativos, el radio atómico va en aumento de arriba hacia abajo, esto se debe al aumento de electrones a las capas más distantes al núcleo atómico y el radio atómico generalmente disminuye al recorrer de izquierda a derecha en un periodo dado esto se debe a causa del incremento de la carga nuclear efectiva; los átomos de hidrógeno son los más pequeños, y los de cesio, los más grandes que son de procedencia natural.

Familia

Aumento del radio atómico

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 0,37							He 0,31
Li 1,52	Be 1,12	B 0,83	C 0,77	N 0,75	O 0,73	F 0,72	Ne 0,71
Na 1,86	Mg 1,80	Al 1,43	Si 1,18	P 1,10	S 1,03	Cl 1,00	Ar 0,98
K 2,27	Ca 1,97	Ga 1,35	Ge 1,22	As 1,20	Se 1,19	Br 1,14	Kr 1,12
Rb 2,48	Sr 2,19	In 1,67	Sn 1,40	Sb 1,40	Te 1,42	I 1,33	Xe 1,31
Cs 2,65	Ba 2,22	Tl 1,70	Pb 1,46	Bi 1,50	Po 1,68	At 1,40	Rn 1,41

Disminución del radio atómico

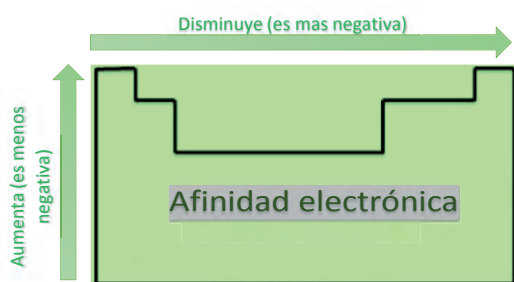
RADIO ATÓMICO	Li ⁺	Li	Be ²⁺	Be	B ³⁺	B	O	O ²⁻	F	F ⁻
	90	134	59	90	41	82	73	126	71	119
	Na ⁺	Na	Mg ²⁺	Mg	Al ³⁺	Al	S	S ²⁻	Cl	Cl ⁻
	116	154	86	130	68	118	102	170	99	167
	K ⁺	K	Ca ²⁺	Ca	Ga ³⁺	Ga	Se	Se ²⁻	Br	Br ⁻
	152	196	114	174	76	126	116	184	114	182
	Rb ⁺	Rb	Sr ²⁺	Sr	In ³⁺	In	Te	Te ²⁻	I	I ⁻
	166	211	132	192	94	144	135	207	133	206

RADIO IÓNICO

3.2. Radio iónico

Es importante esta propiedad cuando se estudian compuestos iónicos, ya que la estructura tridimensional de estos depende exclusivamente del tamaño de los iones involucrados. En general, se puede decir que:

- Los cationes son de menor tamaño que los átomos de los que proceden.
- Los aniones son de mayor tamaño que los átomos respectivos.

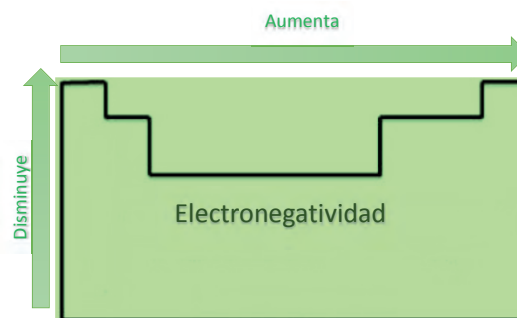


3.3. Afinidad electrónica

Es la cantidad de energía que se desprende cuando el átomo gana un electrón para formar un ion con una carga (-).

3.4. Electronegatividad

Es la capacidad que tienen los átomos de atraer y retener los electrones que



participan en un enlace.

La electronegatividad es un concepto muy importante utilizado en toda la química. No se tienen que memorizar los valores de electronegatividad de Pauling. Sólo recuerde que el flúor es el elemento más electronegativo, seguido por el oxígeno, cloro y nitrógeno. Aunque el Cl y el N tienen los mismos valores de electronegatividad de Pauling, los químicos casi siempre consideran que el Cl es más electronegativo que el N. Esta "esquina" formada por el flúor define los elementos con la electronegatividad más alta. El Cs y el Fr que están en la esquina opuesta son los elementos con menor electronegatividad.

3.5. Energía de ionización

Al suministrar suficiente energía a un átomo neutro, se consigue arrancarle un electrón y obtener el correspondiente ion positivo o catión.

3.6. Carácter metálico

Tiene la característica la tendencia del átomo a perder electrones, es decir es electropositivo.

El litio es de gran importancia debido a que se usa en la producción de baterías recargables para teléfonos móviles, computadoras portátiles, cámaras digitales, vehículos eléctricos. Además, este elemento químico es utilizado en baterías no recargables para marcapasos, juguetes y relojes.

Uso excesivo de elementos de la tabla periódica

La naturaleza en nuestro planeta es una mezcla de diversos elementos químicos, como el Carbono, Calcio, Oxígeno, Hidrógeno, Nitrógeno, Fósforo, Silicio, Azufre, Magnesio y Potasio componen casi todo el medio ambiente del planeta Tierra (hojas, maderas, pelos, etc.) Sin embargo, para poder construir una vida que se adapte a las necesidades del ser humano como la construcción de los aviones, los ordenadores, los teléfonos inteligentes, las vías de los trenes, productos sanitarios o los motores, se necesita más de 30 elementos diferentes

El 70% del componente de la tabla periódica que en la actualidad utilizamos las personas no se encuentra en la Biomasa (madera, plantas, alimentos, etc.) y poco a poco llegaremos a utilizar las fuentes no biológicas que son escasos o inexistentes en los seres vivos, llegando a la extracción y comercialización de los mismos, lo cual puede llegar a generar conflictos sociales, económicos, ambientales y geopolíticos.

En las últimas décadas, se ha incrementado el uso excesivo de los elementos que se encuentra en escasas para su implementación en las fuentes de energía y las nuevas tecnologías, esto implica que al utilizar los elementos de la tabla periódica en gran cantidad puede llegar a significar una amenaza de su disponibilidad en el desarrollo económico para los países más pobres y dificultar el mantenimiento de la producción en los países ricos.

Existen tres diferentes tipos de representaciones de la tabla periódica, en el que se muestra claramente el nivel del consumo irracional de los elementos en aparatos electrónicos: la primera tabla muestra la escasez de cada uno de los elementos químicos, la segunda representación sobre el impacto dentro de la minería y la tercera demuestra la cantidad reciclada. Por esa misma razón el año 2019 fue designado el Año Internacional de la Tabla Periódica de los elementos químicos por las Naciones Unidas, cumpliendo 150 años de la creación por el científico ruso Dimitri Mendeleyev.

Una vez realizada la lectura, reflexiona y analiza críticamente respondiendo las siguientes preguntas en tu cuaderno.

1. ¿Qué acciones o técnicas utilizaría para la recuperación de los elementos escasos.
2. Investiga y demuestra las diferentes tablas periódicas sobre el consumo irracional de los elementos.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!



Investiga

Así como el litio es un metal de gran importancia para el funcionamiento de equipos electrónicos, ahora te toca investigar (en libros, revistas, periódicos, noticias, etc.) y valorar sobre los principales usos y aplicaciones para la vida de los diferentes elementos químicos de la tabla periódica.

El Litio es de gran importancia debido a que se usa en la producción de baterías recargables para teléfonos móviles, computadoras portátiles, cámaras digitales, vehículos eléctricos. Además, este elemento químico es utilizado en baterías no recargables para marcapasos, juguetes y relojes.



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

4. Experiencia práctica productiva



Desafío

De acuerdo a la importancia que tienen los alimentos para nuestra vida, realizar una maqueta de la tabla de la composición química de los alimentos.

Desde nuestra existencia como humanidad comer ha sido una de las necesidades primarias que el hombre ha debido satisfacer para poder vivir. En ese intento por saciar su hambre, ha acudido a los productos que la naturaleza le brindaba y que hoy llamaríamos comida cruda, tales como vegetales y carnes. Con el paso del tiempo y la incorporación del fuego, fue posible comenzar a utilizar prácticas culinarias que brindaban, a lo obtenido de la naturaleza, no sólo agradables sabores y aromas, productos de reacciones químicas por lo general bastante complejas, sino, también, mejores condiciones de salubridad.

En nuestro cuaderno respondemos las siguientes consignas:

1. La Ley de las Triadas fue sostenida por:

- a) Newlands.
- b) Moseley.
- c) Werner.
- d) Mendeleyev.
- e) Dobereiner.

2. La Ley de las Octavas fue sostenida por:

- a) Dobereiner.
- b) Meyer.
- c) Werner.
- d) Newlands.
- e) Chancourtois.

3. La tabla Periódica establecida por Mendeleyev ordeno a los elementos:

- a) De acuerdo a sus cargas nucleares.
- b) De acuerdo a sus números de masa.
- c) De acuerdo a la cantidad de sus nucleones.
- d) De acuerdo a sus pesos atómicos.
- e) De acuerdo a sus propiedades físicas y químicas.

4. Actualmente los elementos se ordenan en función creciente a:

- a) Su número másico.
- b) Su cantidad total de nucleones.
- c) Su cantidad de neutrones.
- d) Su carga nuclear .
- e) Su masa atómica.

5. Respecto a la tabla periódica actual que proposiciones son correctas:

- I. Hay más metales que no metales.
- II. Los halógenos son metales livianos III. Los alcalinos son metales pesados .
- a) Sólo III b) Sólo II c) I y III
- d) Sólo I e) II y III

6. Identifique a un metal líquido y un no metal líquido

- a) Ag y Cl.
- b) Na y F.
- c) Li y S.
- d) Hg y Br.
- e) Ca y P.

7. Los elementos ubicados en el grupo IA de la tabla periódica tienen diferente:

- I. Estado de oxidación.
- II. Números atómicos.
- III. Radio atómico.
- a) solo I b) solo II c) III d) solo II y III
- e) I, II y III.

8. Los elementos con baja energía de ionización pierde electrones con facilidad para formar cationes. Es:

- a) Radio iónico.
- b) Afinidad electrónica.
- c) Radio atómico.
- d) Energía de ionización.
- e) Electronegatividad.

9. Los elementos como C, N, S, son elementos representativos de:

- a) bloque s.
- b) bloque p.
- c) bloque d.
- d) bloque f.
- e) Todas son correctas.

10. Ordene los elementos según su electronegatividad creciente Pb, C, Sn.

- a) Pb < C, < Sn.
- b) C < Sn < Pb.
- c) Pb < Sn < C.
- d) Sn < Pb < C.
- e) Ninguna es correcta.

11. Ordene los cationes del inciso de K^{1+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , según su radio iónico creciente.

- a) K^{1+} , < Al^{3+} < Ca^{2+} .
- b) Al^{3+} < K^{1+} , < Ca^{2+} .
- c) Al^{3+} < Ca^{2+} < K^{1+} .
- d) Ca^{2+} < K^{1+} , < Al^{3+} .

12. Un elemento de la tabla periódica tiene como número atómico 46, a que elemento de transición pertenece:

- a) Primera serie de transición.
- b) Segunda serie de transición.
- c) Tercera serie de transición.
- d) Cuarta serie de transición.
- e) Quinta serie de transición.

13. Determinar el periodo y el grupo de un elemento que tiene número atómico 13.

- a) Periodo:4 Grupo: IIIA.
- b) Periodo: 3 Grupo IIIA.
- c) Periodo 5 Grupo IIA.
- d) Periodo 4 Grupo IIIB.
- e) Periodo 4 Grupo IVA.

14. Determinar el periodo y el grupo de un elemento que tiene número atómico 13.

- a) Periodo:4 Grupo: IIIA.
- b) Periodo: 3 Grupo IIIA.
- c) Periodo 5 Grupo IIA.
- d) Periodo 4 Grupo IIIB.
- e) Periodo 4 Grupo IVA.

15. El elemento más electronegativo según la tabla periódica es:

- a) Cloro.
- b) Oxígeno.
- c) Flúor.
- d) Helio.
- e) Yodo.

16. Conforme recorremos en forma horizontal la tabla periódica, los elementos representativos disminuye cada vez que agregamos un protón al núcleo y un electrón a una capa en particular. Es:

- a) Afinidad electrónica.
- b) radio atómico.
- c) radio iónico.
- d) Energía de ionización.
- e) potencial de ionización.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA EN ARMONÍA CON EL COSMOS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

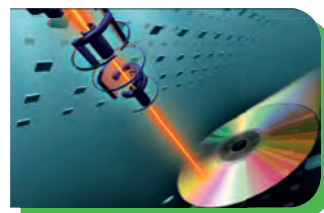
1. Láser

La palabra láser es un acrónimo de (light amplification by stimulated emission of radiation). Se descubrió en 1960 y desde entonces se ha utilizado en diversas aplicaciones. El láser es un tipo especial de emisión.

El láser de rubí fue el primero conocido. Contiene Al_2O_3 , en el cual algunos iones Al^{+3} se han reemplazado por iones Cr^{+3} . En el láser, con una lámpara se excitan los átomos de cromo a niveles de energía más altos. Los átomos excitados son inestables, por lo que en un momento dado alguno de ellos regresará a su estado basal, emitiendo un fotón en este caso en la región roja del espectro. El fotón va y viene muchas veces entre espejos que forman el tubo del láser. Este fotón estimula la emisión de fotones de otros átomos de cromo, que tendrán exactamente la misma longitud de onda que el fotón original. Los fotones a su vez estimulan a otros átomos y así sucesivamente.

Los discos compactos guardan la información igual que lo hace una computadora. Durante el grabado de la música, el sonido se convierte en una serie de números o dígitos. Los dígitos son cero o uno. En el disco se identifican las zonas que tienen agujeros de las que no los tienen. El láser se refleja en las áreas que no tienen agujero, pero pasa a través de las que sí lo tienen. Un detector de luz reconoce sólo las señales reflejadas y de esta forma se reconstruye el voltaje original.

Nuestro oído sólo reconoce señales analógicas. La señal eléctrica digital del disco compacto tiene que convertirse en una señal electrónica analógica para que podamos escucharla. La señal se manda al amplificador donde se convierte en ondas de sonido que podemos escuchar. El sonido reconstruido es casi idéntico al sonido original.



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

2. Modelos atómicos

Son las distintas representaciones de la estructura y funcionamiento de los átomos. Han sido postulados a lo largo de la historia de la ciencia a partir de las ideas que en cada época se manejaban respecto a la composición de la materia.

2.1. Dalton John (1766-1844)

Dalton representa al átomo como la partícula más pequeña e indivisible de la materia. Este fue el primer modelo atómico propuesto en 1808.

Características de este modelo atómico:

- El átomo es indivisible.
- Todos los átomos de un elemento son iguales.

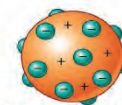
- Átomos de diferentes elementos son diferentes.
- El átomo no cambia.
- Los átomos se combinan para formar moléculas.

2.2. Thomson J.J. (1904-1910)

En base a los experimentos realizados con los tubos de descarga de Crookes fue el primero en plantear un modelo atómico en la que proponía que el átomo es una masa con carga positiva, con electrones esparcidos en todo el átomo y lo más separado posible entre ellos. Es la teoría que se conoce como la teoría del pudín de pasas o de ciruelo.

2.3. Perrin Jean (1910-1911)

También en base a los experimentos con los tubos de descarga de Crookes, modifico el modelo de Thomson, sugiriendo que la carga negativa son extremas al pudín positivo.



Thomson

2.4. Rutherford Ernest (1911)

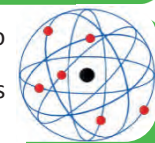
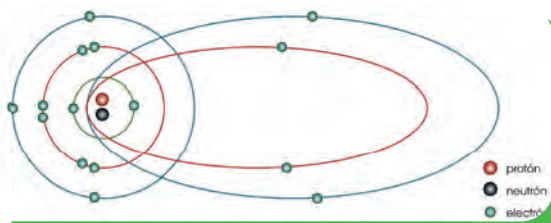
Estable que los electrones giran alrededor del núcleo, en cualquier posición, describiendo únicamente orbitas circulares. Existiendo el mismo número de cargas positivas y negativas, manteniéndose de esa manera la electroneutralidad en el átomo.

2.5. Sommerfeld (1916)

Descubrió que en los electrones de ciertos átomos se alcanzaban velocidades cercanas a la de la luz.

Características de este modelo atómico:

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo describiendo orbitas elípticas o circulares.
- Desde el segundo nivel energético existe uno o más subniveles en el mismo nivel con energías un poco diferentes.
- La excentricidad dio lugar a un nuevo número cuántico el azimutal y esta determina la forma de los orbitales.
- Los electrones tienen corrientes eléctricas pequeñas.



2.6. Bohr Niels (1914)

Propone un modelo atómico que establece, que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo únicamente orbitas circulares y en determinados niveles de energía.



2.7. Schrodinger Erwin (1926)

También conocido como modelo atómico mecánico cuántico del átomo. Este modelo atómico describe el movimiento de los electrones y ondas estacionarias.

2.8. Planck Max (1858-1947)

Propone que los átomos y las moléculas absorben o emiten energía solo en cantidades discretas en forma de radiación electromagnética al cual lo llamo cuanto.

3. Propiedades del núcleo

Las propiedades que derivan de la estructura del núcleo se deben a la existencia de las partículas más pesadas del átomo, protones y neutrones, cuya presencia ausencia o variación como los electrones nos permite considerar los siguientes aspectos.

Las propiedades que derivan de la estructura del núcleo se deben a la existencia de las partículas más pesadas del átomo, protones y neutrones, cuya presencia ausencia o variación como los electrones nos permite considerar los siguientes aspectos.

3.1. Número atómico (Z)

El número atómico es un numero entero y positivo que equivale al número de cargas positivas (protones) que existe en el núcleo del átomo de un elemento químico.

Ejemplos

- Z del Oxígeno(O) = 8
- Z del Radio (Ra)= 88

- Z del Helio (He) = 2
- Z del Estaño (Sn) = 50
- Z del Oro (Au) = 79

3.2 Masa Atómica (A)

Se considera a la masa de un átomo y esta se mide en u.m.a. (unidad de masa atómica) y su valor corresponde a 1/12 (doceava) del isótopo 12 del átomo de carbono siendo su masa muy próxima a la de un protón.

Ejemplos

- A de Oxígeno (O) = 15.999 u.m.a.
- A de Aluminio (Al) = 26.982 u.m.a.
- A de Carbono (C) = 12.011 u.m.a.

3.3 Isótopos

Se denominan isótopos a los elementos que poseen el mismo número atómico pero diferente masa atómica (iso = igual; topo=lugar).

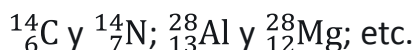
Ejemplos



3.4 Isóbaros

Los isóbaros son los elementos que poseen la misma masa atómica o peso atómico pero distinto número atómico (iso=igual; baro=peso).

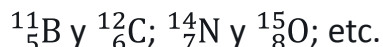
Ejemplos



3.5. Isótonos

Son los elementos que poseen el mismo número de partículas neutras, y se los denominan isótonos.

Ejemplos



4. Propiedades de la nube electrónica

Es un espacio muy grande (constituye el 99.99% del volumen atómico), donde se encuentran los electrones ocupando ciertos estados de energía (orbitales, subniveles y niveles).

Los electrones se encuentran a distancias no definidas respecto al núcleo y se desplazan en torno a ellas en trayectorias también indefinidas.

4.1 Isoeléctricos

Son especies con la misma configuración electrónica y por consiguiente, con el mismo número de electrones.

5. Radioactividad y sus clases

La radiactividad es la propiedad que tienen algunos átomos, llamados radiactivos, que se encuentran en la naturaleza que hace que dichos átomos se transformen en otros átomos distintos emitiendo (o desprendiendo) energía en forma de radiaciones. La radiactividad es pues, un fenómeno natural al que el hombre ha estado expuesto, como todos los seres del universo, desde su origen.

La radiactividad natural procede del Sol, de las estrellas, de los elementos naturales radiactivos, como el Uranio, el Radio, etc., que están en el aire, agua, alimentos, etc. Es el 88% de la que recibimos.

6. Fusión nuclear

la fusión consiste en combinar átomos livianos, por ejemplo, dos isótopos de hidrógeno, deuterio y tritio, para formar un elemento más pesado, Helio.

7. Fisión nuclear

En la fisión, se produce energía al dividir átomos pesados, por ejemplo, al dividir uranio en átomos más pequeños como el yodo, cesio, estroncio, xenón y bario, por nombrar solo algunos. Ambas reacciones liberan energía, la cual, en una central eléctrica, sirve para hervir agua, hacer funcionar un generador de vapor y producir electricidad.

8. Configuración electrónica de los elementos de la naturaleza y el cosmos

La configuración electrónica indica la manera en la cual los electrones se estructuran en un átomo. La configuración electrónica es importante, ya que determina las propiedades totales de combinación química de los átomos, por lo tanto, su posición en la tabla periódica de los elementos.

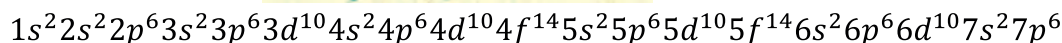
9. Números cuánticos

Para una descripción adecuada de la estructura electrónica de los átomos es necesario considerar las características de los números cuánticos.

N° Cuántico	Representación	Valores posibles	Información
N° Cuántico principal	n	$n=\{1,2,3,4,5,6,7\}$	Define la energía del nivel principal donde podría estar el electrón.
N° Cuántico secundario	l	$s=0; p=1; d=2; f=3$	Define la energía de los subniveles en que se divide cada nivel principal.
N° Cuántico magnético	m	$\{-3,-2,-1, 0, +1,+2,+3\}$	Representa la posible orientación de los subniveles en el campo magnético del átomo.
N° Cuántico spin	s	$+1/2 \uparrow, -1/2 \downarrow$	Indica el sentido de giro del electrón en su desplazamiento alrededor del núcleo.

10. Regla de las diagonales

Niveles	electrones
1	1s ² 2
2	2s ² 2p ⁶ 8
3	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 18
4	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴ 32
5	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 5f ¹⁴ 32
6	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰ 6f ¹⁴ 32
7	7s ² 7p ⁶ 7d ¹⁰ 7f ¹⁴ 32

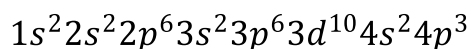


Ejemplo:

Realizar la configuración electrónica para el elemento de $Z=33$ y $A=74.992$

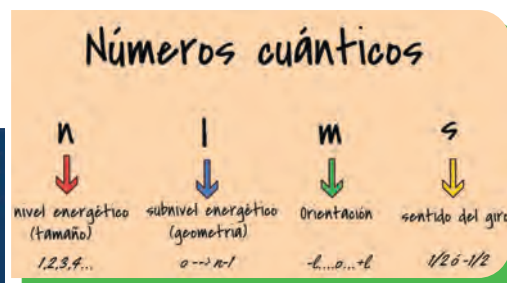
$Z=33$, corresponde al elemento Arsénico.

a) Determinar su configuración electrónica (regla de las diagonales o de Aufbau)



b) Determinar sus números cuánticos

1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l
1s	2s	2p	2p	2p	3s	3p	3p	3p	4s	3d	3d	3d	3d	3d
1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l	1l						
4p	4p	4p	5s	4d	4d	4d	4d	4d						



$n = 4$ máximo nivel de energía del elemento.

$l = 1$ es el valor del número cuántico secundario [p] $l = \{s=0, p=1, d=2, f=3\}$.

$m = +1$ es el valor del número cuántico magnético del ultimo electrón.

$s = +1/2$ sentido de giro del número cuántico spin.

c) Determinar número de protones, neutrones y electrones

$$e^- = 33$$

$$p^+ = 33$$

$$n^0 = A - Z$$

$$n^0 = 75 - 33$$

$$n^0 = 42$$

Tubos fluorescentes

Son capaces de proporcionar una luz blanca potente, con un consumo menor que el de los focos. Para entender la fluorescencia hay que saber lo que es la luminiscencia. Las sustancias luminiscentes son las emiten luz visible después de



Desafío

En tu cuaderno realiza una clasificación de los tipos de focos o bombillas eléctricas que utilizan en tu contexto y determina su funcionamiento y la cantidad de energía eléctrica que consumen.

ser estimuladas con luz ultravioleta u otro tipo de radiación. La emisión ocurre inmediatamente después de la absorción, el fenómeno se conoce como fluorescencia. Si dura un período largo se llama fosforescencia. Las lámparas fluorescentes contienen mercurio. Cuando se conecta la corriente eléctrica, un filamento que se encuentra en el extremo de la lámpara, emite electrones, los cuales chocan con los átomos de mercurio que están evaporados. Estas colisiones provocan la excitación de los electrones del mercurio. Cuando estos electrones retoman su energía inicial en el átomo de mercurio, se emite luz ultravioleta y visible. La sustancia que produce el efecto fluorescente se encuentra recubriendo el interior del tubo. Esta sustancia absorbe la radiación lanzada por el mercurio y emite, a cambio, luz visible con multitud de longitudes de onda que se observa como luz blanca.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Tipo de bombilla o foco	Consumo en Watts	¿Cómo funciona?
Foco incandescente	23 y 30 W	Su funcionamiento está basado en hacer pasar corriente a través del filamento, aumentando su temperatura hasta que emita radiaciones en el espectro visible.



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Desafío

Elabora una maqueta en la cual se representen los diferentes modelos atómicos que se presentaron a lo largo de la historia.

Experiencia productiva



Escanea el QR



Desarrollamos en nuestro cuaderno los siguientes problemas.

1. Explica mediante un esquema el modelo atómico de Bohr.
2. Investiga ¿En qué consiste el efecto Zeeman? ¿Cómo se explica mediante el modelo de Bohr?
3. Realiza una crítica razonada del modelo atómico de Bohr y Sommerfeld.
4. A que se refiere la hipótesis de Broglie.
5. ¿Qué entiendes por zonas de densidad electrónica?
6. ¿Qué son los números cuánticos? ¿Qué representan?
7. ¿Qué números cuánticos necesitas conocer para determinar un orbital?
8. Realiza un esquema donde se resuman las principales características de los modelos atómicos mas importantes.
9. ¿Cómo se disponen los electrones en el elemento de número atómico 12?
10. Describe la estructura electrónica del argón. ¿a qué tipo de elemento pertenece?
11. Describe la estructura electrónica del cloro ($Z=17$). ¿a qué tipo de elemento pertenece?
12. El número másico A de un átomo es 14 y su número atómico es $Z=7$. ¿Cuál será la constitución de su núcleo? ¿Cuántos electrones tendrá la corteza? ¿Cómo serán distribuidos?
13. Un isótopo de magnesio de número atómico 12, tiene 2 neutrones más que protones. Realiza el cálculo de su número másico. Describe la estructura electrónica de la corteza de sus átomos.
14. En el boro se hallan siempre mezclados dos isótopos: uno de peso atómico 10; el otro de peso atómico 11. ¿en qué se diferencian ambos isótopos?
15. Si el peso atómico del boro natural es 10.8, ¿en qué proporción se encuentran dichos isótopos?
16. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos

a)N, b)P, c)Ar, d)Ti, e)V, f)Ge, g)Br, h)Sr, i)Au, j)Be, k)Xe, l)K, m)S, n)Sb

ENLACES QUÍMICOS EN LOS COMPUESTOS DE LA NATURALEZA



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

1. La unión hace la fuerza

En las monedas nacionales existe un lema que todos los bolivianos debíamos leer y practicar todos los días de nuestra existencia, ello en beneficio de cada uno de nosotros y de la totalidad de la población por que la unión de todos, como dice el lema, nos daría fuerza para luchar contra las vicisitudes de la vida cotidiana y los altibajos de la política, si así fuera, nuestro país sería una nación fuerte y próspera, libre de peleas cruentas entre nuestros componentes étnicos, sociales y políticos logrando ser un país donde la unidad se practique en beneficio de los pobres, de los trabajadores del campo y las ciudades para dejar a nuestros descendientes una nación con un futuro provisor y seguro.

En la Constitución del año 1825 fue fijado el lema al cual nos referimos, y repetimos, está grabado en la moneda nacional de manera que es un deber de cada ciudadano practicar de buena fe lo que nos manda la Constitución; sin embargo de todo ello, parece que cada ciudadano boliviano está permanentemente en hacer lo contrario oponiéndose a cuanto proyecto relativo a la unidad nacional se proponga ya sea en el ámbito social, industrial, económico y político, siendo éste

Se entiende por enlace químico a la fuerza de atracción que existe entre dos átomos o dos compuestos, donde los últimos el más acérrimo practicante de la intolerancia y la desunión, pues basta una visión general para establecer que a lo largo de nuestra existencia republicana, fueron los políticos los encargados de practicar, impulsados por sus ambiciones malsanas, la desunión de los bolivianos.

Fuente: <https://www.opinion.com.bo>

Respondemos a las siguientes preguntas:

Define el concepto de enlace en química

¿Qué tipo de enlace tiene el cloruro de sodio? ¿Por qué?

¿Qué es la electronegatividad?



¡CONTINUEMOS CON LA TEORÍA!

Se entiende por enlace químico a la fuerza de atracción que existe entre dos átomos o dos compuestos, donde los mismos se encuentran muy cerca uno del otro ocupando determinadas posiciones.

2. Regla del octeto

Se considera a la unión de elementos se realiza a través de reacciones químicas y mediante la transferencia de electrones donde uno de los átomos cede electrones y el otro acepta, adoptando de esta manera la configuración electrónica del gas noble más próxima.



Existen ciertos átomos de elementos que no cumplen la regla del octeto.

3. Clases de enlaces químicos

Los enlaces de tipo químico se refieren a las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en los compuestos. Existen dos tipos principales de enlace:

1) El enlace de tipo iónico resulta de la transferencia neta propia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro y de las interacciones electrostáticas entre cationes y aniones que se forman.

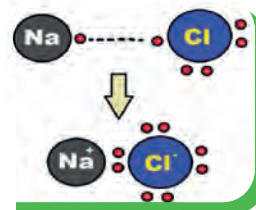
2) El enlace de tipo covalente resulta de la compartición de uno o más pares de electrones entre dos átomos. Estos dos tipos de enlace representan los dos extremos; todos los enlaces entre átomos de elementos distintos tienen al menos cierto grado de carácter tanto iónico como covalente. Los compuestos que poseen enlaces iónicos en forma predominante reciben el nombre de compuestos iónicos. Los compuestos que se mantienen unidos por enlaces covalentes se llaman compuestos covalentes. Algunas propiedades generales asociadas con compuestos iónicos y covalentes se resumen en la siguiente lista.

Algunas características de los compuestos iónicos y covalentes son:

Compuestos iónicos	Compuestos covalentes
Son sólidos con altos puntos de fusión (típicamente $>400\text{ }^{\circ}\text{C}$)	Son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión (típicamente $<300\text{ }^{\circ}\text{C}$)
Muchos son solubles en solventes polares como el agua	Muchos son insolubles en solventes polares.
Casi todos son insolubles en solventes no polares, como hexano, C_6H_{14} , y tetracloruro de carbono, CCl_4 .	Casi todos son solubles en solventes no polares, como hexano, C_6H_{14} , y tetracloruro de carbono, CCl_4 .
Los compuestos iónicos en estado líquido son buenos conductores de la electricidad porque tienen partículas cargadas (iones) móviles.	Los compuestos covalentes en estado líquido no conducen la electricidad.
Las soluciones acuosas son buenas conductoras de la electricidad porque tienen partículas cargadas (iones) móviles	Las soluciones acuosas suelen ser malas conductoras de la electricidad porque la mayoría no poseen partículas cargadas.
Suelen formarse entre dos elementos con electronegatividad muy diferente, de ordinario un metal y un no metal.	Suelen formarse entre dos elementos con electronegatividad semejante, de ordinario no metales.

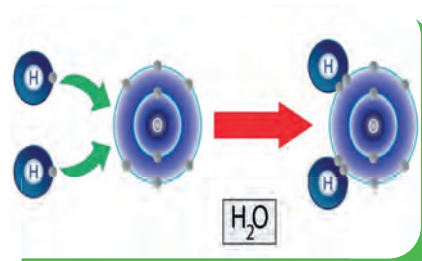
2.1. Enlace iónico

Se caracteriza por la transferencia de electrones de un átomo a otro completando de esta manera su octeto. El enlace iónico puede formarse con facilidad cuando los elementos que tienen baja electronegatividad y baja energía de ionización (metales) reaccionan con elementos que tienen alta electronegatividad y afinidad electrónica muy negativa (no metales). Muchos metales se oxidan con facilidad (esto es, pierden electrones para formar cationes), y muchos no metales se reducen con facilidad (es decir, ganan electrones para formar aniones).



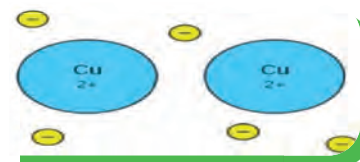
2.2. Enlace covalente

Se caracteriza porque dos o más átomos comparten uno o varios pares de electrones completando o no su octeto. En los compuestos predominantemente covalentes, los enlaces entre átomos dentro de una molécula (enlaces intramoleculares) son relativamente fuertes, pero las fuerzas de atracción entre moléculas (fuerzas intermoleculares) son relativamente débiles. Como resultado, los puntos de fusión y de ebullición de los compuestos covalentes son más bajos que en los compuestos iónicos.



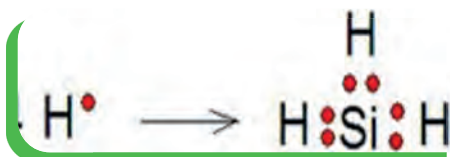
2.3. Enlace coordinado o dativo

Se caracteriza porque dos átomos comparten una pareja de electrones, pero dicha pareja procede solo de uno de los átomos combinados.



2.4. Enlace metálico

Es enlace metálico cuando los electrones de valencia pertenecen en común a todos los átomos.



14. Estructura de Lewis

Los electrones de valencia se representan por medio de puntos o aspas alrededor del símbolo del elemento.

Guía para escribir fórmulas de Lewis

1. Seleccionar un "esqueleto" (simétrico) razonable de la molécula o ion poliatómicos.
2. Calcular el valor de N, el número de electrones de la capa de valencia (más externa) que se necesitan para que todos los átomos de la molécula o ion adquieran la configuración de gas noble.
3. Colocar los electrones C en el esqueleto como pares compartidos y utilice enlaces dobles y triples sólo cuando sea necesario; las fórmulas de Lewis pueden escribirse como fórmulas de puntos o fórmulas de líneas.
4. Colocar los electrones adicionales en el esqueleto como pares no compartidos (solitarios) para cumplir con la regla del octeto de cada elemento de los grupos A (salvo el H, que sólo comparte $2e^-$). Verifique que el número total de electrones sea igual a D, del paso 2.

Ejemplo 1

Realice por la fórmula de Lewis la molécula de Nitrógeno, N_2 .
Aplicar la guía para escribir fórmulas de Lewis

Paso 1: El esqueleto es NN

Paso 2: $N = 2 * 8 = 16 e^-$ necesarios total para ambos átomos

$D = 2 * 5 = 10 e^-$ disponibles para ambos átomos

$C = N - D = 16 e^- - 10 e^- = 6 e^-$ compartidos

Paso 3: $N::N$ 6 e^- se comparten 3 pares; un enlace triple

Paso 4: los 4 e^- adicionales se adjudican como pares no compartidos dos por cada N.

La fórmula de Lewis completa es:



Se utilizaron 10 e^- o también se puede decir 5 pares.

Ejemplo 2

Realice por la fórmula de Lewis del disulfuro de carbono CS_2 .

Aplicar la guía para escribir fórmulas de Lewis.

Paso 1: El esqueleto es SCS

Paso 2: $N = 1 * 8 = 8 e^-$ del C + $2 * 8 = 16 e^-$, total = 24 e^- necesarios para ambos átomos.

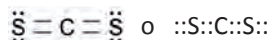
$D = 1 * 4 = 4 e^-$ del C + $2 * 6 = 12 e^-$ del S, total = 16 e^- disponibles.

$C = N - D = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^-$ compartidos.

Paso 3: $S::C::S$ 8 e^- se comparten 4 pares; dos enlaces dobles.

Paso 4: El C ya tiene un octeto, de modo que los 8 e^- restantes se distribuyen como pares no compartidos en los átomos de S, con lo cual cada S queda con un octeto.

La fórmula de Lewis completa es:



Se utilizaron 16 e^- o también se puede decir 8 pares.

Ejemplo 3

Realice por la fórmula de Lewis del disulfuro de carbono CO_3^{2-} .

Aplicar la guía para escribir fórmulas de Lewis

Paso 1: El esqueleto es $\begin{bmatrix} O & & O \\ & C & \\ O & & O \end{bmatrix}^{-2}$

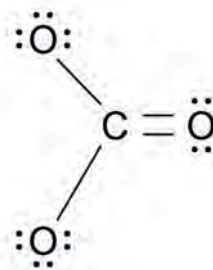
Paso 2: $N = 1 * 8 = 8 e^-$ del C + $3 * 8 = 24 e^-$ del O, total = 32 e^- necesarios para todos los átomos

$D = 1 * 4 = 4 e^-$ del C + $3 * 6 = 18 e^-$ del O + 2 (de la carga -2), total = 4+18+2 = 24 e^- disponibles

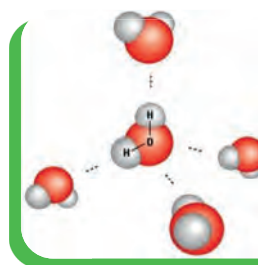
$C = N - D = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^-$ compartidos (4 pares)

Paso 3: $\begin{bmatrix} O & & O \\ & C & \\ O & & O \end{bmatrix}^{-2}$ se comparten 4 pares. En este punto no importa cual oxígeno tiene el enlace doble.

Paso 4: La fórmula de Lewis completa es:



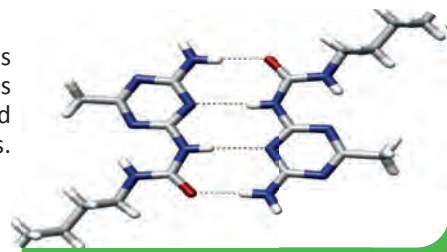
Se utilizaron 24 e^- o también se puede decir 12 pares.

**15. Fuerzas intermoleculares**

Se denominan uniones intermoleculares a las distintas fuerzas que mantienen unidas a dos o más moléculas y entre ellas se tiene al puente de hidrogeno, fuerza de Van Der Waals y dipolo.

15.1. Puente de Hidrogeno

Es cuando el hidrogeno se une a los elementos más electronegativos de la tabla periódica, F, O y N, las moléculas formadas presentan una elevada polaridad debido a la gran diferencia entre sus electronegatividades.

**15.2. Fuerza de Van Der Waals**

Las fuerzas de Van Der Waals pueden ser de atracción o de repulsión. Serán de atracción cuando las sumas de los radios de Van Der Waals coinciden con la distancia que existe entre núcleo a núcleo. En cambio, serán de repulsión cuando la suma de los radios sea menor a la distancia que existe de núcleo a núcleo, en este caso las moléculas aceptan unirse, pero, como no están cerca del núcleo a núcleo, resisten sobre la carga y la unión existente puede romperse con facilidad.

15.3. Dipolo

Es cuando la diferencia de electronegatividades entre sus átomos sea de consideración, generándose un momento dipolar neto que permite la unión de las mismas generalmente por las fuerzas de atracción electrostáticas entre dos cargas opuestas.



5. Propiedades de las sustancias iónica y covalente en el medio ambiente

5.1. Propiedades de las sustancias iónicas

- Las unidades estructurales son átomos ionizados con distinta carga (negativa y positiva), con estructura de red cristalina. La fórmula indica en qué proporción aparecen estos átomos en la red cristalina.
- A temperatura ambiente son sólidos cristalinos.
- Tienen temperaturas de fusión y ebullición altas.
- Solo conducen la electricidad fundidos o en disolución.
- En general son solubles en disolventes polares.
- Son duros, por lo que no soportan mucho peso encima, frágiles, es decir, que se rompen fácilmente y poco flexibles.

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua y sus disoluciones acuosas conducen la electricidad debido a que estos compuestos son electrólitos fuertes.

5.2. Propiedades de las sustancias covalentes

- Las moléculas se organizan en estructuras amorfas uniéndose entre sí por fuerzas intermoleculares.
- El estado a temperatura ambiente es variable. Esto depende de las fuerzas intermoleculares.
- Tienen temperaturas de fusión y ebullición bajas.
- No son buenos conductores de la electricidad. Se consideran aislantes.
- Solubles en disolventes con el mismo tipo de polaridad que la molécula.
- Son blandos (no soportan peso encima) y resistentes (no se rompen, sino que se deforman).



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

En consecuencia, los compuestos covalentes casi siempre son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión.

Importancia del consumo del cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa

En tiempos del imperio romano, el cloruro de sodio, más conocido como la sal, era una sustancia tan valiosa que se empleaba como moneda.

No obstante, en tiempos modernos se ha convertido en uno de los productos más usados en la gastronomía, tanto para condimentar como para conservar los alimentos.



En otro sentido, el cloruro de sodio es un mineral necesario para el funcionamiento del sistema inmune, para mantener el equilibrio de líquidos en el organismo e incluso regular el ritmo cardíaco. Además, los músculos y el sistema nervioso la requieren para garantizar su correcto desempeño.

Ventajas y desventajas del cloruro de sodio. El consumo adecuado del cloruro de sodio contribuye a la hidratación del cuerpo, puesto que ayuda a introducir agua en el interior de las células. Al mismo tiempo, puede controlar la cantidad de agua en el organismo y regula los fluidos del cerebro. Estas son solo algunas de sus ventajas, ahora se analizan otras, así como, las desventajas de abusar de la ingesta de sal.

Fuente: <https://nutricionyfarmacia.com/blog/salud/compuestos-quimicos/cloruro-de-sodio/>



Escanea el QR



Respondemos en nuestro cuaderno a las siguientes preguntas:

¿Qué sucede cuando hay deficiencia de cloruro de sodio?

¿Qué usos se dan al cloruro de sodio?

¿Cuánto cloruro de sodio se aconseja consumir?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!



Desafío

- Realizar las representaciones de Lewis de los siguientes elementos: Zinc, Francio, Helio, Bario y Wolframio.
- Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes átomos: Bromo, Magnesio, Fósforo, Oxígeno, Carbono y Argón.
- Deducir la estructura de Lewis de las siguientes moléculas: H_2O , NH_3 , $BeCl_2$, BCl_3 , SCl_2 , CO_2 , SO_2 , SO_3 , CH_4 , $HClO$, H_2CO_3 , HNO_2 .
- Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes iones: Br^- , O_2^- y P_3^-

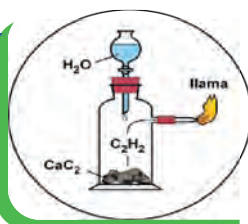
REACCIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!



Escanea el QR



Obtención de gas acetileno

El Acetileno (Etino) $[C_2H_2]$ se obtiene por medio de la reacción de hidrólisis de carburo de calcio $[CaC_2]$. Lo que sucede en esta reacción es que los dos carbonos que están enlazados con el calcio, se saturan con dos hidrógenos y ocurre una reacción de desplazamiento donde se crea un hidróxido en relación con el agua.



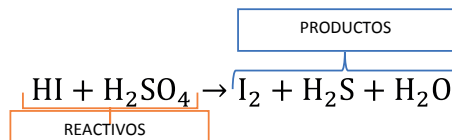
¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

Reacción química

Una reacción química ocurre cuando ciertas sustancias reaccionan entre sí, en ocasiones ocurren hechos muy visibles que confirman la ocurrencia y, entre ellos, podemos destacar: liberación de gas y luz, cambio de color y olor, formación de precipitados, etc.

Ecuación química

Una ecuación química es una forma corta de expresar en términos de símbolos y formulas todo un proceso de transformación química.



Clases de reacciones químicas

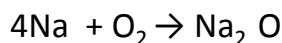
El conocimiento de las reacciones químicas nos va a permitir predecir, aproximadamente, los productos que se va a obtener.

Reacciones por su mecanismo atómico

Síntesis

Son aquellas reacciones que se producen entre dos elementos, para formar un compuesto.

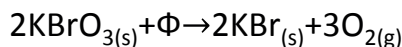
Ejemplo



Reacciones de descomposición

Son aquellas reacciones donde una sustancia se descompone, ya sea por medio de calor, electricidad, etc., produciendo dos o más sustancias nuevas.

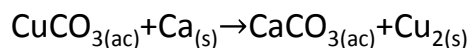
Ejemplo



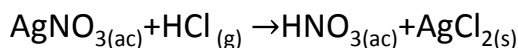
Reacciones de simple sustitución

Es la reacción en la cual un elemento reemplaza a otro y para que esto suceda es necesario que la actividad de dicho elemento sea mayor a la del elemento reemplazado.

Ejemplo

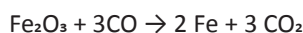
**Reacciones de doble sustitución**

Estas se caracterizan porque existe un mutuo desplazamiento de dos sustancias y de esta manera obteniéndose dos nuevos compuestos.

**Reacciones por el cambio de numero de oxidación****Reacciones Redox**

Estas tienen la característica porque dos o más elementos cambian su estado de oxidación al pasar de un miembro al otro en una ecuación química. En este tipo de reacción debe existir por lo menos un elemento que aumente de numero de oxidación y otro que disminuya simultáneamente que un solo elemento sufra los dos cambios de estado de oxidación.

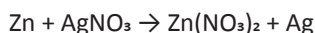
Ejemplo



Estados de oxidación:

Reducción: el Fe pasa de un estado de oxidación de +3 a 0 por lo tanto se reduce

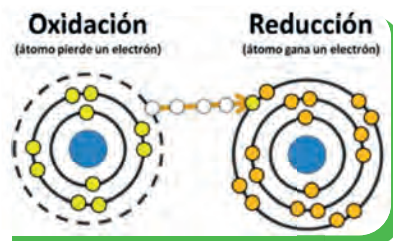
Oxidación: el C pasa de +2 a +4 por lo tanto se oxida



Estados de oxidación:

Reducción: Ag pasa de estado de oxidación +1 a 0

Oxidación: Zn pasa de estado de oxidación 0 a +2

**Reacciones no Rédox**

En este tipo de reacción todos los elementos mantienen su estado de oxidación inicial. Esto quiere decir que los elementos no cambian de estado de numero de oxidación al pasar de un miembro al otro en una ecuación química.

Reacciones por el cambio de energía calorífica**Reacciones exotérmicas**

Son aquellas que van acompañadas por un desprendimiento de calor y esta liberación de calor se expresan mediante los símbolos Φ o Δ como parte de los productos o mediante la variación de entalpía ($\Delta H = -$) o su variación de energía ($\Delta E = +$).

Ejemplos:

**Reacciones endotérmicas**

Este tipo de reacciones requieren calor para que pueda llevarse a cabo. El requerimiento de calor se representa por medio de los símbolos Φ o Δ como parte de los reaccionantes o mediante su variación de entalpía ($\Delta H = +$) o su variación de energía ($\Delta E = -$).

Ejemplo



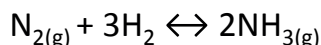
Investiga

Investiguemos sobre el proceso de la fotosíntesis

Reacciones por su extensión**Reversibles**

Las reacciones reversibles son aquellas en las que los reactivos no se transforman totalmente en productos, ya que éstos vuelven a formar los reactivos, dando lugar así a un proceso de doble sentido que desemboca en equilibrio químico.

Ejemplo: Síntesis de amoníaco

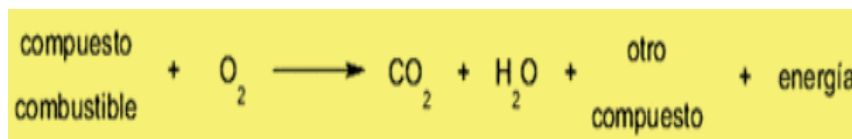
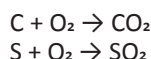
**Irreversible**

Una reacción irreversible es una reacción química que se verifica en un solo sentido, es decir, se prolonga hasta agotar por completo una o varias de las sustancias reaccionantes y por tanto la reacción inversa no ocurre de manera espontánea.

Reacción combustión

Estas reacciones se usan como fuente de energía, es decir el desprendimiento de calor. Teniendo en cuenta que las sustancias orgánicas que más se utilizan son las que contienen carbono, hidrogeno y oxígeno.

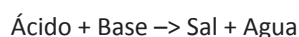
Ejemplos



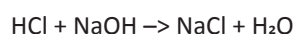
Las reacciones de combustión y sus efectos para el medio ambiente.

Reacción de neutralización

Estas reacciones se producen de forma instantánea obteniéndose productos cuyas propiedades son totalmente distintas a las de los reaccionantes. Uno de los productos principales en casi todas las reacciones es la formación de agua.



Ejemplo



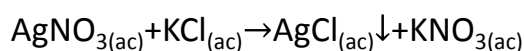
Uso de las reacciones de las reacciones de neutralización en la industria.

Reacción de precipitación

Se produce reacción de precipitación, cuando al mezclar sustancias iónicas, los iones existentes en el medio tienden a estar unidos, formando un precipitado.

En las reacciones de precipitación se forma un producto insoluble.

Ejemplo



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Los ejemplos más comunes de precipitación son lluvia, nevadas, granizo, aguanieve, rocío, etc.

Debemos entender que las reacciones químicas y la reactividad de los materiales es un aspecto de vital importancia para la seguridad, ya que los procesos químicos exotérmicos son abundantes en las actividades de fabricación.

Tal es el caso de las refinerías de Yacimientos Petrolíferos Fiscales Bolivianos (YPFB). Ahí las reacciones exotérmicas intencionadas y sobre todo las no intencionadas, en una importancia crucial para garantizar la operatividad y el escalado seguro de un proceso químico a planta. Reconocer este tipo de reacciones nos permite adelantarnos a la preparación de documentos o manuales de seguridad, muy detallados, para proteger al personal y a las instalaciones frente a las consecuencias de una reacción fuera de control.

Las reacciones endotérmicas también son de gran importancia para la vida, ya que los organismos vivos aprovechan este tipo de reacciones químicas para mantenerse con vida. Las tortugas y los cocodrilos son un ejemplo, ya que absorben el calor del sol para regular la temperatura de su organismo.

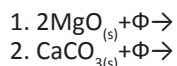
¿Qué tipo de reacción existe cuando la fiebre se manifiesta? Justifica tu respuesta.



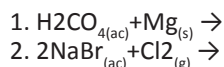
¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

Resolvemos en nuestro cuaderno las siguientes reacciones químicas.

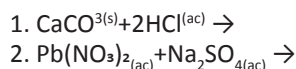
Reacciones de descomposición



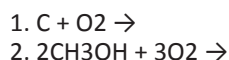
Reacciones de simple sustitución



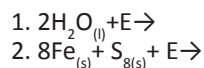
Reacciones de doble sustitución



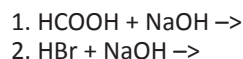
Reacciones exotérmicas



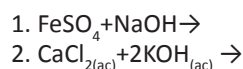
Reacciones endotérmicas



Reacción de neutralización



Reacción de precipitación



IGUALACIÓN DE ECUACIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Cristalizando

Materiales: sal, plato, agua, luz solar, vaso transparente, cuchara.

Procedimiento: en un vaso transparente se echa agua y tres o cuatro cucharadas de sal. Se remueve con la cuchara hasta que la sal se diluya por completo. Por último, se vierte el agua salada en un plato en un lugar soleado y se espera un par de días.

Responde las siguientes preguntas en tu cuaderno.

¿Qué ha ocurrido con el agua?

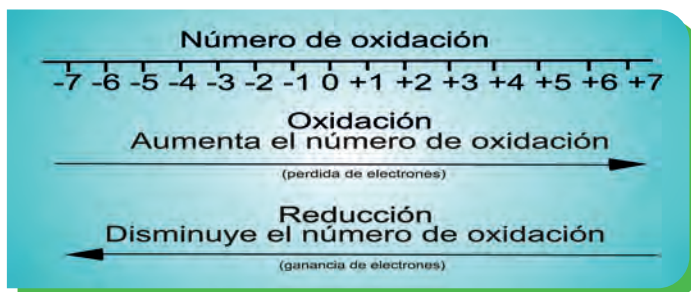
¿Qué ha ocurrido con la sal?

¿El agua ha desaparecido por completo o simplemente se ha transformado?

¿Será que las sustancias se destruyen o simplemente se transforman en algo nuevo?



¡CONTINUEMOS CON LA TEORÍA!



90 2. Reglas para determinar números de oxidación

Se considera oxidación a cualquier cambio químico en el cual una sustancia pierde electrones y por consiguiente aumenta su estado de oxidación, es decir, aumenta de valencia.

2.1. Agente reductor

Es la sustancia que se oxida y esto causa la reducción de la otra.

2.2. Reducción

Es un cambio químico en el cual una sustancia gana electrones y por lo tanto disminuye su estado de oxidación, es decir, disminuye de valencia.

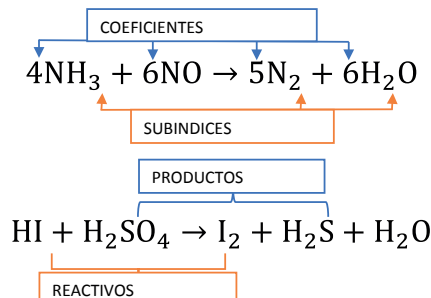
2.3. Agente oxidante

Es la sustancia que se reduce puesto que esa causa la oxidación de la otra.

3. Métodos de igualación de ecuaciones químicas

El balanceo de una reacción química se realiza por medio de coeficientes y no por subíndices.

Ecuación química

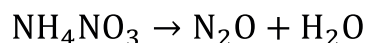


3.1. Método del tanteo

Este tipo de balanceo se lo realiza por simple inspección u observación y se aplica en ecuaciones simples.

Ejemplo

Balancear por el método del tanteo la siguiente ecuación:



Entonces por simple inspección u observación se procede a balancear, con los coeficientes que sean.

ELEMENTOS	REACTIVOS	PRODUCTOS	ESTADO
N	2 átomos	2 átomos	Balanceado
H	4 átomos	2 átomos	No balanceado
O	3 átomos	2 átomos	No balanceado

Se puede verificar que los átomos de H y O no se encuentran balanceados

3.2. Método oxidación reducción

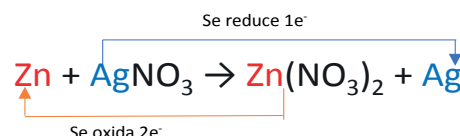
Este método se emplea en reacciones químicas donde los elementos se oxidan o se reducen. El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un enlace determinado:

- Todos los elementos libres que no formen compuesto tendrán número de oxidación cero.
- El hidrógeno tendrá número de oxidación de +1, excepto en los hidruros, en los cuales actúa con número de oxidación -1.
- El oxígeno tendrá número de oxidación -2, excepto en los peróxidos donde actúa con número de oxidación -1.
- Los metales alcalinos (grupo IA de la tabla periódica de elementos) tienen en sus compuestos número de oxidación +1.
- Los metales alcalino térreos (elementos del grupo IIA de la tabla periódica) tienen en sus compuestos número de oxidación +2.
- Los halógenos (grupo VII A) tienen en sus compuestos haluros, número de oxidación -1.
- La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto iónico es igual a la suma de la carga neta de los átomos constituyentes del ion.

Si algún átomo se oxida, su número de oxidación aumenta y cuando un átomo se reduce, su número de oxidación disminuye.

La suma de los números de oxidación de los átomos que constituyen una molécula es cero.

Ejemplo

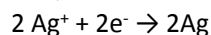
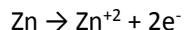


Estados de oxidación:

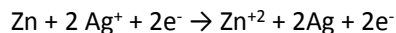
Reducción: Ag pasa de estado de oxidación +1 a 0

Oxidación: Zn pasa de estado de oxidación 0 a +2

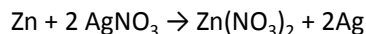
Semirreacciones:



Reacción global:



Reacción ajustada:



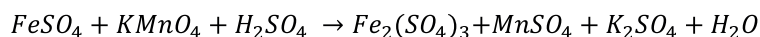
3.3. Método ion electrón (ácido y básico)

Este método se caracteriza porque utiliza precisamente dos semireacciones que contienen por una parte a los iones de los elementos que se oxidan y por otro lado a los elementos que se reducen y cuyo equilibrio proporcionan los coeficientes para poder balancear una ecuación química.

3.1. Medio ácido

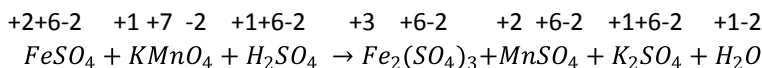
Paso 1

Se escribe la ecuación:



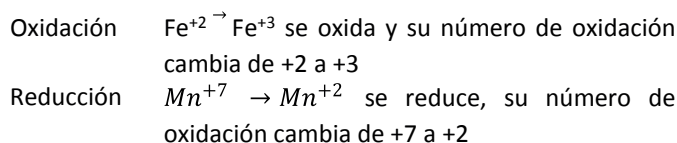
Paso 2

Se determinan los números de oxidación de los elementos presentes en la reacción:

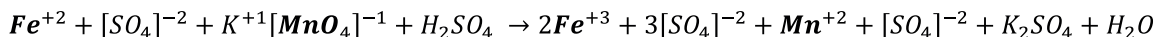


Paso 3

Verificamos que elementos se oxidan y reducen y se forman 2 semireacciones:



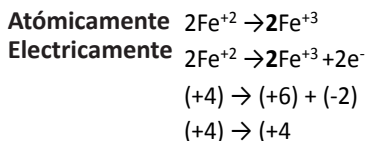
Se disocian solo las sales en las que se encuentran estos elementos:



Paso 4

Procedemos a equilibrar atómicamente y electricamente los elementos que se oxidan y se reducen:

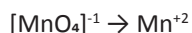
Para el elemento que se oxida se tiene:



Para el elemento que se reduce se tiene:

Para el elemento que se reduce se tiene:

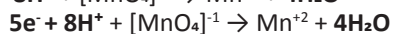
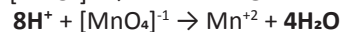
Atómicamente



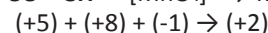
Agregamos átomos de oxígeno



Agregamos átomos de hidrógeno



Eléctricamente

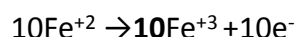


Paso 5

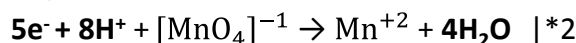
Las semireacciones equilibradas quedaron de la siguiente manera:



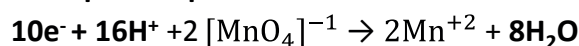
Multiplicado por 5 se tiene:



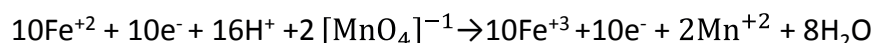
Segunda reacción



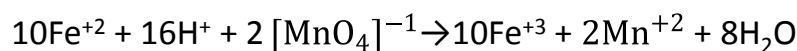
Multiplicado por 2 se tiene:

**PASO 6**

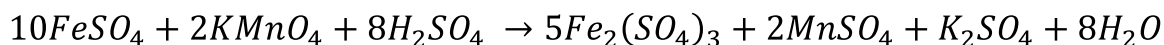
A continuación, se procede a realizar la suma de las semireacciones



Simplificado término semejante se tiene:

**Paso 7**

Se procede a trasladar los coeficientes encontrados a la ecuación original se tiene lo siguiente:

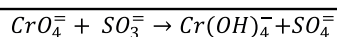
**Paso 8**

Paso final se procede a equilibrar la reacción química.

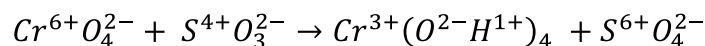
Elementos	Reactivos	Productos
Fe	10	10
S	18	18
O	80	80
K	2	2
Mn	2	2
H	16	16

3.3.2. Medio básico**Paso 1**

Se escribe la ecuación:

**Paso 2**

Se determinan los números de oxidación de los elementos presentes en la reacción y se identifica cuales sufren cambios:

**Paso 3**

Verificamos que elementos se oxidan y reducen y se forman 2 semireacciones:

Oxidación	$\text{Cr}^{6+}\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{O}^{2-}\text{H}^{1+})_4$
Reducción	$\text{S}^{4+}\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}$

Paso 4

Procedemos a equilibrar los átomos de hidrógeno y oxígeno donde hace falta hidrógenos se agrega iones hidroxilo (OH):
También se añade moléculas de agua para equilibrar los átomos de oxígeno.

Oxidación	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4\text{OH}^-$
Reducción	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$

Paso 5

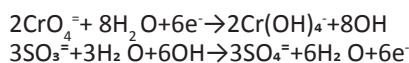
Balanceamos las cargas:

Oxidación	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4\text{OH}^-$
Reducción	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

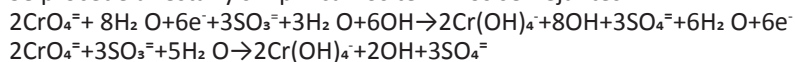
Oxidación	$CrO_4^{=+} + 4H_2O + 3e^- \rightarrow Cr(OH)_4^- + 4OH^-$	*2
Reducción	$SO_3^{=} + H_2O + 2OH^- \rightarrow SO_4^{=} + 2H_2O + 2e^-$	*3

Paso 6

Sumar las semireacciones:

**Paso 7**

Se procede a restar y simplificar los términos semejantes:

**Paso 8**

Paso final se procede a equilibrar la reacción química:

Elementos	Reactivos	Productos
Cr	2	2
O	22	12
S	3	3
H	10	10

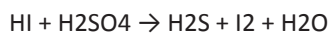
Metodo algebraico

Se utiliza para ecuaciones químicas de mayor dificultad que no se pueden balancear.

- A cada sustancia se le asigna una variable.
- Se elaboran ecuaciones para cada elemento.
- Se resuelven las ecuaciones y para ello se asume un valor para aquella variable que ayude a resolver el mayor número de ecuaciones.
- Los valores de la variable se colocan en la ecuación original y se comprueba.

Ejemplo

Balancear por el método algebraico la siguiente reacción química

**Paso 1**

Verificamos si la reacción química se encuentra balanceada

Elementos	Reactivos	Productos
H	3	4
I	1	2
S	1	1
O	4	1

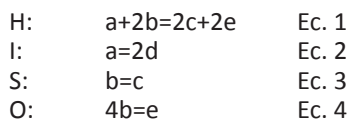
Se identificó a todos los elementos presentes en la reacción química y se comprueba que no está balanceada.

Paso 2

Se procede a colocar en cada componente de la reacción química un coeficiente literal (a, b, c, ...)

**Paso 3**

Formar ecuaciones para cada elemento que compone la reacción química.



Paso 4

De las ecuaciones halladas, verificar cual es la variable que tiene mas participación. Para este ejemplo se puede observar que la variable (b) se encuentra en la Ec. 1, Ec. 3, y Ec. 4, entonces se procede a realizar la asignación de un valor en este caso será $b=1$.

Paso 5

Sabiendo el valor de b se procede a resolver las diferentes ecuaciones, conviene empezar de la ecuación menos compleja hacia la más compleja.

En la Ec. 3 donde $b=c$, como $b=1$ entonces $c=1$

Para la Ec. 4 donde $4b=e$. como $b=1$ entonces reemplazamos el valor de b entonces se tienen $4(1) = e$ resolviendo la ecuación tenemos que: $e=4$

Como ya se tiene los valores de b, c, y e se puede hallar el valor de a en la Ec. 1

$$a+2b=2c+2e$$

reemplazando valores tenemos:

$$a+2(1) = 2(1) + 2(4)$$

$$a+2=2+8$$

$$a+2=10$$

como 2 está sumando pasa a restar

$$a=10-2$$

$$a=8$$

Para hallar el valor de la variable d reemplazamos el valor de a en la Ec. 2

$$a=2dreemplazando el valor de a tenemos$$

$$8=2d$$

El numero 2 está multiplicando lo pasamos a dividir

$$d=8/2$$

$$d=4$$

valores hallados: $a=8$, $b=1$, $c=1$, $d=4$ y $e=4$

Paso 6

Reemplazamos los valores hallados para cada variable en la reacción química



Elementos	Reactivos	Productos
H	10	10
I	8	8
S	1	1
O	4	4



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

**Desafío**

Conociendo la cristalización de la sal, tenemos una idea clara de cómo se dan los balances químicos. Por ello, podemos afirmar que la sal de nuestro experimento sufrió una reacción química. A lo largo del texto vimos y analizamos el caso de la sal de mesa y otras reacciones utilizando distintos métodos.

Ahora te toca a ti investigar otras reacciones existentes en tu entorno donde vives.

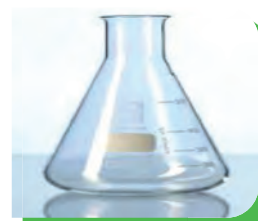
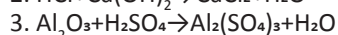
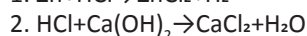
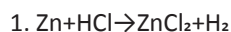
Dichas investigaciones lo debes realizar en tu cuaderno.

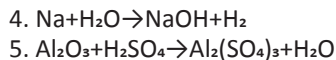


¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

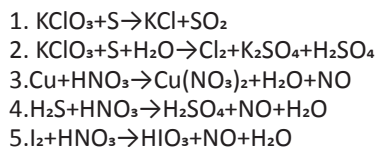
En tu cuaderno resuelve las siguientes ecuaciones planteadas

Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método del tanteo:

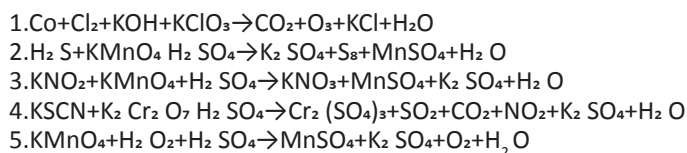




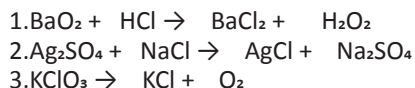
Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método redox:



Balancear por el método ion-electrón las siguientes reacciones:



Balancear por el método algebraico las siguientes reacciones:



Laboratorio

Reconocimiento del agente reductor y oxidante del permanganato de potasio

El permanganato de potasio es un sólido cristalino púrpura, soluble en agua. Es no inflamable, sin embargo, acelera la combustión de materiales inflamables y si este material se encuentra dividido finamente, puede producirse una explosión. Es utilizado como reactivo en química orgánica, inorgánica y analítica; como blanqueador de resinas, ceras, grasas, aceites, algodón y seda; en teñido de lana y telas impresas; en el lavado de dióxido de carbono utilizado en fotografía y en purificación de agua. Se obtiene por oxidación electrolítica de mineral de manganeso.



Agua potable con permanganato de potasio

Permanganato de potasio

Llena una cucharada sopera con solución de permanganato de potasio y vacíala en un bidón de 20 litros de agua, se pintará el agua de color rosa, déjala reposar media hora; pasando este tiempo agrega de 5 a 10 gotas de limón, agita el garrafón hasta que el color rosado desaparezca y el agua estará lista para su consumo.

Recomendaciones adicionales

- Si después de poner la cantidad de permanganato de potasio recomendable el agua no adquiere un ligero color rosa, significa que está altamente contaminada y es necesario agregar más permanganato, hasta que aparezca el color rosa.
- Cuando el agua toma un color rosa se considera que toda la materia orgánica del agua ha sido oxidada y asegura la desinfección.
- Es importante echar las gotas de limón que sirven como neutralizante, para eliminar el exceso de permanganato de potasio.
- Compra la solución de permanganato de potasio al 1%.

Las ventajas de utilizar métodos para purificar el agua son:

- Reduces el riesgo de enfermedades.
- Mejora el sabor del agua.
- Es más barato utilizar algún método para purificar el agua que comprar agua embotellada.
- Ayudas al medio ambiente al no comprar agua en botellas de plástico.
- Con esta solución las paredes interiores de tu bidón o envase pueden ponerse color café, es necesario sustituirlos cuando pase esto.

ÁTOMOS, MOLES Y MOLÉCULAS DE LAS SUSTANCIAS



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Lectura de análisis

En 1992, representantes de 172 países se reunieron en Río de Janeiro, Brasil, para asistir a la Conferencia de las Naciones Unidas sobre Medio Ambiente y Desarrollo, reunión que se conoce como la Cumbre de la Tierra. Cinco años más tarde, en diciembre de 1997, representantes de 130 naciones se reunieron en Kyoto, Japón, para analizar las repercusiones de las actividades humanas en el calentamiento global. De esa reunión provino una iniciativa de trabajar con miras a un tratado global que, entre otras cosas, dictaría las medidas que deben tomarse para reducir las emisiones de gases que provocan calentamiento global. En julio de 2001, en Bonn, Alemania, 178 naciones firmaron un tratado basado en los llamados Protocolos de Kyoto. Estos esfuerzos encaminados a atender cuestiones ambientales desde una perspectiva internacional indican que muchos de los problemas ambientales más urgentes son de naturaleza global. El crecimiento económico de los países, tanto desarrollados como en vías de desarrollo, depende en grado crítico de los procesos químicos. Estos fluctúan desde el tratamiento de abastos de agua hasta procesos industriales, muchos de los cuales generan productos o subproductos dañinos para el ambiente. Ahora nos hallamos en situación de poder aplicar los principios que hemos aprendido en los capítulos anteriores a la comprensión de estos procesos. En este capítulo consideraremos algunos aspectos de la química de nuestro medio, enfocando nuestra atención en la atmósfera de la Tierra y en su ambiente acuoso, conocido como hidrosfera. Tanto la atmósfera como la hidrosfera de nuestro planeta hacen posible la vida como la conocemos. Por consiguiente, el manejo del ambiente de manera que se conserve y se mejore la calidad de vida, es una de las preocupaciones más importantes de nuestros tiempos. Nuestras decisiones cotidianas como consumidores reflejan las de los dirigentes que acuden a Bonn y a reuniones internacionales semejantes: debemos sopesar los costos contra los beneficios de nuestras acciones. Desafortunadamente, las repercusiones ambientales de nuestras decisiones suelen ser muy sutiles y no se manifiestan de inmediato.



De acuerdo a la lectura realizada, realiza la siguiente actividad en tu cuaderno



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

Investigar en tu contexto las sustancias que contaminan el medio ambiente y realizar con ello un periódico mural con imágenes y descripciones sobre cada sustancia contaminante de nuestro medio ambiente.

4. Masa atómica (A)

La masa atómica de un elemento es la masa o peso promedio de la mezcla isotópica sobre la base del isótopo del carbono 12, por lo tanto, la masa atómica se refiere al promedio para los isótopos de un elemento tal como se presenta en la naturaleza. Así, por ejemplo, la masa atómica del elemento carbono según la tabla periódica es 12,011 es decir ligeramente superior al asignado 12. La explicación para ello es que el elemento carbono está presente en la naturaleza como una mezcla de dos isótopos, y su masa atómica es un promedio de las masas atómicas de sus dos isótopos. Para calcular la masa atómica promedio se necesita conocer:

- Las masas de los isótopos individuales.
- Las abundancias relativas en porcentaje de los isótopos.

En conocimiento de estos dos datos y la siguiente ecuación permiten calcular la masa atómica promedio de cada elemento:

Donde:

$$= \frac{m_1 A_1}{100} + \frac{m_2 A_2}{100} + \dots + \frac{m_n A_n}{100}$$

m_1 = masa atómica del isótopo 1

A_1 = abundancia del isótopo 1 en %

m_2 = masa atómica del isótopo 2

A_2 = abundancia del isótopo 2 en %

Asimismo, las sumas de las abundancias isotópicas son igual a 100 y corresponde a la siguiente formula:

$$A_1 + A_2 + A_3 + \dots + A_n = 100$$

De la misma manera la masa atómica y su abundancia isotópica se encuentra en la tabla periódica de los elementos, esta es una aclaración para saber de dónde proviene la masa atómica de cada elemento.

Ejemplo

Calcular la masa del Cu donde tiene dos isótopos de masas que son: masa atómica del isótopo 1 = 63 y, abundancia isotópica 1 (69.2%), masa atómica del isótopo 2 = 65 y abundancia isotópica 2 = (30.8%).

Sustituyendo en la ecuación de la masa atómica tenemos:

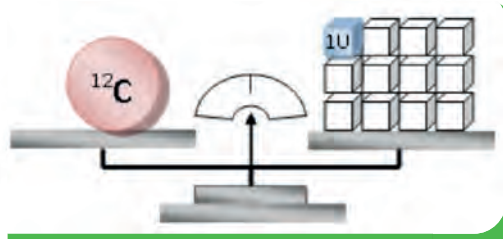
$$A_{Cu} = \frac{63 * 69.2}{100} + \frac{65 * 30.8}{100} = 63.62$$

Si comparamos este resultado es igual a la masa que aparece en la tabla periódica.

4.1. Masa atómica relativa

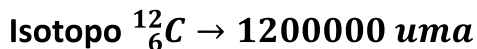
Es un numero adimensional que indica cuantas veces más pesado es el átomo del elemento que la UMA (Unidad de Masa Atómica).

También se la puede definir como el número de veces que la masa de una molécula contiene a la UMA. Por ejemplo, la masa molecular del agua es de $16 \text{ u} + 2\text{u} = 18 \text{ u}$; por lo tanto, una molécula de agua equivale a 18 UMA.



4.2. Masa atómica absoluta

La masa atómica absoluta es la masa real de un átomo. Su valor oscila entre $1 \cdot 10^{-22}$ y $1 \cdot 10^{-24}$ gramos. No existe en la actualidad un instrumento de medición que nos permita apreciar esa masa, por esa razón en la práctica se comparan las masas de los átomos con una masa patrón.



Unidad de masa atómica es la 12ava parte de la masa fijada para el isotopo 12 de carbono.

5. Masa molecular

La masa molecular de una sustancia se la obtiene mediante la fórmula:

Masa molecular de una sustancia = $m_1 v_1 + m_2 v_2 + \dots$ $m_A v_A$

Donde m_A es la masa atómica promedio de un elemento

v es el subíndice correspondiente del elemento en la formula.

Aclaración la masa molecular solo se la puede obtener de un compuesto y no así de un elemento.



Ejemplos

Calcular la masa molecular del H_2O .

Resolviendo

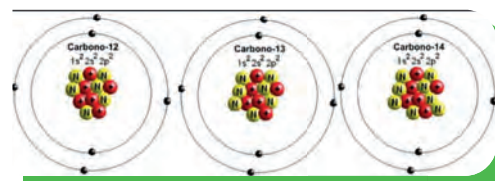
Masa atómica del elemento H = 1 multiplicado por su subíndice es 2.

Masa atómica del elemento O = 15.9994 este elemento no tiene subíndice Entonces se realiza la suma respectiva de las masas atómicas constantes y las producidas por la multiplicación de cada elemento si:

Masa molecular de $\text{H}_2\text{O} = 2 + 15.9994 = 17.9994$

6. Mol y numero de Avogadro

Mol es una cantidad de sustancia, de formula química determinada, que contiene el mismo número de unidades de formula (átomos, moléculas, iones, electrones, cuantos y otras entidades) que átomos hay exactamente en 12,0000 g de isótopo de carbono 12.



1 mol de cualquier elemento que tiene una masa X en gramos, donde X es la masa atómica del elemento. Esta definición operacional se puede aplicar a las sustancias que constan de moléculas o iones.

Ejemplo, para los siguientes elementos tendremos.

1 mol H = 1.008 g H
1 mol O = 16.00g O

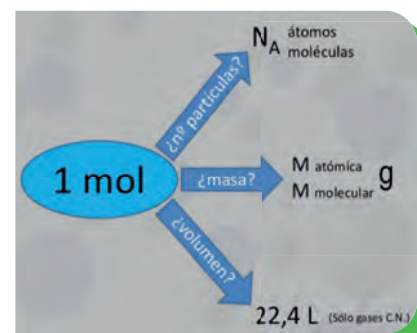
1 mol C = 12.01g C
1 mol Br = 79.9 g Br

Para compuestos o moléculas se tendrá:

1 mol H₂ = 2.016g H
1 mol NaCl = 58,45g NaCl

1 mol H₂O = 18.016g H₂O

La masa molecular de una formula nos indica el número de peso en gramos que existe en 1 mol de cualquier sustancia por ello es necesario conocer la fórmula de una sustancia para realizar cálculos estequiométricos y además es muy importante que cuando se usa el concepto de mol para una sustancia en estado gaseoso o líquido, se realice correctamente usando las palabras y símbolos adecuados.



Ejemplo, si se dice, 1 mol de O, se tiene que especificar necesariamente la fórmula del oxígeno al saber:

1 mol O = 16g O
1 mol O₂ = 32g O

Por ello es corriente utilizar la terminología de 1 mol de O para referirse a las moléculas y 1 mol de átomos de O para la forma atómica de los elementos. Esta dificultad desaparece en los elementos que son sólidos, puesto que no tiene sentido, sino que más bien es redundante referirse a 1 mol de átomos de Ca, cuando lo más simple es decir 1 mol de Ca.

6.1. Número de Avogadro

El número de Avogadro es igual al número de unidades de formula por mol.

$$6.023 \cdot 10^{23}$$

Este número de partículas en 1 mol de sustancia se llama número de Avogadro en honor al científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) que lo postuló. Es un número puro con un nombre especial.

Su abreviatura es: NA

Amadeo Avogadro
(1776-1856)

Número de Avogadro

$6,02 \cdot 10^{23}$

1 mol $\rightarrow$ $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas

Este número tiene una importancia en Química por que representa el número de átomos en X g de cualquier elemento, siendo X la masa atómica del elemento. El conocimiento del número de Avogadro y la masa atómica relativa de los elementos, permiten calcular la masa de un átomo individual y el número de átomos que hay en una cantidad determinada de cualquier elemento.

Por lo tanto: 1 mol C = $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de C

1 mol S = $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de S

1 mol Cu = $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de Cu

1 mol O = $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de O

Esta idea se puede generalizar a sustancias que constan de moléculas, iones, etc.

1 mol H₂ = $6.023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂

1 mol H₂O = $6.023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O

1 mol de H₂SO₄ = $6.023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂SO₄

Masa molar

La masa molar de una sustancia es numéricamente igual a la masa molecular o fórmula cuyas unidades son gramos por mol (g/mol). **Ejemplos**

FORMULA	MASA MOLECULAR	MASA MOLAR
H ₂	2.016	2.016 g/mol
H ₂ SO ₄	98	98 g/mol

7. Volumen molar

El volumen molar de un gas es igual al volumen ocupado por 1 mol de gas a 0 °C y una atmósfera de presión. Mediante experimentos se ha determinado que el volumen molar de un gas es 22.4 L en C.N. por lo tanto se puede escribir una definición operacional:

1 mol de gas en C.N. = 22.4 L Gas C.N.

8. Densidad

Es la cantidad de materia que ocupa un determinado volumen se define densidad. Normalmente se emplea la masa para medir cuanto sustancia existe, por lo que la densidad se expresa como masa de sustancia por unidad de volumen, en unidades de g/mL o kg/mL. La densidad es una de las propiedades físicas que pueden usarse para caracterizar una sustancia pura.

8.1. Densidad relativa

Densidad relativa o peso específico expresa la razón entre la densidad de dos cuerpos.

8.2. Densidad absoluta

La densidad absoluta de un cuerpo es la masa de dicho cuerpo contenida en la unidad de volumen, sin incluir los vacíos. La densidad aparente es la masa de un cuerpo contenida en la unidad de volumen, incluyendo sus vacíos.

El monóxido de carbono es una molécula relativamente poco reactiva y, por consiguiente, no representa una amenaza directa para la vegetación o los materiales. Sin embargo, afecta a los seres humanos. Tiene la rara capacidad de unirse muy fuertemente a la hemoglobina, la proteína de los glóbulos rojos que contiene hierro y que transporta el oxígeno en la sangre. En los pulmones, una molécula de hemoglobina captura una molécula de oxígeno (O₂), la cual reacciona con el átomo de hierro para formar una especie llamada oxihemoglobina. Conforme la sangre circula, la molécula de oxígeno se libera en los tejidos para ser utilizada en el metabolismo celular, es decir en los procesos químicos que llevan a cabo en la célula.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

**Investiga**

Realiza las siguientes investigaciones en tu cuaderno

- Investiga en que situaciones o condiciones se produce el monóxido de carbono.
- Investiga alternativas para combatir la contaminación de monóxido de carbono.



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

1. Construcción de modelo molecular

Construye el modelo molecular de la hemoglobina y describe como el monóxido de carbono se adhiere a esta molécula y explica cuáles son las consecuencias para el ser humano.

**Desafío**

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

2.Preparación de indicador acido base casero

Para la preparación de este indicador se necesita un repollo morado o (col morada).

Procedimiento

En primer lugar, cortamos en tiras muy finas 30 g de repollo morado. A continuación, añadimos la col a 300 ml de agua destilada hirviendo y lo dejamos cocer durante 5-10 minutos. Una vez haya transcurrido el tiempo estimado, dejamos enfriar. Cuando la mezcla esté fría, lo filtramos a través de un filtro de pliegues y le añadimos 20 ml de alcohol etílico para, así, conservar mejor el indicador.



Escanea el QR



EXPERIENCIA PRÁCTICA PRODUCTIVA

Laboratorio. Determinación de densidad sólido y liquido

Objetivo

Determinar la densidad de un líquido y un sólido, tanto regular como irregular, midiendo su masa y su volumen.

Materiales

- Una balanza.
- Un vaso de precipitados de 250 o 500 ml
- Una probeta de 0-100 ml
- Muestras de sólidos de forma regular (una esfera, un cubo, un cilindro, etc.)
- Una pipeta de 10 ml
- Muestras de sólidos irregulares (piedra, etc.)
- Agua.

Procedimiento

Determinación de la densidad del agua

- Medir la masa de la probeta en la balanza procurando que esté limpia y seca.
- Verter agua en la probeta hasta los 60 ml.
- Una vez determinado el volumen, medir de nuevo la masa de la probeta con el agua en la balanza.
- Sin vaciar la probeta, añade agua hasta los 70 ml. Limpia el líquido de las paredes si fuera necesario. Mide su masa.
- Repetir el paso anterior para volúmenes de 80, 90 y 100 ml. Anota los resultados en la tabla Recuerda que $1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$.
- Calcula la densidad del agua como media aritmética de las densidades de cada medida.

Determinación de la densidad de un sólido irregular

- Selecciona dos muestras de sólidos irregulares.
- Determina el volumen de cada uno con la probeta siguiendo el método experimental.
- Anota los resultados en tabla.
- A continuación, mide sus masas usando la balanza. Anota los resultados en la tabla.
- Completa la tabla determinando la densidad de cada sólido irregular.
- Realiza el proceso tres veces y toma como resultado final la media aritmética de las densidades de cada medida.

Determinación de la densidad de un sólido regular

- Selecciona dos muestras de sólidos regulares y mide sus dimensiones con la regla.
- Anota los resultados en la tabla y complétala calculando el volumen de cada uno.
- A continuación, mide sus masas usando la balanza. Anota los resultados en la tabla.
- Determina la densidad de cada sólido regular.

Completamos en nuestro cuaderno las siguientes tablas para anotar los datos obtenidos de la experiencia práctica productiva.

Tabla de datos para la densidad del agua

Volumen (cm ³)	Masa (g)	Densidad (g/cm ³)

Tabla de datos para la densidad de solidos irregulares

Sustancia	Volumen (cm ³)	Masa (g)	Densidad (g/cm ³)

Tabla de datos para solidos regulares

Objeto	Base	Altura	Volumen (cm ³)	Masa (g)	Densidad (g/cm ³)

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”.

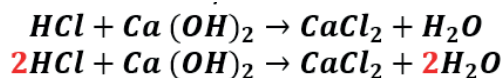
También podemos expresarlo así: **“La masa no se crea ni se destruye, solamente se transforma”**

Problema 1

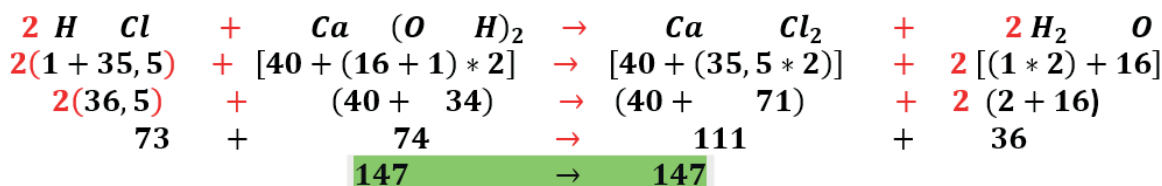
En la siguiente reacción, demuestre la ley de la conservación de la materia; el ácido clorhídrico reacciona con hidróxido de calcio para producir cloruro de calcio y agua.

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:

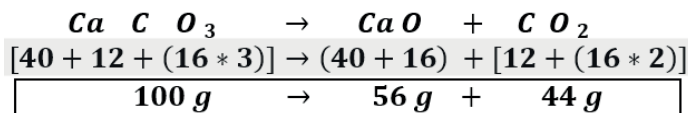
$$\% \text{Pureza} = \frac{\text{masa de sustancia pura}}{\text{masa de sustancia total}} \times 100\%$$

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:



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:

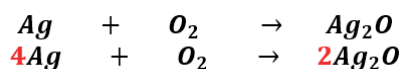
“Una sustancia pura, cualquiera que sea su origen, presenta siempre la misma composición porcentual en masa”

Problema 3

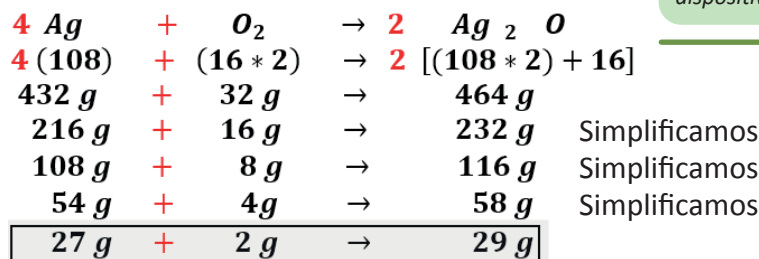
- ¿Cuál es la proporción de peso fija y constante con qué se combinan la plata y el oxígeno para formar el óxido argéntico? (óxido de plata).
- ¿Cuál es la composición porcentual fija?

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

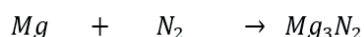
Se define como reactivo limitante “a toda sustancia que se consume por completo en una reacción química”.

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

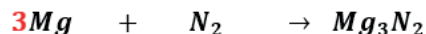
Si se hace reaccionar 100 g de magnesio con 100 g de nitrógeno para producir nitruro de magnesio mediante la siguiente reacción:



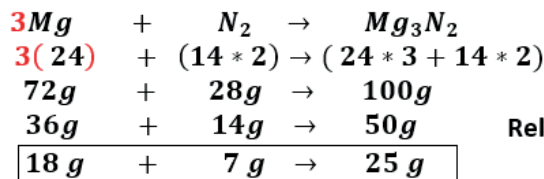
- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- ¿Cuál es la cantidad de nitruro de magnesio que se forma?
- ¿Cuál es la cantidad de reactivo en exceso que no participa de la reacción?

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.

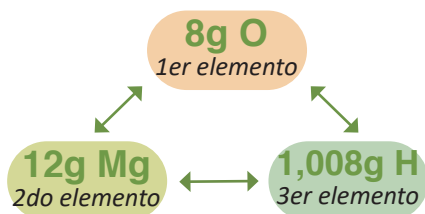
6.2. Ley de las proporciones recíprocas (Richter)

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:

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

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

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:



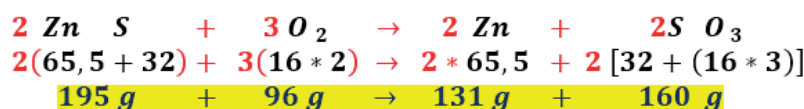
La blenda es un mineral que contiene 50% de pureza de sulfuro de zinc (**ZnS**) ¿Cuántos gramos de blenda se necesita para producir 500 g de anhídrido sulfúrico (**SO₃**) según la reacción indicada? **Zn=65,5 S=32 O=16**

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

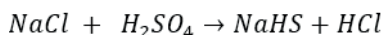
Es hora de trabajar, resuelve en tu cuaderno los siguientes ejercicios.



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.

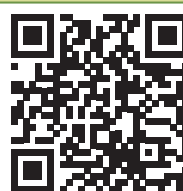
Resultados y conclusiones

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?

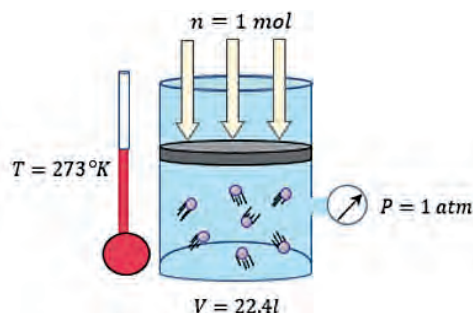


¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

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 (Patm):** es la presión que ejerce el aire atmosférico sobre la tierra.
- **Presión manométrica (Pman):** es aquella presión que resulta de la diferencia entre la presión absoluta, real y la presión atmosférica.
- **Presión absoluta (Pabs):** 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 Vmolar = 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:

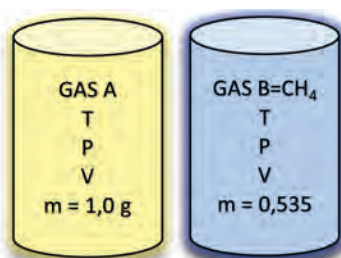
$$240 \text{ l hidrógeno} \frac{\text{globo}}{2 \text{ L}} = 120 \text{ globos}$$

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:

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

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

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

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

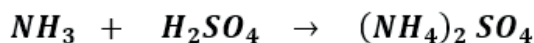
Se tiene un recipiente de volumen variable que inicialmente presente un volumen de 500 mL y contiene 34 g de amoníaco. ¿Cuál será el volumen final del recipiente cuando se introducen 68 g de amoníaco, manteniendo constante la presión y temperatura? (**masas atómicas: H = 1; N=14**).

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:	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:

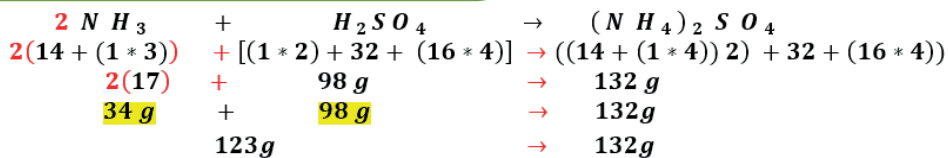


Calcular el volumen de amoníaco a 20 °C y 25 atm de presión, condiciones necesarias para que reaccione con 70 Kg de ácido sulfúrico.

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.

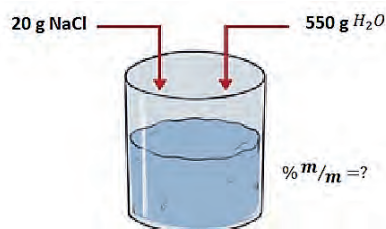
Soluciones saturadas: esta solución contiene la máxima cantidad posible de soluto que el disolvente puede disolver, a una temperatura determinada, es decir que, si se agrega más soluto ya no se podrá disolver.

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

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

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

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

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

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

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.

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

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

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

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

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. $\text{CaCl}_2 = 2 \text{ eq} - \text{g}$ $\text{KMnO}_4 = 1 \text{ eq} - \text{g}$

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

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

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:

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

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

Cálculo de número de moles totales:

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

Cálculo de las fracciones molares:

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

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

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

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:

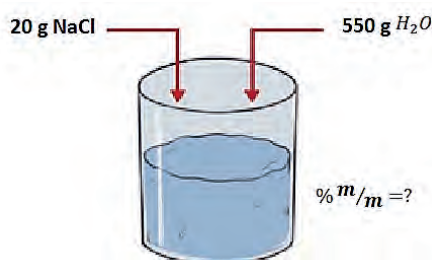
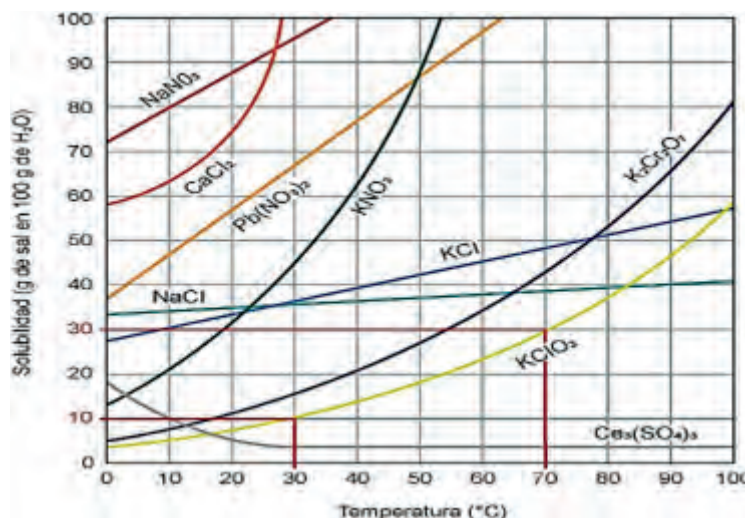
Agitación: este factor acelera la solubilización, porque disolvente y soluto entran en contacto.

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

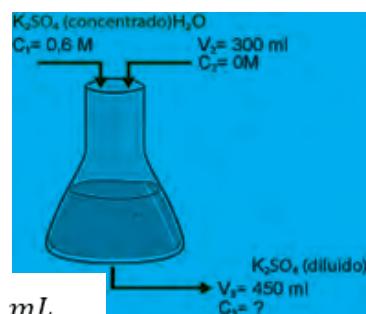
En una solución de sulfato de potasio (**K₂SO₄**) cuya concentración es de 0,6 M se agregó 300 ml de agua, para obtener un volumen final de 450 ml. Calcular la concentración final de la solución diluida.

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.

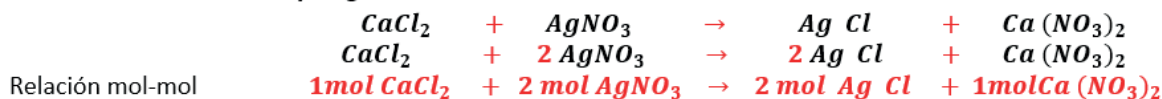
Datos

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

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

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?

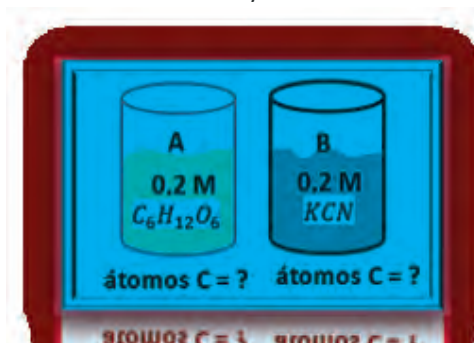
Datos

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

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

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

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



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

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

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

Calculamos los átomos de carbono del frasco B

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

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

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

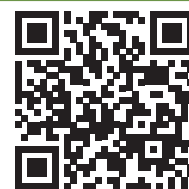
Es hora de trabajar, resuelve en tu cuaderno los siguientes ejercicios.

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.

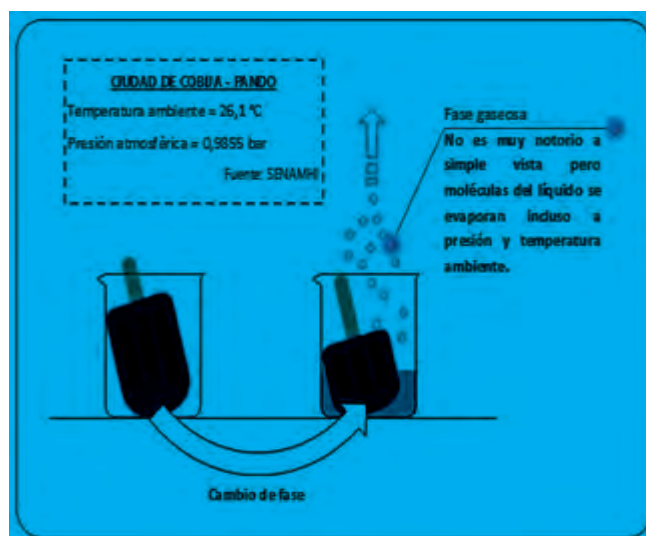
2. Disminución de la Presión de vapor

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:

$\Delta T_c = K_c * m \quad (1)$ $\Delta T_c = \text{Descenso crioscópico}$ $K_c = \text{Constante del punto de congelación}$ $m = \text{Concentración molar}$ $m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}} \quad (2)$ $n = \frac{\text{masa soluto}}{\text{peso molecular}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{soluto}}} \quad (3)$	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

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

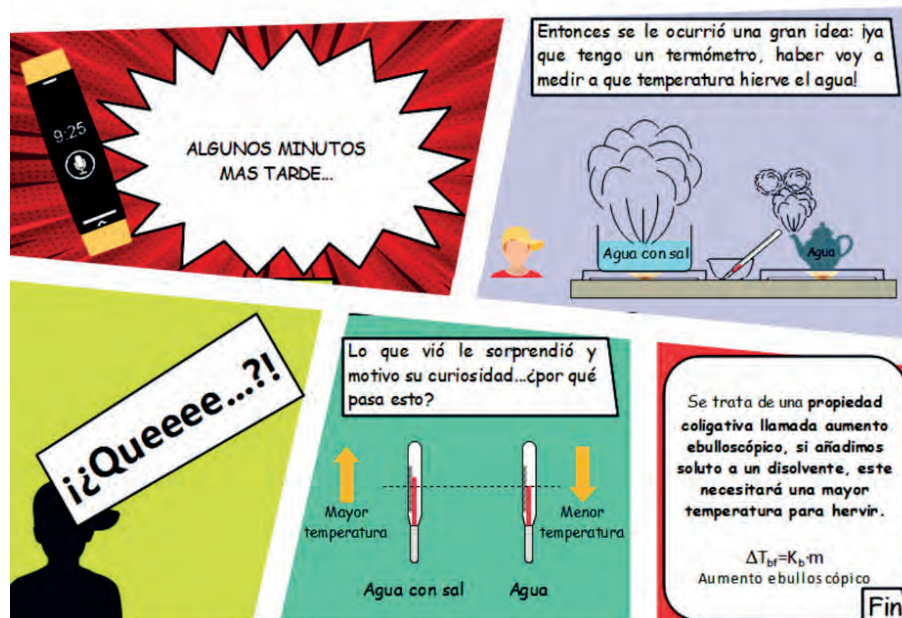
¿Sabías que...?

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:

$\Delta T_e = K_e * m \quad (1)$ $\Delta T_e =$ 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: $m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}}$ $= \frac{\frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{soluto}}}}{\frac{m_{\text{disolvente}}}{1000}} = m = \frac{m_{\text{soluto}} * 1000}{M_{\text{soluto}} * m_{\text{disolvente}}} \quad (4)$
--	---

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

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

$$\Delta T_e = T - T_0$$

$T_0 =$ Punto de ebullición del disolvente puro

$T =$ Punto de ebullición de la solución

5. Ley de Raoult

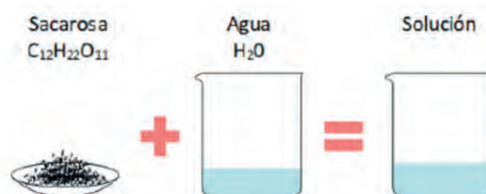
“La presión de vapor de un disolvente en una solución será igual a la presión de vapor del disolvente puro multiplicada con la fracción molar de dicho disolvente presente en la solución”.

Matemáticamente lo expresamos de la siguiente manera:

$P_{\text{vapor disolución}} = P_{\text{vapor disolvente puro}} * X_{\text{disolvente en solución}}$ $P_v = P_{v_0} * X_d$ $\Delta P = P_{\text{vapor disolvente puro}} - P_{\text{vapor disolución}}$ $\frac{\Delta P}{P_{v_0}} * X_s = K * m$	$\Delta P =$ 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:

$$P_v = ?$$

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

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

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

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

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

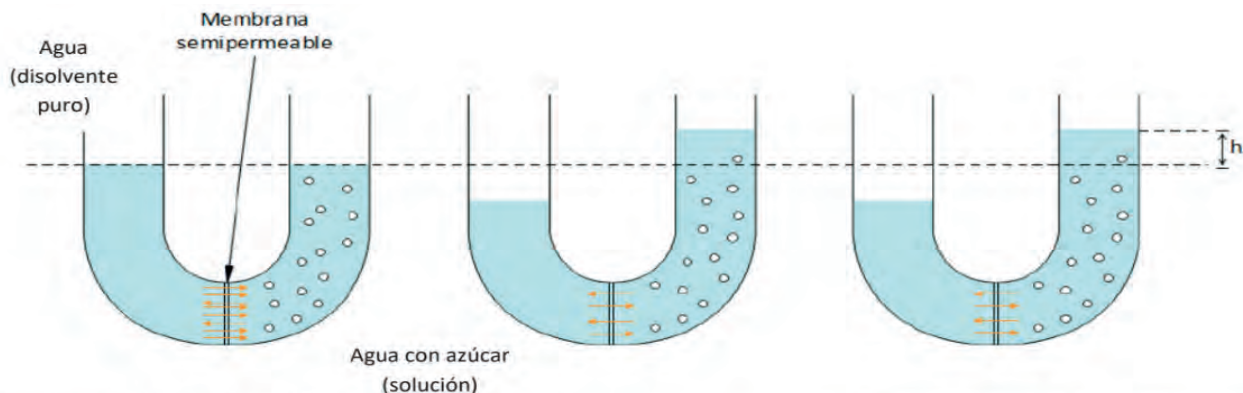
$$P_v = P_{v_0} * \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

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

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.

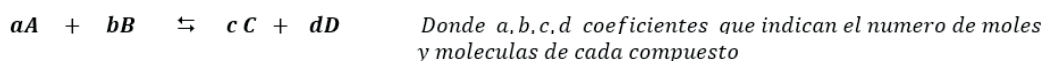
$$\text{velocidad} = \frac{\text{concentración molar}}{\text{segundo}}$$

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.



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 reactantes ni de los reactivos.

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 escases 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 indicara que hay abundante formación de productos.

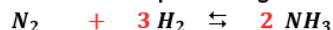
4. Cálculos de K_c y K_p

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.

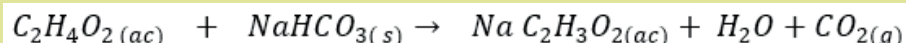
Materiales e Insumos ¿Qué necesitamos?

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 desliza 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 llevo 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 tritararlo 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.



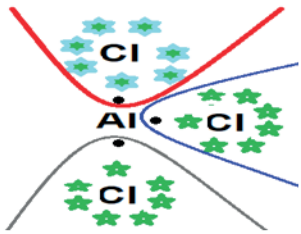
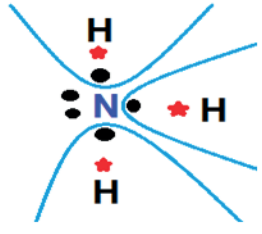
En base a los resultados obtenidos, responder las siguientes preguntas:

- ¿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
---	--

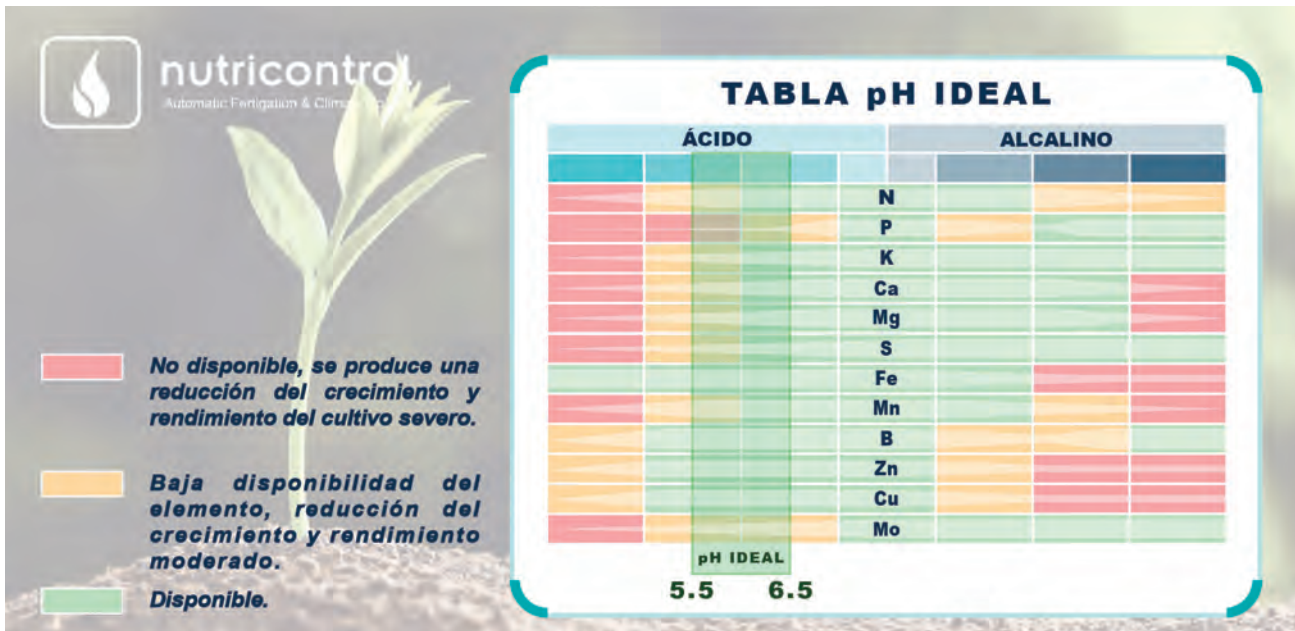
Los suelos del altiplano tienen un pH moderadamente ácido y con baja disponibilidad de nutrientes. Por otra parte es mejor un suelo ligeramente básico, para obtener una buena producción. Por lo tanto el suelo de los valles son más propicios para el cultivo.

● **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.**

6

SECUNDARIA

ÁREA
CIENCIAS NATURALES
QUÍMICA





VIDA TIERRA Y TERRITORIO

Química

QUÍMICA “ORGÁNICA” O DEL CARBONO

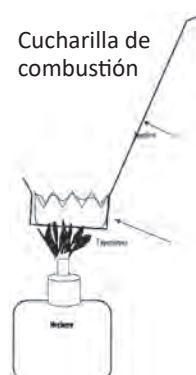


¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Identificando compuestos orgánicos e inorgánicos

A través de la presente actividad identificaremos que compuestos tienen Carbono, para lo cual necesitaremos:

MATERIALES	REACTIVOS	
- 2 trozos de alambre de amarré de 50 cm. - 3 tapacoronas (tapa de metal de gaseosa). - Mechero de alcohol. - Encendedor. - Trapo (Para limpieza). - Una pequeña caja. - Un destornillador.	Columna 1	Columna 2
	- 1 Cuchara de arena o tierra. - 1 Cuchara de sal de mesa. - 1 cuchara de ceniza. - 1 cuchara de bicarbonato. - Un trozo de ladrillo. - 1 cascara de huevo (lavado). - 1 cuchara de agua.	- 1 cuchara de azúcar. - 1 cuchara de harina. - 1 cuchara de arroz. - Un trozo pequeño de vela. - Un trozo pequeño de papa. - Un trozo de zanahoria. - Un pedazo de tela. - Una cuchara de alcohol.



Procedimiento

- Cuando se realiza actividades experimentales se debe tener mucho cuidado, más aún si se va a trabajar con mechero.
- En la cuchara de combustión añadimos la primera sustancia de la columna 1, luego acercar a la llama del mechero por un tiempo de 2 minutos, y tomar apuntes de lo observado, dejar enfriar la cuchara de combustión y colocar la segunda sustancia de la columna 1, acercar a la llama del mechero por dos minutos, observa y anotar, realizar este mismo procedimiento con todas las sustancias de esta columna.
- En la segunda cuchara de combustión colocar un poco de azúcar, acercar a la llama del mechero, y calentar por dos minutos, observar y tomar nota; dejar enfriar, limpiar la cuchara de combustión haciendo uso del destornillador; proceder de la misma forma con las demás sustancias de la columna 2.
- Limpiar todo, los residuos dejarlos en la pequeña caja para dejarlos en el basurero.



Noticiencia

Combustible para mechero

El alcohol para el mechero debe ser lo más puro posible, se recomienda comprar en lata ya sea de 1lt u otro tamaño. el que hay en el mercado, en “botellitas” es diluido al 70-85% aproximadamente, el resto es agua, por lo que no combustiona como se desea.

Discusión

1. ¿Qué sustancias son las que arden? ¿Por qué se produce la combustión de algunas sustancias y de otras no?
2. ¿Qué tipo de sustancia queda como residuo después de la combustión de algunos compuestos?
3. ¿Qué tipo de llama se produce en la combustión de algunas sustancias?



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

La química orgánica o del Carbono, es la que estudia las sustancias que están formadas por átomos de Carbono, de las que están hechos los tejidos de nuestro cuerpo; los colorantes, los medicamentos; las tintas, pinturas, plásticos, la gasolina, los neumáticos, nuestros alimentos y vestidos. Todas estas sustancias, que nos nutren, visten, nos dan comodidad y salud,

son fruto de la química orgánica. Su importancia radica en la gran cantidad de sustancias que nos rodean, las cuales tienen origen y naturaleza orgánica e influyen numerosos aspectos de nuestra vida cotidiana.

1. Diferencia entre compuesto orgánico e inorgánico

En los cursos anteriores se estudió los óxidos, hidróxidos, ácidos, sales y otras funciones químicas inorgánicas, estas sustancias están formadas por metales, no metales, el Hidrógeno y el Oxígeno. Los compuestos orgánicos, están formados, principalmente por átomos de Carbono, Hidrógeno, Oxígeno y Nitrógeno, además de esta diferencia, mencionaremos otras:

PROPIEDADES	COMPUESTOS ORGÁNICOS	COMPUESTOS INORGÁNICOS
Fuentes	Se obtiene de materia prima que se encuentra en la naturaleza de origen animal y/o vegetal o por síntesis. El petróleo, el gas natural y el carbón son las fuentes más importantes.	Se encuentran libres en la naturaleza en forma de sales, óxidos; principalmente en las rocas y minerales.
Elementos presentes en los compuestos	Básicos: C, H. Ocasionales: O, N, O, y Halógenos. Trazas (muy poca cantidad) P, Ca, Fe, Zn.	Todos los elementos de la tabla periódica.
Enlace predominante	Covalente, formado por pares electrónicos compartidos.	Iónico, metálico formado por iones y átomos, algunas veces covalentes.
Estado físico	Gases, líquidos y sólidos.	Son generalmente sólidos.
Reacciones	Lentas.	Instantáneas.
Volatilidad	Volátiles.	No volátiles.
Destilación	Fácilmente destilables.	Difícilmente destilables.
Puntos de fusión	Bajos menores a 300°C.	Altos mayores a 700°C.
Puntos de ebullición	Bajos, la fuerza entre sí son muy débiles.	Altos, las fuerzas entre iones son muy fuertes.
Solubilidad en agua	No solubles.	Solubles en agua.
Solubilidad en solventes orgánicos	Solubles.	No solubles.
Estabilidad frente al calor	Muy poco estables, la mayoría son muy combustibles.	Son muy estables, por lo general no arden.
Conductibilidad eléctrica	No conducen electricidad (no electrolito).	Conducen la corriente eléctrica (electrolitos).

2. Composición de las sustancias orgánicas

Las moléculas de las sustancias orgánicas están compuestas principalmente por hasta cuatro tipos de átomos: Carbono, Hidrógeno, Oxígeno y Nitrógeno, y una de sus características más importantes es que el átomo de Carbono puede formar cadenas de varios átomos.

3. Propiedades del átomo de Carbono

Para comprender y entender la estructura y el comportamiento de las sustancias orgánicas, debemos conocer las características del principal átomo que los compone, el átomo de Carbono cuya configuración electrónica es:

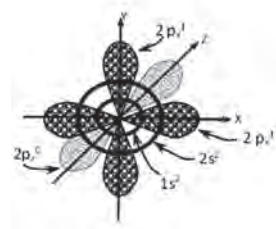
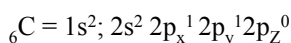
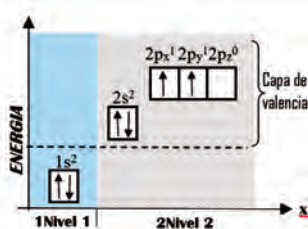


Glosario

Híbrido

Dicho de una cosa: que es producto de elementos de distinta naturaleza.

Fuente: RAE



Configuración electrónica del átomo de Carbono en estado basal

Geometría orbital del átomo de Carbono en estado basal

3.1. Estructura del átomo de Carbono

Examinando con atención la estructura del átomo de Carbono, vemos que los electrones del orbital 1s tienen menor energía que los orbitales 2s y 2p; asimismo, apreciamos que los electrones 2s tienen energía algo menor que los electrones 2p y que los electrones de todos los orbitales 2p tienen energías equivalentes, todo esto de acuerdo a la distribución electrónica progresiva, pero lo malo es que se advierten, en el caso de Carbono dos características conflictivas:

- Solo disponen de 2 orbitales desapareados en su capa de valencia $2p_x$ y $2p_y$, por lo que el átomo de Carbono debiera ser divalente (un átomo puede formar tantos enlaces covalentes como orbitales desapareados posee). Esto, está en contradicción con los hechos, porque el átomo de Carbono es **TETRAVALENTE**, así lo estableció Kekulé en 1857 y este principio ha sido mil veces confirmado.

- Los dos orbitales desapareados **px** y **py**, están separados por un ángulo de 90° y esta estructura debiera influir decisivamente en la **FORMA** de las moléculas que el átomo de Carbono produce al combinarse con otros.

Sin embargo, esto contradice a la teoría tetraédrica de Le Bel y Van't Hoff, según la cual, los 4 enlaces del Carbono, están orientados hacia los vértices de un tetraedro regular (1874), en tal forma que están separados por ángulos de $109,5^\circ$. Y esta teoría no solo es útil para explicar y predecir muchos hechos, sino que ha sido confirmada por medio de la difracción de rayos X. Para corregir y explicar estas discordancias, los científicos han establecido la teoría de **HIBRIDACIÓN ELECTRÓNICA**.



Desafío

*Hibridación sp^3 , sp^2 y sp^1
Utilizando globos,
representa las diferentes
hibridaciones e identifica los
enlaces PI y SIGMA.*

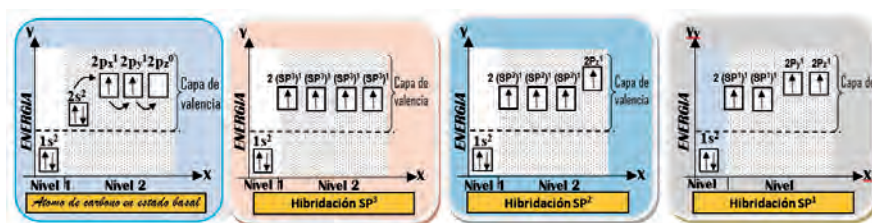
4. Hibridación y clasificación

4.1. Hibridación. Consiste en que dos o más orbitales del último nivel de energía de un átomo ($2s$ y $2p$) se combinan o mezcla sus energías para dar origen a nuevos orbitales de energías intermedias y de formas intermedias. El átomo de Carbono puede sufrir tres tipos de hibridación: sp^3 , sp^2 y sp^1

4.2. Hibridación sp^3 . Este caso, la energía de un orbital s se combina con la de tres orbitales p (p_x , p_y y p_z) para dar origen a cuatro orbitales nuevos, de iguales energías, llamados orbitales sp^3 . En el átomo de Carbono, después de esta hibridación, la nueva distribución electrónica es: $1s^2$, $2(sp^3)^1$ $(sp^3)^1$ $(sp^3)^1$ $(sp^3)^1$

4.3. Hibridación sp^2 . Este caso la energía de un orbital s se combina con la de dos orbitales p , para dar origen a tres nuevos orbitales, de iguales energías, llamados orbitales sp^2 , quedando un orbital p sin hibridarse, por lo que la configuración electrónica sería: $1s^2$; $2(sp^2)^1$ $(sp^2)^1$ $(sp^2)^1$ p_z^1

4.4. Hibridación sp^1 . La energía de un orbital s se combina con la de un solo orbital p , para dar origen a dos nuevos orbitales, llamados sp^1 lógicamente, después de esta hibridación, quedan dos orbitales p sin modificar. Por lo que, la nueva distribución electrónica en el átomo de Carbono es: $1s^2$; $2(sp)^1$ $(sp)^1$ p_y^1 p_z^1 .



Como se puede apreciar, en la capa de valencia, los átomos de Carbono híbridos tienen cuatro electrones (flechas) desapareados, este fenómeno explica la tetravalencia del Carbono, el cual es: “la capacidad de compartir los cuatro electrones del último nivel de energía para formar los diferentes tipos de compuestos”.

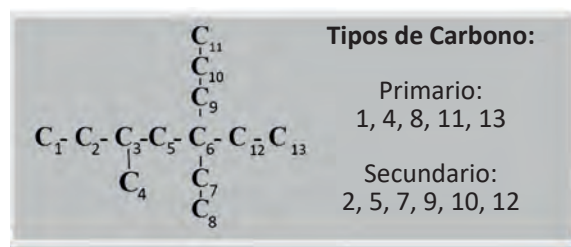
RESUMEN DE LOS DIFERENTES TIPOS DE HIBRIDACIÓN DEL Carbono

Tipo de hibridación	Orbitales que se hibridan	Tipo de enlace	Tipo de compuestos	Geometría orbital	Ángulos y distancias
sp^3	$1s + 3p = (sp^3)^1 (sp^3)^1 (sp^3)^1 (sp^3)^1$ $1s + 3p = (sp^3)^1 (sp^3)^1 (sp^3)^1 (sp^3)^1$	1 enlace Sigma (s) - C - C - (Enlace simple)	Alcanos		$109,5^\circ$ $1.54 \text{ \AA}$
sp^2	$1s + 2p = (sp^2)^1 (sp^2)^1 (sp^2)^1 p_z^1$ $1s + 2p = (sp^2)^1 (sp^2)^1 (sp^2)^1 p_z^1$	1 enlace Sigma (s) 1 enlace pi (p) - C = C - (Enlace doble)	Alquenos		120° $1.34 \text{ \AA}$
sp^1	$1s + 1p = (sp)^1 (sp)^1 p_y^1 p_z^1$ $1s + 1p = (sp)^1 (sp)^1 p_y^1 p_z^1$	1 enlace Sigma (s) 2 enlaces pi (p) - C \equiv C - (Enlace triple)	Alquinos		180° $1.20 \text{ \AA}$

5. Enlaces sigma (σ) y Pi (π)

5.1. Sigma (σ), es un enlace covalente que se produce durante la hibridación de orbitales, es muy fuerte, presenta mayor estabilidad, la densidad electrónica es simétrica entre los núcleos de los átomos,

5.2. Pi (π), enlace formado, también por hibridación de orbitales, no tiene tanta energía comparado con el sigma, porque los electrones que lo forman se encuentran más separados de los núcleos, por esta razón las fuerzas de atracción entre los electrones y el núcleo es menor.

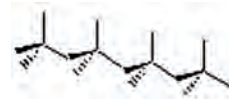
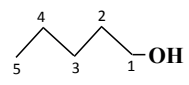


Autosaturación, es otra característica muy importante, lo cual nos permite comprender la formación de cadenas con átomos de Carbono, y consiste en la capacidad que tiene este elemento de unirse entre carbonos para formar cadenas lineales, ramificadas o cadenas cerradas. Debido a esta capacidad es que, puede haber diferentes tipos de carbonos: primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios.

6. Clases de fórmulas

Notación son las reglas de la IUPAC que se deben seguir para escribir correctamente las fórmulas de las sustancias, es que tenemos el siguiente cuadro:

TIPOS DE FÓRMULAS QUÍMICAS ORGÁNICAS

Tipo de fórmula	Características	Ejemplo
Molecular o global	Muestra solamente los átomos que componen la molécula y la cantidad de estos, no indica las funciones presentes en la molécula, por lo que es poco recomendada.	Pentanol $C_5H_{12}O$
Semidesarrollada	Fórmula intermedia entre la desarrollada y global, indica la disposición de los enlaces y nos muestra las funciones presentes en la molécula; es la que más se utiliza.	Pentanol $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-OH$
Desarrollada	Estas fórmulas muestran de manera desarrollada la disposición de los enlaces y de los átomos dentro la molécula.	Pentanol $ \begin{array}{ccccccc} & H & H & H & H & H & \\ & & & & & & \\ H & -C & -C & -C & -C & -C & -H \\ & & & & & & \\ & H & H & H & H & O-H & \end{array} $
Espacial o estereoquímica	Son aquellas fórmulas que muestran la disposición de los átomos en el espacio tridimensional.	Butano 
Topológica o esquelética	Los Carbonos se representan por líneas respetando el ángulo que existen entre Carbonos: Simple enlace, ángulos de $109,28^\circ$. Dobles enlaces, ángulos de 120° y los enlaces triples 180° ; cada Carbono se encuentra saturado, las funciones si se deben representar.	Pentanol 

6.1. Grupos funcionales orgánicas

Es un átomo o un conjunto de átomos que se encuentra presente en la molécula la cual le confiere una característica o un comportamiento único a la molécula, Entre las más importantes se encuentran los hidrocarburos (alcanos, alquenos, etc); los oxigenados (alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres), y los nitrogenados, (aminas, amidas y los cianuros).

Cuando la molécula presenta más de un grupo funcional, se debe determinar cuál es la función más importante. La función ácido carboxílico es la más importante y el alcano es el menos importante, este aspecto se debe tomar en cuenta al momento de nombrar una fórmula orgánica.

Jerarquía de las principales funciones orgánicas			
No.	Función	Grupo funcional	Terminación
1	Ácido carboxílico	- COOH	- oico
2	Éster	- COO -	-ato de -ilo
3	Amida	- CO - NH ₂	- amida
4	Aldehído	- CHO	- al
5	Cetona	- CO -	- ona

6.2. Nomenclatura

Para nombrar a los compuestos orgánicos, se debe tomar en cuenta la cantidad de Carbonos que están presentes en la molécula y el nombre se aplica de acuerdo a la siguiente tabla:

Prefijo	Nº de Carbonos	Prefijo	Nº de Carbonos	Prefijo	Nº de Carbonos	Prefijo	Nº de Carbonos
Met -	1	Undec -	11	Eneicos -	21	Hexatriacont -	36
Et -	2	Dodec -	12	Docos -	22	Heptatriacont -	37
Prop -	3	Tridec -	13	Tricos -	23	Octatriacont -	38
But -	4	Tetradec -	14	Tetracos -	24	Nonatriacont -	39
Pent -	5	Pentadec -	15	Triacont -	30	Tetracont -	40
Hex -	6	Hexadec -	16	Hentriacont -	31	Pentacont -	50
Hept -	7	Heptadec -	17	Dotriacont -	32	Hexacont -	60
Oct -	8	Octadec -	18	Tritriacont -	33	Heptacont -	70
Non -	9	Nonadec -	19	Tetratriacont -	34	Octacont -	80
Dec -	10	Eicos -	20	Pentatriacont -	35	Hect -	100

7. Importancia de la química del Carbono en la naturaleza

Como su nombre indica: “química orgánica o del Carbono”, estudiar esta rama de la química es vital para comprender las transformaciones permanentes que sufren los diferentes compuestos orgánicos, es decir, aquellos compuestos que tienen origen animal y vegetal, y aquellos que se sintetizan y poseen cadenas de Carbono en su estructura.

Estudiar, analizar y predecir estos cambios, nos permite cuidar nuestra salud utilizando los recursos naturales que tenemos en nuestro entorno, debe permitirnos convivir en equilibrio con nuestro medio ambiente, tomar acciones para producir alimentos y cuidar nuestra soberanía alimentaria, producir objetos que sean útiles para mejorar nuestra calidad de vida. Todo esto siempre debe realizarse con respeto hacia nuestra naturaleza.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

El estudio de la química orgánica o del Carbono, es relativamente nueva comparado con otras ciencias, ¿Cuáles son los hitos más importantes de esta rama de la química?

Sabemos que, la explotación del guano y el salitre fue la causa de la Guerra del Pacífico entre nuestro país y el vecino Chile, ¿Por qué estos recursos perdieron su valor e interés comercial?

Muchos de los objetos que utilizamos (plástico, telas, sintéticas, etc.) son derivados del petróleo y del gas natural, ¿Cómo sería nuestro diario vivir sin el uso de estos? ¿La producción del petróleo es beneficioso para nuestra vida y el medio ambiente? Explique.

Hace una década atrás se utilizaba mucho la aspirina para calmar muchos dolores, hoy en día, de alguna forma lo ha reemplazado el paracetamol, son sustancias elaboradas aplicando conocimientos de la química orgánica y la biología, ¿Qué sería de nuestra salud sin el uso de estos medicamentos?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

Experiencia productiva

Utilizando material casero (tapas de plásticos, esferas de plástico, de tergopol o plastofom u otros) con la guía de tu profesor, elabora modelos moleculares.

Laboratorio

1. Diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos

Punto de fusión. Utilizaremos los siguientes materiales: Vela, plástico, piedra, hilo pesca, hilo de hierro y cobre (alambre de hierro y cobre), pinza, fósforo, mechero. Con ayuda del mechero y sujetando con la pinza, calentar cada uno de los materiales por 10 a 15 segundos, observar.

En tu cuaderno escribe las observaciones y responde las siguientes preguntas:

¿Qué sustancias son las que se funden?

¿Qué pasaría si se continúa calentando con cada una de las sustancias?

Evaporación. Las sustancias a utilizar son: Quitaesmalte, alcohol etílico, tinner, agua, agua oxigenada, gasolina, la cantidad de cada una de estas sustancias debe ser de 1 a 2 ml. Tela de 30 x 30 cm. Un trapo para limpiar la mano. En la tela dejar caer dos gotas de cada una de estas sustancias, observar.

En tu cuaderno escribe las observaciones y responde las siguientes preguntas:

¿Qué sustancias son las que se evaporan con mayor rapidez?

¿A qué se debe que algunas sustancias se evaporen más rápido que otras?

2. Tipo de enlace en las sustancias orgánicas

Las sustancias se unen por enlaces iónico, covalente y metálico, para esta experiencia utilizaremos: 50 ml de agua destilada, 10 g cloruro de sodio, 10 g bicarbonato de sodio, 10 g azúcar, 10 g harina, 10 mL de lavandina, 10 mL aceite comestible, 10 mL de alcohol, 10 cm alambre de hierro, 10 cm alambre cobre, 10 cm alambre aluminio, 7 vasos; cada una de estas sustancias serán la muestra.

Preparar una solución con todas las sustancias sólidas, excepto con los metales. Armar el siguiente dispositivo, en el lugar donde dice muestra, se debe colocar cada una de las sustancias una por una, ya sean soluciones o metales; los alambres de cobre de los cables deben tocar cada una de las soluciones y los metales.

En tu cuaderno escribe las observaciones y responde las siguientes preguntas:

¿Por qué se deben preparar una solución de cada una de las sustancias?

¿Qué tipo de enlaces son las que permiten el paso de la corriente eléctrica?

¿Qué tipo de enlace es la que predomina en los compuestos orgánicos?

Discusión

- ¿Las experiencias realizadas serán suficientes para diferenciar con precisión las sustancias orgánicas de las inorgánicas? Fundamente su respuesta.
- ¿Qué otras propiedades de los compuestos orgánicos se pueden aprovechar para diferenciarlos de los inorgánicos?
- ¿Por qué el limón al ser una sustancia orgánica conduce la corriente eléctrica?



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

LOS HIDROCARBUROS Y SU IMPORTANCIA

Plantas de separación de líquidos

La implementación de las plantas separadoras de líquidos, han marcado un hito importante para nuestro país, tanto en el aspecto económico, social y tecnológico, además de garantizar la seguridad energética. Estas plantas permiten la extracción de licuables que anteriormente eran exportados a Brasil y Argentina, el objetivo principal es separar estos licuables (gasolina, GLP) contenidos en la corriente de gas natural que se exporta. Algunos campos de producción de hidrocarburos tienen sus plantas separadoras como es el de Campo Grande en Chuquisaca, pero; la mayoría no lo tiene, por esa razón es que se implementa estas plantas en puntos estratégicos de la geografía de nuestro país.

Planta separadora de líquidos de Río Grande. Ubicado en el municipio de Cabezas de la provincia cordillera del departamento de Santa Cruz, tiene una capacidad de procesamiento 5,6 Millones de metros cúbicos por día (MMmcd) de gas natural, lo cual permitirá obtener diariamente 361 toneladas métricas de GLP, 350 barriles de gasolina natural, y 195 barriles de isopentanos. Con el GLP obtenido se podrá envasar 36000 garrafas de gas adicionales a los que ya se tenía, para el consumo interno de nuestro país.

Planta separadora de líquidos Gran Chaco. Esta planta se ubica en el municipio de Yacuiba, de la provincia del Gran Chaco del departamento de Tarija. Este complejo, es seis veces más grande que el de Río Grande, la capacidad de procesamiento es 32,19MMmcd de gas natural, y producirá diariamente 3144 toneladas métricas de etano, 2247 toneladas métricas de GLP, 1658 barriles de gasolina natural y 1044 barriles de isopentano. De toda esta producción 82% de GLP se exportará, el 18% será para abastecer el nuestro mercado; en el caso del etano, el 100% será destinado a la industrialización.

(Fundación Jubileo, 2014. Situación de los hidrocarburos en Bolivia, pag. 9)

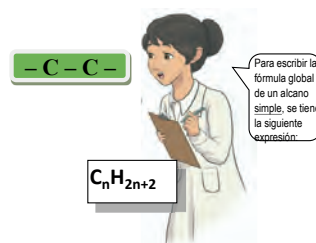
— Responde las siguientes preguntas

- ¿Qué factores se deben tomar en cuenta para licuar los gases?
- ¿Qué significa GLP y donde viste esta sigla? ¿A qué se llama gas seco, y gas húmedo o rico?
- La mayoría de nosotros utilizamos gas para cocinar nuestros alimentos, ¿Utilizamos gas seco o húmedo? Explique.
- ¿Qué es el gas natural, y la gasolina natural?
- Además de Argentina y Brasil ¿A qué países más se exporta el gas de nuestro país?
- ¿Cuál es la importancia de contar con plantas separadoras de líquidos para nuestro país?
- Si el 18% de GLP será para abastecer las necesidades energéticas de nuestro país, ¿Cuántas toneladas se quedarán y cuántas serán exportadas?



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

Los hidrocarburos, son compuestos binarios, formados como su nombre lo indica, sólo por átomos de Carbono e Hidrógeno; son muy importantes, porque son la fuente principal de la energía que mueve al mundo, una gran cantidad de productos industriales provienen de estos compuestos, se obtienen principalmente del petróleo, el gas natural.



— 1. Notación y nomenclatura de los hidrocarburos saturados e insaturados y compuestos cíclicos

Los hidrocarburos se pueden clasificar tomando en cuenta dos criterios:

- Según el tipo de cadena que forman en: alifáticos (de cadena abierta lineal o ramificada) y cíclicos (de cadena cerrada)
- Según el tipo de enlace que forman cuando se unen entre átomos de Carbono: alcanos (enlace simple); alquenos (enlace doble) y alquinos (enlace triple).

2. Clasificación de hidrocarburos

— 2.1 Alcanos o hidrocarburos saturados

Conocidos también como parafinas debido a que, la mayoría de ellos tienen poca afinidad para reaccionar con otras sustancias. Una gran cantidad de alcanos se obtienen principalmente del petróleo y del gas natural, también se puede obtener en laboratorio a partir de otras sustancias. Antes del uso masivo del petróleo, los alcanos se obtenían de la destilación del carbón, la hulla, turbalina, etc. El metano se produce naturalmente por la descomposición de materia orgánica (cadáveres de animales, de plantas) este gas se encuentra en algunos pantanos.

El gas natural que utilizamos a través de la red de domiciliaria, es metano; pero, también tiene en poca cantidad etano, propano y butano. Los gases que se encuentran en las garrafas es de Gas Licuado de Petróleo (GLP) y es una mezcla de gases que son el propano y butano principalmente. Estos mismos gases se encuentran en los encendedores.

Notación. Los alcanos, se caracterizan por estar formados, por Hidrógeno y Carbono, pero su principal característica o grupo funcional es el simple enlace entre átomos de Carbono.

Nomenclatura. De acuerdo a la IUPAC, para nombrar la fórmula de los alcanos simples, se escribe el prefijo, el cual nos indica la cantidad de átomos de Carbono que tiene el compuesto (el estudiante, debe saber de memoria los prefijos por lo menos de los primeros diez) y después el sufijo o terminación ano lo cual nos indica la presencia de enlace simple entre átomos de Carbono. Ejemplo:

Nombre	Fórmula desarrollada	Fórmula semidesarrollada	Fórmula global	Fórmula topológica	Fórmula estequiométrica
Metano	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - C - H \\ \\ H \end{array}$	CH ₄	CH ₄		
Etano	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H - C - C - H \\ & \\ H & H \end{array}$	CH ₃ - CH ₃	C ₂ H ₆		
Propano	$\begin{array}{c} H & H & H \\ & & \\ H - C - C - C - H \\ & & \\ H & H & H \end{array}$	CH ₃ - CH ₂ - CH ₃	C ₃ H ₈		



Los alcanos pueden presentar ramificaciones, dichas ramificaciones son radicales alquil o alquilo que sustituyen a átomos de hidrógeno de un átomo de Carbono perteneciente a una cadena.

- **Cadena principal.** Es la sucesión más larga de átomos de Carbono. Se debe tomar en cuenta que la cadena principal no siempre será recta puede tener cualquier forma (puede estar en forma de L, S, etc.)

- **Ramificación secundaria.** Es la cadena que nace de la ramificación primaria.

Alcano		Radical alquilo o alquil	
Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Metano	CH ₄	Metil	CH ₃ —
Etano	CH ₃ —CH ₃	Etil	CH ₃ —CH ₂ —
Butano	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₃	Butil	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —
Heptano	C ₇ H ₁₆	Heptil	C ₇ H ₁₅ —

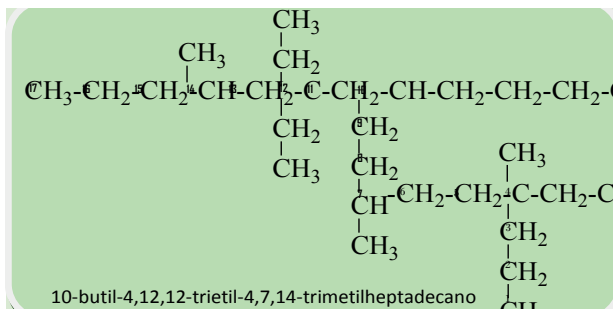
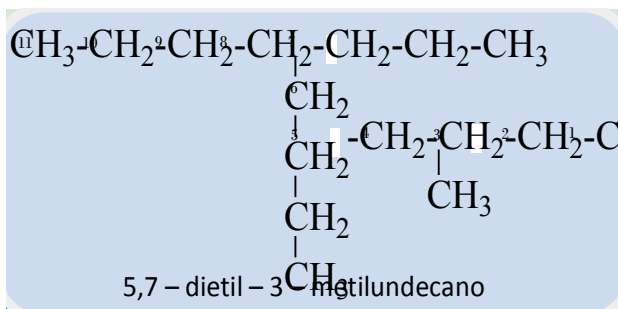
Isopropil o isopropilo	Secbutil o secbutilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_2\text{—CH}_3 \\ \end{array}$
Isobutil o isobutilo	Terbutil o terbutilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_3 \\ \end{array}$

Diagrama de un hidrocarburo ramificado. La cadena principal es una línea horizontal de 10 carbonos, etiquetada como "Cadena principal". Las ramificaciones son:

- En el carbono 2: un grupo metilo (CH_3) etiquetado como "Ram. Secundaria".
- En el carbono 5: un grupo etilo (CH_2CH_3) etiquetado como "Ram. Secundaria".
- En el carbono 7: un grupo propilo ($\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$) etiquetado como "Ram. Primaria".

Para nombrar un alcano arborescente, seguir los siguientes pasos:

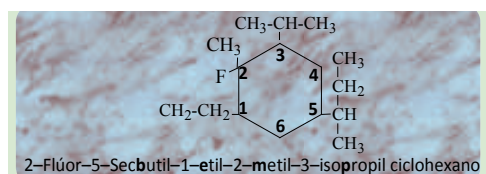
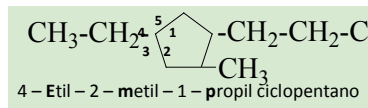
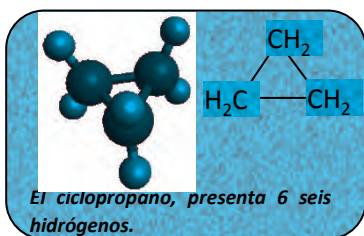
- 78



- **Alcanos cíclicos o ciclo alcanos.** Las cadenas de carbonos pueden formar cadenas cerradas, a estas, se los denomina ciclo alcanos. El alcano cíclico más sencillo es el ciclopropano.

- **Nomenclatura de los cicloalcanos.** Se escribe el prefijo ciclo a continuación el prefijo indicando la cantidad de carbonos presentes en la molécula con la terminación ...ano. Si el cicloalcano tuviera sustituyentes, se numera los carbonos de la cadena cíclica en el mismo sentido de las manecillas del reloj y lo más consecutivo posible. Ejemplos:

En alguna bibliografía, numeran a los carbonos en sentido antihorario, y nombrar los radicales alquilo de acuerdo a su complejidad, por ejemplo: metil, luego etil, propil, butil; esta nomenclatura también es válida, por lo tanto, nombraremos como se mencionó anteriormente.



Propiedades físicas. Los primeros miembros de la serie son gases a temperatura ambiente, a partir del pentano son líquidos y los miembros más pesados son sólidos. Todos son compuestos de naturaleza no polar y, por tanto, insolubles en agua o en disolventes polares y solubles en solventes no polares.

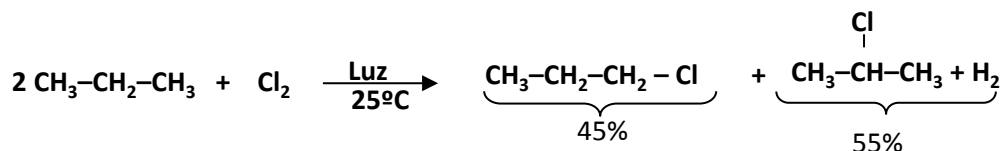
Los puntos de ebullición aumentan al aumentar su peso molecular, los valores de la densidad son bajos, en términos generales. Los puntos de ebullición, y de fusión, la viscosidad y la densidad, generalmente aumentan conforme aumenta el peso molecular, es decir; conforme aumenta el número de átomos de Carbono. La temperatura de ebullición de los alcanos arborescentes es menor que la de los alcanos normales correspondientes.

Propiedades químicas. La poca reactividad química de los alcanos a temperatura ambiente dió origen al nombre de parafinas, derivado del latín **PARUM AFFINIS** que significa poca afinidad. **Los alcanos no son atacados por ácidos o bases fuertes, tampoco por agentes oxidantes o reductores. Sin embargo, los alcanos si reaccionan en condiciones severas y constituyen productos de gran utilidad comercial.** Las principales reacciones de los alcanos son:

Combustión. Los alcanos reaccionan con el oxígeno para producir dióxido de Carbono, agua y calor.



Halogenación. Es la reacción de un alcano con un halógeno en presencia de calor o luz ultravioleta.

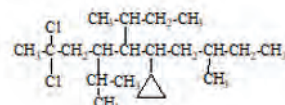
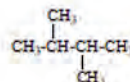
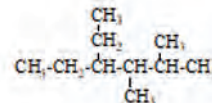
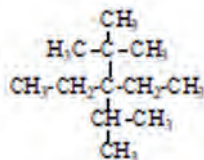


**Desafío**

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- 4,5,7 Trietil-3,8-dimetil-6-propildecano.
- 6-etil-2,4-dimetil-3-propilundecano.
- 7-isobutil-7,8-dietil-2,4-dimetil-5-neopentil-6-isopropil-3-propildecano.
- 9-(1,1-dimetiletil)-6-(2,2dimetilpropil)-4,7-dietil-2,10,12,13-tetrametil-2- (1metiletil)-4,5 – dipropilpentadecano.
- 4,4-diisopropilnonano.
- 4-(2,2-dimetilpropil)-7,7-bis(1,2-dimetilpropil)-4,6-dietil-2,10-dimetil-10-(2-metilpropil)-9-propiltridecano.
- 8,8-dibutil-3,11-dietil-2,10-dimetil-5-neopentil-9-isopropil-3-propildecano.
- 7-isobutil-8-t-butil-4,9-dietil-2,5,10-trimetil-4-isopropiltridecano.

Nombra las siguientes fórmulas

**1.2. Hidrocarburos no saturados alquenos u olefinas**

Son hidrocarburos no saturados, debido a que, todavía puede admitir hidrógenos, los hidrocarburos con un doble enlace se conocían con el nombre de olefinas. Este nombre, más bien raro, proviene del latín oleum, aceite, y ficare, hacer, producir, y surgió porque los derivados de tales compuestos tenían, a menudo, apariencia oleaginosa. También reciben el nombre de etilénicos porque la sustancia más representativa de los alquenos es el etileno.



Para escribir la fórmula global de un alqueno simple, se tiene la siguiente expresión:

- **Notación.** Los alquenos son hidrocarburos con un doble enlace $C = C$, el cual es más fuerte que el enlace simple, sin embargo, es mucho más reactivo. A diferencia de los alcanos, que generalmente muestran reacciones más bien no específicas, el doble enlace es un grupo funcional en el que tienen lugar muchas reacciones con marcado carácter específico.

- **Nomenclatura.** Los alquenos, siguiendo la IUPAC, se nombran de acuerdo a las siguientes reglas:

- Se utilizan los prefijos que indican la cantidad de Carbonos presentes en la cadena principal, a los cuales se le agrega la terminación ...eno. Si la cadena tiene más de dos enlaces la terminación será: ...dieno, ...trieno, ...tetraeno, según la cantidad de dobles enlaces que tenga.



Propeno



1,2-pentadieno

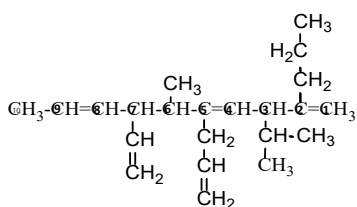


1,3-pentadieno

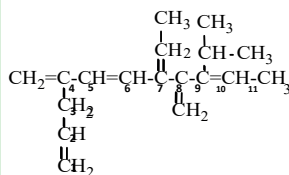
- La cadena principal es la más larga y la que contiene la mayor cantidad de dobles enlaces.
- Se numera a partir del doble enlace más próximo al extremo de la cadena principal.
- Se escribe el nombre de las ramificaciones de acuerdo al orden alfabético y al final se nombra a la cadena principal con su respectiva terminación. El doble enlace tiene prioridad sobre las ramificaciones.
- Si el doble enlace se encuentra encabezando una ramificación, la terminación del radical será ILIDEN.
- Si el doble enlace se encontrara en el cuerpo de la ramificación, la terminación del radical será ENIL.

Alquenos cíclicos

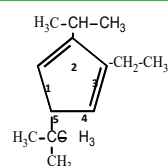
Son aquellos de cadena cerrada, y presenta por lo menos un doble enlace en su estructura. Para nombrarlos, se procede de la misma forma que en los alcanos cíclicos. En este caso el doble enlace tiene preferencia con relación a las ramificaciones, los enlaces dobles se deben numerar de tal manera que sean lo más consecutivos. Ejemplos:



7-(etenil)-6-metil-2-propil-3-isopropil-5-(2-propenil)deca-1,4,8-trieno



7-etiliden-4,8-dimetiliden-9-isopropilundeca-1,5,9-trieno



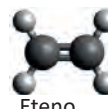
5-terbutil-3etil-2-isopropilciclopenta-1,3-dieno



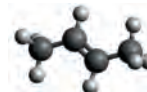
Ciclohexeno



1,3-ciclopentadieno



Eteno



2-buteno

- Propiedades físicas

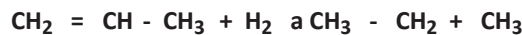
Los cuatro primeros alquenos son gaseosos, a partir del alquenos con cinco Carbonos hasta el que tiene diez y ocho Carbonos son líquidos; los restantes son sólidos.

- Punto de ebullición. Los puntos de ebullición de los alquenos no ramificados aumentan al aumentar la longitud de la cadena. Para los isómeros, el que tenga la cadena más ramificada tendrá un punto de ebullición más bajo.

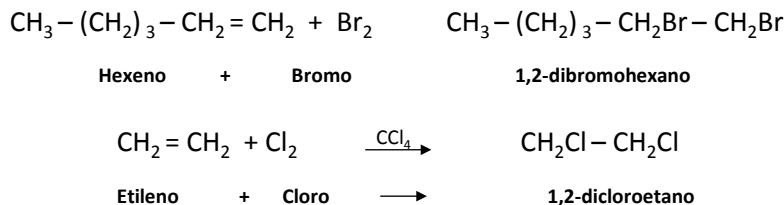
- Solubilidad. Los alquenos son casi totalmente insolubles en agua debido a su baja polaridad y a su incapacidad para formar enlaces con el hidrógeno, pero; son solubles en solventes apolares.

- Propiedades químicas

- Hidrogenación. No se limita a la síntesis de alcanos, sino que es método general para convertir un doble enlace Carbono-Carbono en uno simple, prácticamente en todo tipo de compuestos. Empleando el mismo equipo, igual catalizador y condiciones muy parecidas, podemos convertir un alqueno en un alcano, un alcohol no saturado en uno saturado, o un éster no saturado en uno saturado.



- Halogenación. La halogenación de los alquenos en un medio inerte, que tiene lugar con adición al doble enlace de dos átomos de halógeno para dar un dihalogenuro vecinal. Esta reacción va bien con el cloro y el bromo. El flúor reacciona demasiado violentamente y la formación de un diyoduro es neutra desde el punto de vista termodinámico.



- Hidratación. Reacción muy utilizada para obtener alcoholes, es la principal fuente industrial de aquellos alcoholes más simples cuya formación concuerda con la regla de Markovnikov.

- Polimerización de alquenos por medio de radicales libres. Cuando se calienta etileno con oxígeno bajo presión, se obtiene un compuesto de elevado peso molecular (alrededor de 20000 uma), este compuesto está formado por muchas unidades etilénicas, y se llama polietileno.

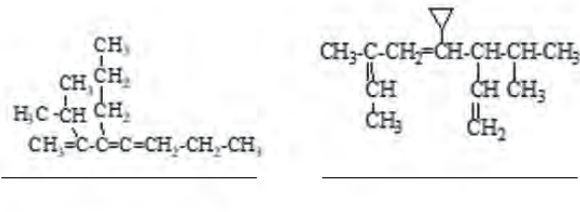
La formación de polietileno es un ejemplo del proceso llamado polimerización, la unión de muchas moléculas pequeñas o simples, da origen a moléculas muy grandes. Los compuestos simples son los que se hacen los polímeros, las moléculas simples, se conocen como monómeros (mono, uno). Los polímeros emplean para hacer discos, mangueras plásticas, y plastificado con ésteres de alto punto de ebullición, impermeables, cortinas para baño, revestimientos para metales y telas para tapicería, etc.

**Desafío**

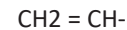
En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- 2,4-dicloro-5-etil-6-isopropilocta-1,4,6-trieno.
- 2,3-dietilciclopenteno.
- 1-isopropilciclobuteno.
- 3-secbutil-4-etilcicloocta-1,5-dieno.
- 3,3-dimetilhepta-1,4-dieno.

Nombra las siguientes fórmulas

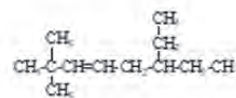
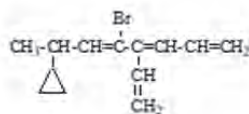
**Glosario****Radicales de alquenos**

Vinil o vinilo:

**Noticiencia****Eteno en las frutas**

El eteno es producido por las frutas, lo cual permite su maduración. Para acelerar la maduración de las frutas se lo trata con este gas.

- f) 4-isobutil-3-secbutilnona-1,3,5,6-tetraeno.
 g) 6-propilnona-1,3,6-trieno.
 h) 5-etil-9-metildeca-2,7-dieno.
 i) 8-etil-3-propildeca-1,4,8-trieno.

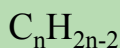


Alquinos o Acetilénicos

Los **alquinos** son hidrocarburos que se caracterizan por poseer un grupo funcional del tipo triple enlace entre Carbono, Carbono ($-C \equiv C-$).

Notación

La fórmula general de los alquinos simples es:



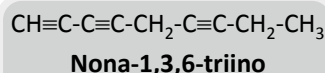
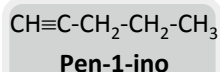
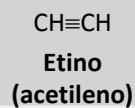
Molécula de etino o acetileno.

El **acetileno** que es el alquino más simple, fue ampliamente usado en la industria como materia prima para la elaboración de acetaldehído, ácido acético, cloruro de vinilo y otros productos químicos, pero ahora son más comunes otros procesos más eficientes en los que se usa etileno como materia prima.

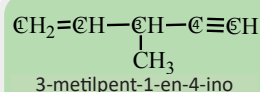
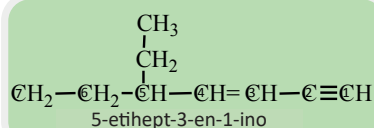
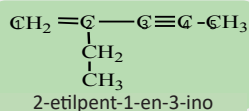
- Nomenclatura

Para la nomenclatura sistemática (IUPAC) de los alquinos hay que seguir las siguientes reglas:

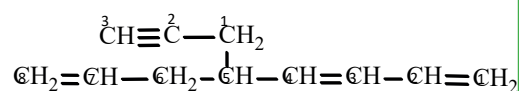
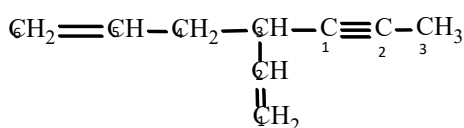
- Se eligen como cadena principal la cadena más larga que contenga el mayor número de enlaces triples. El nombre fundamental del alquino se obtiene agregando la terminación ...ino al prefijo que indica la cantidad de Carbonos presentes en la cadena principal. La cadena se numera a partir del extremo más próximo al triple enlace. Si la cadena presenta dos o más triples enlaces, entonces se nombra utilizando las terminaciones DIINO, TRIINO, etc. Ejemplo:



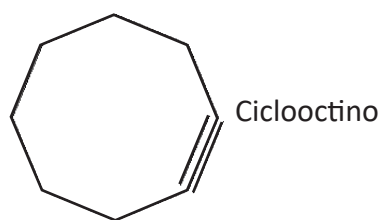
- Si el compuesto contiene enlaces dobles y triples, la cadena principal será la que contenga el mayor número de enlaces dobles y triples. La cadena principal se numera de tal forma que, los localizadores de los enlaces dobles y triples sean los más bajos posibles, aunque sea más bajo el localizador del triple enlace; el doble tiene preferencia sobre el triple enlace. Ejemplos:



- Si hay dos o más cadenas con igual número de insaturaciones, la cadena principal es la que contiene el mayor número de átomos de Carbono. Si hay dos o más cadenas con igual número de insaturaciones e igual número de átomos de Carbono, la cadena principal es la que contiene el mayor número de enlaces dobles. Si el triple enlace se encuentra en una ramificación, la terminación de dicha ramificación será INIL.



- **Alquinos cíclicos.** Como caso especial, se puede nombrar algunos cicloalquinos que no es estable, por la tensión que presenta estos enlaces como es el caso del ciclooctino.



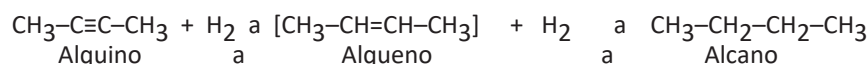
Propiedades físicas

Los alquinos son muy similares a las de los alquenos y los alcanos. Los tres primeros de la serie son gaseosos a temperatura ambiente, los que presentan cinco Carbonos hasta los diez y seis Carbonos son líquidos y los demás son sólidos. Los alquinos son **ligeramente solubles en agua**, aunque son algo más solubles que los alquenos y los alcanos. A semejanza de los alquenos y alcanos, los alquinos son solubles en disolventes de baja polaridad, como tetracloruro de Carbono, éter y alcanos. Al igual que los alquenos y los alcanos son menos densos que el agua.

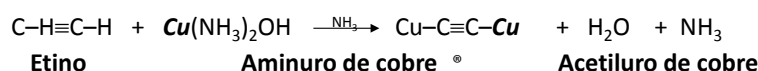
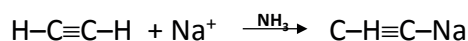
Propiedades químicas

Son muy reactivos al igual que los alquenos, y presentan los siguientes tipos de reacciones:

- Hidrogenación. En presencia de catalizadores metálicos activos como el Pt, Pd o Ni, los alquinos, pueden adicionar hasta dos moléculas de hidrógeno. El primer paso de la hidrogenación de un alquino es más exotérmico que el segundo paso lo que permite detener la hidrogenación de un alquino en la etapa de alqueno si se emplea un catalizador poco activo.

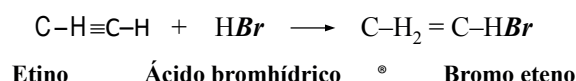


- Formación de derivados metálicos. Cuando el sodio se disuelve en amoníaco líquido, se genera una solución azul de electrones solvatados y de cationes sodio. Estas disoluciones son relativamente estables. Sin embargo cuando se añaden pequeñas cantidades de ión férrico tiene lugar una rápida reacción con liberación de hidrógeno, formándose el anión amiduro. (NH₂)

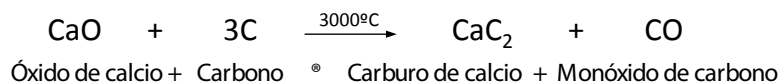


Como las sales de los metales pesados son estables frente al agua, si se quiere regenerar el alquino es necesario tratar la sal con un ácido diluido. Los acetiluros pueden explotar con facilidad por choques cuando están secos por tanto es necesario mantenerlos en estado húmedo.

- Adición de hidrácidos. Los hidrácidos se adicionan al triple enlace mediante un mecanismo similar al de la adición a enlaces dobles, siguiendo, también las reglas de Markovnikov.



- Síntesis de alquinos. El que se puede sintetizar directamente es el acetileno (etino), ya que industrialmente es el único que tiene importancia, debido a sus costos económicos. Industrialmente se obtiene combinando el carburo de calcio con agua; el carburo de calcio se obtiene al fundir óxido de calcio con Carbono en hornos eléctricos, la ecuación para la producción de carburo de calcio es:



Noticiencia

La "mamba negra"

Utilizando materiales orgánicos que tenemos en nuestro hogar podemos hacer que una serpiente negra salga de una superficie. Investiga como se puede lograr este objetivo.

4. El Petróleo y sus derivados

De acuerdo a varios estudios, el petróleo es el resultado de procesos de descomposición de organismos vegetales y animales que se quedaron en depósito por miles de años, sobre la cual se fue acumulando rocas sedimentarias; el petróleo es una compleja mezcla de varios tipos de hidrocarburos líquidos, para separarlos y obtener sus derivados, se debe aplicar la destilación fraccionada.

Índice de octanos. En nuestro país tenemos el D.S. No. 2741 que reglamenta la calidad de los carburantes y de los lubricantes, ahí se especifica el índice de octanos que debe tener un combustible o carburante.

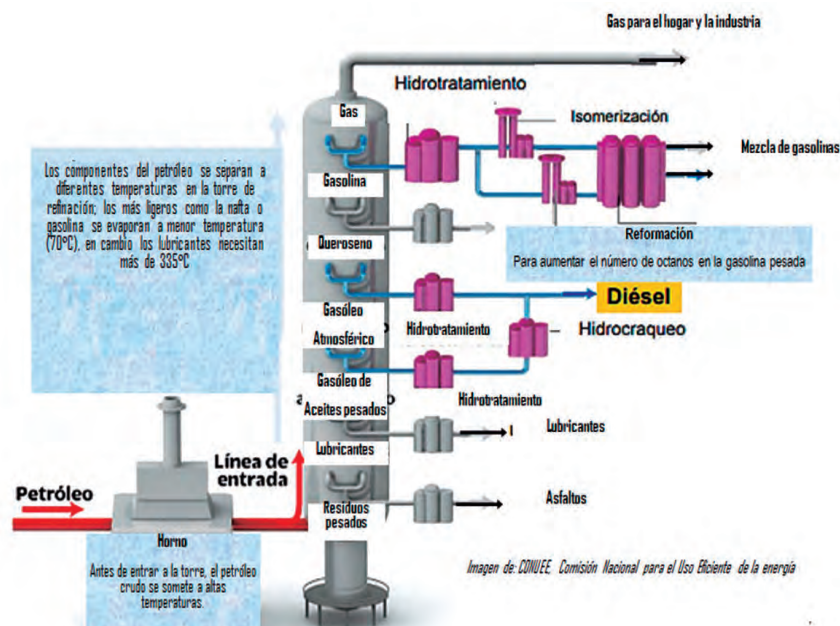
El índice de octanos u octanaje, una escala arbitraria que mide la capacidad de un combustible a resistirse a la detonación cuando es comprimido dentro de un cilindro de un motor de combustión interna, se toma como referencia a dos combustibles;

el n-heptano muy detonante al cual se asigna el índice 0 y poco detonante y el 2,2,4-trimetilpentano (isooctano) poco detonante, el que tiene un índice de 100. Por ejemplo, el comportamiento de una gasolina de 98 octanos será el de una mezcla de 98% del isooctano y un 2% del N-heptano, y el de una de 95 octanos será el de una mezcla de 95% del isooctano y un 5% del n-heptano.

5. Importancia y uso de los hidrocarburos

Los hidrocarburos juegan un rol muy importante en la economía de cualquier país, ya que estos son los que proporcionan la mayor cantidad de energía, energía que es utilizada para cocinar nuestros alimentos; desplazarnos y desplazar los productos que se obtienen en los campos hacia los mercados, generar otros tipos

de energías como la eléctrica que es imprescindible para el desarrollo de nuestras actividades. Los hidrocarburos son materia prima para obtener una gran cantidad de sustancias como ser: fertilizantes, objetos de plástico, asfalto para nuestras carreteras, diferentes tipos de telas sintéticas; el control de estos recursos ha generado muchas guerras en nuestro planeta, esto nos dice lo importante que son los hidrocarburos.

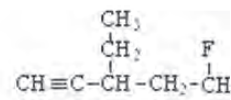
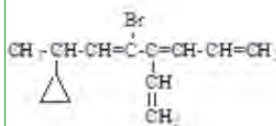
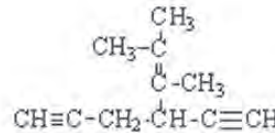
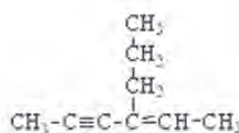


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- 5,6-dietil-6-fluor-7-metilocta-1,3-diino.
- Undec-3,6-dien-1,8,10-triino.
- 4-etil-4-clorohepta-2,5-diino.
- 7-etil-8-ciclohexil-6-metildeca-1,9-dien-3-ino.
- 3-bromo-5-(1-bromoetil)hept-5-en-1-ino.

Nombra las siguientes fórmulas



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Respondemos en el cuaderno las siguientes preguntas:

- Uno de los primeros anestésicos para realizar operaciones fue un derivado de alcano ¿Cómo se realizaban las operaciones antes del descubrimiento de esta sustancia?
- Si desearas cortar un bloque de hierro o acero de unos 3 cm a 10 cm ¿Cómo lo realizarías? ¿Conoces la soldadura de acetileno y oxígeno?
- El uso de combustibles fósiles (gasolina, diésel, carbón, gas natural), ¿Qué efectos tiene sobre el medio ambiente y qué alternativa planteas para dejar de utilizar estos combustibles como fuentes principales de energía?
- En la época colonial, nuestro país obtuvo sus recursos económicos de la explotación de la plata, luego fue de la explotación del estaño y de otros minerales ¿Cuáles fueron las fuentes de ingresos económicos para nuestro país durante esta última década?
- En nuestro país ¿Cuáles son las regiones productoras de hidrocarburos y cuál es su importancia económica?
- ¿Cuál es la importancia de los hidrocarburos en el mundo, en nuestro país y nuestra región?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

Experiencia productiva

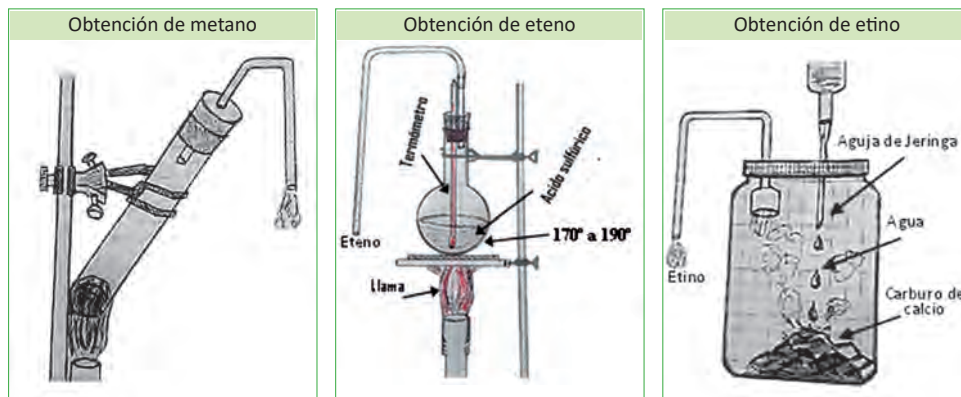
Con ayuda de tu maestro, prepara el acetileno, e investiga sus propiedades físicas y químicas además de la importancia industrial.

Laboratorio

Obtención del metano, eteno y etino

Marco teórico, el metano, etano y etino, son hidrocarburos que se encuentran en estado gaseoso, son combustibles, para identificarlos se utiliza solución de permanganato de potasio, y agua de bromo, de yodo o cloro.

Procedimiento, se debe armar los siguientes dispositivos para obtener los diferentes hidrocarburos:



Además de cada dispositivo de obtención, se debe tener tres tubos de ensayo con 3ml de una solución de yodo al 5% m/m y tres tubos de ensayo con 3ml de una solución de permanganato de potasio al 2% m/m; el gas obtenido en cada experiencia se debe hacer burbujear, primeramente, en la solución de yodo, luego en la solución del permanganato.

Al gas que se desprende en cada experiencia acercar fuego, y observar.

En tu cuaderno escribe las observaciones de cada una de las experiencias

Discusión

- En química ¿Cómo se puede interpretar el dicho “pato al agua y no agua al pato”?
- ¿Por qué se debe calentar la mezcla de etanol y ácido sulfúrico entre 170° y 190°?
- ¿Qué cambios se observa cuando el gas obtenido en cada experiencia se hace burbujear en la solución de yodo? Y ¿Qué ocurre cuando se hace burbujear en la solución de permanganato de potasio?
- Al acercar fuego al tubo de desprendimiento ¿Qué se observa?
- Una de las propiedades de etino es que es un gas inodoro, en la experiencia realizada ¿Por qué se siente un olor desagradable?

Con la ayuda de tu maestro, escribe la ecuación de obtención de cada uno de los hidrocarburos producidos.



Noticiencia

Oxidación del vino

Vierte vino en un vaso, y déjalo expuesto al ambiente por 4 a 5 días; por oxidación, se convertirá en vinagre.

FUNCIONES ORGÁNICAS OXIGENADAS EN LA INDUSTRIA Y LA MEDICINA



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

El poder disolvente de los compuestos orgánicos oxigenados

A todos, alguna vez, en nuestra ropa se derramo un poco de tinta de bolígrafo, isocola, o esmalte de uñas; también se nos pegó un pedazo de chicle y no sabíamos cómo quitarlo, en esta experiencia veremos que se debe hacer.

MATERIALES	REACTIVOS	
Tela de color claro (30cm x 40cm)	Pegamento (Isocola)	Alcohol etílico
Cepillo de dientes viejo	Tinta de bolígrafo	Quitaesmalte
Papel absorbente (Papel Higiénico o servilleta de papel)	Esmalte (pinta uña)	Tinner
	Chicle	

Tinta de bolígrafo
Esmalte (pinta uña)
Pegamento (isocola)
Chicle

La presente experiencia se debe realizar en un ambiente bien ventilado, para ello se debe abrir las ventanas, puertas. Sobre la tela, en una esquina, dejar caer un poco de tinta de bolígrafo (de 3 mm de diámetro aproximadamente) a 10cm dejar caer otro poco de tinta de bolígrafo se debe tener tres puntos. Realizar este procedimiento con el esmalte, pegamento, y el chicle, (los puntos deben tener un máximo de 3 mm de diámetro).

Comenzaremos a limpiar la tinta del bolígrafo de la tela. Para ello, apoyar la tela sobre la mesa, debajo del primer punto de tinta de bolígrafo, colocar un pedazo de papel higiénico, dejar caer unas gotas de alcohol seguidamente colocar otro pedazo de papel sobre el alcohol derramado para absorber, y cepillar, realizar esta operación dos o tres veces. Realizar este procedimiento con los puntos de esmalte, pegamento, y chicle.

Debajo del segundo punto de tinta de bolígrafo colocar un pedazo de papel, apoyar la tela y dejar caer unas gotas de quitaesmalte, cepillar y limpiar con otro pedazo de papel higiénico, realizar este procedimiento tres a cuatro veces. Volver a repetir con los demás puntos de esmalte, pegamento y chicle. Realizar el procedimiento anterior pero esta vez utilice tinner en lugar de quitaesmalte.

En tu cuaderno, responde las siguientes preguntas:

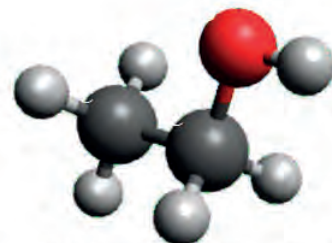
- ¿Por qué se debe realizar la siguiente experiencia en un ambiente ventilado?
- ¿Con qué líquido es más fácil quitar las manchas de tinta, esmalte, pegamento, y el chicle?
- ¿Qué ocurre con la tinta de bolígrafo, cuando encima se lo deja caer los líquidos?
- ¿Será que el tipo de tela influye para realizar la presente experiencia?



¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

Los compuestos orgánicos oxigenados, son ternarios, están formados por el Carbono, Hidrógeno y Oxígeno, este último posee seis electrones en su capa de valencia; para cumplir con la teoría del octeto, dos de sus electrones, debe enlazarse con otros dos electrones a través de enlace covalente.

Hay varias funciones oxigenadas, entre las que se tienen: alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, y otros. Muchas de estas sustancias están presentes en varios aspectos de nuestro diario vivir, por lo que es importante comprender, su notación, nomenclatura y las diferentes reacciones que tienen.



Molécula de alcohol etílico

1. Notación de nomenclatura de los alcoholes

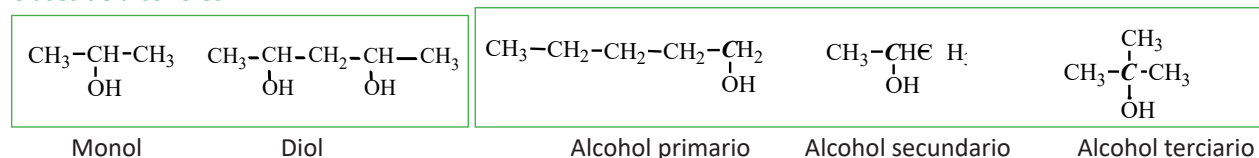
Alcohol es, término aplicado a los miembros de un grupo de compuestos químicos del Carbono que contienen el grupo hidroxilo u oxidrilo (OH)⁻¹. Cuando escuchamos la palabra alcohol, inmediatamente se nos viene a la mente, esa bebida alcohólica, es decir al alcohol etílico o etanol, pero, los alcoholes como tal, son un grupo grande de sustancias.

- **Notación.** Teóricamente los alcoholes resultan de sustituir uno más átomos de hidrógeno de un hidrocarburo por un radical hidroxilo (OH)⁻¹.

ALCANO	ALCOHOL	ALCANO	ALCOHOL	ALCANO	ALCOHOL
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$

- **Clasificación de los alcoholes.** Debido a que cada átomo de Carbono sólo puede admitir un solo radical hidroxilo, es que se clasifican en: en monohidroxílicos (monoles), dihidroxílicos (dioles), trihidroxílicos (trioles), polihidroxílicos (polioles) respectivamente. Otra clasificación es, de los alcoholes es: primarios, secundarios y terciarios, dependiendo de que, tengan uno, dos o tres átomos de Carbono enlazados con el átomo de Carbono al que se encuentra unido el grupo hidróxido.

Clases de alcoholes

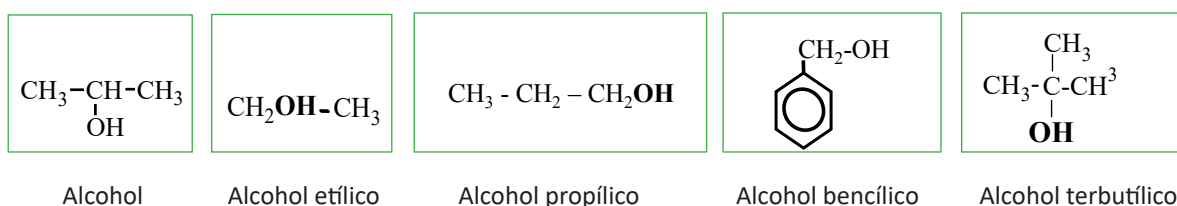


Noticiencia

*Si en la cadena están presentes otras funciones orgánicas más importantes que el alcohol, el alcohol se debe nombrar utilizando la palabra **hidróxi**.*

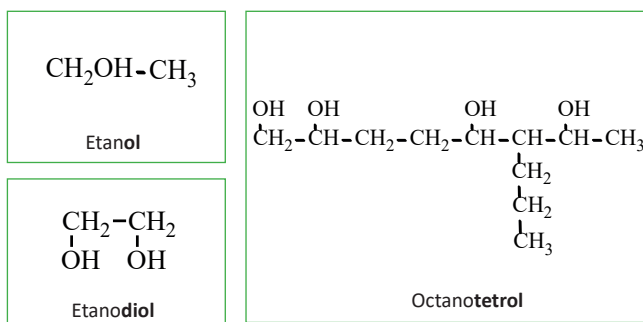
Nomenclatura de los alcoholes

- **Común.** Se escribe la palabra alcohol, seguidamente el nombre del radical alquilo o arilo y finalmente se agrega la terminación ...ílico. Ejemplos:



- **IUPAC.** Se identifica la cadena principal, y es la que tiene mayor cantidad de radicales hidroxilo, y se empieza a numerar por el extremo más próximo a la posición del grupo funcional hidroxilo; luego se escribe el nombre del alcano con la terminaciónol. De presentarse dos o más radicales oxidrilos, la terminación será ...diol, ...triol, etc.

Si el alcohol presenta insaturaciones, (dobles o triples enlaces) la ubicación de estos se hace notar con un número y los dobles son los que dan nombre a la cadena principal.



- **Propiedades físicas.** El grupo hidroxilo confiere polaridad a la molécula y la posibilidad de formar enlaces de hidrógeno. La parte carbonada es a polar y resulta hidrófoba. Cuanto mayor es la longitud del alcohol su solubilidad en agua disminuye y aumenta en disolventes poco polares

Compuesto	IUPAC	Nombre común: alcohol	punto de fusión (°C)	punto de ebullición.(°C)	solubilidad en agua
CH_3OH	Metanol	Metílico	-97.8	65.0	∞
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Etanol	Etílico	-114.7	78.5	∞
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{OH}$	1-Propanol	Propílico	-126.5	97.4	∞
$\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$	2-Propanol	Isopropanol	-89.5	82.4	∞
$\text{CH}_3\text{CHClCH}_3$	2-Cloro- propano	Cloruro de isopropilo	-117.2	35.7	3.1 g/L
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	Propano		-187.7	-42.1	0.038 g/L
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{OH}$	1-Butanol	Butílico	-89.5	117.3	80 g/L
$(\text{CH}_3)_3\text{COH}$	2-Metil-2- propanol	Ter-butílico	25.5	82.2	∞
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{OH}$	1-Pentanol	Pentílico	-79	138	22 g/L
$(\text{CH}_3)_3\text{CCH}_2\text{OH}$	2,2-Dimetil-1-propanol	Neopentílico	53	114	∞

Propiedades químicas. Los alcoholes se caracterizan por la gran variedad de reacciones en las que intervienen; una de las más importantes es la reacción con los ácidos, en la que se forman sustancias llamadas ésteres, semejantes a las sales inorgánicas. Los alcoholes son subproductos normales de la digestión y de los procesos químicos en el interior de las células, se encuentran en los tejidos y fluidos de animales y plantas.

USOS Y APLICACIONES DE LOS ALCOHOLES

NOMBRE	FORMA DE OBTENCIÓN	APLICACIONES
Metanol	Por destilación destructiva de la madera. También por reacción entre el hidrógeno y el monóxido de Carbono a alta presión	Disolvente para grasas, aceites, resinas y nitrocelulosa. Fabricación de tinturas, formaldehído, líquidos anticongelantes, combustibles especiales y plásticos.
Etanol	Por fermentación de azúcares, a partir de etileno o de acetileno. En pequeñas proporciones, a partir de la pulpa de madera.	Disolvente de productos como lacas, pinturas, barnices, colas, fármacos y explosivos. También como base para la elaboración de productos químicos de elevada masa molecular.
2-propanol (isopropanol)	Por hidratación de propeno obtenido de gases craqueados. También subproducto de determinados procesos de fermentación.	Disolvente para aceites, gomas, alcaloides y resinas. Elaboración de acetona, jabón y soluciones antisépticas.
1-propanol (n-propanol)	Por oxidación de mezclas de propano y butano.	Disolvente para lacas, resinas, revestimientos y ceras. También para la fabricación de líquido de frenos, ácido propiónico y plastificadores.
Butanol (n-butanol)	Por fermentación de almidón o azúcar. También por síntesis, utilizando etanol o acetileno.	Disolvente para nitrocelulosa, etilcelulosa, lacas, plásticos de urea-formaldehído y urea-melamina. Diluyente de líquido hidráulico, agente de extracción de drogas.
2-butanol	Por hidrólisis del butano, formado por craqueo de petróleo.	En la elaboración de otros productos químicos, por ejemplo metiletilcetona. Disolvente de lacas de nitrocelulosa. Producción de líquido de frenos y grasas especiales.
Etilenglicol	Por oxidación de etileno a glicol. También por hidrogenación de metilglicolato obtenido a partir del formaldehído y el metanol.	Líquido anticongelante, líquido para frenos. En la producción de explosivos. Disolvente de manchas, aceites, resinas, esmaltes, tintas y tinturas.
Glicerina (1,2,3-propanotriol)	Del tratamiento de grasas en la elaboración del jabón. Sintéticamente, a partir del propeno. Por fermentación de azúcares.	En resinas alquídicas, explosivos y celofán. Humectante de tabaco.
Sorbitol (hexanohehexol)	Por reducción de azúcar con hidrógeno.	En la elaboración de alimentos, fármacos y productos químicos. Acondicionador de papel, textiles, colas y cosméticos. Fuente de alcohol en la fabricación de resinas.

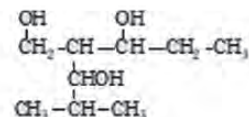
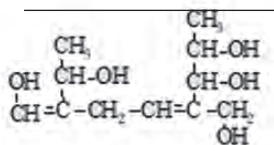
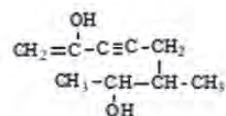
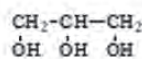


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- Secbutanol.
- 5,6-dimetilhexano-2,4-diol.
- Butanotetrol.
- Pentano-1,2,3-triol.
- But-1-en-2-ol.
- Hexano-2,4-diol.
- Hept-4-en-6-ino-1-ol.
- 1-fluor-2-metilheptano-1,2,3,6-tetrol.
- 2-etil-4-metiloctano-1,5-diol.
- 6-etil-9,9-dietilundec-3-en-7-ino-1,10-diol.

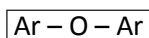
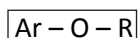
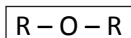
Nombrar las siguientes fórmulas



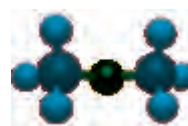
2. Notación y nomenclatura de éteres

Notación

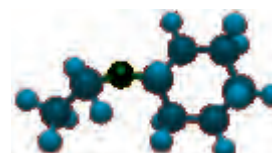
Es una función oxigenada en la que resalta un puente de oxígeno entre dos radicales ya sean alquilo o arilo, pudiendo ser iguales o diferentes, presentan las siguientes fórmulas generales:



Los éteres se clasifican en simétricos cuando los radicales son iguales, y asimétricos si los radicales son diferentes.



Éter simétrico

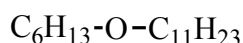


Éter asimétrico

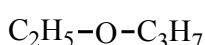
- Nomenclatura

- **Común**, los nombres comunes se aplican a los éteres sencillos, para ello se escribe el nombre de los radicales los cuales constituyen el compuesto luego la palabra éter. Si es un éter simétrico, se antepone el prefijo DI al nombre del grupo alquilo. Ejemplos:

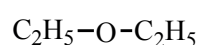
Hexil undecil éter



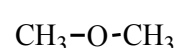
Etil propil éter



Dietil éter



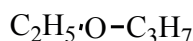
Dimetil éter



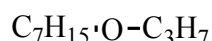
- **IUPAC**, Se utiliza para nombrar éteres donde hay otras funciones orgánicas o ramificaciones:

Toma al radical alquilo más sencillo y al oxígeno como un radical alcoxi, al final del nombre del radical alquilo agrega la terminación ...oxi, y nombra al radical más complejo como un alcano es decir debe tener la terminación ...ano.

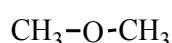
Etoxi propano



Propoxi heptano

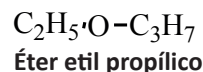
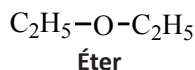


Metoxi metano



Si en el compuesto está presente otro grupo más importante que el éter, al éter se toma como un sustituyente, el cual se nombre como un radical cualquiera con la terminación -OXI

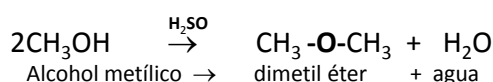
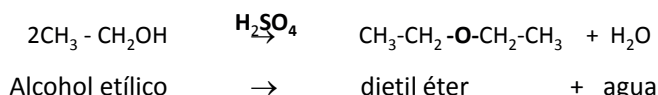
La IUPAC, también nombra a los éteres sencillos, anteponiendo la palabra Eter luego los nombres de los radicales en orden de complejidad, el segundo deberá terminar en ...ico. Ejemplos:



Propiedades físicas, debido a que el ángulo del enlace $\text{C}-\text{O}-\text{C}$ no es de 180° , los momentos dipolares de los dos enlaces $\text{C}-\text{O}$ no se anulan; en consecuencia, los éteres presentan un pequeño momento dipolar neto. Esta polaridad débil no afecta apreciablemente a los puntos de ebullición de los éteres, que son similares a los alcanos de pesos moleculares comparables y mucho más bajos que los de los alcoholes isómeros. Los éteres presentan una solubilidad en agua comparable a la de los alcoholes: tanto el dietil éter como el alcohol n-butílico, por ejemplos, tienen una solubilidad de unos 8 g por 100 g de agua. La solubilidad de los alcoholes inferiores se debe a los puentes de hidrógeno entre moléculas de agua y de alcohol.

Propiedades químicas, los éteres son poco reactivos debido a su baja polaridad del enlace $-\text{C}-\text{O}-$, por lo que se usa demasiado como disolventes inertes, para la extracción y síntesis orgánica. Los éteres pueden ser atacados por ácidos fuertes en presencia de calor.

Obtención de éteres. Los éteres simétricos pueden ser obtenidos a partir de alcoholes primarios en presencia de ácido sulfúrico y de calor. La reacción es la siguiente:



Los éteres en presencia de ácido sulfúrico, regeneran el alcohol de origen.

Propiedades del éter etílico, dietiléter, o éter sulfúrico (nombre vulgar), la sustancia más representativa es el éter etílico comúnmente llamado "éter", líquido más ligero que el agua (densidad = $0,736 \text{ g/cm}^3$) e incoloro, posee un olor penetrante e irritante, volátil y su punto de ebullición es de 35°C , (hierve con el calor de la mano $34,5^\circ\text{C}$) por esta razón es muy inflamable, sus vapores son más densos que el aire (densidad = 2,56), por lo que se acumula en las partes bajas de los laboratorios, pudiendo causar incendios, y se solidifica a -116°C . Más ligero que el agua pero su vapor es más denso que el aire. Es un buen disolvente de las grasas, azufre, fósforo, etc.

El doctor norteamericano M. D. Crawford Williamson Long, fue el primer cirujano que lo empleó como anestésico general



Desafío

Diseñando una molécula de éter.

A través del uso de un programa como Avogadro u otro, realiza la representación de una molécula de un éter.

el 30 de marzo de 1842. El éter no se usa mientras haya otro anestésico disponible, por su inflamabilidad y porque es irritante para algunos pacientes. Por estas esas razones, junto con su alta inflamabilidad y su bajo punto de ignición, es considerado como uno de los factores de riesgo en los hospitales y los laboratorios.

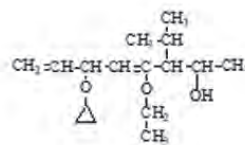
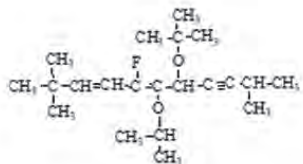
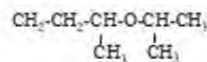
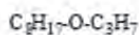


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- Neopentil alil éter.
- Diisopentil éter.
- Divinil éter.
- 8-hidroxi-3-ciclopentoxi-4-ciclopril-7-isopropoxiundeca-1,2,5,8-tetraeno.
- Ciclopentoxiheptano.

Nombra las siguientes fórmulas

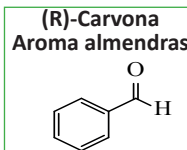
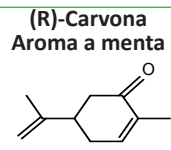
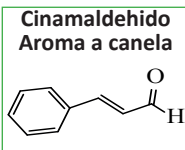
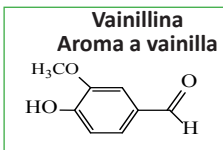


3. Aldehídos y Cetonas

En las siguientes líneas analizaremos las características de sustancias que tienen como característica la presencia de un grupo funcional denominado carbonilo el cual es un átomo de Carbono unido por doble enlace a un oxígeno, el carbonilo le confiere propiedades que tienen que ver en muchos procesos biológicos, industriales, farmacológicos. A este grupo de sustancias se los denominan aldehídos y cetonas.

Los aldehídos y las cetonas tienen estructura parecidas, ya que en ambos se encuentra presente el grupo carbonilo, la diferencia radica en que, el carbonilo en los aldehídos se encuentra en un Carbono primario; mientras que en las cetonas, se encuentran en un Carbono secundario.

El grupo carbonilo se encuentra presente en muchos aromas que nosotros conocemos y los sentidos muy seguido en algunos alimentos que nos servimos, por ejemplo:



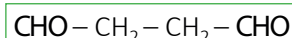
Molécula de metano



3.1. Aldehídos

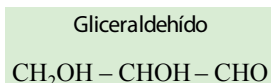
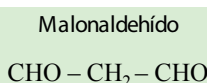
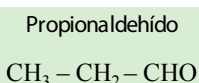
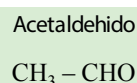
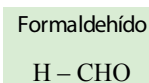
Notación

El grupo funcional carbonilo, en los aldehídos, se encuentra en un Carbono primario, por lo que se dice que es una función primaria, por esta razón se los conoce más por la siguiente característica: $-\text{CHO}$, al ser una función primaria, siempre estará al principio; y al principio y final en una cadena abierta.



Nomenclatura

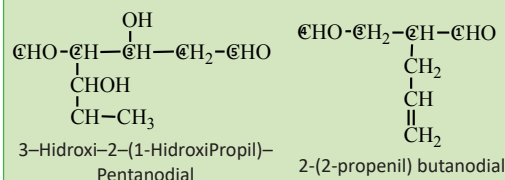
- **Común.** Varios aldehídos tienen nombres comunes o comerciales entre ellos tenemos:



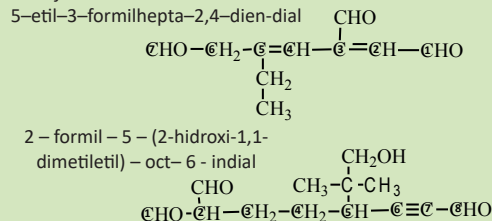
- **IUPAC.** Para nombrar un aldehído siguiendo las reglas asignadas por la IUPAC, se deben tomar en cuenta los siguientes pasos: Se nombra como un alcano, en el que se cambia la terminación ...o de un alcano por la terminación ...al. Si el compuesto presenta dos funciones aldehídicas, se deberá hacer terminar en ...dial. Ejemplos:

Metanal	Etanal	Propanal	Propanodial	Butanodial
H – CHO	CH ₃ – CHO	CH ₃ – CH ₂ – CHO	CHO – CH ₂ – CHO	CHO – CH ₂ – CH ₂ – CHO

Un aldehído es mucho más importante que todas las funciones estudiadas hasta ahora, (más importante que los hidrocarburos, los alcoholes, y los éteres), la cadena principal será el que presente al grupo funcional – CHO.



Si el compuesto presenta un grupo funcional – CHO como sustituyente, o si hubiera una función más importante que un aldehído, a este se nombrará con la palabra formil.



Usos de los aldehídos La reacción de los aldehídos, en especial el formaldehído y glutaraldehído, está relacionada a la desnaturalización o destrucción de las proteínas y de los ácidos nucleicos por reducción química. Los aldehídos combaten muy bien las bacterias, los hongos microscópicos que se encuentran sobre superficies y son buenos agentes que contrarrestan a los virus.

-El formaldehído. A temperatura ambiente es un gas incoloro de olor picante, y sofocante cuyo índice sensorial olfativo es < 1ppm, tiene una alta solubilidad en agua, el formol o formalina es la disolución de formaldehído en agua en una proporción de aproximada de un 37% en peso, conteniendo así mismo entre un 10 y un 15% de metanol para evitar su polimerización. Las soluciones de formol que contienen concentraciones de formaldehído iguales o superiores al 5% constituyen un eficaz desinfectante líquido de uso muy extendido. En el comercio se puede encontrar en disoluciones acuosas de 30 a 55% en masa conteniendo metanol hasta en 15% para neutralizar su polimerización instantánea. El formaldehído debe considerarse como un producto especialmente peligroso debido a que es: altamente inflamable y las mezclas de formaldehído y aire son explosivas.

Por inhalación, puede provocar sensación de quemazón, tos, dolor de cabeza, náuseas y jadeos. Debido a que, el formaldehído es más denso que el aire se ubica en espacios bajos o cerrados por lo que puede provocar asfixia. En los laboratorios de investigación y docencia universitaria, en las salas de disección es común conservar muestras anatómicas humanas y/o animales a base de mezclas llamadas de embalsamamiento. Estas contienen diferentes sustancias entre las que generalmente se encuentran: formaldehído, fenol, etanol, glicerol, entre otros.



Desafío

Identificación de cetonas y aldehídos.

Estos compuestos se pueden reconocer mediante la reacción de oxidación, para ello existen varios ensayos, el de Fehling, Benedict y Tollens. Investiga cómo se realizan cada uno.

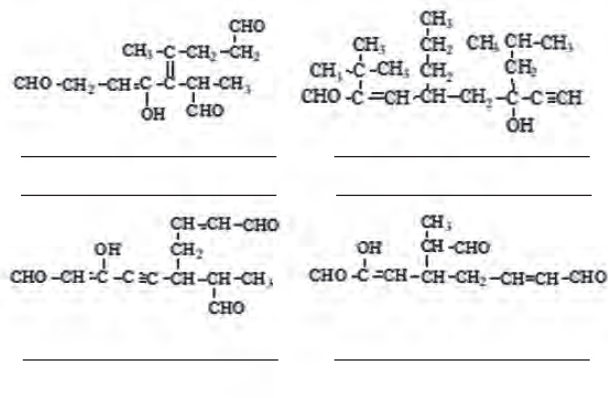


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- Heptano-2,3,5-triendial.
- 3-etilhex-4-inal.
- 4-etoxinona-2,5-dien-7-indial.
- 5-hidroxi-4-ciclopropoxihept-2-enal.
- 2-cloro-2-t butil-5-butoxi-7-etil-3-isopropilnonanodial.

Nombra las siguientes fórmulas



3.2. Cetonas

Notación

Las cetonas se obtienen al sustituir dos átomos de Hidrógeno, en un Carbono secundario, por un átomo de Oxígeno, presentan la siguiente fórmula general:

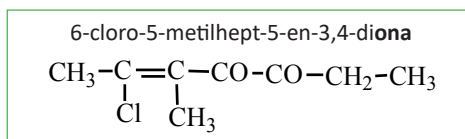
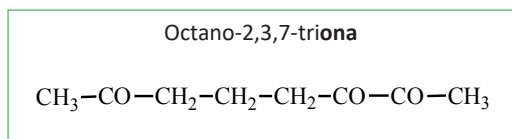
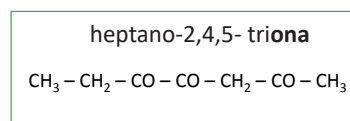
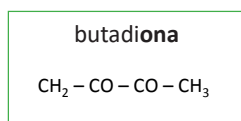
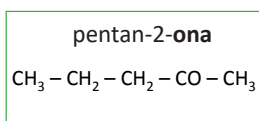
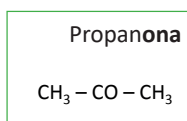
- **Común.** Algunas cetonas de uso industrial tienen nombres propios, por ejemplo: a la cetona más sencilla, se lo conoce como acetona o dimetil cetona $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ (quita esmalte).

metil etil cetona: $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{C}_2\text{H}_5$

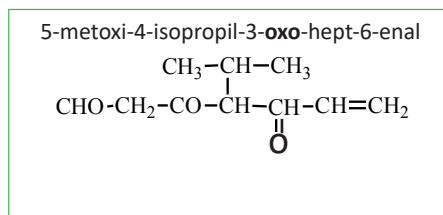
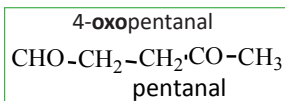
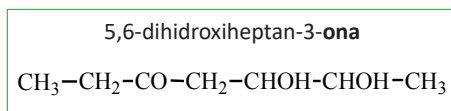
dietil cetona: $C_2H_5 - CO - C_2H_5$

- **IUPAC.** Para nombrar a las cetonas siguiendo las normas de la IUPAC, se deben seguir los siguientes pasos:

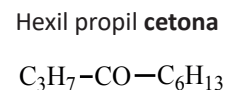
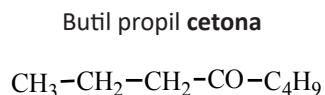
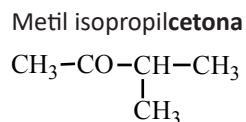
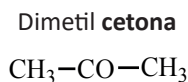
- Se nombra igual que los alcanos, donde la terminación ...o se cambia por ...**ona**, a partir de la cadena que posee cuatro átomos de Carbono, con un número, se debe indicar la posición de la cetona en la cadena.
- Si la cadena presenta dos o más grupos cetónicos, la terminación será ...**diona**, ...**triona**, etc.
- La cadena principal será la que contenga la mayor cantidad de carbonilos (-CO-), se haber grupos carbonilos equidistantes, se deberá tomar en cuenta el siguiente -CO- y una ramificación Ejemplos:



- La función cetona tiene preferencia sobre todas las funciones estudiadas excepto sobre los aldehídos. Si en la cadena está presente una función más importante que una cetona, o si la cetona se encuentra como un sustituyente, se nombrará a ésta utilizando el prefijo ...oxo. Ejemplos:



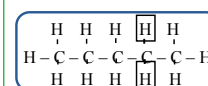
- Las cetonas también se los puede nombrar tomando al grupo carbonilo como un puente al cual van unidos los radicales, para nombrar, se nombra a los radicales tomando en cuenta, el orden alfabético.



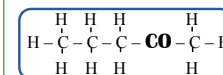
Propiedades físicas de aldehídos y cetonas. La presencia del grupo carbonilo convierte a los aldehídos y cetonas en compuestos polares. Los compuestos de hasta cuatro átomos de Carbono, forman puente de hidrógeno con el agua, lo cual los hace completamente solubles en agua. Igualmente son solubles en solventes orgánicos.

Punto de ebullición. Los puntos de ebullición de los aldehídos y cetonas son mayores que el de los alcanos del mismo peso molecular, pero menores que el de los alcoholes y ácidos carboxílicos comparables. Esto se debe a la formación de dipolos y a la ausencia de formación de puentes de hidrógeno intramoleculares en estos compuestos.

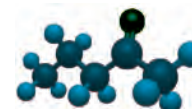
Propiedades químicas. Los aldehídos y cetonas se comportan como ácidos debido a la presencia del grupo carbonilo, esto hace que presenten reacciones típicas de adición nucleofílica.



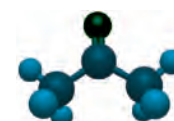
Alcano



Cetona



2-Pentanona

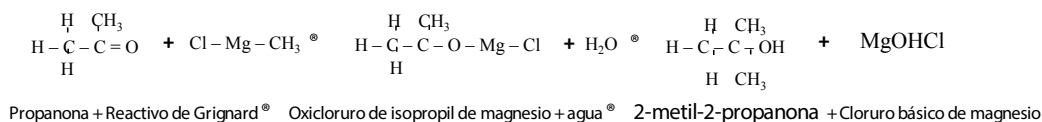


Propanona

Reacciones de adición nucleofílica. Estas reacciones se producen frente al (reactivo de Grignard), para dar origen a un oxihaluro de alquil-magnesio que al ser tratado con agua da origen a un alcohol. El metanal forma alcoholes primarios y los demás aldehídos forman alcoholes secundarios.



La reacción de adición nucleofílica en las cetonas da origen a alcoholes terciarios.



Los aldehídos y cetonas también pueden dar origen a otros compuestos mediante **reacciones de sustitución halogenada**, al reaccionar con los halógenos sustituyen uno o varios hidrógenos del Carbono unido al carbonilo. Este método permite obtener la monobromoacetona que es un poderoso gas lacrimógeno.

Reacciones de oxidación. Los aldehídos se oxidan con facilidad frente a oxidantes débiles produciendo ácidos. Mientras que las cetonas sólo se oxidan ante oxidantes muy enérgicos que puedan romper sus cadenas carbonadas. Es así que las reacciones de oxidación permiten diferenciar los aldehídos de las cetonas en el laboratorio.

Síntesis y obtención de aldehídos y cetonas alifáticas. Los aldehídos y cetonas pueden ser obtenidos mediante la oxidación de alcoholes. Los aldehídos se obtienen por oxidación de alcoholes primarios, la oxidación de alcoholes secundarios produce cetonas.

Aldehídos					Cetonas				
$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$	+	CuO	$\rightarrow$	$\text{CH}_3-\text{CHO} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_3$	+	CuO	$\rightarrow$	$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
Etanol	+	Óxido cúprico	$\rightarrow$	Etanal + Cobre + agua	Isopropanol	+	Óxido cúprico	$\rightarrow$	Propanona + Cobre + agua

La hidratación de alquinos en presencia de ácido sulfúrico en solución acuosa y sulfato mercúrico permite obtener aldehídos y cetonas.

Usos de las cetonas. La cetona que mayor aplicación industrial tiene es la acetona (propanona) la cual se utiliza como disolvente para lacas y resinas, aunque su mayor consumo es en la producción del plexiglás, empleándose también en la elaboración de resinas epoxi y poliuretanos. Otras cetonas industriales son la metil etil cetona (MEK, siglas en inglés) y la ciclohexanona que además de utilizarse como disolvente se utiliza en gran medida para la obtención de la caprolactama.

Muchos aldehídos y cetonas forman parte de los aromas naturales de flores y frutas, por lo cual se emplean en la perfumería para la elaboración de aromas como es el caso del benzaldehído (olor de almendras amargas), el aldehído anísico (esencia de anís), el aldehído cinámico (esencia de canela), y otros. De origen animal existe la muscona y la civetona, son utilizados como fijadores para evitar la evaporación de los aromas y potenciarlos.

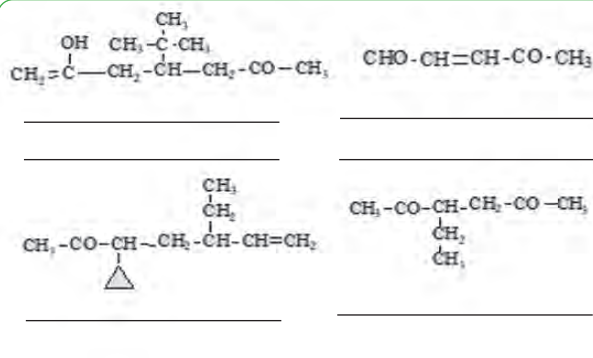


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- Pentil octil cetona.
- Metil undecil cetona.
- Neopentil decil cetona.
- Ciclobutil isopropil cetona.
- 7-hidroxi-5-etoxi-6-terciobutil-octano-2,3-diona.
- 1-hidroxi-3-(1-etil-2-metilpropil)pentano-2,4-diona.
- 1-fluor-3-ciclobutildec-9-en-2,4,6-triona.
- 6-yodo-4,5-dioxohexanal.
- 3-etilhex-5-en-2-ona.
- 5-etil-3-ciclopropilnon-6-en-2-ona.

Nombra las siguientes fórmulas

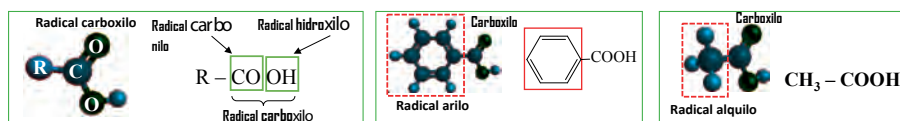


4. Notación y nomenclatura de los ácidos carboxílicos

Este tipo de sustancias se encuentran en muchos productos que tenemos en la casa, por ejemplo: en el vinagre se encuentra el ácido etanoico; el olor a “pies” en las medias sucias es debido al ácido hexanoico o comúnmente llamado caprónico; en nuestra comunidad se encuentran muchos de estos ácidos: el ácido fórmico es el que le da ese “sabor” característico que tienen en las hormigas; el ácido pelargónico, es el olor característico de las plantas de geranio.

Notación

Esta función se caracteriza por la presencia del radical **carboxilo (-COOH)**, el cual, teóricamente es la unión de un radical carbonilo **-CO-** y un radical hidroxilo **-OH**.



Nomenclatura

- **Común.** Los ácidos de cadena lineal, los monocarboxílicos, y dicarboxílicos, se conocen desde la antigüedad debido a que siempre han estado presentes en nuestra cotidianidad y porque son fácilmente obtenibles de fuentes naturales que hay dentro de nuestra comunidad; por lo que estos ácidos tienen nombres comunes o también llamados triviales.

- **IUPAC.** Para nombrarlos, de acuerdo a la IUPAC, se debe tomar en cuenta los siguientes aspectos:

- Los ácidos carboxilos son funciones primarias, y tienen mayor prioridad que todas las funciones ya estudiadas.
- La cadena principal es aquella que tiene la mayor cantidad de grupos carboxilos (-COOH); y para nombrarlos, al principio se escribe como nombre genérico la palabra **ÁCIDO** se cambia la terminación **...o** del alcano correspondiente por **...óico**, si presenta un carboxilo; **...dióico** si presenta dos radicales carboxilos.

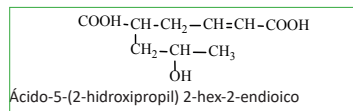
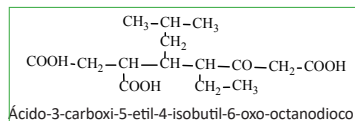
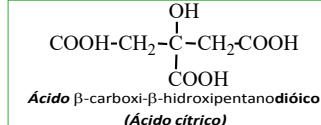
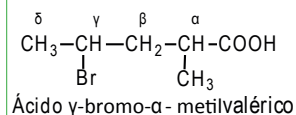
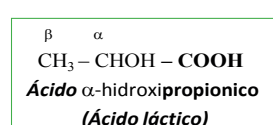
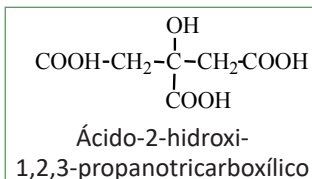
Monoácidos Carboxílicos

Fórmula	Nomenclatura		Ctes. Físicas		Solub.	Fuente natural
	R-COOH	IUPAC Ácido	Común Ácido	p.f.	p.eb.	
H-COOH	Metanoico	Fórmico	8	101	∞	hormigas
CH ₃ -COOH	Etanoico	Acético	17	118	∞	vinagre
CH ₃ CH ₂ -COOH	Propanoico	Propiónico	-21	141	∞	productos lácteos
CH ₃ (CH ₂) ₂ -COOH	Butanoico	Butírico	-5	164	∞	mantequilla rancia, queso
CH ₃ (CH ₂) ₃ -COOH	Pentanoico	Valérico	-34	186	∞	raíz de la valeriana
CH ₃ (CH ₂) ₄ -COOH	Hexanoico	Caprónico	-3	205	∞	olor a cabras
CH ₃ (CH ₂) ₅ -COOH	Heptanoico	Enántico	-8	223	2	aroma de vinos
CH ₃ (CH ₂) ₆ -COOH	Octanoico	Caprílico	17	239	0.7	mantequilla de cabra
CH ₃ (CH ₂) ₇ -COOH	Nonanoico	Pelargónico	15	255	0.3	hojas de geranio
CH ₃ (CH ₂) ₈ -COOH	Decanoico	Cáprico	32	270	0.2	manteca de cacao
CH ₃ (CH ₂) ₁₀ -COOH	Dodecanoico	Laúrico	44	299	0.01	hojas de laurel
CH ₃ (CH ₂) ₁₂ -COOH	Tetradecanoico	Mirístico	54	251 (100)a	0.002	nuez moscada
CH ₃ (CH ₂) ₁₄ -COOH	Hexadecanoico	Palmitico	63	267 (100)a	0.0007	aceite de palma
CH ₃ (CH ₂) ₁₆ -COOH	Octadecanoico	Esteárico	72	183 (1)b	0.0003	manteca de cacao

Diácido carboxílico

Fórmula	Nombre		p.f.	Algunas fuentes
COOH-R-COOH	IUPAC	común		
COOH-COOH	Etanodioico	Oxálico	190	cálculos renales
COOH-CH ₂ -COOH	Propanodioico	Malónico	136	
COOH-(CH ₂) ₂ -COOH	Butanodioico	Succínico	188	organismos vivos
COOH-(CH ₂) ₃ -COOH	Pentanodioico	Glutárico	96	remolacha y madera
COOH-(CH ₂) ₄ -COOH	Hexanodioico	Adípico	153	nylon
COOH-CH=CH-COOH(sis)	cis-2-Butenodioico	Maleico	141	
COOH-CH=CH-COOH(trans)	trans-2-butenodioico	Fumárico	299	hongos y líquenes
COOH-CH≡CH-COOH	Butinodioico	Acetilendicarboxílico	185	

Si un grupo carboxilo se encuentra como sustituyente, o si hubiera otro grupo funcional más importante que éste, se lo nombra con la palabra CARBOXI. Cuando un ácido presenta una ramificación, la ubicación de esta ramificación se indica utilizando letras griegas como: α , β , γ , δ ; el Carbono α (α) debe ir junto al grupo carboxilo. Ejemplos:



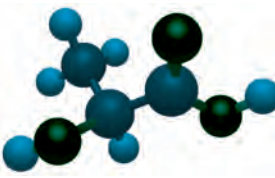
Propiedades físicas

Los ácidos carboxílicos al igual que los alcoholes, forman puentes de Hidrógeno con el agua; y los de masa molecular más pequeña (de hasta cuatro átomos de Carbono) son miscibles en agua, el de cinco Carbonos es parcialmente soluble y los superiores son virtualmente insolubles. A medida que aumenta la longitud de la cadena de Carbono disminuye la solubilidad en agua. La mayor parte de los ácidos carboxílicos son bastante solubles en solventes orgánicos como el éter, cloroformo, alcohol, benceno, etc; hierven a temperaturas muy superiores que los alcoholes, cetonas o aldehídos de pesos moleculares semejantes, estos puntos de ebullición tan elevados se deben a que un par de moléculas del ácido carboxílico se mantienen unidas, no por un puente de hidrógeno, sino por dos.

Los ácidos carboxílicos, a partir del octano, o los que tienen más de ocho Carbonos, por lo general son sólidos, a menos que contengan dobles enlaces. La presencia de dobles enlaces en una cadena larga impide la formación de una red cristalina estable, lo que ocasiona un punto de fusión más bajo. Los olores de los ácidos alifáticos inferiores progresan desde los fuertes e irritantes del fórmico y acético, hasta los abiertamente desagradables del butírico, valeriano y capríco. Los ácidos superiores tienen muy poco olor debido a sus bajas volatilidades.

Propiedades químicas

Aunque los ácidos carboxílicos contienen también al grupo carbonilo, hay diferencia en sus reacciones comparados con los de las cetonas y los aldehídos. Las cetonas y los aldehídos reaccionan comúnmente por adición nucleofílica del grupo funcional carbonilo, pero los ácidos carboxílicos y sus derivados reaccionan principalmente por reemplazo nucleofílico de acilo, donde un nucleófilo reemplaza a otro en el Carbono del acilo ($\text{C}=\text{O}$).



Molécula de ácido láctico

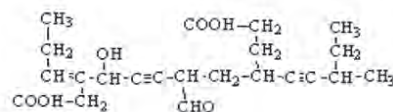
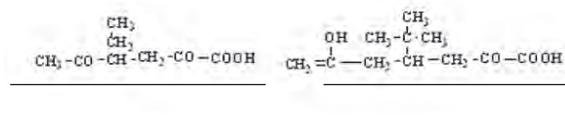


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- Ácido octanoico.
- Ácido decanodioico.
- Ácido benzoico.
- Ácido 2-hidroxipentanoico.
- Ácido 9-alil-6-(2-etil-2ciclopropilbutil)-2,7-diformil-4-carboxiundecanodioico.

Nombra las siguientes fórmulas



5. Notación y nomenclatura de ésteres

Los ésteres son la función orgánica con abundante, e importante cantidad de ellas se encuentran diseminados por la naturaleza, principalmente en los agradables olores de las frutas que consumimos como ser: las naranjas, duraznos, plátanos, manzanas, etc. también se les encuentra en las agradables fragancias de las flores.

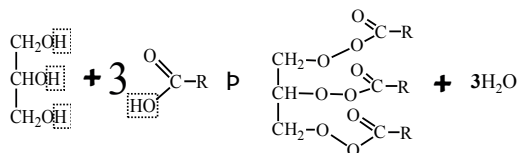
Debemos considerar a un éster en términos de un ácido y un alcohol, precursores que podrían reaccionar para producir un éster y la formación de agua. La reacción para obtener un éster es reversible, es decir, que se puede volver a obtener el ácido y el alcohol que generaron el éster, a diferencia de los ácidos carboxílicos de los cuales se derivan. Los ésteres se emplean en la fabricación de perfumes, y como agentes saborizantes en las industrias de la confitería y bebidas no alcohólicas. Los ésteres se pueden hidrolizar a su ácido y su alcohol precursores. Si los ésteres se hidrolizan en una solución alcalina, se denomina saponificación. El término saponificación significa fabricación de jabón.

Los ésteres se encuentran presentes en varias sustancias, los cuales les podemos clasificar en tres grandes grupos:

- Esencia de frutas. Tienen la facilidad de evaporarse, de baja masa molecular, de olor agradable, se obtienen por la reacción de ácidos carboxílicos y alcoholes, también de baja masa molecular.

Estructura	Nombre IUPAC	Nombre común	Olor
HCOO-CH_3	metanoato de metilo	formiato de metilo	Ron
$\text{HCOO-CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$	metanoato de isobulo	formiato de isobutilo	Frambuesas
$\text{CH}_3\text{COO-CH}_2(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$	etanoato de pentilo	acetato de n-amilo	Bananas
$\text{CH}_3\text{COO-CH}_2(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$	etanoato de octilo	acetato de n-octilo	Naranjas
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COO-CH}_2\text{CH}_3$	butanoato de etilo	butirato de etilo	Piña
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COO-CH}_2(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$	butanoato de pentilo	butirato de pentilo	Duraznos

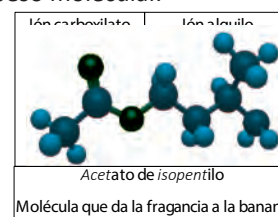
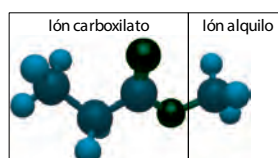
- Grasas. Son el producto de la esterificación de ácidos carboxílicos, cuando la reacción ocurre entre el glicerol (glicerina, por lo que a las grasas también se les conoce como glicéridos) y un ácido graso de elevado peso molecular; las grasas pueden ser simples cuando los tres radicales provienen de un mismo ácido o mixtas cuando los tres radicales provienen de distintos ácidos; pueden ser sólidas, semisólidas, líquidas como los aceites, son menos densas que el agua, son inodoras, pero; en presencia de aire y calor toman un olor rancio.



- Ceras. Las ceras son ésteres que se forman por ácidos carboxílicos y alcoholes de elevado peso molecular.

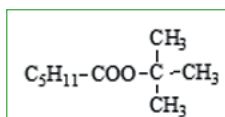
Notación

En la fórmula general de un éster vamos encontrar un ion carboxilato (R-COO-) y un radical alquilo ($-\text{R}$), y se representa:

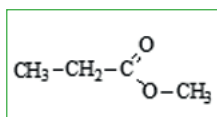


Nomenclatura

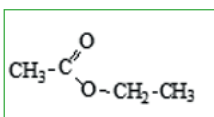
- IUPAC. Por considerarlos derivados de ácidos carboxílicos y alcoholes, a los ésteres; para nombrarlos, se menciona primeramente al ión carboxilato, el cual proviene del ácido carboxílico, cuya terminación del ácido: ...ico, se cambia por ...oato, luego se escribe la preposición de seguido del nombre del radical alquilo el cual proviene del alcohol, cuya terminación será ...ilo. Ejemplos:



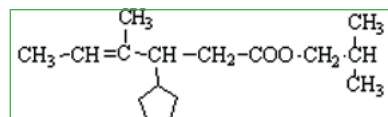
Hexanoato de terbutilo



Propanoato de metilo



Etanoato de etilo



3-ciclopentil-4-metil-4-hexenoato de isobutilo

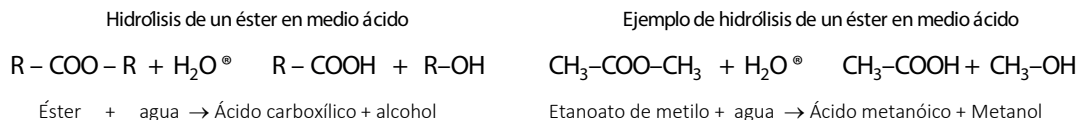
6. Propiedades físicas y químicas

Propiedades físicas. Los ésteres no pueden dar enlaces de hidrógeno porque no tienen un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno. Por lo que, los puntos de ebullición de los ésteres son inferiores en comparación con los puntos de ebullición de los ácidos carboxílicos con masas moleculares semejantes. Sin embargo, los ésteres pueden aceptar enlaces de hidrógeno de otros líquidos con enlaces de hidrógeno; por lo tanto, los ésteres de baja masa molecular son solubles en agua y los de mayor masa molecular son insolubles en agua.

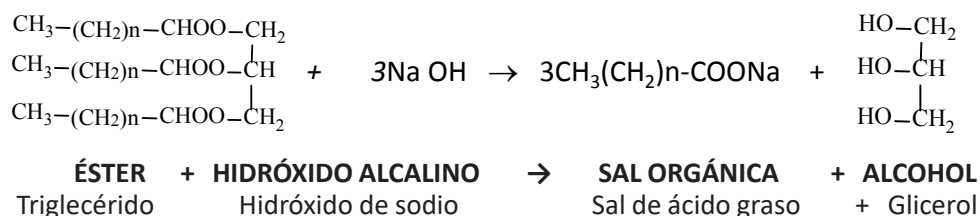
Propiedades químicas. Cuenta con las siguientes propiedades:

Hidrólisis de ésteres. Los ésteres se pueden hidrolizar en un medio ácido o básico.

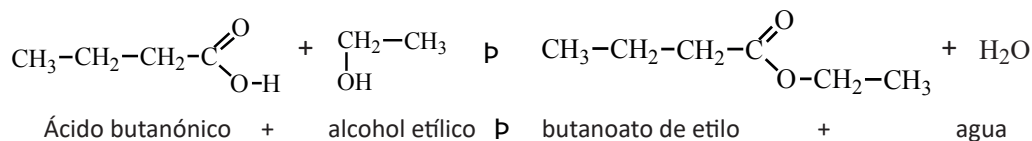
- Hidrólisis en medio ácido. Cuando una molécula de éster se hidroliza en un medio ácido, la molécula de agua se disocia en un catión hidrógeno (H+) y un anión hidroxilo (OH-); el catión reemplaza al radical alquilo de éster para producir un ácido, y el anión se une al radical alquilo para formar el alcohol, de esta manera se produce su respectivo ácido y alcohol, la siguiente ecuación general y ejemplo, representa a esta reacción:



- Hidrólisis en medio básico (Saponificación). La hidrólisis de los ésteres en medio básico se denomina saponificación, y consiste en la reacción de un éster (triéster o triglicérido) con un hidróxido alcalino, en la que se produce una sal alcalina y un alcohol, este fenómeno es utilizado para la producción de jabones.



Síntesis de los ésteres (Esterificación). Una de las reacciones para producir un éster, es aquella en la que se combina un ácido carboxílico con un alcohol, de acuerdo a la siguiente ecuación:

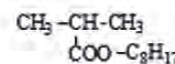
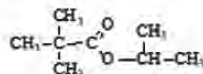
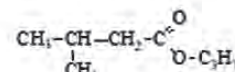
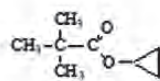


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- | | |
|--------------------------------|--------------------------------------|
| e) Etanoato de fenilo. | f) Benzoato de etilo. |
| g) Benzoato de metilo. | h) Etanoato de fenilo. |
| i) Benzoato de etilo. | j) Etanoato de fenilo. |
| k) Etanoato de fenilo. | l) Propanoato de fenilo. |
| m) Propanoato de fenilo. | n) 1-Butenato de metilo. |
| ñ) 3-Butenoato de metilo. | o) 3-Butenoato de metilo. |
| p) Isobutirato de isopropilo. | q) Isopentirato de isopropilo. |
| r) Isobutirato de secbutilo. | s) 3-Pentenoato de isobutilo. |
| t) 3-Pentenoato de isopropilo. | u) 2-Pentenoato de neopentilo. |
| x) 2-Pentenoato de secbutilo. | y) 3-Metil-butanoato de ciclohexilo. |

Nombra las siguientes fórmulas



7. Obtención de sustancias orgánicas oxigenadas

La obtención o síntesis de cada una de las funciones orgánicas oxigenadas se plantea en cada una de ellas, ya estudiadas.

8. Uso y aplicación en la industria

Las sustancias orgánicas oxigenadas juegan un rol muy importante en varias áreas de la industria; como en la industria de alimentación se utiliza como saborizantes, colorantes, edulcorantes, emulsionantes; en la industria farmacológica se utilizan, en algunos casos, como sustancias intermedias para obtener otros medicamentos los cuales son vitales para la salud, así mismo en la industria agrícola se utilizan como disolventes, obtención de insecticidas, y otros productos.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

En tu cuaderno responde las siguientes cuestionantes:

- ¿Cuál fue el rol del alcohol durante la pandemia del COVID 19?
- ¿Qué efectos familiares tiene el consumo excesivo de alcohol?
- Se dice que: *“El alcohol es una de las sustancias que permite el descontrol emocional de las personas que lo consumen, y pueden llegar a perder la noción del tiempo y de sus acciones; por estas razones son susceptibles a realizar actos reñidos con las buenas costumbres y las leyes”*. Escribe tu opinión sobre este dicho.
- ¿Qué sustancias se utilizan para preparar barnices, pinturas?
- Si no se pudieran sintetizar las diferentes fragancias y sabores ¿Cómo se elaborarían los diferentes alimentos como ser gaseosas, pasteles, y otros?
- Si lees la composición química de un pegamento denominado “isocola” encontraras un alcohol ¿Cómo se llama este alcohol? ¿Anteriormente qué sustancias se utilizaban para la elaboración de pegamento escolar?
- ¿Qué ventajas hay entre un pegamento cuya solvente es agua y un pegamento que tiene como solvente una sustancia orgánica?
- Si no tendrías jabón o ningún tipo de detergente para lavar tu ropa ¿Cómo harías para dejarlo limpio?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

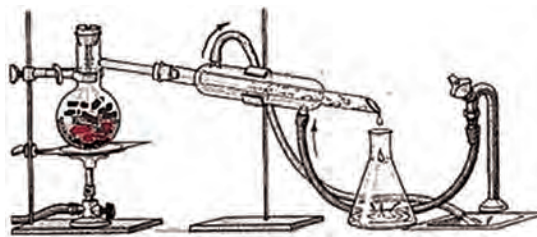
Experiencia productiva

Con la ayuda de tu maestro, y con materiales de tu región, obtenga alcohol etílico por la fermentación de azúcares u otro tipo de sustancias.

Laboratorio

Extracción del aceite esencial de eucalipto que beneficia a la salud, a través de la destilación simple.

Armar el equipo mostrado en la imagen, en el matraz de destilación o balón se debe colocar pedazos de porcelana, 20 g de tallos de eucalipto encima de estos colocar 70 g de hojas de eucalipto picado de 1 cm² aproximadamente, luego agregar 100 ml de agua, tener cuidado que las hojas de eucalipto no tapen el tubo de desprendimiento de vapor. Calentar y observar la evaporación y la formación de hidrolato y el aceite esencial en el Erlenmeyer.



Discusión

¿Por qué el aceite esencial del eucalipto queda en la parte superior del embudo de decantación?

¿Por qué se debe colocar los pedazos de porcelana el matraz o balón?

¿De qué otras plantas se puede obtener aceite esencial?

¿Crees que los aceites esenciales tienen un interés económico, y pueda de alguna manera aportar a la economía de las familias que lo obtienen?

Conclusión

Escribe el nombre químico del aceite esencial del eucalipto, y su fórmula.

¿Qué utilidad o uso se puede dar al aceite esencial del eucalipto?

¿Qué cuidados se deben tener al momento de realizar la destilación simple de las sustancias químicas?

¿Este procedimiento se podrá realizar con material casero?

SUSTANCIAS ORGÁNICAS NITROGENADAS Y SALES ORGÁNICAS DE USO INDUSTRIAL Y ALIMENTARIA



¡INICIEMOS DESDE LA PRÁCTICA!

Neutralizando el olor a pescado

A muchos nos gusta servirnos ese alimento muy nutritivo, alguna variedad de pescado, ya sea frito, a la parrilla o en conserva; pero, éste deja un olor característico que no se elimina con un detergente y muchas veces se queda por muchas horas en el aliento, la mano o los objetos que se utilizaron para prepararlo.

En esta ocasión veremos cómo se quita ese olor, para ello necesitamos los siguientes materiales:

Atún en conserva u otro tipo de pescado		10 ml de jugo de limón
10 ml de vinagre blanco	1 servilleta o pedazo de tela	3 recipientes pequeños

Procedimiento

En un recipiente colocar un poco de pescado, en el otro 4 ml de jugo de limón, y en el último 4 ml de vinagre; seguidamente, una esquina de la servilleta o tela empapar con el pescado hasta que se prenda su olor, oler la tela y sentir el olor, realizar lo mismo con la otra esquina. Para quitar el olor de la tela, una de las esquinas introducir en el recipiente que contiene el jugo de limón, sacarlo y sentir el olor. Realizar lo mismo con la otra esquina introduciéndolo en el vinagre blanco. Empapar la yema de los dedos con un poco de pescado y sentir su olor. Seguidamente hacer gotear jugo de limón al mismo dedo y sentir su olor. Enjuagar la mano con agua.

Discusión

- ¿Qué sustancia es más eficaz para eliminar el olor a pescado, el limón o vinagre? ¿Por qué?
- ¿Qué tipo de reacción química se produjo cuando el jugo de limón entró en contacto con el olor a pescado?
- ¿A qué tipo de función química orgánica corresponden el jugo de limón y el vinagre?
- ¿Cuál es el nombre químico del jugo de limón y el vinagre? Escriba la fórmula química de cada uno de ellos.
- ¿Qué tipo de bebida debemos consumir para quitar el olor a pescado de nuestro aliento? ¿Por qué?
- ¿Cuál será el nombre químico de la sustancia responsable del olor a pescado?

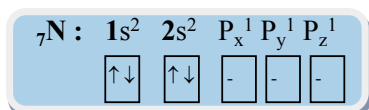


¡CONTINUAMOS CON LA TEORÍA!

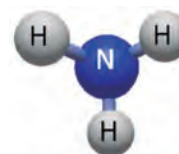
Uno de los elementos químicos que está presente en una amplia gama de los compuestos orgánicos juntamente con el Carbono, el Oxígeno e Hidrógeno; es el Nitrógeno. Los compuestos orgánicos donde está presente este elemento, se denominan sustancias orgánicas nitrogenadas, los cuales tienen una gran importancia para el desarrollo de la vida, estas cumplen funciones muy importantes, forman las proteínas y los nucleótidos, el Nitrógeno constituye aproximadamente el 3% de nuestra masa corporal.

Para comprender el comportamiento del nitrógeno dentro de los compuestos orgánicos, analizaremos sus características más elementales: a temperatura ambiente, se encuentra en estado gaseoso y en moléculas de dos átomos, tiene una masa atómica de 14 uma, su densidad en CNPT es de 0,81 g/ml, su configuración electrónica es:

Configuración electrónica del nitrógeno



Al observar la configuración electrónica, se puede deducir que, en el nivel de valencia, existen tres electrones desapareados por esta razón, el nitrógeno puede formar tres enlaces covalentes para lograr la teoría del octeto.



Molécula de amoníaco.

Los compuestos orgánicos nitrogenados, teóricamente, tienen su origen en reacciones de diferentes sustancias con el amoníaco, lo cual genera varios compuestos que pertenecen a diferentes funciones, las cuales son: las aminas, las amidas, los nitrilos, los cianuros.

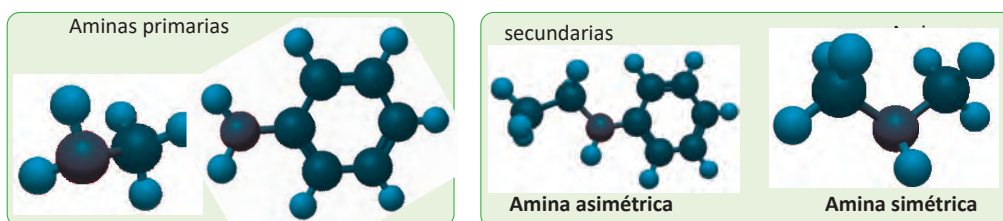
1. Notación y nomenclatura de aminas, amidas y nitrilos

1.1 Aminas

Son aquellas sustancias que se caracterizan por tener un radical alquilo (R) o arilo (Ar) unido a un átomo de Nitrógeno del amoníaco. De acuerdo a la cantidad de hidrógenos del amoníaco que son sustituidos.

por un radical alquilo o arilo, estos se clasifican en: primarios, cuando un átomo de hidrógeno del amoniaco es sustituido por un radical alquilo o arilo; secundarios, si son sustituidos dos átomos de hidrógeno por radicales alquilo y/o arilo (similares o distintos); terciarios, si los tres hidrógenos del amoniaco son sustituidos por radicales alquilo y/o arilo (similares o distintos).

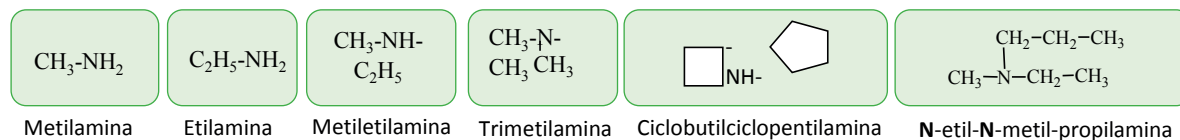
AMONIACO	AMINAS PRIMARIAS	AMINAS SECUNDARIAS	AMINAS TERCIARIAS



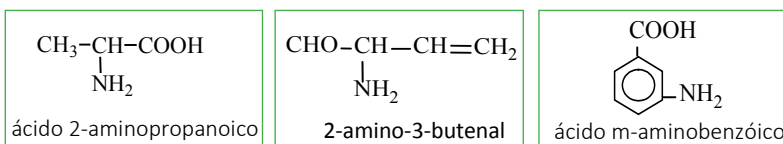
Las aminas secundarias y terciarias también son clasificados como simétricos, cuando los radicales alquilo o arilo son iguales; y asimétricos cuando son distintos.

Nomenclatura, siguiendo las normas de la IUPAC, las aminas se nombran de acuerdo a las siguientes reglas:

- Se menciona primero el radical alquilo o arilo que está unido al nitrógeno, y la terminación **...amina**.
- Si la amina es simétrica se utiliza los prefijos **Di** o **Tri**; si fueran distintos se nombra por orden alfabético o bien de menor a mayor complejidad, aunque, frecuentemente, y para evitar confusiones, se escoge el radical mayor y los demás se nombran anteponiendo una **N** para indicar que están unidos al átomo de nitrógeno. Ejemplos:

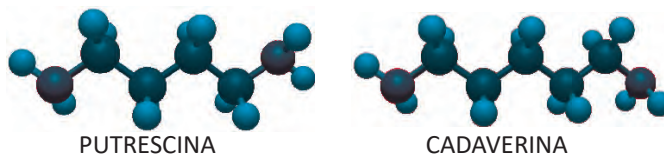


Para nombrar aminas con estructuras más complicadas, donde hay otros grupos funcionales más importantes (alcoholes, cetonas, aldehídos, amidas, ácidos carboxílicos), al grupo **-NH₂** se le llama **AMINO**.



Propiedades físicas. Las aminas primarias y secundarias tienen enlaces **N-H** que les permiten formar puentes de hidrógeno. Las aminas terciarias, como no tienen enlace **N-H**, no pueden formar este tipo de enlaces intermoleculares. Sin embargo, pueden aceptar puentes de hidrógeno con moléculas que tengan enlaces **O-H** o **N-H**. Como el Nitrógeno es menos electronegativo que el Oxígeno, el enlace **N-H** está menos polarizado que el enlace **O-H**. Por lo tanto, las aminas forman puentes de hidrógeno más débiles que los alcoholes de pesos moleculares semejantes y por tanto tienen puntos de ebullición menores que los de los alcoholes análogos. Las aminas terciarias, que no pueden formar puentes de hidrógeno, tienen puntos de ebullición más bajos que los de las aminas primarias o secundarias de pesos moleculares semejantes. Todas las aminas, incluso, las terciarias, forman puentes de hidrógeno con disolventes hidroxílicos como el agua y los alcoholes. Por esta razón, las aminas de bajo peso molecular (hasta 6 átomos de Carbono) son relativamente solubles en agua y en alcoholes.

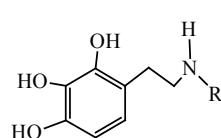
La propiedad más característica de las aminas es su olor a pescado descompuesto. Algunas diaminas son especialmente pestilentes y sus nombres comunes describen correctamente sus olores (putrescina, cadaverina). Las metil y etilaminas huelen muy semejante al amoniaco.



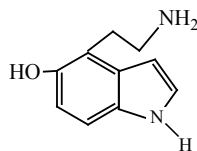
Propiedades químicas. Las aminas aromáticas suelen ser muy tóxicas, ya que son absorbidas por la piel, con resultados a menudo fatales; estas aminas se oxidan fácilmente con el aire y con frecuencia se las encuentra coloreadas por productos de oxidación, aunque son incoloras cuando están puras.

Basicidad de las aminas. Una amina puede comportarse como una base de Lewis, o como un nucleófilo, debido al par de electrones no enlazantes sobre el átomo de nitrógeno; también puede actuar como base de Bronsted - Lowry aceptando el protón de un ácido. Como las aminas son bases fuertes, sus disoluciones acuosas son básicas. Una amina puede sustraer un protón del agua, formando un ión amonio y un ión hidroxilo. Las aminas aromáticas son bases mucho más débiles que las aminas alifáticas. Esta disminución de la basicidad se debe a la deslocalización por resonancia de los electrones no enlazantes de la amina. Esta propiedad química de las aminas hace que el pescado, el cual es tiene aminas volátiles responsables de su olor característico lo cual pueda eliminarse con un poco de jugo de limón o vinagre, formándose sus respectivas sales de amonio que son solubles en agua y no volátiles.

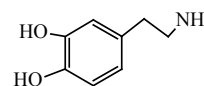
Nuestro organismo y las aminas. Las aminas comprenden algunos de los compuestos biológicos más importantes que se conocen. Las aminas funcionan en los organismos vivos como biorreguladores, neurotransmisores, en mecanismos de defensa y en muchas otras funciones más. Debido a su alto grado de actividad biológica muchas aminas se emplean como medicamentos. La dopamina y la serotonina son neurotransmisores que se encuentran en el cerebro. Los niveles anormales de dopamina se asocian con muchos desórdenes psiquiátricos, incluyendo la enfermedad de Parkinson. La esquizofrenia se debe a la presencia de niveles anormales de serotonina en el cerebro.



R= CH₃ adrenalina (epinefrina)
R=H noradrenalina (norepinefrina)



serotonina

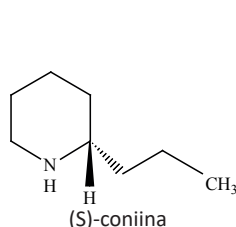


dopamina

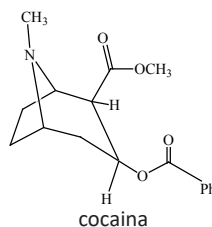
Usos y aplicaciones de las aminas

- En medicina. Los alcaloides son un grupo importante de aminas biológicamente activas, que son biosintetizadas por algunas plantas para protegerse de insectos y otros animales depredadores. Aunque en medicina se utilizan algunos alcaloides, principalmente como analgésicos, todos son tóxicos y causan la muerte si se ingieren en grandes cantidades. Los casos benignos de intoxicación por alcaloides pueden producir alucinaciones o efectos psicológicos que se asemejan a la tranquilidad o a la euforia.

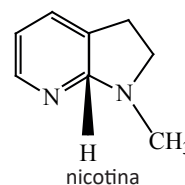
Aunque en medicina se utilizan algunos alcaloides, principalmente como analgésicos, todos son tóxicos y causan la muerte si se ingieren en grandes cantidades. El filósofo griego Sócrates fue envenenado con coniiina (Cicuta). Los casos benignos de intoxicación por alcaloides pueden producir alucinaciones o efectos psicológicos que se asemejan a la tranquilidad o a la euforia.



(S)-coniina



cocaína



nicotina

- Conservantes. Se ha demostrado que pequeñas cantidades de N-nitrosoaminas provocan cáncer en animales de laboratorio, lo que ha causado preocupación acerca de la práctica normal de emplear nitrito sódico como conservante de carnes como tocino, jamón y salchichas. El nitrito sódico se añade a algunos alimentos para inhibir el crecimiento de la Clostridium botulinum, la bacteria que produce la toxina botulina. Cuando se ingiere esta carne, el nitrito sódico se combina con el ácido gástrico formando ácido nitroso, que convierte las aminas del alimento en N-nitrosoaminas. Como los nitritos están presentes normalmente en muchos otros alimentos, no se sabe hasta qué punto se corre un riesgo adicional al emplear el nitrito como conservante.

- En la industria. Podemos decir que las aminas, en general, se emplean en las industrias química, farmacéutica, de caucho, plásticos, colorantes, tejidos, cosméticos y metales. Se utilizan como productos químicos intermedios, disolventes, aceleradores del caucho, catalizadores, emulsionantes, lubricantes sintéticos para cuchillas, inhibidores de la corrosión, agentes de flotación y en la fabricación de herbicidas, pesticidas y colorantes.

- La metilamina se emplea en la fabricación de productos agroquímicos, curtidos (como agente reblandecedor de pieles y cuero), colorantes, fotografía (como acelerador para reveladores), farmacia y refuerzo de explosivos especiales.



Glosario

Alcaloides

Sustancias orgánicas que contienen nitrógeno la mayoría de ellos tienen características básicas, son de origen vegetal, son moléculas complejas, en pequeñas dosis se utilizan en medicina, son tóxicos cuando se aplican en grandes dosis llegando hasta la muerte.



Noticiencia

Cafeína

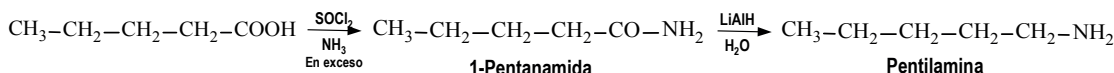
La cafeína, es una sustancia orgánica perteneciente a la función amina, esta presente en el café, té, en algunas bebidas gaseosas de Cola, en los chocolates. En estado uro, se encuentra en forma de cristales de color blanco.

- La dimetilamina se usa en el proceso de vulcanización de caucho (como acelerador de la vulcanización), en la fabricación de curtidos, funguicidas, herbicidas, fibras artificiales, farmacia, disolventes y antioxidantes.
- La trimetilamina se utiliza en la fabricación de bactericidas, cloruro de colina (asimilador de grasas para animales) y se emplea también en la industria farmacéutica, en síntesis orgánica, y como detector de fugas de gases.

Síntesis de aminas

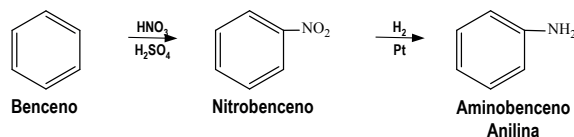
las aminas se pueden obtener a partir de haluros de alquilo, ácidos carboxílicos y bencenos.

A partir de haluros de alquilo, este es un proceso de dos pasos, en el cual el haluro de alquilo se convierte en nitrilo, luego se reduce.



En el primer paso, el ion cianuro ($-\text{C}\equiv\text{N}$) actúa como nucleófilo y desplaza al haluro (Br), en esta reacción no puede utilizarse haluros de alquilos terciarios ni haluros vinílicos. En segundo paso de reducción del nitrilo puede lograrse con un reductor agresivo como lo es el LiAlH. En esta reacción, la función amino permite introducir un átomo de Carbono a la cadena que ya se tenía.

A partir de ácidos carboxílicos, la reacción que se produce, también es en dos pasos, y es la siguiente:



Noticiencia

Extracción de la cafeína

La cafeína se puede extraer de varias sustancias que tenemos en casa; se sugiere realizar el siguiente experimento en la cual se utilizar materiales que se encuentran a nuestro alcance: <https://m.youtube.com/watch?v=7xG3dKmEZgl&t=813s>

En el primer paso, el ácido carboxílico reacciona para convertirse en amida, que luego se reduce para formar amina. Durante esta reacción la cadena de Carbonos del ácido se mantiene sin introducirse ningún otro Carbono.

A partir de bencenos, la anilina y arilinas, pueden obtenerse utilizando benceno, la reacción que se produce es la siguiente:

En el primer paso, el anillo bencénico sufre la nitración, en el segundo, se produce la reducción del grupo nitro (NO_2), para la reducción, se puede utilizar varios métodos utilizando diferentes reactivos, entre ellos: la hidrogenación en presencia de un catalizador, o la reducción con hierro, zinc, estaño o cloruro de estaño (II) en presencia de ácido acuoso.

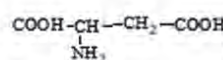
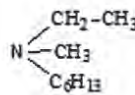
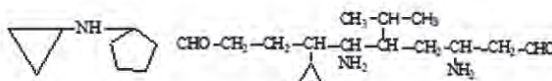


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- | | |
|--------------------------------------|--|
| a) Ciclohexilamina. | b) N,N- Dimetiletetilamina. |
| c) Vinilamina. | d) Secbutilamina. |
| e) N-Isopropilpentilamina. | f) Tripentilamina. |
| g) Ácido-4-metil-2-amino-pentanoico. | h) N-T-butil-pentilheptilamina. |
| i) N-metil-N-etilbutilamina. | j) N-Vinilisopropilamina. |
| k) Ácido-2-aminobutanóico. | m) Ácido-2-formil-3-aminohexanoico. |
| n) Alilamina. | ñ) Ácido-4-amino-2-isopropil-hexanoico. |
| o) 3-amino-1-pentanol. | p) Ácido-2,4-diamino-4-t-butilhexanoico. |
| r) Isopropilpropilamina. | s) Metiletilisobutilamina. |
| t) dimetilciclohexilamina. | u) Ciclopentilamina. |

Nombra las siguientes fórmulas



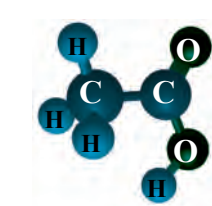
1.2. Amidas

Durante mucho tiempo las curaciones se realizaban con mucho dolor, no habían sustancia que pudieran inhibir los dolores, en algunas ocasiones se hacía beber mucho alcohol al paciente para que pueda perder sensibilidad luego realizar las "operaciones necesarias". Con el progreso de la ciencia se desarrollaron anestésicos generales los que permitían dormir hasta que la pase la "operación", aún se utiliza en cirugías complicadas.

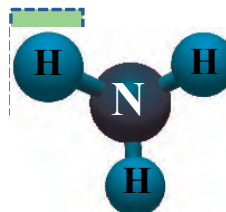
Actualmente existen anestésicos locales, los cuales permiten realizar operaciones mientras se está consciente, el paciente, puede observar la cirugía que le están realizando. Existen dos tipos de anestésicos locales, los más utilizados debido a varias ventajas que presentan, son las aminoamidas, a este grupo pertenecen la lidocaína, mepivacaina, prilocaína, bupicaína, articaína y la ropivacaína. Las moléculas de estas aminoamidas tienen anillos bencénicos.

Notación. Las amidas son derivados funcionales de los ácidos carboxílicos, en los que se ha sustituido el grupo —OH por el grupo —NH_2 , —NHR o —NRR' , con lo que resultan, respectivamente, las llamadas amidas primarias, secundarias o terciarias, que también se llaman amidas sencillas, N-sustituídas o N-disustituídas.

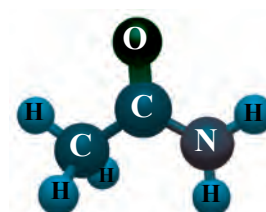
Las amidas son un tipo de compuestos orgánicos que pueden considerarse derivados de ácidos o aminas. Por ejemplo, la amida alifática simple acetamida ($\text{CH}_3\text{—CO—NH}_2$) está relacionada con el ácido acético en el sentido de que el grupo —OH del ácido acético se sustituye por un grupo —NH_2 .



Ácido carboxílico
Ácido etanóico



Amoníaco
 NH_3 ó H—NH_2

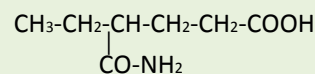


Amida
Etanamida

Recíprocamente, se puede considerar que la acetamida es un derivado del amoníaco por sustitución de un hidrógeno por un grupo acilo. Las amidas se derivan no sólo de los ácidos carboxílicos alifáticos o aromáticos, sino también de otros tipos de ácidos, como los que contienen azufre o fósforo.

El término amidas sustituídas se refiere a las amidas que tienen uno o ambos hidrógenos del nitrógeno reemplazados por otros grupos; por ejemplo, la N,N-dimetilacetamida. Este compuesto puede considerarse también como una amina, la acetildimetilamina.

Cuando existen otros grupos funcionales de mayor prioridad se nombra con el prefijo carbamoil.



ácido 4-carbamoilheptanoico
Carboxamida: —CO—NH_2

Nomenclatura

-IUPAC. Las amidas primarias se nombran a partir del ácido correspondiente eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación —oico por —amida . Cuando existen dos grupos acilo unidos al nitrógeno y son iguales se utiliza los prefijos di o tri, si son diferentes se nombra de acuerdo al orden alfabético. Ejemplos:

H—CO—NH_2
Metanamida

$\text{CH}_3\text{—CO—NH}_2$
Etanamida

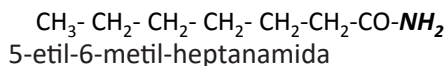
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CO—NH}_2$
Propanamida

$\text{CH}_3\text{—CO—NH—CO—CH}_3$
Dietanamida

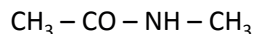
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CO—N—CO—CH}_2\text{—CH}_3$
metandipropanamida

$\text{CH}_3\text{—CO—NH—CO—C}_2\text{H}_5$
Etanpropanamida

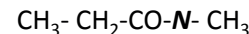
Si el grupo es más complejo, se debe asignar el número 1 al grupo acilo (CO). Ejemplo:



Cuando hay sustituyentes sobre el átomo de nitrógeno de las amidas (amidas N-sustituídas y N,N-disustituídas) se colocan los nombres de los radicales como prefijos en la denominación de los compuestos, agregando una N mayúscula como lugar de unión de los sustituyentes.



N- metiletanamida



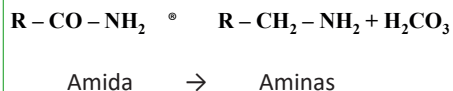
N-etil-N-metilpropanamida

Propiedades físicas. Las amidas se caracteriza por presentar una geometría molecular plana, es bastante polar, lo que explica que las amidas primarias, excepto la formamida sean todas sólidas y solubles en agua. Sus puntos de ebullición son bastante más altos que los de los ácidos correspondientes, debido a una gran asociación intermolecular a través de enlaces de hidrógeno, entre el oxígeno negativo y los enlaces N—H , mucho más polarizados que en las aminas.

Los puntos de fusión y de ebullición de las amidas secundarias son bastante menores, debido principalmente al impedimento estérico del radical unido al nitrógeno. Como es natural, las amidas terciarias (sin enlaces N—H) no pueden asociarse, por lo que son líquidos normales, con puntos de fusión y de ebullición de acuerdo con su masa molecular.

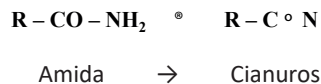
Propiedades químicas. Las amidas son los derivados de ácidos carboxílicos menos reactivos, debido entre otras causas, a la muy baja electrofiliidad del Carbono, y al carácter parcialmente doble del enlace Carbono-Nitrógeno. Veamos a continuación algunas reacciones características:

Reducción, las amidas se pueden reducir con hidruro de aluminio y litio (LiAlH_4) formando aminas:



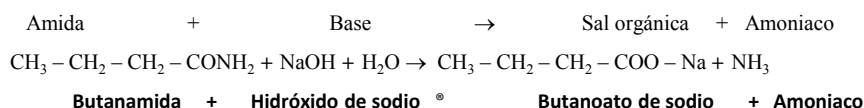
Deshidratación o formación de nitrilos

El pentóxido de fósforo (P_2O_5), enérgico deshidratante, elimina una molécula de agua de una amida, para generar un nitrilo:

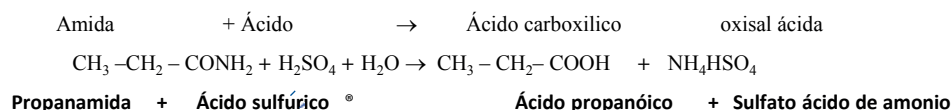


Hidrólisis. Las amidas se hidrolizan al ser calentadas con ácido o base en solución acuosa; la hidrólisis de amidas por ambos procedimientos es más lenta que la hidrólisis correspondiente a los ésteres, por lo que requiere de condiciones de reacción más drásticas.

Hidrólisis en medio básico



Hidrólisis en medio ácido



Usos y aplicaciones, las amidas no sustituidas de los ácidos carboxílicos alifáticos se utilizan ampliamente como productos intermedios, estabilizantes, agentes de desmolde para plásticos, películas, surfactantes y fundentes. Las amidas sustituidas, como la dimetilformamida y la dimetilacetamida tienen propiedades disolventes muy poderosas.

La *dimetilformamida* se utiliza principalmente como disolvente en procesos de síntesis orgánica y en la preparación de fibras sintéticas. También constituye un medio selectivo para la extracción de compuestos aromáticos a partir del petróleo crudo y un disolvente para colorantes. Tanto la *dimetilformamida* como la dimetilacetamida son componentes de disolventes de pinturas. La dimetilacetamida se emplea también como disolvente de plásticos, resinas y gomas y en numerosas reacciones orgánicas.

Algunas amidas alifáticas no saturadas, como la acrilamida, son monómeros reactivos que se utilizan en la síntesis de polímeros. La acrilamida se utiliza también en la síntesis de colorantes, adhesivos, en el engomado del papel y el apresto de textiles, en tejidos plisados y en el tratamiento del agua y las aguas residuales. En la industria del metal se utiliza para el procesamiento de minerales y en ingeniería civil, para la construcción de cimientos de presas y túneles. Las poliacrilamidas se utilizan ampliamente como agentes floculantes en el tratamiento del agua y de aguas residuales, y como agentes reforzadores en los procesos de fabricación de papel en la industria papelera. Los compuestos de amidas aromáticas son importantes productos intermedios en la industria de los colorantes y en medicina. Algunos también son repelentes de insectos.

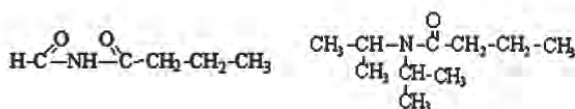
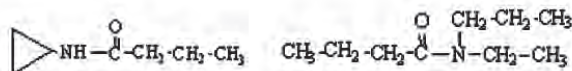


Desafío

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- | | |
|---|-----------------------------------|
| a) Etanamida. | b) Metanamida. |
| c) N-metilmetanamida. | d) N-Ciclopropiletanamida. |
| e) N-metiletanamida. | f) Propanamida. |
| g) 3-Hidroxibutanamida. | h) 3-Hidroxi-4-metilhexanamida. |
| i) Ácido 5-Fluor-4-carbamoilheptanoico. | k) N-etil-N-ciclobutilontanamida. |
| l) Triacetanamida. | |
| m) N-isopropildiacetanamida. | |
| n) N,N-t-butilbutanamida. | |
| ñ) 3-Metiloctanamida. | o) Ácido. |
| 5-carbamoilpentanoico. | |
| p) N-ciclopentildipropanamida. | q) 2-Yodo-2-cipropilpentanamida. |
| r) 4-hidroxi-3-pentenamida. | t) N-Isobutilpentanamida. |
| u) 2-Isobutilpentanamida. | |
| w) N,N-dietiloctanamida. | x) 2,2-dietiloctanamida. |

Nombra las siguientes fórmulas



1.3. Nitrilos

Notación

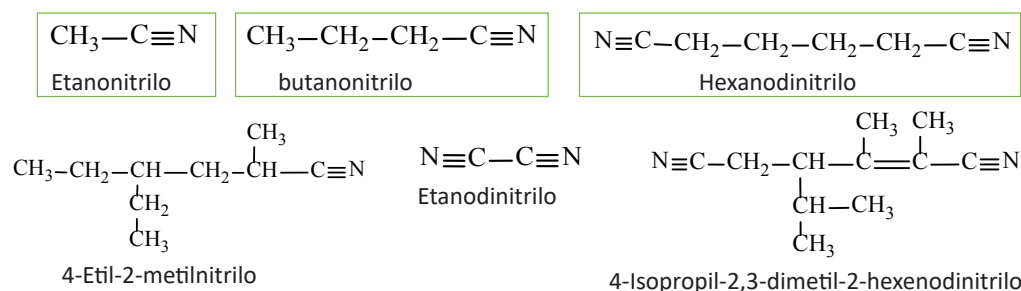
Los nitrilos son considerados como derivados del ácido cianhídrico HCN, se los llamados también cianuros orgánicos, se caracterizan por poseer en su molécula el grupo funcional ciano; por lo que a veces también se les denomina cianuros de alquilo.



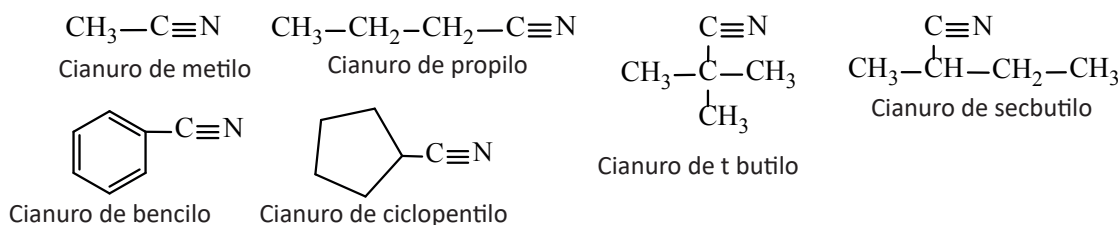
Nomenclatura

Hay varios sistemas válidos de nomenclatura para estos compuestos. En los casos sencillos las posibilidades son tres:

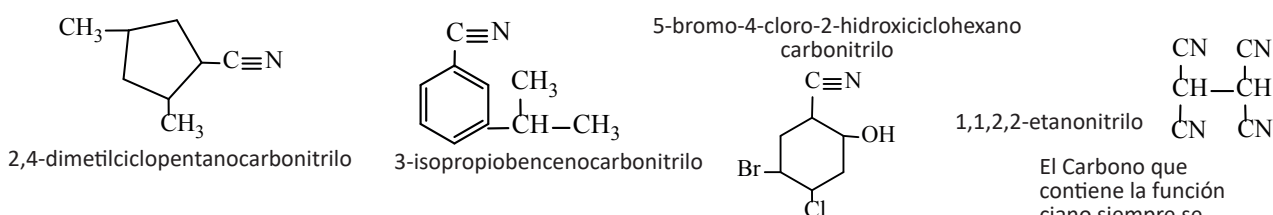
- Añadir el sufijo -nitrilo al nombre del hidrocarburo de igual número de átomos de Carbono.



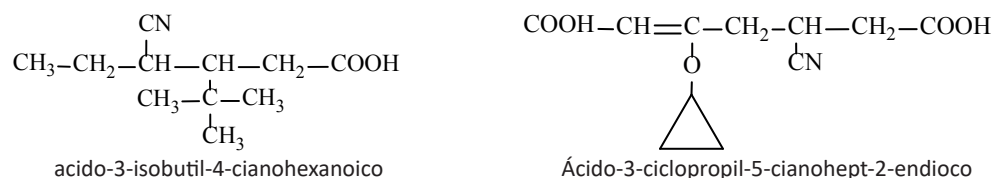
- Considerarlo como un derivado del ácido cianhídrico HCN, se los nombra anteponiendo la palabra Cianuro, luego se escribe el nombre del radical alquilo, donde el radical alquilo o arilo debe terminar en ...ilo, ejemplo:



- Este caso se aplica a compuestos cíclicos principalmente, los nitrilos unidos a los anillos cíclicos se nombran terminando el nombre del anillo en ...carbonitrilo. Esto también se aplica cuando se lo nombra como sustituyente, ejemplo:



- Cuando actúan como sustituyentes en una cadena; es decir, cuando existe una función más importante que un ciano; se emplea la palabra ...ciano, precediendo el nombre de la cadena principal. Ejemplos:



Propiedades físicas. El enlace triple $\text{C}\equiv\text{N}$ difiere bastante del $\text{C}-\text{C}$, siendo algo más fuerte y mucho más polarizado, en el sentido $+\text{C} \text{ N}^-$, lo mismo que ocurría en el enlace $\text{C}=\text{O}$. La gran polaridad del enlace $\text{C}\equiv\text{N}$ provoca que los nitrilos tengan puntos de ebullición bastante elevados (en relación con su peso molecular). Asimismo, son buenos disolventes de compuestos orgánicos polares, como ácidos carboxílicos, aldehídos y cetonas, etc., siendo a su vez relativamente solubles en agua.

Propiedades químicas. Los nitrilos presentan propiedades básicas, por hidrólisis alcalina o ácida originan una amida, si es continua, se obtiene un ácido. Por reducción con LiAlH_4 , se obtienen aminas.

Los nitrilos, aunque no contienen el enlace C=O, se consideran a veces como derivados funcionales de los ácidos carboxílicos, porque su hidrólisis (en medios ácidos o básicos) regenera el ácido primitivo, lo mismo que ocurriría en los halogenuros, anhídridos, ésteres y amidas. En el caso de los nitrilos, la hidrólisis transcurre a través de una amida como producto intermedio.

También pueden adicionar hidrógeno al triple enlace, con lo que se reducen a aminas. Entre los nitrilos más importantes merece citarse el acrilonitrilo:



Que se prepara en gran cantidad por adición catalítica de cianuro de hidrógeno al acetileno, y tiene un gran interés en la industria de plásticos, para la fabricación de polímeros vinílicos.

Existen otros compuestos íntimamente relacionados con los nitrilos; son los llamados isonitrilos o isocianuros, de fórmula general: $\text{R}-\text{N}-\text{C}$

y que resultan como subproductos en la obtención de nitrilos. Debido a la separación de cargas eléctricas en la molécula, los isonitrilos son mucho más reactivos e inestables que los nitrilos y se convierten en éstos por simple calefacción.

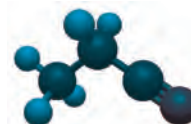
Síntesis u obtención, los nitrilos se obtienen a partir de la reacción de un halogenuro de alquilo, con el cianuro de potasio. Los nitrilos alifáticos pueden obtenerse mediante la sustitución nucleófila del átomo de halógeno de un halogenuro de alquilo por ataque del agente nucleófilo CN^- , procedente de un cianuro alcalino, según la reacción esquemática:



Este método no puede utilizarse para la obtención de nitrilos aromáticos, puesto que los halogenuros de arilo son muy inertes a la sustitución nucleófila. Por ello, en lugar de éstos se utilizan las sales de diazonio, en las que puede sustituirse fácilmente el grupo diazo por un agente nucleófilo, según la reacción esquemática:

Usos y aplicaciones de los nitrilos

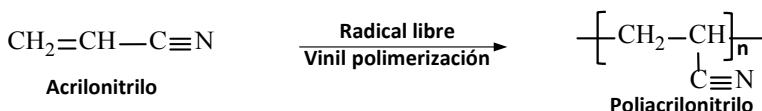
El acrilonitrilo. Es un líquido de incoloro a amarillo pálido y volátil que es soluble en agua y en los disolventes orgánicos más comunes tales como acetona, benceno, tetracloruro de Carbono, etil acetato y tolueno. Se derrite a -84°C y hierve a 77°C . Se produce comercialmente por medio de la amoxidación del propileno, en la cual propileno, amonio y aire se hacen reaccionar por medio de un catalizador en un lecho fluidificado.



Molécula de acrilonitrilo

El acrilonitrilo es usado principalmente como un co-monómero en la producción de fibras acrílicas y modacrílicas. Los usos incluyen la producción de plásticos, coberturas de superficie, elastómeros de nitrilo, resinas de barrera y adhesivos. También es un intermediario químico en la síntesis de varios antioxidantes, productos farmacéuticos, tintes y agentes activos de superficie. Hace tiempo, el acrilonitrilo era usado como fumigador para mercancías alimentarias, molienda de harina, y equipos de procesamiento de alimentos de panadería (HSDB, 1994).

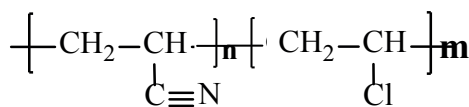
El poli(acrilonitrilo). Es un polímero vinílico, y un derivado de la familia de los acrilatos poliméricos. Se hace a partir del monómero acrilonitrilo, por medio de una polimerización vinílica por radicales libres:



El poli(acrilonitrilo) la molécula como tal no tiene mucha utilidad, excepto para hacer otro polímero, la fibra de Carbono. Pero los copolímeros que contienen principalmente poli(acrilonitrilo), se utilizan como fibras para hacer tejidos, como medias y suéteres, o también productos para ser expuestos a la intemperie, como carpas y otros. Si la etiqueta de cierta prenda de vestir dice "acrílico", entonces es porque la prenda está hecha con algún copolímero de poli(acrilonitrilo). Generalmente son copolímeros de acrilonitrilo y metil acrilato, o acrilonitrilo y metil metacrilato:



A veces también hacemos los copolímeros a partir de acrilonitrilo y cloruro de vinilo. Estos copolímeros son retardantes de llama y las fibras hechas de ellos se llaman fibras modacrílicas.



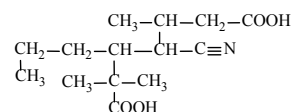
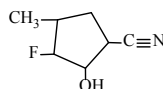
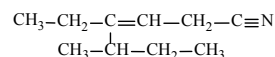
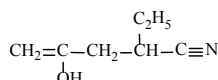
Poli (acrilonitrilo-co-vinil clorhidrico)

**Desafío**

En tu cuaderno, escribe la fórmula de los siguientes compuestos

- | | |
|--|---|
| a) Propanonitrilo. | b) 2,2-dimetilpentanonitrilo. |
| c) Octanonitrilo. | d) 2-isobutil-3-metilhexanonitrilo. |
| e) Butanodinitrilo. | f) 3-yodo-3-etilhexanonitrilo. |
| g) Isopentanonitrilo. | h) Ácido 3-bromo-5-cianoheptanoico. |
| i) Vinilnitrilo. | j) Ácido 2-cloro-3-cianooctanoico. |
| k) Isopropanonitrilo. | l) 4-ciano-2-metil-butanal. |
| m) 4-metil pentano nitrilo. | n) Terbutanonitrilo. |
| ñ) Ácido 3-cianopentanoico. | |
| o) 3-metilbencenonitrilo. | |
| q) 2,4-dimetil-1,6-hexanodinitrilo. | |
| r) 3-metilbutanonitrilo. | t) Ácido 2,2-diisopropil-4-cianoheptanoico. |
| u) Ácido-4-hidrox-3,5-dimetil-6-cianoheptanoico. | |

Nombra las siguientes fórmulas



2. Síntesis de sustancias orgánicas en la industria y medicina

La síntesis orgánica es una de las aplicaciones importantes de la química orgánica, en donde la síntesis química correspondiente a este campo en particular consiste en la producción de compuestos químicos a partir de compuestos simples mediante el empleo de reacciones químicas.

Primera síntesis orgánica. La síntesis de compuestos es una de las partes más importantes de la química orgánica. La primera síntesis orgánica data de 1828, cuando Friedrich Wöhler obtuvo urea a partir de cianato amónico. Desde entonces, alrededor de 10 millones de compuestos orgánicos han sido sintetizados a partir de compuestos más simples, tanto orgánicos como inorgánicos.

Aplicación de la síntesis orgánica. La finalidad es obtener compuestos que puedan ser utilizados en otros campos de la ciencia (farmacia, biología, cosmetología, petroquímica, agricultura, etc.) o bien mejorar algún producto o proceso industrial, cuidando aspectos como la optimización de recursos, selectividad del resultado, eficiencia del producto y protección del medio ambiente, siendo estos el reto de esta área.

Tipos de síntesis. Dentro del campo de la síntesis orgánica, se pueden dar: la síntesis total y la síntesis parcial, que se diferencian por el origen y complejidad de los precursores químicos utilizados. En el primer caso son, a menudo, compuestos derivados del petróleo, de estructura simple, y en el segundo, productos naturales de estructura más compleja.

- **Síntesis total.** Es la síntesis química completa de moléculas orgánicas complejas a partir de piezas más simples, generalmente sin la ayuda de procesos biológicos. Este tipo de síntesis parte de moléculas simples, comercialmente asequibles, habitualmente derivadas del petróleo. Algunas veces se usan productos naturales brutos (por ejemplo, azúcares) como materiales iniciales, y se asume que han sido o pueden ser sintetizados a partir de sus elementos constituyentes. Las moléculas a las que se desea llegar, pueden ser productos naturales, ingredientes activos medicinalmente importantes, o compuestos orgánicos de interés teórico en química o biología. Ejemplos de síntesis total: a) síntesis del colesterol, b) síntesis de la cortisona, c) síntesis de la Reserpina.

- **Síntesis parcial o semisíntesis.** Síntesis donde se parte de un producto natural, que no ha sido previamente sintetizado, sino extraído y purificado de organismos por métodos de separación de mezclas, que sí es fácilmente accesible. Se usa cuando es una alternativa mejor a una síntesis total. Ejemplos de síntesis parcial: a) Penicilinas naturales.

Materias Primas. La Industria química orgánica utiliza varias fuentes de materias primas para preparar la gran variedad de productos orgánicos que hay en el mercado; petróleo, carbón, gas natural y materias obtenidas de plantas y animales (semillas oleaginosas, grasas, madera). Actualmente la más importante es el petróleo. En la preparación de compuestos orgánicos industriales hay que considerar no sólo que los procesos sean viables desde un punto de vista cinético y termodinámico, además, de la economía del proceso. Hay que considerar también factores medio ambientales; si un proceso es químicamente viable y económicamente atractivo, pero se producen subproductos nocivos o de efectos adversos para las personas empleadas en su fabricación habrá que abandonar dicho proceso.

Industria Petroquímica básica. Además de combustibles, proporciona, los productos básicos de la industria química orgánica son: metano, etileno, propeno, butenos, benceno, tolueno y xilenos. Todos ellos constituyen las materias primas

básicas para la Industria de los productos intermediarios, los que se transformarán en una serie de productos secundarios que son utilizados por las industrias denominadas finalistas. El petróleo es una sustancia bien compleja, de la cual, mediante diferentes procesos físicos y químicos es posible obtener toda clase de: plásticos, resinas, detergentes, asfaltos, gases, betunes y fibras sintéticas, todos estos procesos se realizan mediante una cuidadosa regulación medioambiental que evite daños a las personas y la madre tierra.

Industria de los plásticos. Es el suministrador principal de la industria del automóvil, en un elemento tan fundamental como los neumáticos. También se emplean, en algunas de sus variedades, para los calzados y para la construcción de recubrimientos de terrazas y tejados. Los polímeros tienen aplicaciones simples y muy complejas desarrolladas durante el último siglo, cada día se investiga para hacer de estos materiales, más amigables con el ambiente, que permitan ser usados a microescala (nanomateriales), o mejoren la calidad de los productos cotidianos. Una de las principales sustancias que se aplica en la industria de los plásticos son los elastómeros.

Tipos de elastómeros

-Insaturados. Son los que contienen enlaces Carbono-Carbono dobles o triples. En este caso, tanto la vulcanización con azufre como sin azufre puede curar los elastómeros insaturados como el polibutadieno, el caucho de cloropreno, el caucho de butilo, el caucho de nitrilo o el poliisopreno sintético.

- Saturados. Este tipo de elastómeros poseen una estabilidad superior frente al ozono, el calor, el oxígeno y la radiación; solo reaccionan en un número limitado de situaciones bajo condiciones específicas. Algunos de ellos son el caucho poliacrílico, el caucho de silicona, las amidas en bloque de poliéter o el acetato de etileno-vinilo, entre otros.

Propiedades de los elastómeros. Las dos propiedades más relevantes de los elastómeros son: la viscosidad y la elasticidad. Los elastómeros suelen ser muy viscosos, por lo que fluyen lentamente bajo la fuerza y también presentan una gran elasticidad, es decir, la capacidad de volver a su forma original después de ser estirados o comprimidos bajo una fuerza, lo que los hace más resistentes a la rotura o al agrietamiento.

Aplicaciones industriales de los elastómeros. Los elastómeros cumplen usos fundamentales en industrias de todo tipo gracias a sus propiedades flexibles, elásticas e insolubles entre otras. Algunas de sus aplicaciones industriales son las siguientes:

- **Industria automovilística.** Fruto de su resistencia a la fusión, los elastómeros termoestables se utilizan para fabricar neumáticos, ciertas juntas en el diseño del automóvil o la fabricación de componentes expuestos al calor durante el funcionamiento.
- **Productos de consumo habituales.** Suelas de los zapatos de caucho natural, trajes de neopreno, chupetes de silicona para bebés y prendas de vestir elásticas son algunos de los productos fabricados con elastómeros que se utilizan en el día a día.
- **Construcción.** Selladores para rellenar grietas y huecos o adhesivos, así como los materiales aislantes de cables eléctricos están fabricados con elastómeros.
- **Industria petrolífera.** Los elastómeros sintéticos fabricados a partir de productos del petróleo tienen una amplia variedad de aplicaciones. Algunas de ellas son las juntas hidráulicas que se utilizan para evitar fugas en las plantas petrolíferas o las mangueras.
- **Industria de materiales.** Los productos y herramientas industriales a menudo contienen elastómeros, como el neopreno utilizado en las correas industriales, la silicona para los lubricantes o el caucho natural aplicado a las juntas.
- **Medicina.** Algunas prótesis que requieren flexibilidad, moldes, guantes, lubricantes y otros productos que necesitan un alto nivel de resistencia térmica se fabrican con elastómeros.
- **Impresión 3D.** Muchas impresoras 3D utilizan elastómeros termoplásticos como material de base para los productos impresos.

Resinas y fibras sintéticas. Es el sector en el que se emplean con mayor profusión los intermedios petroquímicos y representa un consumo de la mitad de la totalidad de los productos químicos producidos. Abarca, cauchos, elastómeros, fibras sintéticas, adhesivos y los plásticos propiamente dichos. Son aquellas obtenidas a partir de polímeros sintéticos derivados del petróleo. Las más comunes son: a) poliéster (existen derivados retardantes de flama como el Avora y Trevira). b) acrílico. c) polipropileno (olefínica).

- **Nylon.** La fibra sintética es una fibra textil que se obtiene por síntesis orgánica de diversos productos derivados del petróleo. Las fibras artificiales no son sintéticas, pues proceden de materiales naturales, básicamente celulosa. 6. 4.3. Industria de los agentes tenso activos. Este sector consume unas grandes cantidades de materias primas petroquímicas y de grasas naturales. La mayor parte de los tensoactivos se dedican a detergentes. Otras aplicaciones de menor consumo son la preparación de emulsiones, separación de minerales por flotación y bactericidas entre otras. d) Industria farmacéutica El sector farmacéutico es el de mayor valor añadido y el que tiene mayor diversidad de productos (antibióticos, hormonas, enzimas, vitaminas, fungicidas, antiparasitarios, analgésicos, anestésicos y sulfamidas entre otros muchos).

- **Industria agroquímica (biocidas y pesticidas).** Los productos agroquímicos logran salvar entre el 30 y el 50% de las cosechas, pero como contrapartida negativa, muchos son tóxicos, otros teratógenos y cancerígenos, por lo que algunos

se han retirado del mercado. En la actualidad se han descubierto biocidas que impiden el desarrollo de todas especies vegetales y son al mismo tiempo biodegradables.

- **Insecticidas.** Los insecticidas destruyen las plagas de insectos tales como escarabajos, moscas, pulgones, saltamontes entre otros insectos destructores.

- **Fungicidas.** Los fungicidas protegen a las plantas de los hongos. Los efectos devastadores de las enfermedades de las plantas se conocen desde muy antiguo.

- **Símbolos de seguridad en la industria.** Las materias primas empleadas en procesos industriales a gran escala, deben ser cuidadosamente manipuladas, almacenadas y empleadas de tal manera que no afecte el desarrollo de las actividades dentro de la empresa, reduciendo las situaciones de riesgo y peligro. Por estas razones es importante conocer la simbología empleada a nivel internacional para el uso de los productos químicos dentro de los procesos; estos símbolos de seguridad surgen de la necesidad de reconocer con facilidad los riesgos en la manipulación prolongada de ciertas sustancias que en altas concentraciones son perjudiciales para los seres vivos. La normativa que rige esta simbología, es proporcionada por la National Fire Protection Association (NFPA por sus siglas en inglés).

3. Obtención y sus aplicaciones en seguridad alimentaria

La seguridad alimentaria es una preocupación para cualquier familia, sociedad; ya que la escasez de recursos hídricos, la descertificación de los suelos, las condiciones climatológicas son algunas de las amenazas que ponen en riesgo la alimentación de las personas. Para cuidarnos de este riesgo es que, la industria y la agroindustria debe jugar un rol muy importante, aprovechando a lo máximo los recursos naturales, mejorando y optimizando los diferentes métodos y técnicas de producción tanto en el campo como en los procesos de transformación y mejoramiento de los alimentos. Los gobiernos deben brindar las facilidades y oportunidades para una mejor producción de alimentos, fomentar la investigación de nuevas técnicas y tecnologías. Las familias también deben garantizar la seguridad alimentaria de sus miembros, consumiendo la cantidad necesaria de alimentos y que estos sean de calidad, que colmen la expectativa nutricional.

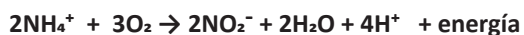
4. La urea y su aplicación en la producción agroindustrial

El Nitrógeno (N). Es el elemento químico que influye directamente en la producción agrícola en forma cuantitativa y cualitativa. Aumenta el área foliar, expansión foliar, grosor de hojas y tasa de fotosíntesis. El suministro de N mejora el proceso fotosintético y en consecuencia, se incrementa la duración del área foliar, tasa de asimilación neta, producción de biomasa y rendimiento (Khanzada, 2016).

El Nitrógeno es absorbido por las plantas principalmente en forma de iones nitrato (NO_3^-) o amonio (NH_4^+). Las plantas utilizan estas dos formas en sus procesos de crecimiento. Casi todo el N que absorben se halla en forma de nitrato. Existen dos razones: la primera, el nitrato es móvil en el suelo y se desplaza en el agua hacia las raíces de las plantas, donde es absorbido. Además, el amonio está ligado a la superficie de las partículas del suelo y no se puede mover hacia las raíces. La segunda, en condiciones adecuadas de temperatura, aireación, humedad y pH del suelo, los microorganismos transforman todas las formas de nitrógeno del suelo en nitrato (Galloway, 2004).

Ciclo del nitrógeno en el suelo. La mayor parte de Nitrógeno en el suelo se encuentra formando parte de la materia orgánica, por lo que no es utilizable para él vegetal. Sólo alrededor 2% de este nitrógeno se hace disponible para las plantas al año. En la Figura se presenta el ciclo del nitrógeno, el N de la materia orgánica se mineraliza por medio de dos procesos microbianos. En el primero, las proteínas y los compuestos relacionados se descomponen en aminoácidos mediante la reacción denominada aminización. Los organismos del suelo obtienen energía a partir de este proceso y utilizan parte del N de los compuestos aminados en su propia estructura celular.

En el segundo proceso, llamado amonificación los compuestos aminados se transforman en amoniaco (NH_3) y amonio (NH_4^+). Los dos procesos, aminización y amonificación, se conocen como mineralización (Cantarella, 2018). El amonio es convertido en nitrato principalmente por dos grupos de bacterias. Las del género *Nitrosomonas* convierten el amonio en nitrito:



Luego, nitrobacter convierte el nitrito en nitrato:



Este proceso de dos etapas, se le llama **nitrificación**. La tasa de nitrificación en los suelos es fuertemente dependiente de la temperatura, el contenido de agua y el pH del suelo. La temperatura óptima para la nitrificación varía dependiendo de la ubicación geográfica y la profundidad del suelo.

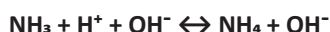
Esta variación es aparentemente causada por la adaptación de las bacterias al ambiente. Consecuentemente, suelos de áreas frías tienen una temperatura óptima menor para la nitrificación que suelos de áreas más cálidas. Del mismo modo,

suelos con horizontes profundos, los cuales son usualmente expuestos a bajas temperaturas, poseen temperaturas óptimas menores para la nitrificación que los horizontes superficiales.

Pérdidas de nitrógeno y su efecto ambiental. Las mayores pérdidas de nitrógeno del suelo se deben a la remoción por cosechas, a la volatilización y a la lixiviación. En caso de un exceso de humedad, el nitrógeno mineral (NO_3^-) puede lixiviarse más allá del alcance de los cultivos de raíces comestibles. La lixiviación se define como el movimiento hacia abajo del NO_3^- ; a través, del suelo por infiltración y flujo del agua. Adicionalmente, bajo ciertas condiciones, algunas formas inorgánicas de nitrógeno se pueden convertir a gases y perderse hacia la atmósfera. Las principales rutas son la denitrificación y la volatilización (Galloway, 2004).

- **Denitrificación.** La denitrificación es el proceso opuesto a la fijación biológica en la cual los óxidos de nitrógeno (NO_3^- y NO_2^-) son reducidos paso a paso por la enzima reductasa a óxido nítrico (NO) y óxido nitroso (N_2O), que finalmente se transforma en nitrógeno gaseoso (N_2), lo que implica pérdida de Nitrógeno del suelo a la atmósfera y polución ambiental. (Trenkel, 2010).

- **Volatilización el NH_3 .** Es un gas volátil y se dispersa a la atmósfera desde las soluciones acuosas, en el agua:



Este equilibrio depende del pH de la solución del suelo, por encima de un pH de cinco las pérdidas gaseosas aumentan. Es por ello que la volatilización ocasiona mermas significativas en suelos secos, ácidos y calcáreos (Loomis y Connor, 2002; Maddonni, 2004). La pérdida de N por volatilización de NH_3 puede ser la principal causa de la baja eficiencia de algunos fertilizantes amoniacales.

- **Lixiviación.** La lixiviación de nitratos (NO_3^-) es inevitable a pesar de la implementación de mejores prácticas agrícolas, tales como el manejo del recurso hídrico y la adecuada fertilización nitrogenada.

En síntesis, la desnitrificación, volatilización y lixiviación, disminuyen la eficiencia del uso del nitrógeno que se adiciona, se estima que únicamente la mitad de Nitrógeno en forma de fertilizante aplicado a los cultivos es incorporada en la biomasa de éstos, mientras que la otra mitad se pierde en forma gaseosa a la atmósfera o se lixivia desde el suelo hacia cuerpos de agua (Galloway, 2003; Vivian, 2018). El Nitrógeno al pasar por otros ecosistemas terrestres, reduce la biodiversidad, contamina el aire, el agua y agrava el calentamiento global (Schlesinger, 2009; Baeta, 2016).

Los fertilizantes nitrogenados son necesarios, ya que gracias a ellos se mejora la producción de los cultivos. Después del agua y la temperatura se considera como el tercer factor en importancia en la producción de alimentos de origen vegetal. La urea como fertilizante, presenta la ventaja de proporcionar un alto contenido de nitrógeno (46%), el cual, es esencial en el metabolismo de la planta. La mayor desventaja que tiene es la pérdida de nitrógeno (N) en forma de gas amoníaco (NH_3), proveniente de su descomposición al ser aplicada al suelo.

Bolivia productor de fertilizantes químicos. Se ha iniciado por primera vez en su historia, la producción de dos fertilizantes químicos importantes para la agricultura: la urea producida en la planta de Bulu Bulu (Chapare-Cochabamba) y el muriato de potasa (cloruro de potasio) en base a los yacimientos evaporíticos del Salar de Uyuni. Estos fertilizantes proporcionaran dos macronutrientes indispensables para el crecimiento y desarrollo de las plantas: nitrógeno y potasio respectivamente. La urea es un fertilizante nitrogenado, producido en este caso a partir de una síntesis química del gas. Gracias a la planta del Chapare, Bolivia dejara de importar cerca de 27.000 Tn, cantidad que equivale a la demanda interna de los últimos años (mientras que la demanda interna del fertilizante potásico en el país no excede las 3.000 Tn (la demanda de nutrientes va en aumento).

La producción local de estos dos fertilizantes, incidirá en primer lugar en la disminución sustancial del costo en el mercado interno (los costos en Bolivia son superiores a los de los países vecinos, debido a los costos de transporte, impuestos y otros) y segundo que al convertirse Bolivia en un país productor, estos abonos estarán a disposición de los productores lo que permitirá su masificación en el agro boliviano y también su exportación, lo que generara ingresos interesantes para el país. En las décadas del 80 y 90, los fertilizantes químicos como el fosfato di amónico, la urea y otros abonos compuestos, generalmente fueron utilizados en Bolivia en pequeña escala en comparación a países vecinos. Estos abonos provenían principalmente de las donaciones otorgadas por algunos países (Japón y Holanda) y por importaciones realizadas por algunas empresas y el propio gobierno.

Los cultivos que recibían mayores dosis de estos abonos eran principalmente la papa, maíz para choclo y hortalizas. En la actualidad se ha incrementado sustancialmente el uso de la urea en otros cultivos como arroz, girasol, trigo, caña de azúcar, coca y otros. Este mayor uso, está orientado principalmente a mejorar los rendimientos de los cultivos, debido a que el nitrógeno se encuentra en nuestros suelos en forma deficitaria, ya sea por la baja fertilidad natural de este recurso (Altiplano, Bloque Oriental, Chaco y otras regiones) o por la sobre explotación y deterioro que vienen sufriendo las tierras de cultivo desde hace décadas.

El Nitrógeno en el suelo, se encuentra principalmente ligado a la materia orgánica, es fundamental para el desarrollo de las plantas y forma parte de cada célula. Participa en la síntesis de la clorofila y por lo tanto está involucrado en los procesos de la fotosíntesis. Es componente de los aminoácidos, proteínas, vitaminas y otros compuestos. La deficiencia

de N en plantas incide en su crecimiento, las hojas son pequeñas y de color amarillo (clorosis), tallos débiles y por consiguiente una baja producción de biomasa y rendimientos.

Impactos y tendencias del modelo agroindustrial en las tierras bajas de Bolivia. Actualmente en Bolivia se está discutiendo el impacto del modelo productivo agroindustrial en las tierras bajas y su repercusión en toda Bolivia que se ha intensificado en los últimos años trayendo consigo efectos adversos para los bosques, los medios de vida de la población rural, la biodiversidad, las áreas protegidas, la presión que ejercen sobre los territorios indígenas, pero sobre todo por la influencia que despliegan sobre los recursos naturales finitos dado el enfoque extractivista del modelo para su aprovechamiento.

La agroindustria que se refiere a la transformación de productos procedentes de las actividades agrícolas, ganaderas, forestales y pesca, entre otros, forma parte de un concepto más amplio de agronegocio, que incluye proveedores de insumos (semillas, agroquímicos, maquinaria, etc.) y distribuidores de alimentos y de productos no alimentarios procedentes de la agroindustria a través del apoyo a la comercialización, logística, inversión de capital, y provisión de otros servicios (Henson y Cranfield, 2013; FAO, 2007).

En sí, el agronegocio es el complejo de actividades empresariales realizadas en el sector agrícola, pecuario, forestal y otros para obtener ganancias (Rojas, 2009) y, se considera a los mismos como cadenas de valor que se centran en dar satisfacción a las demandas y preferencias del consumidor mediante la incorporación de prácticas y procedimientos que incluyen todas las actividades dentro y fuera de la unidad de producción (IICA, 2010). Por su parte Castañón (2017) indica que este modelo es altamente intensivo en capital y tecnología y se encuentra fuertemente controlado por capitales transnacionales, desde la provisión de insumos agrícolas hasta la comercialización final y, por lo general, el control sobre la cadena productiva está concentrado en manos de grupos de empresas multinacionales.

En la actualidad, la agroindustria y el agronegocio permiten a nivel global nuevas dinámicas entorno al sector agroalimentario, generando centros de acumulación del capital y espacios geográficos claves de producción que tienen implicancias para el sector agrícola, los medios de vidas rurales, la seguridad alimentaria, el medio ambiente y el desarrollo nacional (Mckay, 2018). La cadena de valor industrial de la agricultura se ha convertido en un modelo dominante para el desarrollo rural y, de la mano de corporaciones poderosas, instituciones internacionales de cooperación y desarrollo, así como de actores estatales, se expande continuamente hacia nuevas fronteras y, se presenta como la única vía para aliviar la pobreza rural y la alimentación (Mckay, 2018). Si bien la agroindustria se la considera importante por la generación de fuentes de empleos y su contribución a la economía en los países en desarrollo (Ickis, 2009), también presenta riesgos en términos de equidad, sostenibilidad e inclusión; es decir, cuando existe un poder de mercado desequilibrado en las agrocadenas (cadenas de valor), la adición y la captación de valor pueden estar concentradas en uno o pocos participantes de la cadena, perjudicando a los demás (Da Silva y Baker, 2013).

En el caso de Bolivia, la actividades agrícolas y surgimiento de la agroindustria en los años 50, viene impulsando el cultivo de oleaginosas como la soya, girasol y otros monocultivos agroindustriales como la caña, trigo, sésamo, sorgo, algodón, etc., todas implementadas en tierras bajas, sobre todo en el departamento de Santa Cruz.

En contraste, las pequeñas UPA (con superficies menores a 50 hectáreas), por lo general son de la agricultura familiar de campesinos e indígenas, representan el 91,42% (787.720) del total de UPA, no obstante, sólo abarcan el 13,89% (4.812.991,10 hectáreas) de las tierras agropecuarias con tal potencial, aunque aún o queda claro las UPA forestales de grandes extensiones de la Amazonía o tierra bajas de Bolivia. Estas unidades se localizan en todo el país, aunque según el INE (2015) indica que están sobre todo en los departamentos de La Paz, Cochabamba, Potosí (Altiplano y Valles) en más del 60% y posteriormente en Santa Cruz y los demás departamentos. Sobre todo, las UPA de la agricultura familiar abastecen con productos alimenticios el mercado interno, tales como hortalizas, tubérculos, frutas y otros; de esta manera, podemos observar que por un lado la agroindustria está ligada mayormente al mercado externo con prácticas agro extractivistas y la agricultura familiar al mercado interno con prácticas más sustentables y resilientes (Cartagena y Peralta, 2020; Torrico, 2017). Según el INE (2016) con base en el censo agropecuario del 2013, reportó que son 502.281 UPA que practican trabajo comunitario colectivo o familiar y otras 294.831 UPA participan en el sistema de trabajo denominado “mink’a o ayni” (sistema de trabajo de reciprocidad familiar en quechua o aymara, respectivamente).

La implementación de agroquímicos para potenciar la agroindustria, tiene su aspecto positivo y negativo, en lo positivo se puede rescatar que, al aumentar la frontera agrícola, se tiene mayor producción alimenticia garantizando la soberanía alimentaria de nuestro país, generando fuentes de empleo y dinamizando nuestra economía. En lo negativo se puede resaltar: la disminución de nuestra riqueza forestal, la fauna silvestre, el impacto medioambiental el cual produce cambios en el clima, incendios descontrolados, el daño a las comunidades indígenas.



¡REALICEMOS LA VALORACIÓN!

Lee y comparte tus ideas
Contaminación de la Madre Tierra por plásticos

Hasta hace tres décadas atrás, hasta los años 80-90 del siglo pasado, las madres guardaban todo tipo de bolsas, y cuando iban al mercado era un afán alistar las bolsas, una para las papas, otra para el arroz, el azúcar y así para cada una de los alimentos que compraría; volviendo a la casa, se deberían guardar para la siguiente vez que se saldría de compras. Ni que decir de las botellas, las que predominaban, eran las botellas de vidrio, en ellas se vendían las gaseosas, el aceite, estas botellas eran retornables, en esos días, muy poco se hablaba de la contaminación ambiental, la única basura que se veía en las calles, era la biodegradable, producto de la descomposición de las frutas, o de desechos de cocina, no había contaminación por plásticos.

Hoy en día, cuando salimos a comprar algún producto a la tienda o al mercado por muy pequeño que sea el producto nos lo ponen, o pedimos una bolsa de plástico, los productos líquidos que consumimos también nos entregan en botellas de plástico desechable. Vivimos en una época y en un mundo donde la mayoría de los objetos que utilizamos son desechables, desde los vasos hasta los productos electrónicos. Después de ser utilizados estos objetos, una parte van a parar a los vertederos, otra, a los ríos, manantiales, al campo, los bosques; llegando a comprometer la flora y fauna, y el medio ambiente donde habitamos, poniendo en riesgo la vida silvestre, y la sostenibilidad de la agricultura y pecuaria de nuestro país y el planeta.

Respondemos en nuestro cuaderno las siguientes preguntas:

- ¿Antes de la proliferación de los plásticos, de qué material estarían hechos las bolsas que se utilizaban para realizar las compras en los mercados y las tiendas?
- ¿Por qué hoy en día se hace abuso de los plásticos?
- ¿Cómo podemos controlar la utilización de bolsas plásticas?
- ¿Cómo podemos disminuir este tipo contaminación?
- ¿Los plásticos son perjudiciales o beneficiosos para el desarrollo de nuestras actividades diarias y el medio ambiente?
- ¿Qué noticia de la contaminación del medio ambiente es el que más impresión te causó?



¡ES HORA DE LA PRODUCCIÓN!

Experiencia productiva

Con la guía de tu maestro investiga cómo se puede obtener abono orgánico e investiga y describe el funcionamiento de una planta de urea.

Laboratorio

Fabricación de jabones aromáticos caseros a través de la saponificación en frío

Materiales		Reactivos
Vaso de precipitado de 500 ml	Moldes de plástico o de plástico u otro material	72 ml de Agua destilada o hervida
Jarra de 2 lt		28 g de Hidróxido de sodio (sosa caustica)
Papel aluminio	500 g de hielo	200 ml Aceite limpio de cocina
Papel toalla	Telas viejas	Hierbas, (esencias) y colorantes (opcional)
Guantes de goma		1 Cuchara de sal (Cloruro de sodio)

Procedimiento

En el vaso de precipitado colocar el agua, luego agregar el hidróxido de sodio, tener precaución en este proceso, utilizar siempre los guantes de goma para evitar quemaduras por el hidróxido de sodio. Agitar hasta lograr una solución homogénea.

En la jarra colocar el hielo y en la misma colocar el vaso de precipitado, esto con el fin de enfriar rápidamente la solución de hidróxido de sodio. Una vez que ya se enfríe la solución, sacar de la jarra.

El vaso de precipitado agitar, mientras se agita se debe agregar el aceite de cocina sin dejar de agitar, se puede agregar las hierbas previamente deben estar machacadas (lo cual servirán como esencia), también se debe agregar los colorantes, esto es opcional. Se debe seguir con la agitación por un tiempo aproximado de 15 a 20 minutos; seguidamente se agrega la cucharada de sal, continuar con la agitación por unos 5 a 7 minutos.

Se debe tener listo los moldes, en estos se debe vaciar la pasta que se forma en el vaso de precipitados, una vez realizado esta acción, se debe tapar muy bien con el papel aluminio.

Con las telas viejas se debe envolver los moldes para que la reacción química termine de producirse, esto ocurre después de tres días. Después de este tiempo realizar las pruebas de medición de calidad del jabón.

Discusión

¿Qué características debe tener un jabón para que pueda utilizarse sin ningún riesgo para la piel?



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.com/MinEduBol)
-  informacion@minedu.gob.bo
-  [\(591\) 71550970 - 71530671](https://www.whatsapp.com/59171550970)
-  [@minedu_bolivia](https://www.tiktok.com/@minedu_bolivia)