



COLEGIO DE
BACHILLERES
DEL ESTADO DE
QUINTANA ROO

Temas Selectos de Química

Material Didáctico del
Estudiante



V

SEMESTRE



Directorio

Dr. Rafael Ignacio Romero Mayo
Director General

Mtra. Yolanda del Rosario Loria Marín
Directora Académica

Lic. Mario Velázquez George
Subdirector Académico

Mtra. Cindy Jazmín Cuellar Ortiz
Jefa del Departamento de Docencia y Apoyo Académico

Elaboró:

Biol. Mario Delgadillo Cid, Docente del Plantel Playa del Carmen
Biol. Aurora Dionisio García del Plantel Bacalar
Biol. Dionicia Martínez Martínez Plantel Cancún III
Biol. Graciella Luciana Uitz Robledo del Plantel Cancún Uno
Q.C. Emilia Preza Ríos, Jefa de Materia del Área de Química

Revisión y aprobación:

Lic. Hidrobiól. Teresa De Los Ángeles Martínez Durán, Docente del Plantel Cancún IV
Q.B.B. Alejandro Euan Canto, Docente del Plantel Cancún Uno
Q.C. Emilia Preza Ríos, Jefa de Materia del Área de Química

Diseño de portada:

Lic. Juan Naim Góngora Piña, **Responsable del Área de Comunicación y Difusión**

Derechos Reservados

© Colegio de Bachilleres del Estado de Quintana Roo 2021

Avenida Héroes #310 entre Justo Sierra y Bugambilias.

Col. Adolfo López Mateos

Chetumal, C.P. 77010, Othón P. Blanco, Quintana Roo



PRESENTACIÓN

Estimada y estimado estudiante:

Me es grato darte la bienvenida al nuevo semestre que estás por iniciar. En la Dirección General del Colegio de Bachilleres del Estado de Quintana Roo, estamos comprometidos con el desarrollo educativo que recibirás durante el bachillerato; por ello, el cuadernillo que ahora posees, es producto de un esfuerzo y trabajo conjuntos entre los docentes y los responsables de las áreas académicas de nuestras oficinas centrales.

Si bien es cierto la pandemia trajo consecuencias negativas, ello no representa un impedimento para no cumplir con nuestra labor educativa, razón esencial de nuestra gran institución. Por ello, hoy más que nunca, la labor académica es vital para alcanzar nuestro principal objetivo: tu formación escolar que contribuya a consolidar tu proyecto de vida.

El contenido de este *Material didáctico del estudiante*, te permitirá ejercitar los contenidos de tus diferentes programas de estudio. Por supuesto, estarás respaldado por la asesoría y seguimiento de cada uno de tus docentes y autoridades educativas. Cada una de las personas que laboramos en el Colegio de Bachilleres del Estado de Quintana Roo ponemos lo mejor de nosotros para seguir caminando juntos para generar resiliencia y fortalecer las competencias académicas y socioemocionales que nos permitan salir adelante.

Te invito a no bajar la guardia en lo académico y en el cuidado de tu salud. Trabaja intensamente, con compromiso y con responsabilidad; sé responsable y perseverante, ello te llevará al éxito y a cumplir tus metas. Te deseo lo mejor para este semestre que inicia.

Dr. Rafael Ignacio Romero Mayo
Director General



ÍNDICE

Presentación		3
Introducción		5
Bloque “Cero”	Aprendizajes previos	
	Actividad 1. Conocimiento de los materiales, equipo, reactivos y medidas de seguridad en el laboratorio.	7
	Actividad 2. Magnitudes y unidades de medida.	14
	Actividad 3. Elaboración de gel antibacterial y antiviral.	25
Bloque I	Estados de agregación de la materia y nomenclatura química.	
	Actividad 1. Características físicas del sólido y el líquido	28
	Actividad 2 Características del estado gaseoso	36
	Actividad 3 “Tipos de compuestos inorgánicos, conozcamos la importancia en nuestra vida cotidiana”.	47
Bloque II	Estequiometría	
	Actividad 1. El balanceo de las reacciones químicas.	60
	Actividad 2. ¡A clasificar las reacciones químicas se ha dicho!	63
	Actividad 3. “Piensa en moles”	67
Bloque III	Soluciones	
	Actividad 1. Clasificación de Soluciones	76
	Actividad 2. Propiedades de ácidos y bases.	90
Instrumentos para la evaluación		99
Material sugerido para consulta		107
Bibliografía		110

INTRODUCCIÓN



Estimado estudiante del Colegio de Bachilleres, el presente cuadernillo “Material didáctico del estudiante” en la asignatura de Temas Selectos de química I, fue elaborado pensando en ti, está diseñado en base al programa de estudios de vigente, de la DGB (Dirección General de Bachillerato).

El enfoque de la disciplina en el bachillerato se busca consolidar y diversificar los aprendizajes logrados ampliando y profundizando los conocimientos, habilidades, actitudes y valores relacionados con el campo de las ciencias experimentales; promoviendo el reconocimiento de esta ciencia. La asignatura de Temas Selectos de Química I del Componente de Formación Propedéutica se imparte en quinto semestre del plan de estudios del Bachillerato General, la cual plantea que el estudiantado conozca las herramientas para relacionar los procesos de las bases de la Química Analítica con los procesos de los cálculos de Estequiometría, los estados de la materia y sus propiedades, cálculo de las distintas concentraciones de las soluciones y conceptos de ácidos y bases; dada la importancia de estas actividades en la industria química y la naturaleza ya que juegan un papel muy importante en la economía de su entorno social e incide en muchos aspectos de la vida cotidiana. Actuando con un alto sentido de honestidad, trabajo metódico, responsabilidad, todo ello bajo los criterios y normas de seguridad e higiene responsable siempre el impacto positivo en su contexto. El estudiantado podrá desarrollar Competencias Genéricas relacionadas principalmente con la participación en los procesos de comunicación en distintos contextos, la integración efectiva a los equipos de trabajos, y la intervención reflexiva empezando por su comunidad, para posteriormente alcanzar un nivel global siempre en apego al cuidado del medio ambiente.

La asignatura de Temas selectos de química uno está conformada por tres bloques.

Bloque I.- Estados de agregación de la materia y nomenclatura química. Explica las características de los estados de agregación de la materia, las leyes de los gases y las reglas de la nomenclatura de los compuestos químicos para su aplicación en ciclos biogeoquímicos y procesos industriales presentes en el entorno, favoreciendo el trabajo colaborativo, metódico y organizado.

Bloque II.- Estequiometria - Desarrolla los cálculos estequiométricos del reactivo limitante, eficiencia y pureza a partir de una ecuación química balanceada para aplicarlo en la resolución de problemas de su entorno favoreciendo el trabajo metódico y organizado.

Bloque III.- Soluciones. - Elabora propuestas utilizando la preparación de los distintos tipos de soluciones para resolver problemáticas de su entorno con una actitud crítica y responsable.

En cuanto a su estructura, el “Material didáctico del estudiante” se encuentra organizado en los tres bloques de aprendizaje que presenta una **lectura previa** para que puedas ir comprendiendo los contenidos temáticos. También encontrarás un apartado de una serie de **ejercicios y prácticas experimentales** que te permitirán identificar y recuperar las experiencias, los saberes, las preconcepciones y los conocimientos que ya has adquirido a través de tu formación. contextualizarlos a explicar y comprender los fenómenos con de que logres un aprendizaje significativo. Es importante que revises los **instrumentos de evaluación** que se te anexan para que **te sirva como guía para saber qué debe contener un trabajo y cómo debes ser realizado.**

Finalmente, se destaca que, en este curso a distancia, realizando en casa las actividades que incluye este cuadernillo, tu principal contribución es que adoptes un rol activo y participativo(a) para la construcción de tu propio conocimiento y el desarrollo de las competencias, a través de lo que podrás dar la respuesta y la contextualización adecuadas para resolver los problemas del entorno a los que te enfrentes, ya sean personales o profesionales. Te deseamos éxito en esta importante etapa de tu formación.

Tu profesor(a) de la asignatura de Temas Selectos de Química I.



Se te presenta un glosario para el uso de este cuadernillo y facilitar tu aprendizaje. El glosario icónico es la relación de figuras que encontrarás en diversas partes de tu “material didáctico del estudiante” de la asignatura de Temas Selectos de química I. Enseguida, se muestran junto con su definición, lo que te orientará sobre las actividades que deberás realizar en cada bloque durante el semestre, que son las siguientes:



Esta imagen te indica que deberás realizar una “lectura previa” sobre el tema, para que puedas ir comprendiendo la temática de cada una de las actividades de tu cuadernillo.



En este apartado se te darán las instrucciones para realizar los ejercicios como puede ser una actividad experimental, problemas y cuestionarios relacionados a cada uno de los bloques de la asignatura, que realizarás en tu libreta de química para el logro de un aprendizaje significativo.



La imagen te indica que deberás realizar una “actividad experimental” estas prácticas te apoyaran en los temas abordados en la lectura previa en cada actividad. Deberás tener todos los cuidados aun cuando estas en casa, te recomiendo que utilices la bata de laboratorio y sigas las instrucciones, en cada práctica.

En este espacio realizarás una “evaluación” de tu propio trabajo, misma que deberás ser honesto(a) para que puedas identificar los conocimientos que has adquirido y las habilidades que has desarrollado, así como las áreas que necesitas reforzar.



La imagen indica los “instrumentos de evaluación” que te servirán como guía para saber qué debe contener un trabajo y cómo debe ser realizado, verifica y corrige las actividades para obtener el puntaje más alto. Cada Bloque tiene sus instrumentos de acuerdo a la actividad correspondiente, verifícalo en las últimas páginas del cuadernillo.



La imagen indica referencias bibliográficas: Contiene un listado de referencias que utilizaron los profesores para diseñar el “Material didáctico del estudiante” de la asignatura. Se integra la bibliografía y páginas de internet de las cuales se tomó información, fuentes que nutrieron los contenidos de los temas abordados. Si tienes libros de química en casa te invitamos a leer y ampliar la información de esta asignatura.

Fuente: imágenes tomadas de internet.

“Nunca consideres el estudio como una obligación, sino como una oportunidad para penetrar en el bello y maravilloso mundo del saber” Albert Einstein.



BLOQUE 0. APRENDIZAJES PREVIOS

Actividad 1. Conocimiento y manejo de material, equipo y sustancias en el laboratorio de química.

- **Aprendizaje Esperado:** Conocer el material del laboratorio común en el laboratorio, su uso y clasificación, con la finalidad de que los identifique y adquirir la habilidad de un manejo responsable.
- **Atributo (s):** 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas/ 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva comprendiendo como cada uno de sus pasos contribuye al alcance de sus objetivos /6.1. Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad/ CDECE517. Aplica normas de seguridad en el manejo de sustancias, instrumentos y equipo en la realización de actividades de su vida cotidiana.
- **Conocimiento (s):** Clasificación de material de laboratorio, manejo de sustancias químicas,

Debido a la pandemia, tanto alumnos como educadores nos hemos visto en la necesidad de adaptarnos a las clases en línea rápidamente para dar atención a ustedes nuestros estudiantes. Este cuadernillo se diseñó basados en los programas de estudio para hacer llegar la enseñanza y lograr aprendizajes significativos a través de actividades que realizaran en casa. Es de gran importancia reconocer e identificar los diferentes instrumentos o herramientas de laboratorio, ya que de esta manera seremos capaces de utilizarlos apropiadamente e identificarlos, cuando sean nombrados en problemas de cálculos estequiométricos o de soluciones que veremos en este curso. Revisaremos los materiales que has utilizado en el laboratorio de ciencias experimentales.



Lectura previa. Material de laboratorio

Lee con mucha atención el siguiente texto:

El laboratorio es uno de los lugares en él que se realizan experimentos para poder comprobar mediante el método científico los conocimientos adquiridos en la clase teórica. Es de vital importancia que el alumno esté preparado y conozca cada uno de los materiales de laboratorio y sustancias químicas que son frecuentemente utilizadas, pues dominándolos puede llegar a seleccionarlos y manejarlos adecuadamente, con lo que desarrollará la habilidad necesaria para realizar el objetivo principal del tema que se aborda.

Los materiales y equipos que se utilizan en el laboratorio de química contribuyen a la realización del desarrollo de habilidades y destrezas para el desarrollo de experimentos e investigaciones, considerando el material del que están hechos.

El material de laboratorio es costoso y específico por lo que se debe saber su uso y cuidados para no deteriorarlo durante su manejo.

El material de laboratorio lo podemos clasificar, según su uso, de la siguiente manera:



1. **Material para la medición de volúmenes** (Dentro de este grupo se encuentran los materiales de vidrio calibrados a una temperatura dada, permite medir volúmenes exactos de sustancias.)
 - a) Pipetas (graduadas ó volumétricas)
 - b) Probetas
 - c) Buretas
 - d) Matraz aforado



<p>2. Recipientes</p> <p>a) Frasco de reactivo b) Frasco gotero c) Vaso de precipitado d) Matraz de fondo plano e) Matraz Erlenmeyer f) Tubos de ensaye</p>	<p>3. Material de sostén</p> <p>a) Soporte universal b) Anillo c) Tela de alambre con asbesto d) Tripie e) Pinzas de: (Bureta, Tubo de ensaye, Refrigerante de 3 ó 4 dedos, Crisol, Cápsula de tubo de ensaye). f) Triángulo de porcelana. g) Gradilla.</p>
--	--

<p>4. Materiales para operaciones específicas</p> <p>a) Embudos de (Filtración ó Separación) b) Baño María c) Cápsula de porcelana d) Vidrio de reloj e) Mortero f) Refrigerante g) Placa de toque h) Matraz de destilación i) Crisol</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Materiales para calentamiento: son aquellos que sirven para realizar mezclas o reacciones y que además pueden ser sometidos a calentamiento (vaso de precipitado, Erlenmeyer, cristizador, vidrio de reloj, matraz balón, tubo de ensayo etc.). • Equipos de medición: es un instrumento que se usa para comparar magnitudes físicas mediante un proceso de medición. Como unidades de medida se utilizan objetos y sucesos previamente establecidos como estándares o patrones y de la medición resulta un número que es la relación entre el objeto de estudio y la unidad de referencia. Los instrumentos de medición son el medio por el que se hace esta conversión. Ejemplos: Balanza, pHmetro(Potenciómetro), Termómetro.
--	---

Describiremos el uso de estos materiales y equipo:

▪ **Instrumentos de Medición y su uso**

1. **Balanza electrónica:** Medir masas de sustancias sólidas. Son utilizadas, al igual que las básculas en general, para la medición de la masa de un cuerpo o sustancia, solo que al ser esta una balanza de precisión, la medida es exacta. Suelen estar protegidas por urnas de cristal o de plástico. Así no se alterará la medición.
2. **Bureta:** Medir volúmenes con precisión (por ejemplo, en las valoraciones).
3. **Matraz aforado:** Medir volúmenes exactos de disoluciones.
4. **Pipetas:** Medir volúmenes con precisión.
5. **Probeta graduada:** Medir líquidos cuando no es necesaria una gran precisión.
6. **Termómetro:** Es un instrumento utilizado para medir la temperatura con un alto nivel de exactitud. Puede ser parcial o totalmente inmerso en la sustancia que se está midiendo. Está fabricado para calcular tanto temperaturas bajas como altas.

▪ **Instrumentos y materiales de calentamiento**

1. **Matraz de fondo redondo:** Calentar líquidos cuyos vapores no deben estar en contacto con la fuente de calor.
2. **Matraz Erlenmeyer:** Son matraces de paredes rectas, muy usados para las valoraciones. Se pueden calentar directamente sobre la rejilla.



3. **Mechero bunsen:** Constan de un tubo vertical, enroscado en su parte baja a un pie por donde entra el gas. Mediante un aro metálico móvil se regula la entrada de aire. La mezcla se enciende por la parte superior.

4. **Tubos de ensayo:** Disolver, calentar o hacer reaccionar pequeñas cantidades de sustancia.

5. **Vaso de precipitados:** Preparar, disolver o calentar sustancias. Permiten ser calentados sobre la rejilla. El vaso de precipitados no sirve para medir volúmenes, sus marcas son sólo orientativas.

6. **Refrigerante:** Se utiliza para condensar el vapor en las destilaciones. Para ello se hace circular agua (contracorriente) por la camisa exterior. Para ofrecer una mayor superficie y aumentar el intercambio de calor, el vapor circula a través de unos ensanchamientos (bolas). En otros modelos, es a través de un tubo recto.

7. **Matraz de destilación:** Para calentar líquidos, cuyos vapores deben seguir un camino obligado (hacia el refrigerante), por lo cual cuentan con una salida lateral.

▪ **Material de sostén**

1. **Pinza de madera:** Sujetar tubos de ensayo calientes.

2. **Pinza para matraz:** Sujetar el matraz.

3. **Aro Metálico:** Es un componente importante para el montaje. Se utiliza para calentar y sujetar.

4. **Nuez:** Sujetar aro, pinza y otros soportes similares.

5. **Soporte universal:** Pieza básica en el montaje de los sistemas y aparatos como pinzas y anillos de metal.

6. **Gradilla:** Apoyar tubos de ensayo.

7. **Rejilla de Metal con centro de asbesto:** Calentar indirectamente ya que la llama del mechero se concentra en el anillo.

8. **Trípode:** Soporte de vaso de precipitado.

▪ **Otros Instrumentos y materiales y su uso**

1. **Embudo cónico:** Trasvasar líquidos de un recipiente a otro. También se utiliza en operaciones de filtración.

2. **Embudo büchner:** Es un embudo con la base agujereada. Se acopla por su extremo inferior mediante un corcho taladrado al matraz Kitasato. Encima de los orificios se coloca un papel de filtro. Se utiliza para filtrar sustancias pastosas.

3. **Matraz Kitasato:** Es un matraz de pared gruesa, con una salida lateral. En la boca se acopla, mediante un corcho agujereado el embudo büchner, y en la salida lateral, mediante una goma, la trompa de agua (o trompa de vacío). De esta forma se consigue filtrar sustancias pastosas.

4. **Embudo de decantación:** Se utiliza para separar líquidos inmiscibles y para efectuar extracciones. Para ello se deja en reposo, y cuando las dos fases están separadas, se va dejando caer la inferior, cerrando la llave cuando ésta ha pasado.

5. **Vidrio de reloj:** Cubrir recipientes, pesar, transferir sólidos y evaporar líquidos a temperatura ambiente.

6. **Varilla de vidrio:** Mezclar o agitar sustancias.

7. **Mortero:** Machacar y/o triturar sustancias sólidas.

8. **Escobilla:** Limpiar el material de laboratorio.

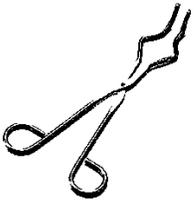
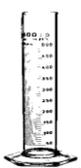
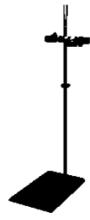
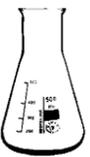
9. **Frasco lavador o piseta:** Enrasar, diluir y enjuagar el material de laboratorio.



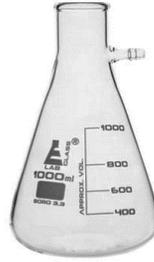
Actividad 1

A.-Instrucciones. -Recuerda cuando hiciste prácticas de laboratorio en semestres anteriores, revisa tus apuntes y revisa para que utilizabas los materiales y equipo en las prácticas de laboratorio, revisa tus apuntes y libros.

A. En la siguiente actividad escribe el nombre de los siguientes materiales y equipo, clasifícalos. En la libreta de la materia, inicia integrando tu portafolio de evidencias que son todas las actividades que realizaras en este curso, para mostrar las evidencias de trabajo al profesor(a).

1. 	 2.	3. 	4. 
Ejemplo. Pinzas de laboratorio. Material de Sosten			
5. 	6. 	7. 	8. 
9. 	10. 	11. 	12. 
13. 	14. 	15. 	16. 
17. 	18. 	19. 	20. 



21. 	22. 	23. 	24. 
25. 	26. 	27. 	28. 
29. 	30. 	31. 	32. 

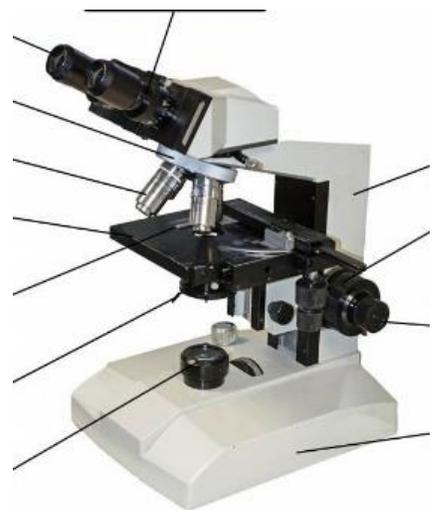
Fuente: imágenes tomadas de internet.

A. Escribe los nombres de las partes del microscopio binocular, realiza esta actividad en tu libreta de evidencias de trabajo. (portafolio de evidencias).

Sustancias químicas



Es importante, que conozcas los procedimientos y los sigas cuidadosamente; que organices bien el trabajo experimental y que uses material limpio y sustancias químicas adecuadamente atendiendo las medidas de seguridad. Al realizar las prácticas de laboratorio es indispensable que utilices bata blanca de manga larga y zapatos cerrados y goggles. El manejo de sustancias siempre deberá realizarlo con la supervisión del profesor(a) y/o responsable de laboratorio.



Fuente: imágenes tomadas de internet



Las sustancias corrosivas son de uso delicado y deben manejarse con precaución, pues al entrar en contacto con la piel o la ropa pueden producir quemaduras. Algunas recomendaciones para su manejo son las siguientes:



1. Nunca se vierta agua en ácido concentrado. Viértase siempre lentamente el ácido en el agua, al mismo tiempo que se mezclan mediante un agitador.

2. Nunca se pruebe un reactivo químico, a menos que se indique que se haga.

Cuando se indique que deba olerse, abaníquese con la mano, dirigiendo los vapores hacia la cara. No se coloque el recipiente directamente debajo de la nariz.

3. Si se tira cualquier reactivo químico sólido, límpiese. Si se derrama cualquier reactivo líquido, límpiese con una toalla. Si se derrama cualquier ácido o base sobre la mesa o el piso, espolvoréese un poco de carbonato de sodio sobre el producto derramado, para neutralizarlo, enjuagando después.

4. Los agentes oxidantes fuertes y los productos fácilmente oxidables (agentes reductores) deben mezclarse con gran cuidado y en cantidades pequeñas. Nunca se debe añadir ácido nítrico a un matraz que contenga alcohol o cualquier otro producto fácilmente oxidable. La reacción entre el ácido nítrico y los agentes reductores orgánicos puede ser tan violenta que vaya acompañada de una explosión peligrosa.

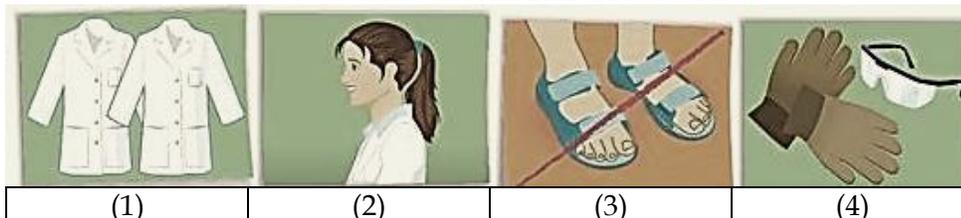
5. Cuando se viertan sustancias químicas líquidas de un frasco de reactivo cerrado con un tapón de vidrio esmerilado, quítese el tapón y manténgase entre los dedos, mientras que se vierte cuidadosamente el líquido dentro del recipiente deseado.

6. Cuando se vierta de un frasco con tapa roscada, colóquese la tapa con su parte superior hacia abajo, en tal forma que no se contamine. Asegúrese de colocar la tapa correcta en el frasco, después de haberlo utilizado. Si se derrama algo del líquido o se escurre un poco sobre el exterior del frasco, límpiese completamente. Nunca deben regresar las sustancias químicas a sus frascos originales, puesto que pueden contaminar el resto del producto.

7. Cuando se obtengan muestras de sólidos en polvo o cristalinos de un frasco, viértase la cantidad deseada del sólido sobre un pedazo de papel o dentro de un vaso de precipitados limpios.

Para verter un sólido no se voltee el frasco de golpe, inclínese cuidadosamente el frasco y gírese hacia uno y otro lado para hacer que el sólido llegue al borde. Después, mediante la misma rotación hágase caer la cantidad deseada de sólido del frasco. Se debe ser cuidadoso cuando se transfiere un sólido de un frasco. Si se toma demasiado, déjese el exceso sobre un pedazo de papel para otros compañeros de equipo o tírese. Nunca se regrese el sólido al frasco original. Además, nunca se introduzcan espátulas de madera o metálicas, o papel dentro de un frasco que contenga un sólido, a menos que el profesor indique que puede hacerse. Los sólidos pueden verterse a los tubos de ensayo, usando un pedazo de papel doblado por la mitad.

Normas a seguir al trabajar en el laboratorio de química. COMO DEBES IR AL LABORATORIO



4.- Utiliza guantes y lentes de seguridad cuando sean necesarios

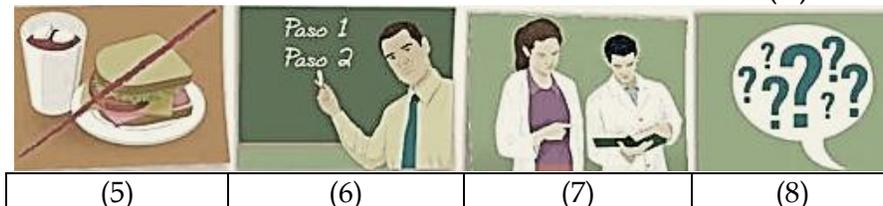
1.- Usa bata en el laboratorio

2.- Si tienes el cabello largo debes recogerlo antes de empezar a trabajar.

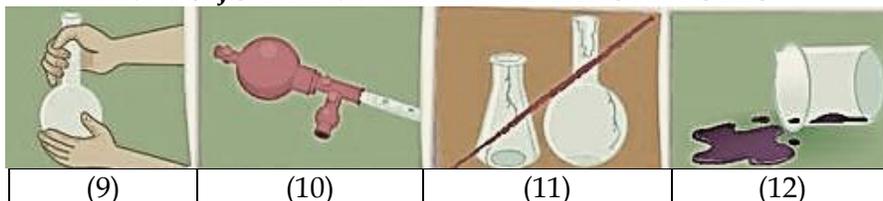
3.- El calzado debe ser cerrado. No se permiten sandalias.



Normas a seguir al trabajar en el laboratorio de química. SEGUIR LAS INSTRUCCIONES DEL PROFESOR(A)



MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO



LIMPIEZA Y ORDEN DEL ESPACIO DE TRABAJO



Fuente: <https://www.pinterest.com.mx/pin/559572322448109474/>

15.-Al terminar la práctica lávate bien las manos (práctica en casa y laboratorio).

16.-Manten tu espacio de trabajo limpio y en orden. Deja todo el material e instrumentos utilizados, limpios y ordenados.



B. Instrucciones: Contesta las siguientes preguntas en tu libreta de TSQ1.

- ¿Por qué son importantes las medidas de seguridad en el laboratorio? y ¿Cuáles son las reglas de seguridad dentro de un laboratorio?
- ¿Cuáles consideras los puntos básicos de protección personal, que debes tener cuando permaneces en el laboratorio?
- ¿Cuáles son los pasos a seguir para oler una sustancia química?
- ¿Qué cosas están expresamente prohibidas en el laboratorio de química?
- ¿Cómo hay que transportar las botellas de reactivos en el laboratorio?
- ¿Consideras importante que debe existir un botiquín del laboratorio? ¿Por qué?

5.-Está prohibido comer o beber en el laboratorio

6.-Sigue las instrucciones del o de la docente.

7.- Realiza solo los experimentos indicados por el o la docente. No hagas pruebas por tu cuenta.

8.- En caso de duda sobre el uso de algún instrumento, consulta al o la docente.

9.-Manipula con mucho cuidado, los instrumentos de laboratorio para evitar accidentes.

10.-No succiones los líquidos con la boca, usa la propipeta.

11.- Nunca trabajes con material de vidrio roto.

12.- En caso de derrame de alguna sustancia o accidente, notifícalo inmediatamente al docente.

13.-Nunca toques directamente con las manos, aspíres vapores o pruebes las sustancias químicas.

14.- No botes restos sólidos en el fregadero, ya que pueden obstruir el desagüe. Colócalo en el bote de la basura.



Actividad 2. Magnitudes y unidades de medida

- **Aprendizaje Esperado:** Reconocer las unidades del Sistema Internacional de Medidas para aplicar las medidas básicas longitud, volumen, masa, temperatura y densidad relacionándolos en su vida cotidiana.
- **Atributo (s):** 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas/5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva comprendiendo como cada uno de sus pasos contribuye al alcance de sus objetivos/5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- **Conocimiento (s):** Magnitudes y unidades de medida. (Notación científica).



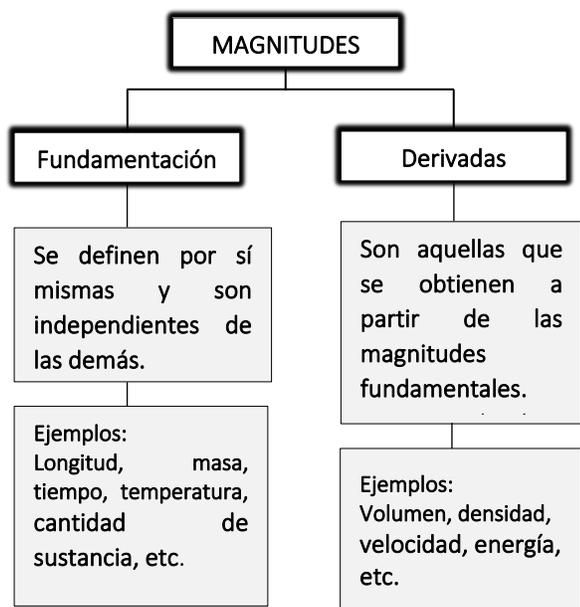
Lectura previa. -Magnitudes y unidades de medida.

Lee con mucha atención el siguiente texto:

- La Química es una ciencia cuantitativa, por lo que implica el conocimiento y manejo adecuado de conceptos básicos de matemática, física y procedimientos de medida; con el fin de aplicar las magnitudes, unidades y factores de conversión de manera correcta. Para el desarrollo del tema, se requiere que conozcas conceptos básicos; iniciaremos por saber que es magnitud.

Magnitud: Es toda propiedad que se pueda medir y expresar como el producto de un número y una unidad. Ej. Temperatura, masa, volumen, etc. (Petrucci, Harwood, & Herring, 2003). De acuerdo de la ilustración 1, según su origen se distinguen dos clases de magnitudes.

Las unidades de medida constituyen una parte significativa de las actividades diarias.



Cuando asisten a consultar al médico y observado que en el área de cuneros los doctores registran el peso y la talla de cada bebe y a todo paciente que será atendido. Hoy en día también nos toman la temperatura antes de entrar a los hospitales, supermercados y en áreas de trabajo entre otros. Los medidores de las estaciones de gasolina miden el volumen del combustible vendido. Las señales en las autopistas, nos muestra la distancia entre el sitio de señal y dos destinos diferentes.

En los Estados Unidos, estas distancias se expresan en Kilómetros y en millas, para los residentes este letrero les resulta familiar, pero en la mayoría de los países las distancias se miden en Kilómetros.

Kilómetros y millas son unidades de longitud de diferentes sistemas de medida. De acuerdo de la ilustración 1, según su origen se distinguen dos clases de magnitudes:

Unidad o unidad de medida: Es una cantidad o patrón estandarizado de medida de una determinada magnitud, se emplea para comparar con otras medidas y expresar de manera correcta las mediciones. (Arévalo, 2014).



La unidad muestra el patrón con el que se ha comparado la cantidad medida, así, por ejemplo, cuando se dice que un recipiente contiene 10 litros, significa que existe 10 veces más volumen que un patrón llamado litro. (Petrucci, Harwood, & Herring, Química General, 2003)

Las mediciones usadas con frecuencia en el estudio de la Química son: masa, volumen, densidad, temperatura y tiempo.

Sistema de unidades.

Los sistemas de unidades que se usan en Química son:

- **Sistema Internacional de unidades (SI)**, el cual se basa en las unidades fundamentales metro (m), kilogramo (kg) y segundo (s).

- **Sistema CGS (Sistema Cegesimal de Unidades)**, cuyo nombre proviene de sus unidades básicas que son el centímetro (cm), el gramo (g) y el segundo (s). (Escobar, 2014)

En la tabla 1, se muestra las unidades fundamentales del SI, con sus respectivos símbolos.

Tabla 1.

Magnitudes fundamentales

Magnitud Fundamental	Unidad (SI)	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad luminosa	Candela	cd
Intensidad de corriente	Amperio	A

Fuente: (Chang, 2002)

Tabla No. 3 Múltiplos y submúltiplos.

Prefijos del SI			
Prefijo	Símbolo	Factor	Equivalencia decimal
yotta	Y	10 ²⁴	1 000 000 000 000 000 000 000 000
zetta	Z	10 ²¹	1 000 000 000 000 000 000 000
exa	E	10 ¹⁸	1 000 000 000 000 000 000
peta	P	10 ¹⁵	1 000 000 000 000 000
tera	T	10 ¹²	1 000 000 000 000
giga	G	10 ⁹	1 000 000 000
mega	M	10 ⁶	1 000 000
kilo	k	10 ³	1 000
hecto	h	10 ²	100
deca	da	10 ¹	10
sin prefijo		1	1
deci	d	10 ⁻¹	0.1
centi	c	10 ⁻²	0.01
mili	m	10 ⁻³	0.001
micro	μ	10 ⁻⁶	0.000 001
nano	n	10 ⁻⁹	0.000 000 001
pico	p	10 ⁻¹²	0.000 000 000 001
femto	f	10 ⁻¹⁵	0.000 000 000 000 001
atto	a	10 ⁻¹⁸	0.000 000 000 000 000 001
zepto	z	10 ⁻²¹	0.000 000 000 000 000 000 001
yocto	y	10 ⁻²⁴	0.000 000 000 000 000 000 000 001

Las unidades pueden ser expresadas empleando ciertos prefijos en función de si se trata de múltiplos o submúltiplos tal y como se indica en la tabla 3.

Por ejemplo, un mililitro es igual a 1×10^{-3} litros.

La unidad básica del SI para longitud es el metro (m).

Un metro es la distancia que recorre la luz en el vacío en $1/299\,792\,458$ de un segundo. El vacío es un espacio que no contiene materia. Un metro, que mide un poco más que una yarda, es útil para medir el largo y el ancho de una habitación.

Contesta en tu libreta estos planteamientos:

¿Cuántos metros cuadrados mide tu recámara?

Para distancias entre ciudades, utilizaras kilometros.

¿Cuántos kilometros hay entre el lugar en que vives a la ciudad de Merida?

El diámetro de una barrena puede expresarse en milímetros.

Actividad 2

A. Instrucciones: Realiza en tu libreta los siguientes problemas, lee cuidadosamente el planteamiento y reflexiona.

1. ¿Cuántos milímetros hay en un metro? y ¿cuántos metros hay en un kilómetro?

Utiliza la tabla No. 3.

- Al medir un pedazo de madera, con un metro, mide exactamente un metro de largo **¿Cuántos centímetros de longitud tiene?**
- Convierte 5600 dm a m
- Convierte 5 m a cm





Principales magnitudes aplicadas a la Química

Longitud. - Magnitud que permite determinar la distancia que separa dos puntos en el espacio. Su unidad fundamental en el sistema internacional (SI) es el metro, mientras que en el sistema centímetro-gramo- segundo (CGS) es el centímetro. En la tabla 4, se resumen los factores de conversión más empleados en las unidades de longitud.

Tabla No. 4

Factores de conversión de unidades de longitud

1 m = 1,094 yardas (yd)
1 pulgada (in) = 2,45 cm
1 pie (ft) = 30,48 cm
1 angstrom() = 1×10^{-8} cm = 1×10^{-10} m
1 pm = 0.01

Ejemplo:

El radio atómico del calcio (Ca) es $1,97 \times 10^{-10}$ m. Exprese dicho valor en nanómetros y angstroms.

Convierte

$$1,97 \times 10^{-10} \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{1 \times 10^{-9} \text{ m}} = 0,197 \text{ nm}$$

$$1,97 \times 10^{-10} \text{ m} \times \frac{1 \text{ \AA}}{1 \times 10^{-10} \text{ m}} = 1,97 \text{ \AA}$$



El metro es la longitud del trayecto recorrido en el vacío por la luz durante un tiempo de $1/299\,792\,458$ de segundo.

Masa y peso

Las expresiones de masa y peso se suelen usar de manera habitual como sinónimos, sin embargo, son magnitudes distintas. La masa mide la cantidad de materia de un objeto o muestra, ésta permanece constante independientemente de la posición; por su lado, el peso es el resultado de la fuerza que ejerce la gravedad sobre el objeto, por lo que sí depende de la posición (en función de la gravedad) (Chang, 2002). En el sistema internacional (SI) la unidad fundamental de masa es el kilogramo (kg), mientras que en el sistema cegesimal (CGS) es el gramo (g).

Los factores de conversión más relevantes en cuanto a esta magnitud de masa, se indican en la tabla 5.

Tabla No. 5

Factores de conversión de unidades de masa

$$1 \text{ Kg} = 2,205 \text{ libras (lb)}$$

$$1 \text{ lb} = 453,49 \text{ g}$$

$$1 \text{ tonelada métrica (t)} = 10^3 \text{ Kg}$$

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Ejemplo:

El profesor de laboratorio de Anita le ha pedido una muestra de 0,00025 lb de cloruro de sodio (NaCl), Anita se encuentra en un dilema pues al dirigirse a la balanza se percata que sus unidades de medida son miligramos. ¿Cuántos miligramos deberá pesar para cumplir con el pedido del profesor?

$$0,00025 \text{ lb} \times \frac{453,49 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 113,37 \text{ mg}$$

Anita deberá pesar 113,37 mg de cloruro de sodio



El kilogramo es la unidad de masa; es igual a la masa del prototipo internacional del kilogramo.

Las masas en la mayoría de los laboratorios son mucho menores que un kilogramo. Para dichas masas, los científicos utilizan gramos (g) o miligramos(mg) En un kilogramo hay 1000 gramos.



Tonelada es un término que deriva de tonel y que hace referencia a una medida de masa en el Sistema Internacional de Unidades y en el sistema métrico decimal, cuyo símbolo es t. La tonelada equivale a un peso de 1.000 kilogramos.

Un t es= 1000 Kg; 1 Kg = 1000 g; 1 litro = 1000 cm³ o 1000ml



Instrucciones

B. Reflexiona y resuelvan las siguientes preguntas. Realiza las operaciones en la libreta.

Fuente: Imagen de internet

Ejemplo:

Convierta 5,3 Kg a g

Operaciones

$$5,3 \text{ Kg} \times (1000\text{g} / 1 \text{ Kg}) = 5300 \text{ g}$$

1. ¿Cuántos miligramos hay en un gramo?
2. Convierte 6.3 Kg a g.
3. Convierte 4800 g a Kg
4. Convierte 72 g a mg

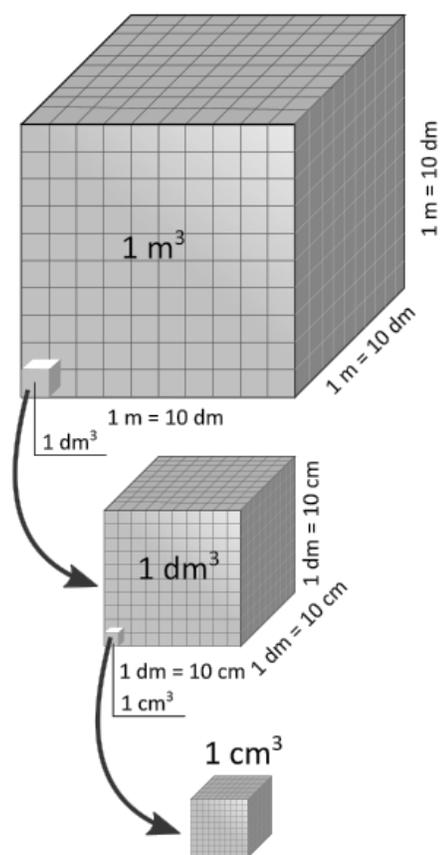
Tabla No. 6 Factores de conversión de unidades de volumen.	volumen: Es el espacio que ocupa un cuerpo o una muestra sólida, líquida o gaseosa. La unidad derivada del SI para el volumen es el metro cúbico (m ³), en el sistema SGC la unidad es el centímetro cúbico (cm ³).
1 mL. = 1 cm³	Para esta magnitud existe además una unidad especial denominada litro (L), que se define como el volumen ocupado por un decímetro cúbico (dm ³) (Chang, 2002). En la tabla 6, se destacan los siguientes factores de conversión de unidades
1L. = 1000 cm³	
1 dm³ = 1 L	
1 cm³ = 1 X 10⁻⁶ m³	
1 m³ = 35.3 ft³	

C. Reflexiona con algún compañero y resuelvan las siguientes preguntas, explica tu resultado. (Vía virtual o telefónica/si no es posible resuélvelo de manera individual, aplica las formula piensa detenidamente, tú ¡¡¡puedes hacerlo!!!) .

1. Calcular el volumen en litros, de una caja que mide 12 cm por 120 mm por 1.2 m.
2. Encuentre el volumen de un salón de 10m de largo, 3000mm de alto y 600 cm de ancho, entrega la respuesta en metros.
3. Convertir 1,500 cm³ a ml.
4. Convertir a ml 1.5 litros
5. Convertir a litros 832 cm³



**1 litro = 1000ml = 1000.0 cm³ = 1 dm³
ml = 0.001 Lto = 10⁻³ lto**



Un decímetro cubico equivale a un litro(L). El litro se utiliza para medir la cantidad de agua o de bebida carbonatada que hay en un recipiente. un litro tiene aproximadamente el mismo volumen que un cuarto de galón. Para pequeñas cantidades de líquidos, con que trabajaras en el laboratorio, el volumen se mide en mililitros(mL). El volumen de un mililitro es igual a un centímetro cubico. Recuerda que mili significa milésimo. Por consiguiente, un litro es igual a 1000 mililitros.

Continuamos la lectura de Magnitudes.

Temperatura y calor. - La temperatura es una magnitud que muestra el nivel térmico (capacidad de ceder energía calorífica determinando el sentido que fluye el calor), mientras que, el calor es la cantidad de energía que se gana (calentamiento) o se pierde (enfriamiento); (Arévalo, 2014) dicha transferencia de calor se produce desde el sitio que tiene mayor temperatura hacia el de menor temperatura.

Esta magnitud es una **propiedad intensiva**, es así que, si se coloca un termómetro tanto un reactor de 10 L como en un vaso de precipitación del 100 mL, conteniendo ambos agua hirviendo, se registrará la misma temperatura (Silberberg, 2002).

La ilustración 2, se muestra la comparación entre las tres escalas de temperatura más empleadas: la escala Kelvin (K) perteneciente al SI, que es también conocida como absoluta, la escala Celsius (°C) antes llamada centígrado y la escala Fahrenheit (°F).

Como se puede apreciar las escalas difieren en el tamaño de variación que se considera “un grado” y/o en el punto cero; la escala Kelvin tiene el mismo tamaño de unidad que la escala Celsius; sin embargo, difiere en la ubicación del punto cero, así, en la escala Kelvin, 0 K se conoce como cero absoluto y equivale a $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$; por lo tanto, los puntos de congelación y ebullición del agua son: $273,15\text{ K} = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $373,15\text{ K} = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$ respectivamente.

Por su lado la escala Fahrenheit difiere de las otras dos, tanto en su punto cero ($32\text{ }^{\circ}\text{F}$) como en el tamaño de sus unidades, así $180\text{ }^{\circ}\text{F}$, constituye el mismo cambio de temperatura que $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ o 100 K ; en esta escala el agua hierve a $212\text{ }^{\circ}\text{F}$ y se congela a $32\text{ }^{\circ}\text{F}$ (Silberberg, 2002) (Petrucci, Harwood, & Herring, Química General, 2003).

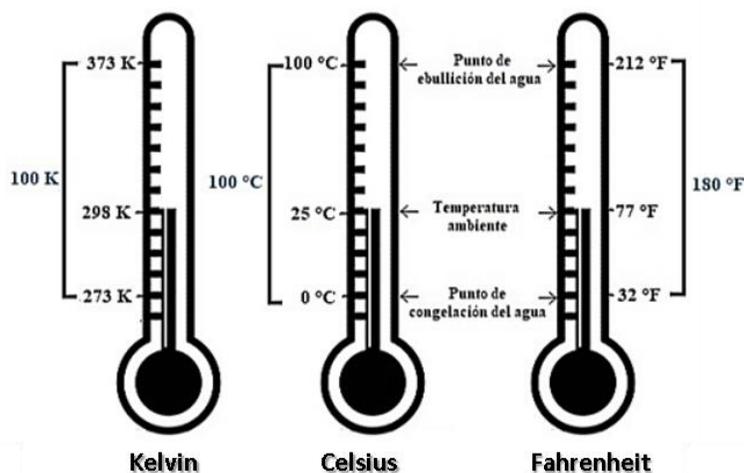


Ilustración 2, Escalas de temperatura/ Fuente:Chang,2002



Los factores de conversión que permiten expresar la temperatura en las distintas escalas se muestran en la tabla 7

Fórmulas de conversión de temperaturas Fahrenheit		
De	a	Fórmula
Fahrenheit	Celsius	$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1.8$
Celsius	Fahrenheit	$^{\circ}\text{F} = (1.8) ^{\circ}\text{C} + 32$
Fahrenheit	Kelvin	$^{\circ}\text{K} = (^{\circ}\text{F} + 459,67) / 1.8$
Kelvin	Fahrenheit	$^{\circ}\text{F} = 9/5^{\circ}\text{K} - 459.67$
Fahrenheit	Rankine	$^{\circ}\text{Ra} = ^{\circ}\text{F} + 459.67$
Rankine	Fahrenheit	$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{Ra} - 459.67$
Fahrenheit	Réaumur	$^{\circ}\text{Rc} = \frac{(^{\circ}\text{F} - 32)}{2,25}$

Ejemplos:

Revisa cuidadosamente los pasos relacionados a las conversiones.

<p>1.-Convertir 100°F a grados centígrados: Operaciones $^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1.8 = (100 - 32) = (68) / 1.8 = 37.77 = 37,8 ^{\circ}\text{C}$</p>	<p>2.-Convertir 50 Kelvin a grados Centígrados Operaciones $^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273.15 = 50 - 273.15 = -223,9 ^{\circ}\text{C}$</p>
<p>3.-Convertir 3000°F a Kelvin Operaciones $^{\circ}\text{K} = (^{\circ}\text{F} + 459.7) / 1.8 = (3000 + 459.7) = (3459.7) / 1,8 = 1922, \text{K}$</p>	



C. Instrucciones: Conversa con otro compañero (Vía virtual o telefónica/si no es posible resuélvelo de manera individual, aplica la fórmula piensa detenidamente, tú ¡¡¡puedes hacerlo!!!) y reflexionen como encontrar las respuestas a las siguientes preguntas, realiza las operaciones y explica tu resultado. Revisa la Tabla 7. Factores de conversión de unidades de temperatura.

- El alcohol etílico hierve a 78.5°C y solidifica a -117°C a la presión de una atmósfera. Convertir estas temperaturas a Fahrenheit.
- El mercurio hierve a 675°F y solidifica a -38°F a la presión de una atmósfera. Convertir estas temperaturas a grados centígrados.
- Para asar un pollo se necesita que la parrilla alcance una temperatura de 374°F.
¿A qué temperatura debo fijar el graduador para asar el pollo, si la graduación está en grados (°C)?
- En un día de invierno la temperatura de un lago cerca de la ciudad de Montreal es de 20°F,
¿El agua estará congelada?

Si la temperatura del cuerpo humano es de 37.5°C aproximadamente estando en condiciones normales, ¿A cuántos °F equivale?



Lectura previa - Notación científica.

Lee con mucha atención el siguiente texto:

Para expresar cantidades muy grandes o muy pequeñas se puede utilizar la expresión notación científica que consiste en escribir una cifra entera seguida de potencias de base 10, colocando a éstas un exponente que indique el número de cifras que el cero se recorre (a la izquierda o a la derecha, según el caso) hasta hacer una cifra entera. Esto se hace con la finalidad de que esas cantidades se puedan escribir en forma abreviada.

- Para utilizar la notación científica en la expresión de determinadas cantidades es necesario tomar en cuenta los siguientes aspectos relacionados con las potencias de base 10.

En nuestro ejemplo, el exponente 2 nos dice que hay que mover el decimal a la derecha dos lugares para generar el número original.

$$1 \times 10^2 = 100$$

Cuando un número se eleva a una potencia, ésta nos indica las veces que el número se multiplica por sí mismo. La notación científica puede aún ser usada hasta cuando el coeficiente es otro número que el 1. Por ejemplo:

$$5.7 \times 10^6 = 5700000$$

Esta abreviación también puede ser usada con números muy pequeños. Cuando la notación científica se usa con números menores a uno, el exponente sobre el 10 es negativo, y el decimal se mueve hacia la izquierda, en vez de hacia la derecha. Por ejemplo:

$$6.5 \times 10^{-3} = 0.0065$$

Ejemplo

$$4^3 = 4 \times 4 \times 4 = 64$$

$$5^2 = 5 \times 5 = 25$$

En caso de potencias con base 10, siempre es el 10 el que se eleva a una potencia determinada:

$$10^1 = 10$$

$$10^2 = 10 \times 10 = 100$$

$$10^3 = 10 \times 10 \times 10 = 1\ 000$$

$$10^4 = 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 10\ 000$$

$$10^5 = 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 100\ 000$$

$$10^6 = 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 1\ 000\ 000$$

En cada caso, cuando la base 10 se eleva a una potencia, el resultado es igual al número 1 seguido de tantos ceros como indique la potencia.



Ejemplo $10^7 = 10\ 000\ 000$

En caso de elevar el 10 a una potencia negativa:

Como puede observarse en los ejemplos anteriores, cuando el 10 se eleva a una potencia negativa, equivale a dividir el número 1 entre 10 elevado a esa misma potencia, pero con signo positivo:

$$10^{-6} = \frac{1}{1000\ 000} = 0.000001$$

$$10^{-1} = \frac{1}{10} = 0.1$$

$$10^{-2} = \frac{1}{100} = 0.01$$

$$10^{-3} = \frac{1}{1000} = 0.001$$

$$10^{-4} = \frac{1}{10\ 000} = 0.0001$$

$$10^{-5} = \frac{1}{100\ 000} = 0.00001$$



Si observamos en cada caso, cuando la base 10 se eleva a una potencia negativa, el resultado es igual a recorrer hacia la izquierda el punto decimal a partir del número 1 tantas veces como lo indique la potencia negativa.

Ejemplos:

A) 10^{-7} es igual a recorrer el punto decimal 7 cifras a la izquierda a partir del número 1.

$$10^{-7} = 0.0000001$$



B) Expresar la cantidad 750 000 con una sola cifra entera utilizando la potencia de base 10.
Solución: se recorre el punto decimal cinco cifras hacia la izquierda.

$$750\ 000 = 7.5 \times 10^5$$

C) Expresar 0.000 004 con una sola cifra entera. Solución: Esta cantidad es muy pequeña. Se recorre el punto decimal 6 cifras hacia la derecha hasta hacer entero el 4.

$$0.000\ 004 = 4 \times 10^{-6}$$

D) Expresar en notación científica $0.00002 = 2 \times 10^{-5}$

En este caso el punto decimal se recorre 5 cifras hacia la derecha hasta que el número 2 sea entero. La base 10 se expresa con exponente negativo ya que la cantidad expresada en notación científica es muy pequeña.

$$0.00002 = 2 \times 10^{-5}$$



E) Expresar en notación científica 350 000: El punto decimal se recorre 5 cifras hacia la izquierda. El exponente de la base 10 es positivo y la cifra expresada en notación científica es muy grande.

$$350\ 000 = 3.5 \times 10^5$$

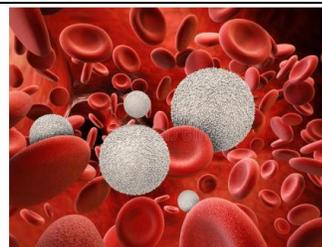


Aplicación de la notación científica.

La notación científica es una forma muy conveniente para escribir números pequeños o grandes y hacer cálculos con ellos. También transmite rápidamente dos propiedades de una medida que son útiles para los científicos, las cifras significativas y orden de magnitud.

Podemos usar la notación científica en diversos aspectos:

- 1) Expresar cantidades de dinero muy elevadas
- 2) Medidas muy largas de distancia o muy pequeñas en una computadora
- 4) Definir el tamaño de una célula en biología
- 3) Expresar la cantidad de megabytes de almacenamiento
- 5) Expresar el coeficiente de dilatación térmica de cualquier material
- 6) El módulo de elasticidad de algún material
- 7) Fuerzas muy grandes que se calculen en proyectos de ingeniería
- 8) Cantidades de área muy elevadas por ejemplo en mapas
- 9) Caudales de ríos muy grandes
- 10) Medir una fracción de tiempo



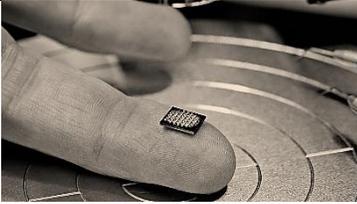
Los glóbulos blancos de la sangre se encargan de la defensa del organismo contra sustancias extrañas o agentes infecciosos. El tamaño de los glóbulos blancos oscila entre 8 y 20 μm . Convertir a metros esa cantidad y expresar en notación científica.

$$8\ \mu\text{m} \times \frac{1 \times 10^{-6}\ \text{m}}{1\ \mu\text{m}} = 8 \times 10^{-6}\ \text{m}$$

Antiguamente al micrómetro se le llamaba micra
 μ . 1 micra = $1\ \mu = 1 \times 10^{-6}\ \text{m}$.



Ejemplos: Veamos donde podemos usar la notación científica.

<p>La distancia de la Tierra al Sol es de 150 000 000 de km. Expresar esta cifra en notación científica.</p> <ul style="list-style-type: none"> • El punto decimal se recorre 8 cifras hacia la izquierda. • Resultado: 1.5×10^8 Km 	<ul style="list-style-type: none"> • La distancia de la Tierra a la Luna es de 384400 km. Expresar esta cantidad en notación científica. 3.84400×10^5 km
 <p>El diámetro de la Tierra es de 13 000 km. Expresar esta cantidad en notación científica. Se recorre el punto decimal 4 cifras hacia la izquierda. $13\ 000\ km = 1.3 \times 10^4\ km$</p>	 <p>La velocidad de la luz es de 300 000 km/s en el vacío. Expresar en notación científica esa cantidad. $3 \times 10^5\ km/s$.</p>
 <p>Han fabricado el transistor más pequeño del mundo. Investigadores del Lawrence Berkeley National Laboratory (Estados Unidos) han fabricado un transistor de 1 nanómetro. $1\ nanómetro = 0.000000001$ Expresar esta cantidad en notación científica. $1\ nm = 1 \times 10^{-9}\ m$</p>	 <p>La altura del Pico de Orizaba es de 5636 m. Expresar esa cantidad en notación científica: $R = 5.636 \times 10^3\ m$</p>
 <p>Los glóbulos rojos, eritrocitos o hematies son células muy pequeñas de la sangre.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Los glóbulos rojos de la sangre son discos bicóncavos cuyo diámetro es de 6 a 8 μm. aprox. Contienen hemoglobina, que es el pigmento de transporte de oxígeno. Expresar el diámetro de esas células en metros utilizando notación científica. <p>$1\ \mu m$: micrómetro Equivalencia: $1\ \mu m = 1 \times 10^{-6}\ m$ Conversión: $6\ \mu m \times \frac{1 \times 10^{-6}\ m}{1\ \mu m} = 6 \times 10^{-6}\ m$</p>	 <p>La distancia del Puerto de Veracruz a Puebla es de 141 km. Convertir a metros esa cantidad y expresarla en notación científica. $141\ km \times 1000\ m = 141\ 000\ m$ 1 km $141000\ km = 1.41 \times 10^5\ m$</p>



En la multiplicación se realiza la operación y los exponentes se suman algebraicamente:

Ejemplos:

$$(10^4)(10^2) = 10^4 + 2 = 10^6$$

$$(5 \times 10^4)(4 \times 10^6) = 20 \times 10^{4+6} = 20 \times 10^{10} = 2 \times 10^{11}$$

$$(2 \times 10^3)(3 \times 10^2) = 6 \times 10^5$$

$$(4 \times 10^4)(6 \times 10^{-2}) = 24 \times 10^{4-2} = 24 \times 10^2 = 2.4 \times 10^3$$

$$(8 \times 10^{-5})(2 \times 10^{-3}) = 16 \times 10^{-8} = 1.6 \times 10^{-7}$$

$$(5 \times 10^{-6})(3 \times 10^2) = 15 \times 10^{-4} = 1.5 \times 10^{-3}$$

Operaciones con potencias de base 10

División: En este caso se dividen los números y el exponente de la base 10 del denominador se pasa hacia arriba con signo contrario:

Ejemplos:

$$\frac{1}{10^4} = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4}$$

$$\frac{1}{10^{-2}} = 10^2 = 1 \times 10^2$$

$$\frac{8 \times 10^5}{4 \times 10^{-2}} = 2 \times 10^{5+2} = 2 \times 10^7$$

$$\frac{9 \times 10^{-3}}{3 \times 10^{-5}} = 3 \times 10^{-3+5} = 3 \times 10^2$$

$$\frac{6 \times 10^3}{2 \times 10^6} = 3 \times 10^{3-6} = 3 \times 10^{-3}$$

Operaciones con potencias de base 10.

En la suma, los exponentes deben ser iguales para realizar la operación:

Ejemplos:

$$(4 \times 10^5) + (3 \times 10^5) = 7 \times 10^5$$

$$(3 \times 10^3) + (2 \times 10^3) = 5 \times 10^3$$

$$(5 \times 10^{-2}) + (4 \times 10^{-2}) = 9 \times 10^{-2}$$

Ejemplos:

Si los exponentes son diferentes, deben igualarse:

$$(6 \times 10^3) + (2 \times 10^2) = \text{no se pueden sumar}$$

$$(6 \times 10^3) + (0.2 \times 10^3) = 6.2 \times 10^3$$

$$\text{O bien: } (60 \times 10^2) + (2 \times 10^2) = 62 \times 10^2 = 6.2 \times 10^3$$

$$(25 \times 10^3) + (30 \times 10^2) = \text{no se pueden sumar}$$

$$(25 \times 10^3) + (3.0 \times 10^3) = 28 \times 10^3$$



Operaciones con potencias de base 10

En la resta los exponentes deben ser iguales para poder efectuarse la operación:

Ejemplos:

$$(5 \times 10^{-3}) + (4 \times 10^{-2}) = \text{no se pueden sumar}$$

$$(5 \times 10^{-3}) + (40 \times 10^{-3}) = 45 \times 10^{-3}$$

$$\text{o bien: } (0.5 \times 10^{-2}) + (4 \times 10^{-2}) = 4.5 \times 10^{-2}$$



E.-Instrucciones: Copia los problemas en tu libreta y resuélvelos de acuerdo a lo que se te indica. Realiza las operaciones.

1) Para preparar una amalgama se emplearon 0.005 Kg de platino y 0.003 kg de mercurio. ¿Cuál es el peso final de la mezcla? Expresar resultado en notación científica.

1) Un átomo de oxígeno pesa aproximadamente 000 000 000 000 000 000 02656 gramos. Expresa este peso en notación científica.

2) Una persona pesa 83 Kilogramos. Expresa el peso de la persona en gramos. Usando notación científica.

3) Expresar los siguientes valores en notación científica:

Valores	Notación científica
0,000000000345	
0,0006789	
345600000000	
0,12	
0,000000000000000002	
0,009206	

6) Las distancias de la Tierra a la Luna y al Sol son, en un momento dado, 4×10^5 km y 1.5×10^8 km, respectivamente. ¿Cuántas veces es mayor la distancia de la Tierra al Sol que a la Luna?

7) Indica el orden de magnitud de las siguientes medidas y expresa el resultado en forma decimal y en notación científica, si no está escrito de esta forma:

Tamaño del virus de la gripe: 1.12×10^{-6} Kg.

Masa de la Luna: 7.34×10^{-23} m

8) Escribe en notación científica los siguientes números e indica su orden de magnitud:

a) 8 230 000 000 000 000

b) 0.000 000 000 001 450

d) 250 millones de dólares



Actividad 3. Elaboración de gel antibacterial y antiviral

- **Aprendizaje Esperado:** Elaborar el alcohol gel solución con la finalidad de realizar los cálculos estequiométricos necesarios en la práctica experimental.
- **Atributo (s):** 1.1 Enfrenta las dificultades que se le presentan y es consciente de sus valores, fortalezas y debilidades /3.2 Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo / 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas / 8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.
- **Conocimiento (s):** Práctica de laboratorio en la elaboración de un gel antibacterial.



Lectura previa: Elaboración de gel antibacterial y antiviral

Lee con mucha atención el siguiente texto:

La elaboración de esta sustancia, empleada principalmente como desinfectante en algunos lugares, cobro singular importancia cuando en el país se dio el contagio del virus de la influenza H1N1, en la cual se sugirió la sanitización de manos y otros lugares, por medio del alcohol gel.

Esta solución se mantuvo produciendo durante un tiempo, hasta que aparece el virus SARS-COV2 en China, y al ver la velocidad de contagio, la preparación de esta sustancia sanitizante retoma importancia, para el cuidado de las personas.

La pandemia de coronavirus en México comienza a mostrar un repunte en los contagios de Covid-19 a lo largo y ancho del país, después de varias semanas en las que se reabrieron las actividades tras el cambio de color rojo a naranja en el semáforo epidemiológico.

Por eso te compartimos una guía, basada en lo que publicó la **Profeco y la secretaria de salud**, para hacer tu propio gel sin salir de casa.

Recordamos que lavarse las manos constantemente es una de las medidas más importantes para prevenir contagios y el gel antibacterial es una de las mejores herramientas para hacerlo en la calle.

Las sustancias son de fácil adquisición para el desarrollo del experimento, en caso de no poder adquirir las sustancias, trabájala a distancia en equipo y recaba los datos. Realiza de manera individual los cálculos estequiométricos.

Objetivo.

Elaborar el alcohol gel solución sanitizante antibacterial y anti viral a través de sustancias comerciales, y preparar esta sustancia en diferentes concentraciones por los volúmenes que se manejan, para mantener un suministro de este contra contagios.

Hipótesis:

Si elaboramos el alcohol gel con carbopol, trietanolamina y alcohol a diferentes grados, entonces podremos realizar cálculos estequiométricos para elaborar volúmenes diversos del gel de acuerdo a las necesidades que se presenten.





Ingredientes para preparar gel antibacterial en casa

Sustancias.

1. 90 ml de alcohol etílico (etanol al 72%) Aproximadamente 13 cucharas soperas.
2. 3/4 de cucharadita (3g) de carbopol (pídelo así en cualquier farmacia).
3. 1/4 de cucharada (2.5g) de glicerina pura.
4. 1/4 de cucharadita (1g) de trietanolamina (pídelo así en cualquier farmacia).

Pueden comprar en equipo de compañeros que vivan cercanos los ingredientes y cada uno de manera individual realiza la práctica en casa. En caso de no poder realizar la práctica, realiza los cálculos estequiométricos de la actividad No 1



Ingredientes para preparar gel

1. 	2. 	3. 	4. 
--	--	---	--

Materiales. Que son utilizados en el hogar.

				
Un Tazón de vidrio de 1 litro	Colador de malla fina	1 recipiente chico de vidrio	Agitador de globo	Envase de plástico con tapa de botón a presión con capacidad de 100 mililitros

Alcohol etílico: Compuesto químico etanol, se caracteriza por ser un líquido incoloro e inflamable en un punto de ebullición de 78° C. Cuando se lo soluciona en agua se lo suele usar como disolvente, Su fórmula química es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Carbopol: Polímero reticulado (forma de red) del ácido acrílico, presenta un carácter hidrofílico o soluble en el agua, que puede incrementar su volumen en presencia de esta por la cantidad de grupos hidroxilos que contiene, con el agua cambia su configuración al incrementar su viscosidad lo que lo hace gel. Su fórmula es $\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$, CH_2CHCOOH ($\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2$)

Trietanolamina: Líquidos en temperatura ambiente, también conocida como nitrilotrietanol o trihidroxietilamina, cuya fórmula es $\text{C}_6\text{H}_{15}\text{NO}_3$, es un ajustador de pH, ya que neutraliza ácidos y bases además de ser emulcificante. 2,2',2''-nitrilotrietanol o trihidroxietilamina.



Instrucciones:

Es tiempo de Elaborar el gel, organiza todo lo que necesites para realizar el experimento, toma fotos en todo tu proceso y compártelas con tus compañeros y profesor(a).

- 1.- Coloca el colador de malla fina sobre una flanera o recipiente chico de vidrio, y vierte el carbopol sobre el colador.
- 2.- Deshaz los grumos con ayuda de una cucharita a fin de pulverizarlo completamente
- 3.- Vierte el alcohol en el tazón.
- 4.- Agita fuertemente con el globo mientras agregas poco a poco el carbopol.
- 5.- Agrega la glicerina mientras agitas suavemente con el globo.
- 6.- Cuando se haya disuelto por completo el carbopol y no se aprecien grumos, agrega la trietanolamina gota a gota, procurando no excederte, mientras agitas suavemente. En ese momento se formará el gel.



- 7.- Vierte el alcohol en gel en la botella de plástico y tapa firmemente.
 8.- Si sientes la textura del gel un poco espesa, agrega alcohol hasta que consigas la consistencia deseada.
 9.- Lava tus manos utilizando agua y jabón líquido, frotándolas por lo menos durante 20 segundos. Enseguida enjuaga, seca y aplica el alcohol en gel. Utilizado de esta manera dará la mejor protección frente a bacterias, mohos y virus.

Si tienes oportunidad puedes ver esta práctica casera en los siguientes link_ <https://www.youtube.com/watch?v=GzP1R2HbToM>
<https://www.imagenradio.com.mx/prepara-gel-antibacterial-en-casa-con-receta-de-la-profeco>



Actividad No. 3

Instrucciones: En esta práctica aprendiste a preparar el alcohol sanitizante, ahora veamos desde el punto de vista químico y de la estequiometria las cantidades de las sustancias que se utilizan y realizar los cálculos para poder preparar diferentes volúmenes de esta mezcla.

F.-Calcula los pesos moleculares de cada compuesto que utilizaste para el gel, utiliza la tabla periódica que se encuentra en los anexos de tu cuadernillo.

Etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)			
Elemento	Masa atómica	Factor a multiplicar	Masa atómica
Carbono			
Hidrógeno			
Oxígeno			
Masa molecular de la sustancia			

Carbopol CH_2CHCOOH ($\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2$)			
Elemento	Masa atómica	Factor a multiplicar	Masa atómica
Carbono			
Hidrógeno			
Oxígeno			
Masa molecular de la sustancia			

Trietanolamina $\text{C}_6\text{H}_{15}\text{NO}_3$			
Elemento	Masa atómica	Factor a multiplicar	Masa atómica
Carbono			
Hidrógeno			
Nitrógeno			
Oxígeno			
Masa molecular de la sustancia			

G.-Una vez calculados los pesos moleculares de las sustancias que mezclas en esta disolución, entonces realicemos las siguientes operaciones:



1. Calculemos las cantidades de sustancias que se emplean en la preparación base del alcohol gel. Como lo solicitan en el procedimiento inicial, pero realizando los cálculos estequiométricos.
2. Qué cantidad de Carbopol y trietanolamina se necesitan si preparamos 2 litros de alcohol gel.
3. Si utilizamos 10 g de carbopol, que cantidad de trietanolamina y etanol se necesitan.
4. En caso de contar con 5 g de trietanolamina, que cantidad de Carbopol y etanol se necesitan.
5. En caso de realizar 1 galón de alcohol gel, que cantidades de soluciones necesitamos.



BLOQUE I. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA Y NOMENCLATURA QUÍMICA

Actividad 1. Características físicas del sólido y el líquido

- **Aprendizaje Esperado:** Relaciona las variables de estado con las características de los sólidos, líquidos y gases que se manifiestan en los ciclos biogeoquímicos y procesos industriales del entorno, favoreciendo el pensamiento crítico y reflexivo.
- **Atributo (s):** 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas/5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva comprendiendo como cada uno de sus pasos contribuye al alcance de sus objetivos/5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- **Conocimiento (s):** Características físicas de los estados sólido y líquido: Fuerzas intermoleculares/cambios de las variables de estado: puntos de fusión, punto de ebullición, densidad.



Lectura previa: Características físicas de los estados sólido y líquido

Lee con mucha atención el siguiente texto:

En las asignaturas de Química y Física comprendiste que el objeto de estudio es la materia, conformada por átomos, partículas o moléculas las cuales se encuentran unidas entre sí por fuerzas de atracción que les permite estar en movimiento continuo, este movimiento provoca que las moléculas se encuentren a cierta distancia unas de otras lo que caracteriza a los estados de agregación de la materia. Este movimiento se incrementa conforme se aumenta la temperatura logrando en algunos casos un cambio de estado.

Al observar la naturaleza, encontramos de manera evidente que no todas las sustancias se presentan en el mismo estado de agregación: vemos algunas en estado sólido, otras en estado líquido, y otras en estado gaseoso. Algunas llegan a cambiar ante nuestros ojos de manera espontánea, como el agua que se evapora para formar las nubes y, después de algunos cambios significativos en su temperatura, se condensa y regresa a su estado primigenio.



Si las condiciones climáticas lo permiten, se efectuará el cambio del estado líquido al estado sólido, en forma de hielo. La teoría cinético-molecular, nos ayuda a entender la razón por la cual se puede pasar de un estado de agregación a otro. De acuerdo a esta teoría, las moléculas o átomos que componen un cuerpo se encuentran, dependiendo de su temperatura, más o menos separadas y en constante movimiento. En el estado sólido, las moléculas o átomos se encuentran en un ordenamiento aproximadamente cristalino y geométrico; cada una de ellas vibra en su lugar y las fuerzas de atracción son fuertes; precisamente por ello se afirma que en este estado la energía potencial es mucho mayor que la energía cinética.

En el estado líquido, las moléculas se encuentran relativamente separadas, pero conservan cierta cohesión. Podríamos comparar a las moléculas en estado líquido con canicas que se deslizan unas sobre otras, lo cual explica por qué los líquidos se derraman.



Además, en el estado líquido, la energía cinética de las moléculas es aproximadamente igual a su energía potencial.

El estado gaseoso presenta gran separación entre sus moléculas, cada una de ellas se mueve a grandes velocidades y choca con las demás de tal manera que no se pierde ni se gana energía (a esto se le conoce como choques perfectamente elásticos). Las fuerzas de atracción entre las moléculas son casi totalmente nulas y se afirma que en el estado gaseoso la energía cinética es considerablemente mayor que la energía potencial. Química. Bachillerato. Víctor Manuel Mora González. Pág. 20



¿Sabías que? El quinto estado de la materia

Lectura tomada de un artículo publicado por la NASA el 12 de febrero de 2004. La quinta forma, el Condensado Bose-Einstein (CBE), descubierto en 1995, aparece cuando los científicos enfrían unas partículas llamadas bosones hasta alcanzar temperaturas muy bajas. Los bosones fríos se unen para formar una única súper-partícula que es más parecida a una onda que a un ordinario pedazo de materia. Los CBE son frágiles, y la luz viaja muy lentamente a través de ellos. Ahora tenemos condensados fermiónicos, tan recientes que la mayoría de sus propiedades básicas son desconocidas. Ciertamente, son fríos. La científica principal del grupo de la Universidad de Colorado/NIST que produjo el primer condensado fermiónico, la física Deborah Jin, creó la sustancia enfriando una nube de 500,000 átomos de potasio-40 hasta menos de una millonésima de grado sobre el cero absoluto, y ellos probablemente fluyan sin viscosidad. ¿Más allá de eso? Los investigadores aún están aprendiendo; Cuando se encuentra una nueva forma de la materia, hace notar Jin, 'toma un tiempo entenderla'. Los condensados fermiónicos están relacionados con los CBE. Ambos están compuestos de átomos que se unen a bajas temperaturas para formar un objeto único. En un CBE, los átomos son bosones. En un condensado fermiónico los átomos son fermiones.

Fuente: https://ciencia.nasa.gov/science-at-nasa/2004/12feb_fermi

A continuación, se te presentan las características físicas de los estados de agregación sólido y líquido:

En los sólidos las partículas que las conforman están estrechamente ordenadas y agrupadas debido a las fuerzas de atracción intensas que hacen permanecer juntas a las moléculas, lo que les permite solo movimientos vibratorios pero sin colisiones entre ellas por tanto se mantiene en una posición relativamente fija con energía cinética mínima, las uniones próximas de las partículas les proporcionan rigidez y regularidad en sus estructuras logrando una forma fija y volumen constante, estas moléculas son incompresibles.
Ejemplos de sólidos: los metales, la madera, el vidrio, hielo.

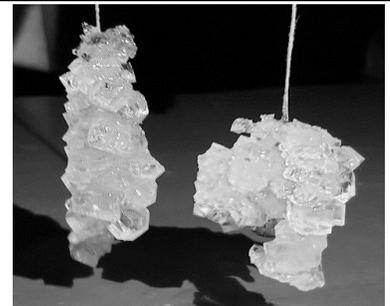


Figura 1. Cristales de azúcar en estado sólido.

En los líquidos las fuerzas de unión intermoleculares son menores que en las partículas en estado sólido, permitiendo que se encuentren un poco más separadas unas de otras provocando el choque entre ellas lo que limita el movimiento que se efectúa solo en distancias cortas con desplazamientos de unas sobre otras, por lo que la energía cinética es mayor que la de los sólidos, adquieren volumen pero no forma característica y toman la forma del recipiente que lo contiene, los líquidos son incompresibles solo son ligeramente compresibles cuando ocurre un cambio de temperatura y presión. Ejemplos de líquidos: sangre, alcohol, agua, aceite.



Figura 2. Agua en estado líquido
Fuente: Fotografías tomadas por el docente de COBAQROO/2/05/21.



Algunas características y propiedades de los líquidos de manera general son:

- Los líquidos no se expanden infinitamente como lo hacen los gases.
- Toman la forma del recipiente que los contiene, conservando su volumen sin importar el tamaño del recipiente.
- Solo son ligeramente compresibles cuando ocurre algún cambio de temperatura y presión.
- Tienen densidad mayor a la de los gases.
- Una molécula de líquido puede moverse solo a corta distancia ya que colisiona con otra molécula, reduciendo su movimiento, por lo que se mezclan solo líquidos que sean solubles. Pero la miscibilidad es más lenta que en los gases.



Actividad 1

A. Instrucciones: Con base en la lectura e imágenes anteriores, contesta las siguientes preguntas, en tu libreta de química y comparte esta información con tu profesor(a).

1. Al derramar un vaso con jugo. ¿Qué puedes decir a cerca de la “forma” que toma un líquido?
2. Si tengo medio litro de agua y lo pongo en un recipiente con capacidad para tres litros. ¿Cambia su volumen? Argumenta tu respuesta.
3. Cuando se mezcla miel y agua, ¿qué sucede? ¿El proceso que se da, es rápido o lento? ¿Por qué?



Para saber más.....El humo que burbujea a los pies de los músicos por el escenario, la densa humareda que desciende de las probetas en un laboratorio, la espesa niebla que surge del hirviente caldero de una bruja en una película, ¿son efectos que provee el hielo seco?

¿Qué es el hielo seco? ¿Por qué se llama así?

El hielo seco o nieve carbónica es el Dióxido de Carbono (CO_2) en estado sólido, el cual es un gas inodoro, incoloro, no tóxico, no inflamable, eléctricamente no conductivo, con un sabor ligeramente picante, recibe este nombre porque, pese a parecerse al hielo o a la nieve por su aspecto y temperatura, cuando se evapora (o más propiamente cuando se sublima) no deja residuo de humedad. Más información, ver página: https://es.wikipedia.org/wiki/Hielo_seco



**Las fuerzas intermoleculares, ¿son las que hacen posible que se presenten los estados de agregación?
¿Cuáles son estas fuerzas intermoleculares?**



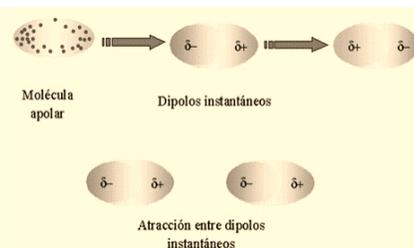
Lectura previa, Fuerzas Intermoleculares

Lee con mucha atención el siguiente texto:

Como estudiamos anteriormente dentro de las sustancias se encuentran las fuerzas intermoleculares, estas son fuerzas que provocan la atracción entre las moléculas que mantiene unidas a las moléculas a cierta distancia unas de otras determinando el estado físico de la materia y las propiedades macroscópicas como el punto de fusión, punto de ebullición, solubilidad. Algunas de estas fuerzas son: fuerzas de London, fuerzas dipolo-dipolo y fuerzas dipolo-dipolo inducido revisemos cada una de ellas a continuación.

Fuerzas de London

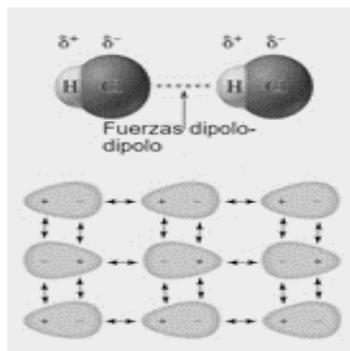
Esta fuerza se da en las moléculas no polares, debido a que los electrones en ciertas condiciones de temperatura y presión pueden desplazarse temporalmente a un extremo o al otro de la molécula produciendo un polo positivo y otro negativo (dipolo instantáneo), este dipolo instantáneo estimula a la formación de un dipolo en una molécula no polar próxima, de esa manera el polo positivo atrae al polo negativo de otra molécula y viceversa. Ejemplos: Cl₂, Br₂, I₂, CCl₄.



<https://www.portaleducativo.net/primeromedio/58/fuerzas-intermoleculares>

Fuerzas dipolo-dipolo

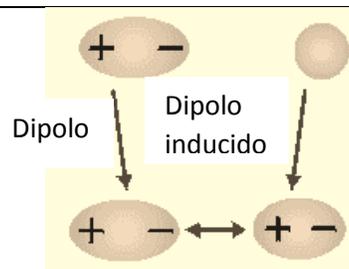
Estas interacciones se dan entre dos moléculas polares, cuando los polos de diferente signo se acercan hay una atracción electromagnética del polo positivo de una molécula al extremo negativo de la otra, las zonas del mismo signo se mantendrán lo más alejadas posibles, formándose la interacción dipolo-dipolo. Los valores de estas fuerzas están relacionados con los puntos de fusión y ebullición de las sustancias que las presentan, a mayor fuerza mayor serán los valores de estas propiedades. Ejemplos: H₂S, HCl, CH₃Cl, SO₂.



<https://slideplayer.es/slide/11622228>

Fuerzas dipolo-dipolo inducido

Se desarrolla entre una molécula polar que actúa sobre una no polar, de tal manera que cuando entran al campo de fuerza de la molécula polar, las moléculas no polares sufren un reacomodo de sus electrones debido a la presencia de las cargas de la molécula polar y las cargas positivas se acomodan en el extremo opuesto, generando un dipolo inducido. Ejemplos: algunos gases como el CO₂, O₂, N₂ que son no polares, se pueden disolver en agua.



<http://www.ehu.eus/biomoleculas/moleculas/fuerzas.htm>

CAMBIOS DE LAS VARIABLES DE ESTADO



Las variables de estado son parámetros que se utilizan para describir el estado de un sistema, cada sistema tiene valores establecidos para cada una de las variables.

En este caso para que exista un cambio de estado las variables de estado deben tener un aumento o disminución en la temperatura o presión.

Es común poder observar a nuestro alrededor cambios de estado de la materia de manera natural, de igual manera al preparar los alimentos en nuestras cocinas.

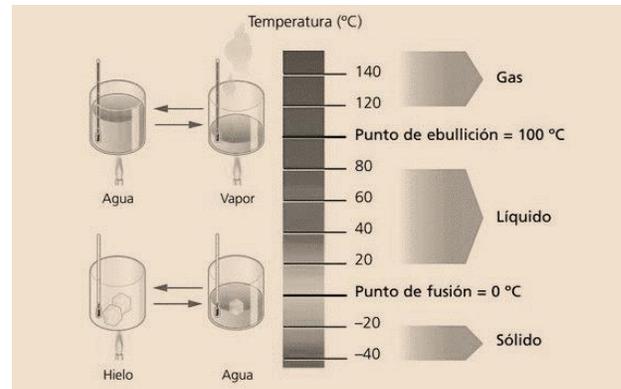
A continuación, se presentan las definiciones y los valores de los puntos de fusión, punto de ebullición y densidad de las sustancias comunes:

Punto de Fusión: es el proceso que ocurre cuando una sustancia en estado sólido empieza a transformarse en estado líquido al aumentar la temperatura, a la presión de 1 atmósfera. Los valores de la temperatura de fusión son característicos para cada sustancia.

Un ejemplo que todos hemos observado es cuando se derrite un helado.

En la figura se muestran los valores de la temperatura para que ocurran los cambios de estado en el agua.

- Punto de fusión del agua sólida (hielo) (H₂O): 0 °C
- Punto de fusión del cobre (Cu): 1085 °C
- Punto de fusión del oro (Au): 1064 °C
- Punto de fusión de la plata (Ag): 962 °C



Fuente: <https://co.pinterest.com/pin/444449056977814964/>

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Helio	-272	-269
Hidrógeno	-259	-253
Oxígeno	-218	-183
Nitrógeno	-210	-196
Dióxido de carbono	-78	-57
Alcohol (etanol)	-114	78
Mercurio	-38'36	357
Agua	0	100
Azúcar (sacarosa)	186	Descompone a 186
Estaño	232	2603
Plomo	327	1750
Aluminio	660	2520
Plata	961	2210
Oro	1063	2857
Cobre	1083	2565
Hierro	1536	2750
Platino	1770	3825
Tungsteno	3420	5930

Fuente: <https://laboralfq.wordpress.com/2o-eso/materia-y-energia/>



Punto de Ebullición

Es el proceso que ocurre en los líquidos cuando aumenta la temperatura al proporcionarle calor aumenta también el movimiento de las moléculas hasta que se producen burbujas, estas se acomodan en la superficie por ser menos densas que el líquido y se evaporan, logrando que la sustancia cambie de estado líquido a gaseoso; es una propiedad característica de cada sustancia. Las unidades de medición de esta propiedad son los °C, °F, °K y °R. En la figura se encuentran los puntos de fusión y punto de ebullición de sustancias comunes.



La densidad: es la propiedad que mide la relación entre la masa del cuerpo por el volumen de la sustancia. Por ejemplo, si tenemos dos esferas del mismo tamaño (volumen) pero constituidas por diferentes materiales; una esfera está hecha de hierro y la otra de madera, al pesar estos objetos podemos observar que la esfera de hierro tiene mayor masa que la otra esfera, por lo que el hierro es más denso que la madera debido a que existe mayor cantidad de materia por unidad de volumen. En la figura se presentan los valores de algunas sustancias.

Sustancia	Densidad (g/cm ³)
Aire	0'0013
Hielo	0'92
Agua	1
Agua de mar	1'04
Aluminio	2'7
Hierro	7'9
Cobre	8'4
Mercurio	13'6
Oro	19'3

Fuente: <https://cienciadelux.com/2016/07/16/densidad-concepto-y-medida/>



Continuemos la lectura sobre la densidad

La densidad de un fluido viene determinada por la masa y el volumen de dicho fluido según la relación $d = M/V$. La densidad de los líquidos es, por lo regular, un valor intermedio entre la del estado sólido y el gaseoso debido a que las fuerzas intermoleculares obligan a que en un cierto espacio se concentre un número mayor de moléculas que en estado gaseoso y menor que en el estado sólido.

Explicando con una analogía, probablemente a veces hemos escuchado hablar de densidad de la materia o de la densidad de un bosque o de la densidad poblacional, por ejemplo: supongamos que vamos a ver un partido de fútbol y nos damos cuenta de que en las galerías del estadio hay muy poca gente. Si dividimos todos los asientos disponibles por el número total de asistentes tendremos como resultado un valor numérico grande, donde habrá más de un asiento por cada persona presente. Si el estadio está lleno totalmente, en la división propuesta tendríamos un valor numérico menor, si no sobran asientos, la división sería uno y significaría que hay un asiento por persona. Dividir un espacio disponible por el número de personas presentes nos refleja el concepto de densidad poblacional.

Uno de los factores más importantes en los valores de densidad es la temperatura. Cuando se aumenta la temperatura de un fluido, los átomos que lo componen comienzan a vibrar (el fluido se expande) ocupando más espacio y, por tanto, aumentando su volumen. Según la relación anterior, si damos por hecho una masa del fluido constante, al aumentar volumen (V) la densidad será cada vez más pequeña y el fluido será cada vez más "fluido".

tridimensional que provocan los puentes de hidrógeno cuando se solidifican. A medida que la temperatura aumenta disminuye su densidad.

Pero el agua, es en muchos sentidos, un líquido diferente a los demás y su densidad también manifiesta irregularidades: en su estado sólido (hielo) es ligeramente menos densa que el líquido, debido al arreglo



¿Qué es densidad? Es una propiedad intensiva que relaciona la masa de la materia con el volumen que esta ocupa. De acuerdo con el SI, (Sistema Internacional de Unidades) sus unidades son Kg/m³, pero en la práctica es más útil usar gr/cm³



Ejemplos

Revisaremos algunos ejemplos, aplicando la formula. Entonces la relación entre la masa y el volumen de un cuerpo.

$$D = \frac{M}{v} \quad \text{Densidad} = \text{Masa/Volumen.}$$

1. Calcule la densidad del ácido sulfúrico, sabiendo que 360 g ocupan un volumen de 200 ml.

Fórmula	Datos	Sustitución	Resultado
$D = \frac{M}{v}$	M=360g V=200ml	Sustituyendo: $D = \frac{360g}{200ml} = 1.8g/ml$	Densidad =1.8g/ml

2. ¿Qué volumen ocupan 2 kg de mercurio, si su densidad es de 13.6 g/ml?

Fórmula	Datos	Sustitución	Resultado
$D = \frac{M}{v}$	M = 2 kg = 2000 g D = 13.6 g/ml $V = \frac{M}{D}$	Sustituyendo: $V = \frac{2000g}{13.6g/ml} = 147.06 \text{ ml}$	Volumen = 147.06ml

3. Calcule la masa de 18 l de alcohol etílico, si su densidad es de 0.8 g/ml.

Fórmula	Datos	Sustitución	Resultado
$D = \frac{M}{v}$ $M=D \times V$	D= 0.8g/ml V=18 l V=18 l = 18000ml	Sustituyendo: M= 0.8 g/ml x 18 000 =0 14 400 g = 14.4 kg.	Masa =14.4 kg.

LA MASA



Fuente: Imagen de internet

La **masa es una medida de la cantidad de materia de un objeto**. Es común que se utilicen de forma equivalente, sin embargo, en sentido estricto términos **masa y peso** son cantidades distintas. En términos científicos, peso es la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto. Una manzana que cae de un árbol es atraída por la gravedad de la tierra, la masa de la manzana es constante y no depende de su posición como sucede con su peso. Por ejemplo, en

la superficie de la luna, la manzana pasaría solo una sexta parte de lo que pesa en la tierra. Debido a la menor masa de la luna. La menor gravedad de la luna permite, que los astronautas salten sin dificultad en su superficie a pesar del voluminoso traje y equipo. La masa de un objeto puede ser determinada fácilmente con una balanza y este proceso de medición de la masa se llama pesada. La unidad del SI, fundamental de masa es el Kilogramo (Kg), pero en química es más conveniente usar una unidad más pequeña, el gramo(g).

$$1 \text{ kilogramo es} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g.}$$



Actividad 1

B. Instrucciones

1. Realiza correctamente el llenado de la siguiente tabla en tu libreta. Define las características en relación a la forma, volumen, distancia entre moléculas, compresibilidad, energía cinética de las moléculas y dibuja un ejemplo de cada estado de la materia.

Sólido	Forma:	Imagen del ejemplo
	Volumen:	
	Distancia entre moléculas:	
	Compresibilidad:	
	Energía cinética:	
Líquido	Forma:	Imagen del ejemplo
	Volumen:	
	Distancia entre moléculas:	
	Compresibilidad:	
	Energía cinética:	

2. Dibuja las estructuras macroscópica y microscópica del estado sólido, líquido y gaseoso, escribe los valores de los puntos de ebullición, fusión y densidad del agua. En tu libreta de química.



Actividad 2 Características del estado gaseoso

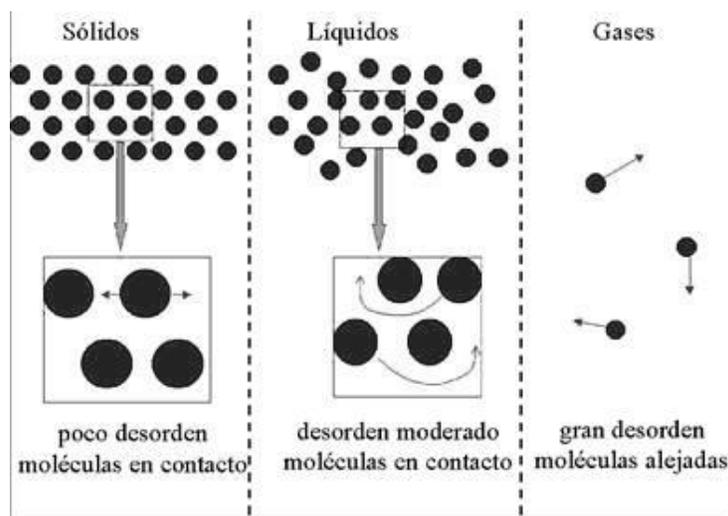
- **Aprendizaje Esperado:** aplica las leyes de para la resolución de problemas relacionados con los ciclos biogeoquímicos y procesos industriales del entorno, favoreciendo el trabajo organizado y metódico.
- **Atributo (s):** 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas/5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva comprendiendo como cada uno de sus pasos contribuye al alcance de sus objetivos/5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- **Conocimiento (s):** Características del estado gaseoso. Propiedades de los gases/teoría cinético-molecular/leyes de los gases y ecuación de un gas ideal.



Lectura previa. Los gases

Lee con mucha atención el siguiente texto:

Características de los gases: Las partículas ya no se encuentran en contacto directo una con otras, por lo que su fuerza intermolecular es casi nula por esa razón no tienen forma fija y volumen fijo ya que ocupan todo el espacio libre, las moléculas se encuentran separadas, desordenadas y pueden moverse libremente por la alta energía cinética que poseen. Estas partículas experimentan variación de volumen que, al cambiar las condiciones de temperatura y presión, se pueden comprimir en gran medida. En la figura se observa el desorden de las moléculas de gas en comparación con los sólidos y líquidos.



Fuente: http://navarrof.orgfree.com/Docencia/Quimica/UT1D/fuerzas_inter.htm

Propiedades de los gases

El comportamiento de cierta cantidad de materia en estado gaseoso depende de las propiedades de volumen, presión y temperatura; por lo tanto, si alguna de estas varía probablemente las demás también lo hagan, ocasionando que la materia en estado gaseoso experimente una transformación y un cambio de estado.



A continuación, se definen las variables que afectan el comportamiento de los gases:

Presión

La presión se define como la fuerza aplicada por unidad de área.

$$presión = \frac{fuerza}{unidad\ de\ área} = \frac{F}{A}$$

La unidad de presión en el SI es el Pascal, su símbolo es Pa. $1 Pa = 1 \frac{N}{m^2}$

En los gases la presión se origina por la fuerza de las colisiones de las moléculas que ejercen sobre las paredes del recipiente que las contiene y la gran velocidad con la que chocan.

	1 atm	1 mm Hg	1 Torr	1 N/m ²	1 Pascal	1 bar
1 atm	1	760	760	1.013 × 10 ⁵	1.013 × 10 ⁵	1.013
1 mm Hg	1.32 × 10 ⁻³	1	1	1.33 × 10 ²	1.33 × 10 ²	1.33 × 10 ⁻³
1 Torr	1.32 × 10 ⁻³	1	1	1.33 × 10 ²	1.33 × 10 ²	1.33 × 10 ⁻³
1 N/m ²	9.87 × 10 ⁻⁶	7.50 × 10 ⁻³	7.50 × 10 ⁻³	1	1	10 ⁻⁵
1 Pascal	9.87 × 10 ⁻⁶	7.50 × 10 ⁻³	7.50 × 10 ⁻³	1	1	10 ⁻⁵
1 bar	9.87 × 10 ⁻¹	7.50 × 10 ²	7.50 × 10 ²	10 ⁵ N/m ²	10 ⁵ N/m ²	1

Fuente: <https://fluidosytermodinamicaecce.wordpress.com/tabla-de-unidades-de-presion-y-equivalencias/>

Temperatura

Recuerdas que al inicio del curso revisamos el tema de temperatura. Esta magnitud se define como la medida de la intensidad del calor. La temperatura para los gases se expresa en el sistema internacional en grados Kelvin. La temperatura es una magnitud relacionada directamente con la energía cinética de las partículas, ya que al aumentar la temperatura se incrementa la velocidad y el movimiento de las mismas.

Relaciones de escalas	Fórmula
Celsius a Fahrenheit	$^{\circ}F = (1.8 \times ^{\circ}C) + 32$
Fahrenheit a Celsius	$^{\circ}C = \frac{(^{\circ}F - 32)}{1.8}$
Celsius a Kelvin	$K = ^{\circ}C + 273$
Kelvin a Celsius	$^{\circ}C = K - 273$
	$R = ^{\circ}F + 460$



Cantidad de materia

La cantidad de sustancia se emplea para contar cantidades enormes de átomos, moléculas, iones que hay en una muestra y su unidad es el mol. Un mol se define como la cantidad de sustancia en un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 12 g de isótopo de carbono-12.

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

n = cantidad de sustancia en mol

m = masa en gramos

Mm = masa molecular en gramos/mol

EL VOLUMEN

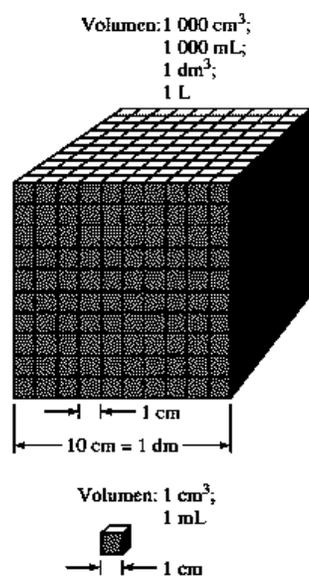


Figura 1.7
Comparación entre dos volúmenes, 1 mL y 1 000 mL.

El volumen está definido por la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo. El volumen puede ser expresado en diferentes unidades, aunque SI usa el metro cúbico m^3 . Las unidades de uso más frecuente son cm^3 , litros, mililitros.

Los gases no tienen forma ni volumen definido, dependen básicamente de las condiciones de presión y temperatura, por lo que cualquier cambio en estas condiciones se verá afectado el volumen.

Equivalencias de volumen

$$1 \text{ metro cúbico } (m^3) = 1\,000\,000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ litro } (l) = 1\,000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ metro cúbico} = 1\,000 \text{ litros } (l)$$

$$1 \text{ galón} = 3.875 \text{ litros}$$

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

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$$

Teoría cinético-molecular

La teoría cinético-molecular explica el comportamiento similar de los gases:

1. Las sustancias gaseosas están formadas por moléculas que se encuentran separadas a gran distancia unas de otras; la materia en estado gaseoso tiene masa, pero el volumen es despreciable en comparación con los espacios que hay entre una molécula y otra.
2. Las moléculas de un gas se consideran totalmente independientes unas de otras, por lo que no existe fuerzas de atracción o repulsión intermoleculares.
3. Las moléculas de un gas se encuentran en movimiento continuo, de forma desordenada; chocan entre sí y contra las paredes del recipiente que las contiene.
4. Los choques entre las moléculas son elásticos por lo que la energía cinética total de las moléculas se mantiene constante.
5. La energía cinética media de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas. Se considera nula en el cero absoluto.



Leyes de los gases y ecuación de un gas ideal

Lee con mucha atención el siguiente texto:

En el tema de propiedades de los gases se estudiaron las variables de estado que afectan el comportamiento de los gases: cantidad de sustancia, volumen, presión, temperatura.

En esta sección se va a describir el comportamiento de los gases en determinadas condiciones especiales.

Por ejemplo, el comportamiento de la presión de un gas depende de la cantidad de materia, por lo que, a mayor número de partículas se genera mayor presión, así mismo a mayor volumen va a existir menos presión, también depende de la temperatura a la que se encuentre el gas, al tener mayor temperatura mayor será la velocidad a la que se mueven las partículas y la presión aumentará. De manera experimental se puede comprobar la forma en que la presión depende de estas tres variables, para obtener los resultados se mantienen constantes dos variables modificando solo una y observar cómo afecta a la otra. En los siglos XVII y XVIII se formularon las leyes de los gases experimentando el comportamiento de los gases relacionando estas variables, derivado de esto surgieron las leyes de Boyle, Gay-Lussac y Charles y la ley general de los gases.

En la siguiente tabla se describen las leyes y se presenta las fórmulas matemáticas.

NOMBRE DE LA LEY	DESCRIPCIÓN Y FÓRMULA
Ley de Boyle	El volumen de una masa fija de gas a temperatura constante dada es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas. $P_1V_1 = P_2V_2$ Donde: P ₁ = Presión inicial V ₁ = Volumen inicial P ₂ = Presión final V ₂ = Volumen final
Ley de Gay-Lussac	A volumen constante, la presión de una masa fija de un gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin. $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ Donde: P ₁ = Presión inicial P ₂ = Presión final T ₁ = Temperatura inicial T ₂ = Temperatura final
Ley de Charles	El volumen de la masa fija de un gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura Kelvin. $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ Donde: V ₁ = Volumen inicial V ₂ = Volumen final T ₁ = Temperatura inicial T ₂ = Temperatura final



<p>Ley general de los gases</p>	<p>El volumen de una masa determinada de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta e inversamente proporcional a la presión ejercida por el gas, manteniendo la masa de gas constante.</p> $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ <p>Donde: P_1 = Presión inicial P_2 = Presión final V_1 = Volumen inicial V_2 = Volumen final T_1 = Temperatura inicial T_2 = Temperatura final</p>
<p>Ley de Avogadro</p>	<p>A temperatura y presión constante el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de este.</p> $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ <p>Donde: V = volumen del gas N = número de moles</p>
<p>Ley de los gases ideales</p>	<p>El volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de gas y a la temperatura absoluta e inversamente proporcional a la presión.</p> $PV = nRT$ <p>Donde: P = Presión absoluta V = volumen n = número de moles R = constante universal de los gases ideales 8.315 J/mol .K T = Temperatura</p>
<p>Ley de las presiones parciales de Dalton</p>	<p>Cada uno de los gases presentes en una mezcla de gases ejerce una presión parcial igual a la presión que ejercería como único gas presente en el mismo volumen. Entonces, la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de todos los gases.</p> $P_T = P_1 + P_2 + P_3 \dots$ <p>Donde: P_1, P_2, P_3 son las presiones parciales de cada uno de los gases presentes en la mezcla.</p>



Aplicando las fórmulas matemáticas de las leyes de los gases enunciadas anteriormente, se presentan ejemplos de ejercicios de cada una de estas leyes, realizando las operaciones necesarias y de manera clara considerando los datos, fórmula, sustitución y el resultado.

LEY DE BOYLE

1.- El volumen de un gas ocupa 15 l a una presión de 630 mm Hg. Calcule la presión del gas en torr si el volumen aumenta a 22 l.

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$P_1 = 630 \text{ mm Hg}$ $P_2 = ?$ $V_1 = 15 \text{ l}$ $V_2 = 22 \text{ l}$	$P_1 V_1 = P_2 V_2$ $P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}$	$P_2 = \frac{630 \text{ mm Hg}(15 \text{ l})}{22 \text{ l}} = 429.54 \text{ mm Hg}$ Convertimos: $1 \text{ mm Hg} = 1 \text{ torr}$ $429.54 \text{ mm Hg} = \frac{1 \text{ torr}}{1 \text{ mm Hg}} = 429.54 \text{ torr}$	$P_2 = 429.54 \text{ torr}$

2.- Doce litros de oxígeno ejercen una presión de 2.17 atm. ¿Cuál es el volumen de este gas a presión estándar (760 mm Hg), se encuentra a temperatura constante?

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$P_1 = 2.17 \text{ atm}$ $P_2 = 760 \text{ mm Hg}$ $V_1 = 12 \text{ l}$ $V_2 = ?$	$P_1 V_1 = P_2 V_2$ $V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$	Igualamos la presión, convertimos los mm Hg a atm. $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ Sustituimos: $V_2 = \frac{2.17 \text{ atm}(12 \text{ l})}{1 \text{ atm}} = 26.04 \text{ l}$	$V_2 = 26.04 \text{ l}$

LEY DE GAY-LUSSAC

1.- El volumen de 1 litro de gas se encuentra en condiciones de TPN, posteriormente cambia a 180 °C y el volumen se mantiene constante. ¿Cuál es la presión final?

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$P_1 = 1 \text{ atm}$ $P_2 = ?$ $T_1 = 0 \text{ °C}$ $T_2 = 180 \text{ °C}$	$K = \text{°C} + 273$ $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ $P_2 = \frac{T_2}{T_1} P_1$	Convertir los grados Celsius a Kelvin $0 \text{ °C} + 273 = 273 \text{ K}$ $180 \text{ °C} + 273 = 453 \text{ K}$ Sustituimos: $P_2 = \frac{453 \text{ K}}{273} (1 \text{ atm}) = 1.65 \text{ atm}$	$P_2 = 1.65 \text{ atm}$

2.- Un tanque de oxígeno tiene una presión de 220 lb/in² cuando su temperatura es de 28°C pero su presión aumenta a 232 lb/in² ¿Cuál la temperatura final?

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$P_1 = 220 \text{ lb/in}^2$ $P_2 = 232 \text{ lb/in}^2$ $T_1 = 28 \text{ °C}$ $T_2 = ?$	$K = \text{°C} + 273$ $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ $T_2 = \frac{P_2}{P_1} T_1$	Convertir los grados Celsius a Kelvin $28 \text{ °C} + 273 = 301 \text{ K}$ Sustituimos: $T_2 = \frac{232 \frac{\text{lb}}{\text{in}^2}}{220 \frac{\text{lb}}{\text{in}^2}} (301 \text{ K}) = 317 \text{ K}$	$T_2 = 317 \text{ K}$



Ejemplos:

LEY DE CHARLES

1.- Una muestra de gas a temperatura constante ocupa un volumen de 350 cm³ cuando la temperatura es de 32 °C ¿Cuál es el volumen final al incrementar la temperatura a 75°C?

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$V_1 = 350 \text{ cm}^3$ $V_2 = ?$ $T_1 = 32 \text{ }^\circ\text{C}$ $T_2 = 75 \text{ }^\circ\text{C}$	$K = \text{ }^\circ\text{C} + 273$ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ $V_2 = \frac{T_2 V_1}{T_1}$	Convertir los grados Celsius a Kelvin $32^\circ\text{C} + 273 = 305 \text{ K}$ $75^\circ\text{C} + 273 = 348 \text{ K}$ Sustituimos: $V_2 = \frac{348 \text{ K} (350 \text{ cm}^3)}{305 \text{ K}}$ $= 399.34 \text{ cm}^3$	$V_2 = 399.34 \text{ cm}^3$

Un gas con un volumen de 27 l a 58 °F, se calienta hasta alcanzar un volumen de 74 l ¿Cuál será su temperatura final? La presión se mantiene constante.

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$V_1 = 27 \text{ l}$ $V_2 = 74 \text{ l}$ $T_1 = 58 \text{ }^\circ\text{F}$ $T_2 = ?$	$K = \text{ }^\circ\text{C} + 273$ $^\circ\text{C} = \frac{(\text{ }^\circ\text{F} - 32)}{1.8}$ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ $T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$	Convertir los grados Fahrenheit a Celsius y posteriormente a Kelvin $^\circ\text{C} = \frac{(58-32)}{1.8} = 14^\circ\text{C}$ $14^\circ\text{C} + 273 = 287 \text{ K}$ Sustituimos: $V_2 = \frac{74 \text{ l} (287 \text{ K})}{27 \text{ l}}$ $= 786 \text{ K}$	$T_2 = 786 \text{ K}$

LEY GENERAL DE LOS GASES

1.- Una muestra de cierto gas con volumen de 5 litros a 12 °C y presión de 1.5 atm. Si es calentada hasta una temperatura de 38 °C y 453 mm Hg ¿Cuál será el volumen final?

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$V_1 = 5 \text{ l}$ $V_2 = ?$ $T_1 = 12 \text{ }^\circ\text{C}$ $T_2 = 38 \text{ }^\circ\text{C}$ $P_1 = 1.5 \text{ atm}$ $P_2 = 453 \text{ mm Hg}$	$K = \text{ }^\circ\text{C} + 273$ $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ $V_2 = \frac{T_2 P_1 V_1}{P_2 T_1}$	$12 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 285 \text{ K}$ $38 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 311 \text{ K}$ $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ Convertimos atm a mm Hg $1.5 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}}$ $= 1,140 \text{ mm Hg}$ Sustituimos los valores en la fórmula despejada: $V_2 = \frac{(311 \text{ K})(1,140 \text{ mm Hg})(5 \text{ l})}{(453 \text{ mm Hg})(285 \text{ K})}$ $V_2 = 13.730 \text{ l}$	$V_2 = 13.730 \text{ l}$



Ejemplos:

2.- Una muestra de cierto gas ocupa 650 ml y tiene una presión de 0.8 atm a 312 K y se eleva su temperatura a 31°C y el volumen cambia a 934 ml ¿Cuál es su presión actual?

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$V_1 = 650 \text{ ml}$ $V_2 = 934 \text{ ml}$ $T_1 = 312 \text{ K}$ $T_2 = 31 \text{ °C}$ $P_1 = 0.8 \text{ atm}$ $P_2 = ?$	$K = \text{°C} + 273$ $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ $P_2 = \frac{T_2 P_1 V_1}{V_2 T_1}$	$31 \text{ °C} + 273 = 304 \text{ K}$ Convertimos ml a l $650 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml}} = 0.65 \text{ l}$ $934 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml}} = 0.934 \text{ l}$ Sustituimos los valores en la fórmula despejada: $P_2 = \frac{(304 \text{ K})(0.8 \text{ atm})(0.65 \text{ l})}{(0.934 \text{ l})(312 \text{ K})}$ $P_2 = 0.542 \text{ atm}$	$P_2 = 0.542 \text{ atm}$

LEY DE AVOGADRO

1.- Un gas contiene 0.87 mol y ocupa un volumen de 4 l ¿Qué volumen ocupará a temperatura y presión constante cuando su cantidad de sustancia llega a tener 1.35 mol?

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$V_1 = 4 \text{ l}$ $V_2 = ?$ $n_1 = 0.87 \text{ mol}$ $n_2 = 1.35 \text{ mol}$	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ $V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$	$V_2 = \frac{4 \text{ l} (1.35 \text{ mol})}{0.87 \text{ mol}} = 6.20 \text{ l}$	$V_2 = 6.20 \text{ l}$

2.- Una muestra de argón de volumen 8 l contiene 1.3 mol ¿Cuántos moles tendrá a temperatura y presión constante si aumenta su volumen a 12 l?

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$V_1 = 8 \text{ l}$ $V_2 = 12 \text{ l}$ $n_1 = 1.3 \text{ mol}$ $n_2 = ?$	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ $n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$	$n_2 = \frac{(12 \text{ l})(1.3 \text{ mol})}{(8 \text{ l})_1}$ $= 1.95 \text{ mol}$	$n_2 = 1.95 \text{ mol}$



Ejemplos:

LEY DE LOS GASES IDEALES

1.- Calcula la presión de 2.6 gramos de CO₂ que a una temperatura de 17°C ocupa un volumen de 3 litros.

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$V = 3 \text{ l}$ $m = 2.6 \text{ g}$ $R = 0.082 \frac{\text{atm.l}}{\text{°K.mol}}$ $T = 17 \text{ °C}$ $P = ?$	$K = \text{°C} + 273$ $PV = nRT$ $P = \frac{nRT}{V}$	Convertir los grados Celsius a Kelvin $17 \text{ °C} + 273 = 290 \text{ K}$ Convertimos los gramos a moles $2.6 \text{ g de CO}_2 \times \frac{\text{mol}}{44 \text{ g/mol}} = 0.05 \text{ mol}$ Sustituimos los valores en la fórmula despejada: $P = \frac{(0.05 \text{ mol}) \left(\frac{0.082 \text{ atm.l}}{\text{K.mol}} \right) (290 \text{ K})}{(3 \text{ l})}$ $P = 0.396 \text{ atm}$	$P = 0.396 \text{ atm}$

2.- Calcular el número de moles de un gas que ocupa 14 litros a una temperatura de 25°C y 1.5 atm.

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$V = 14 \text{ l}$ $n = ?$ $R = 0.082 \frac{\text{atm.l}}{\text{°K.mol}}$ $T = 25 \text{ °C}$ $P = 1.5 \text{ atm}$	$K = \text{°C} + 273$ $PV = nRT$ $n = \frac{PV}{RT}$	Convertir los grados Celsius a Kelvin $25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$ Sustituimos los valores en la fórmula despejada: $n = \frac{(1.5 \text{ atm})(14 \text{ l})}{0.082 \frac{\text{atm.l}}{\text{°K.mol}} (298 \text{ K})}$ $n = 0.859 \text{ mol}$	$n = 0.859 \text{ mol}$



Ejemplos:

LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES DE DALTON

1.- Una mezcla de aire seco contiene 78% de nitrógeno, 21% de oxígeno, 0.9% de argón y 0.1% de bióxido de carbono. Calcula la presión parcial de cada gas si la presión total de la mezcla es de 760 mm Hg.

Datos	Fórmulas	Sustitución	Resultado
$P_1 = ?$ $P_2 = ?$ $P_3 = ?$ $P_T = ?$	$P_T = P_1 + P_2 + P_3$	<p>Convertimos el 78% porcentaje de nitrógeno a mm Hg. $78\% N \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{100\%} = 592.8$</p> <p>Convertimos el 21% porcentaje de oxígeno a mm Hg. $21\% O \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{100\%} = 159.6$</p> <p>Convertimos el 0.9% porcentaje de argón a mm Hg. $0.9\% O \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{100\%} = 6.84$</p> <p>Convertimos el 0.1% porcentaje de bióxido de carbono a mm Hg. $0.1\% O \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{100\%} = 0.76$</p> <p>Sustituyendo los valores en la fórmula ley de las presiones parciales de Dalton.</p> $P_T = P_1 + P_2 + P_3 + P_4$ $P_T = 592.8 \text{ mm Hg} + 159.6 \text{ mm de Hg} + 6.84 \text{ mm Hg} + 0.76 \text{ mm de Hg.}$	$P_1 = 592.8 \text{ mm Hg}$ $P_2 = 159.6 \text{ mm Hg}$ $P_3 = 6.84 \text{ mm Hg}$ $P_4 = 0.76 \text{ mm Hg}$



Actividad 2

A. Instrucciones: En tu libreta de temas selectos de química resuelve los siguientes problemas aplicando adecuadamente las fórmulas de las leyes de los gases y la ecuación de un gas ideal que corresponda.

- 1.- El volumen de un gas es de 12 litros a 8 atm. Calcule la presión en atm del gas si su volumen cambia a 659 mililitros, la temperatura permanece constante.
- 2.- Una cantidad de CO_2 se encuentra a presión de 658 mm Hg a una temperatura de 28°C . Calcula la temperatura que alcanzará al incrementar la presión a 1187 mm Hg, el volumen permanece constante.
- 3.- Una cierta cantidad de gas presenta una presión 740 torr a 27°C ¿Qué presión en torr tendrá al incrementar la temperatura a 60°C , suponiendo que el volumen no cambia?
- 4.- Una muestra de gas ocupa un volumen de 300 ml a 15°C y 652 mm Hg. ¿Qué volumen en ml ocupará el gas a 32°C , cuando la presión permanece constante?
- 5.- Una muestra de oxígeno tiene un volumen de 65 ml a temperatura de 10°C y ejerce una presión de 1200 mm Hg. Si su volumen cambia a 45 ml a 26°C ¿Cuál será la presión final?



Actividad 3 “Tipos de compuestos inorgánicos, conozcamos la importancia en nuestra vida cotidiana”.

- **Aprendizaje Esperado:** Emplea diferentes compuestos inorgánicos a través del lenguaje y simbología química promoviendo el uso y manejo correcto de los productos químicos mediante la aplicación de normas de seguridad. Utiliza compuestos de manera responsable, previniendo riesgos en el uso de productos comunes.
- **Atributo (s):** 1.1 Enfrenta las dificultades que se le presentan y es consciente de sus valores, fortalezas y debilidades /3.2 Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo / 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas / 8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.
- **Conocimiento (s):** Iones / Nomenclatura / óxidos metálicos / óxidos no metálicos / oxiácidos / hidrácidos / hidróxidos / hidruros / sales binarias / sales terciarias.



Lectura previa “Compuestos inorgánicos”

Lee con mucha atención el siguiente texto:

La química tiene su propio lenguaje, dentro de este incluye símbolos, fórmulas, ecuaciones y nombre de diferentes compuestos. Existe una gran cantidad de sustancias que tienen un nombre definido para poder diferenciarlas unas con otras.

El lenguaje de la química es universal, de tal manera que, para el químico, el nombre de una sustancia, no solo la identifica, sino que revela su fórmula y composición. Dentro de la nomenclatura química, se distinguen dos grupos de compuestos: compuestos orgánicos y compuestos inorgánicos. Los compuestos inorgánicos son todos aquellos compuestos químicos que no incluyen moléculas de carbono.

La nomenclatura química es un sistema de reglas establecidas internacionalmente para leer y escribir con un lenguaje científico las fórmulas de los compuestos químicos, y así dar nombre a éstos según el tipo y número de elementos que los componen, permitiendo identificarlos, clasificarlos y organizarlos.

Anteriormente, no se tenía control en la asignación de los nombres de las sustancias. No fue sino hasta en 1921 cuando se fundó la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) por sus siglas en inglés (International Union of Pure and Applied Chemistry). Esta organización se encarga de establecer normas para asignar el nombre de los compuestos químicos y, por tanto, ha recomendado una serie de reglas aplicables.

Para poder comprender el lenguaje de la química es necesario que aprendamos a cerca de Número de valencia y número de oxidación.

En 1919 un grupo interdisciplinario de científicos de diferentes nacionalidades se reunieron y crearon la UIQPA, que es la autoridad universalmente reconocida en términos de nomenclatura, terminología, representación de estructuras y símbolos químicos. Como una de sus actividades principales, desarrolla recomendaciones para establecer una nomenclatura y terminología inequívoca, uniforme y consistente para campos científicos específicos (IUPAC, 2020).

De esta organización surgieron los símbolos actuales de cada elemento, por lo tanto, las fórmulas de los compuestos químicos.



Número de Valencia es la cantidad de electrones de valencia existentes en la órbita de valencia de un átomo, por lo tanto, los electrones que se encuentran en la órbita más externa o su nivel energético 'n' (número cuántico principal) mayor, este siempre tiene valores positivos que van del 1 al 8 según sea el elemento.

El **Número de Oxidación** es la capacidad que tienen los elementos para ganar o perder uno o más electrones de valencia; cuando su valor es positivo, significa que el átomo de un elemento cede o pierde los electrones correspondientes al combinarse con otro átomo, en cambio sí atrapa uno o más electrones su valor es negativo. (SONORA, 2020)

Las siguientes reglas deberás aprendértela, para escribir las fórmulas químicas.

Para determinar el número de oxidación de un elemento se sigue las siguientes reglas:

Regla 1: tenemos que considerar que el número de oxidación de un elemento sin combinar con otro es cero, por ejemplo: $H_2 0$, $Ag 0$, $Ge 0$.

Regla 2: Vemos lo que sucede con el hidrógeno, su número de oxidación es +1, cuando este elemento forma hidruros (Metal + hidrógeno), en este caso es -1.

Regla 3: En el caso del oxígeno siempre su número de oxidación siempre va ser -2, a excepción cuando forma compuestos peróxidos, en este caso es -1.

Regla 4: Los números de oxidación de los elementos metálicos 1, 2 y 13 que forman parte de los grupos son +1, +2, +3, ejemplo: $Li+1$, $Be+2$, $B+3$.

Regla 5: El Número de oxidación de los elementos del grupo 14, es de +4 o -4.

Regla 6: Los números de oxidación de los elementos de los grupos 15 y 16 son -3, -2. Ejemplo: Ejemplo: $N-3$, $O-2$.

Regla 7. El número de oxidación de los elementos que se encuentran en el grupo 17 que formen compuestos binarios es de -1, a excepción cuando se combinan con el oxígeno, es de +1.

Regla 8. El número de oxidación de un ion, es igual a su carga iónica. Ejemplo SO_4^{2-}



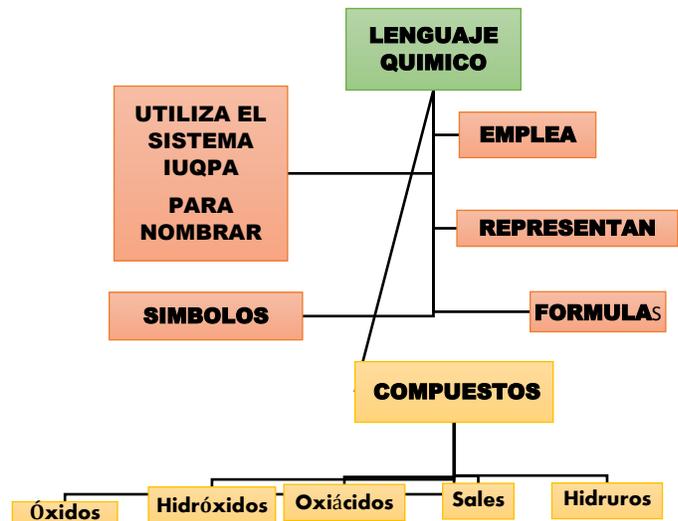
Regla 9. La suma total algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto siempre es cero.

Ejemplo: $\text{HPO}_3 = \text{H}+1 + \text{P}+5 + 3\text{O}-2$

(SONORA, 2020).

Entonces es necesario que conozcamos **¿Qué es un compuesto?**

Un compuesto químico es una sustancia constituida por la combinación de dos o más elementos diferentes que se representa mediante una fórmula química, la cual indica los elementos y número de átomos que constituyen cada una de las moléculas, en ella se emplean: símbolos químicos de los elementos, subíndices que indican la cantidad de átomos de cada elemento y cuando es necesario paréntesis.(COBACHBC, 2020).





Consideremos las reglas de la IUQPA para escribir fórmulas y nombres de los compuestos químicos inorgánicos. símbolos y formulas químicas

Cuando dos o más átomos de elementos se combinan en proporciones de masa definida forman un compuesto químico cuya representación gráfica, utilizando símbolos de los elementos combinados, se llama fórmula química.

¿Te preguntarías como escribir el nombre y la fórmula de un compuesto?

De acuerdo con la UIQPA

- Los nombres de los compuestos químicos inorgánicos se deben construir de tal forma que a cada compuesto se le (Manuel Landa Barrera B. V., 2011) pueda asignar un nombre a partir de su fórmula y que para cada fórmula hay un nombre en específico.
- Una fórmula se compone de dos porciones de carga: una positiva y otra negativa, ambas se neutralizan, por lo que la fórmula es eléctricamente neutra.
- Para escribir la fórmula de un compuesto se escribe primero la porción positiva que puede ser un metal, un ion poliatómico positivo, el ion hidrógeno o los no metales menos electronegativos. Cuando se escribe el nombre del compuesto, esta porción negativa se escribe al final.
- En una fórmula, la porción negativa, que puede ser el no metal más electronegativo o el ion poliatómico negativo se escribe al final. Cuando se nombra al compuesto la porción negativa va al inicio.

Ejemplo:

En el caso del NaCl, como sabemos, el sodio (Na) es la porción positiva, y el cloro (Cl), la negativa. Para asignar nombre primero se escribe el nombre de la porción negativa, en este caso cloruro (Cl-) y después el nombre de la parte positiva en este caso el sodio, anteponiendo la preposición "de": cloruro de sodio. (Manuel Landa Barrera B. V., 2011)

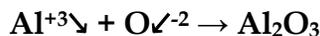
Revisemos las reglas para escribir fórmulas químicas

1. Para escribir fórmulas químicas, es necesario considerar que primero se coloca el catión (carga positiva) del compuesto que se pretende elaborar seguido del anión (carga negativa), se intercambian los subíndices, no se escribe el subíndice cuando la presencia de un elemento sea de 1: **ejemplo:**
 - $\text{Li}^{+1} + \text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{LiCl}$
 - $\text{B}^{+3} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3$.
2. Si el número de oxidación del catión y del anión son iguales, no se anotan, esto indica que se encuentran una vez cada uno de los elementos en el compuesto fijémonos en los siguientes ejemplos:
 - $\text{K}^{+1} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{KH}$
 - $\text{Ca}^{+2} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{CaO}$
 - $\text{Ga}^{+3} + \text{N}^{-3} \rightarrow \text{GaN}$



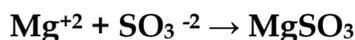
3. Cuando los números de oxidación son diferentes, se entrecruzan para equilibrar las cargas y se anotan, de forma tal que el número de oxidación del catión pasa como subíndice del anión y viceversa. Ambos números pasan sin carga (signo)

Ejemplo:



4. Cuando se utilizan iones poliatómicos se pueden presentar los siguientes casos:
- a) Si el superíndice (número de oxidación) que va a afectar al ion poliatómico es igual en catión y anión, no se anotan.

Ejemplo:

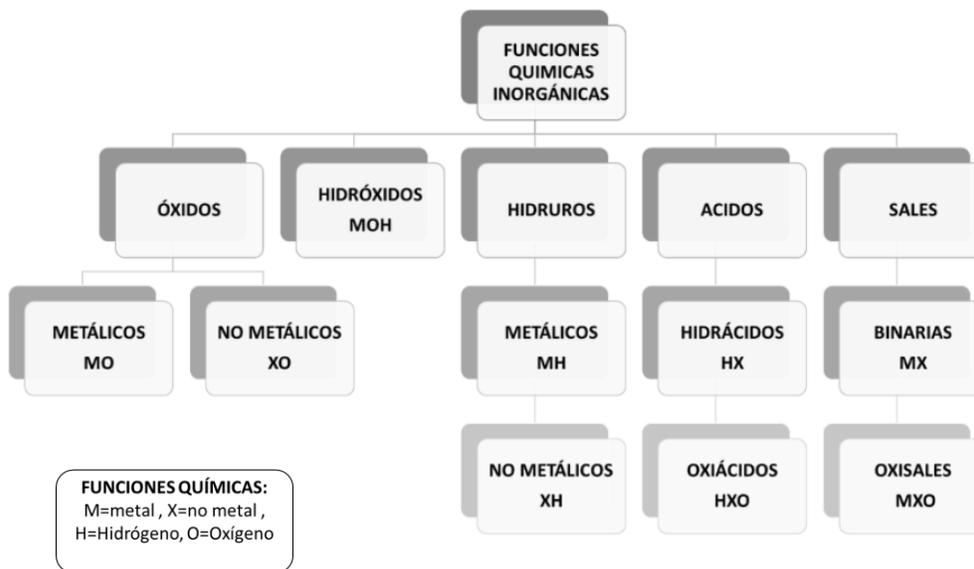


b) Si el número de oxidación que va a afectar al ion poliatómico es diferente, es necesario encerrar el ion poliatómico en un paréntesis y escribir fuera de él el subíndice **ejemplo:**

- $\text{Al}^{+3}\text{V} + \text{SO}_4^{-2} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- $\text{NH}_4^{+1}\text{V} + \text{CO}_3^{-2} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

5. En las fórmulas de los compuestos debe representarse la proporción más sencilla, para ello se simplifica: $\text{C}^{+4} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CO}_2$ Si los subíndices son divisibles entre el mismo denominador se simplifica, como en el caso anterior, ambos eran divisibles entre 2. $\text{Al}^{+3} + \text{S}^{-6} \rightarrow \text{Al}_6\text{N}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{N}$ En este caso, ambos subíndices son 1 y 2.(SONORA, 2020).

Para poder ir nombrando los compuestos inorgánicos debemos conocer cómo se clasifican en base a su función química:





Continuemos con la lectura, los compuestos inorgánicos se clasifican según el número de elementos que lo forman y la función química que contengan, teniendo reglas de nomenclatura particulares para cada grupo. Una función química es la tendencia de una sustancia a reaccionar de manera semejante en presencia de otra. Por ejemplo, los compuestos básicos, tienen propiedades químicas características de la función de las bases, debido a que todos ellos tienen el radical OH⁻ y los ácidos tienen propiedades características de este grupo debido al ion H⁺ presente en estas moléculas. Las principales funciones químicas son: óxidos, bases, ácidos y sales.

Por tanto, en este bloque se identificarán y se emplearán las reglas establecidas por la IUPAC, aplicadas a las principales funciones químicas.

A diferencia de los compuestos orgánicos, típicos de la química de la vida, los inorgánicos¹ son aquellos cuya composición no gira en torno al carbono y al hidrógeno, sino que involucra diversos tipos de elementos, casi todos los conocidos de la tabla periódica.

Estos compuestos se forman a través de reacciones y fenómenos físicos presentes en la naturaleza, tales como la energía solar, la acción de la electricidad o del calor, etc., los cuales permiten la creación de sustancias diversas. Los átomos y moléculas de éstas suelen unirse mediante enlaces iónicos o covalentes.

A pesar de la variedad de elementos disponibles, los compuestos inorgánicos son bastante menos abundantes y diversos en nuestro planeta que los orgánicos. Del mismo modo, tienen una forma de nomenclatura distinta y suelen estar involucrados en procesos diferentes.

Las sustancias inorgánicas pueden diferir enormemente las unas de las otras, por lo cual sus propiedades no siempre son comunes ni son universales, por ejemplo:

- Buenos conductores de calor y de electricidad.
- Predomina en ellos el enlace iónico (electrovalente).
- Tienen puntos de fusión y ebullición altos.
- Cuando son sólidos, suelen presentar dureza y fragilidad.
- Suelen organizarse en cristales, cuando sólidos, debido a la falta de movilidad entre sus iones.

Hay ciertos compuestos inorgánicos que contienen carbono y se consideran como inorgánicos, dado que no contienen enlaces carbono-carbono y que sus propiedades son semejantes a este tipo de compuestos, entre los cuales está el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO₂).

Algunos ejemplos más de otros compuestos son¹:

- El agua (H₂O) es igual a dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.
- El Cloruro de Sodio (NaCl), es igual a un átomo de Sodio y un átomo de Cloro.
- El amoníaco (NH₃) es igual a un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno.
 - El anhídrido carbónico, el cual se encuentra en la atmósfera en estado gaseoso y los seres vivos lo eliminan hacia ella a través de la respiración. Su fórmula química es CO₂, o sea, un átomo de carbono y dos de oxígeno. El CO₂ es ocupado por los vegetales en el proceso de fotosíntesis para fabricar glucosa.

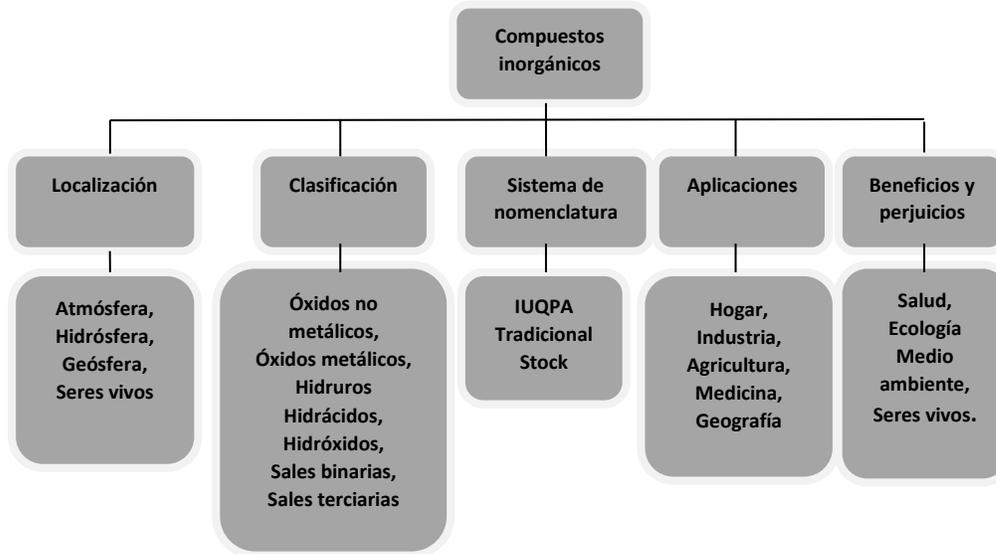
¹ Fuente: <https://concepto.de/compuesto-inorganico/#ixzz6YWAV2w8G>



Es importante aclarar que el CO_2 , aunque contiene carbono, no es orgánico porque tampoco contiene hidrógeno.

Existen muchos compuestos inorgánicos que los observas en la vida diaria en tu contexto, por ejemplo¹³:

- Cloruro de sodio (**NaCl**). La sal común de nuestra dieta.
- Ácido clorhídrico (**HCl**). Uno de los más potentes ácidos conocidos, es uno de los segregados por el estómago para digerir la comida.
- Ácido fosfórico (**H₃PO₄**). Un ácido reactivo al agua, resistente a la oxidación, evaporación y reducción, empleado en la industria de las gaseosas.
- Yoduro de potasio (KI). Esta sal es ampliamente utilizada en la fotografía y el tratamiento de la radiación.
- Cloruro de plata (**AgCl**). Muy usado en la electroquímica y en laboratorios, debido a su bajísima solubilidad en agua, es un sólido cristalino.
- Sulfato cuproso (**Cu₂SO₄**). Una sal insoluble, empleada como desinfectante y colorante de superficies metálicas.
- Óxido de silicio (**SiO₂**). Llamado comúnmente sílice, forma el cuarzo y el ópalo, y es uno de los componentes de la arena.
- Sulfato de hierro (**FeSO₄**). También conocido como vitriolo verde, es una sal azul-verdosa empleada como colorante y como tratamiento de anemias.
- Carbonato de Calcio (**CaCO₃**). Largamente empleado como antiácido, es una sustancia muy abundante en la naturaleza.
- Bicarbonato de sodio (**NaHCO₃**). Presente en los extintores de incendios o en muchos productos dietéticos y medicinales, posee un pH muy alcalino.
- Hidróxido de potasio (**KOH**). La soda potásica, empleada en la elaboración de jabones y otros solventes.
- Hidróxido de sodio (NaOH). Llamado sosa cáustica, se emplea en la industria del papel, de tejidos y de detergentes y destapadores de cañerías.
- Nitrato de amonio (**NH₄NO₃**). Un potente fertilizante agrícola.
- Sulfato de magnesio (**MgSO₄**). Sal de Epsom o sal inglesa, al añadirsele agua. Tiene múltiples usos médicos, sobre todo musculares, o como sales de baño.
- Cloruro de bario (**BaCl₂**). Una sal muy tóxica empleada en pigmentos, tratamientos del acero y fuegos artificiales.



Revisa cuidadosamente como están formados los compuestos inorgánicos que a continuación te damos una explicación y después realices algunos ejercicios en tu libreta de química.

1. Compuestos binarios.

Son aquellos compuestos que están formados por dos elementos. En este grupo se distinguen los óxidos, los hidruros, los hidrácidos y las sales binarias.

- a. **ÓXIDOS.** Los óxidos son compuestos binarios formados por un elemento y oxígeno. Los óxidos se dividen en dos grupos, de acuerdo con el carácter del elemento que se une con el oxígeno. Si el elemento es metálico, el óxido es básico o simplemente óxido. Cuando el elemento que está unido a oxígeno es no metálico, el compuesto formado es un óxido ácido o anhídrido. Cuando el elemento presenta más de un estado de oxidación, esta se indica con número romano entre paréntesis.

Se nombran: Óxido de (nombre del elemento) + (no. del estado de oxidación)

Las fórmulas se escriben anotando primero el símbolo del elemento seguido por el oxígeno, su fórmula general es $ExOy$.

Elemento	Estado de Oxidación	Fórmula	Nombre
K	+ 1	K_2O	Óxido de potasio
Na	+ 1	Na_2O	Óxido de Sodio
Cu	+ 1	Cu_2O	Óxido de Cobre (I)
Cu	+ 2	CuO	Óxido de cobre (II)

Cuando el elemento posee más de un estado de oxidación se puede usar la terminación **oso** y la terminación **ico** para el mayor.

Cu_2O óxido cuproso, óxido de cobre (I).

CuO óxido cúprico, óxido de cobre (II).

Si el elemento forma óxidos con cuatro estados de oxidación (EO), el de menor EO se nombra con el prefijo **hipo** y el sufijo **oso**, el con segundo EO con el sufijo **oso**, el siguiente con sufijo **ico** y el con el mayor EO con el prefijo **per** y el sufijo **ico**.



Ejemplo				
Cl ₂ O	}	OSO	→	Óxido hipocloroso
Cl ₂ O ₃				Óxido cloroso
Cl ₂ O ₅	}	ICO	→	Óxido Clórico
Cl ₂ O ₇				Óxido perclórico

b. HIDRUROS. Son compuestos binarios formados por un metal "M" y el hidrógeno. Se anota primero el metal y después el hidrógeno. Su fórmula general es MH_x, donde x = EO.

Se nombran: hidruro de + (el nombre del metal)

Ejemplos	
NaH	Hidruro de sodio
CaH ₂	Hidruro de calcio
AlH ₃	Hidruro de aluminio

c. HIDRÁCIDOS. Resultan de la unión de un no metal del grupo VI-A y VII-A con el hidrógeno. El no metal utiliza siempre EO menor. Su fórmula general es HX o H₂X

Se nombran: ácido (nombre del elemento) + terminación hídrico

Ejemplos	
HF	Ácido fluorhídrico
HCl	Ácido clorhídrico
HBr	Ácido bromhídrico
H ₂ S	Ácido sulfhídrico

d. SALES BINARIAS. Son compuestos binarios formados por un metal y un no metal. Se anota el metal seguido por el no metal (MX_n).

Se nombran: nombre del no metal con la terminación uro + nombre del metal

Ejemplos	
NaCl	Cloruro de sodio
K ₂ S	Sulfuro de potasio
BiI ₃	Yoduro de bismuto (III)
CuBr ₂	Bromuro de cobre (II)



2. Compuestos terciarios.

Son aquellos compuestos formados por tres elementos, uno catiónico, otro no metálico y oxígeno.

- a. **HIDRÓXIDOS.** También se denominan bases o álcalis. Son compuestos que resultan al reaccionar un óxido metálico con agua y están formados por un metal y uno o más grupos OH. Su fórmula general es $M(OH)_n$.

Se nombran: hidróxido (nombre del elemento EO).

Ejemplos	
NaOH	Hidróxido de sodio
Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario
Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II), hidróxido ferroso
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III), hidróxido férrico

b. ÁCIDOS TERNARIOS U OXÁCIDOS.

Están formados por hidrógeno, no metal y oxígeno. Se obtienen al reaccionar un óxido ácido con agua. Su fórmula general es H_nXOm .

Ejemplos	
$N_2O_3 + H_2O$ Óxido nitroso	$H_2N_2O_4 = HNO_2$ Ácido nitroso
$CO_2 + H_2O$ Óxido carbónico	H_2CO_3 Ácido carbónico

Si el no metal tiene varios EO existen varios ácidos, uno para cada EO. En este caso, para nombrar el ácido se usan los sufijos **oso**, **ico** y los prefijos **hipo** y **per**, según proceda. Cuando el no metal tiene solo un EO se usa la terminación **ico**.

Se nombra	
Ácido (nombre del no metal)	} OSO ICO

c. OXISALES

Se obtienen al sustituir a los oxiácidos con compuestos de sales por un metal o ión electropositivo. Son combinaciones ternarias de un elemento metálico con otro elemento no metálico (o un metal de transición con su número de oxidación más alto) y oxígeno.

Tabla Prefijos y sufijos con base al número de oxidación del elemento central

Número de Oxidación del elemento central	Prefijo	sufijo
Fija		-ato
+1 ó +2	Hipo-	-ito
+3 ó +4		-ito
+5 ó +6		-ato
+7	Per-	-ato



Por lo tanto, en caso de metales monovalentes: Raíz de no metal-ato + de metal
En el caso de metales polivalentes: Prefijo-raíz del no metal-sufijo + de metal

Oxisales	
Fórmula	Nombre
Na ₃ PO ₄	Fosfato de sodio
KClO ₃	Clorato de potasio
Hg ₂ SiO ₃	Silicato de mercurio(I)
CuBrO	Hipobromito de cobre(I)
FeCO ₃	Carbonato de hierro(II)
Cu ₂ SO ₄	Sulfato de cobre (I)
CuSO ₃	Sulfito de cobre (II)
NaClO	Hipoclorito de sodio
AgNO ₃	Nitrato de plata



Actividad 3

Instrucciones: En la libreta de química realiza las actividades.

1.- Copia la tabla en tu libreta.

2.-Completa el siguiente cuadro escribiendo el nombre o fórmula de los siguientes compuestos.

Formula (ÓXIDOS)	Sistema IUQPA Stock
	Oxido de Aluminio III
Cu ₂ O	
CuO	
MnO	
K ₂ O	
	Óxido de cobalto (III)
	Óxido de cromo (VI)

2.-Relaciona las columnas de la izquierda que contiene los nombres de compuestos con la columna de la derecha que nos muestras las fórmulas de los compuestos que corresponda a cada fórmula de los óxidos metálicos.

Nombre del compuesto		Fórmula
A. Óxido de osmio VI	I	Cr ₂ O ₃
B. Óxido de cromo (III)	II	Mn ₂ O ₃
C. Oxido de manganeso III	III	OsO ₃
	IV	Au ₂ O



3.- Completa el siguiente cuadro de acuerdo a lo que se te pide en los espacios vacíos.

Fórmula (ANHÍDRIDOS)	Sistema IUQPA
Cl_2O	
SO_3	
Cl_2O_5	

4.- Completa el cuadro con el nombre que le corresponde a cada compuesto. Recuerda que debes conocer el número de oxidación de los elementos que lo conforman.

Fórmula	Nomenclatura IUQPA
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	
$\text{Ni}(\text{OH})_3$	
KOH	
$\text{Al}(\text{OH})_3$	

5.- Completa el cuadro escribiendo el nombre de los hidruros metálicos.

Fórmula	Nomenclatura IUQPA
KH	
CoH_3	
FeH_3	

6.- Escribe el nombre de los compuestos de acuerdo a la fórmula correspondiente de los Oxiácidos.

Fórmula (oxiácidos)	Nomenclatura IUQPA
H_3PO_4	
H_2CO_3	
HClO_3	
HClO_2	

7.- Completa el siguiente nombre de acuerdo a la fórmula escribiendo el nombre UIQPA.

Fórmula	Nombre IUQPA
HF	
HBr	
H_2S	

Compuestos No Metálicos (Hidrácidos).

8.- Relaciona las columnas de la izquierda que contiene los nombres de compuestos con la columna de la derecha que nos muestras las fórmulas de los compuestos que corresponda a cada fórmula de las Sales.

Nombre del compuesto		Fórmula
A. Carbonato de sodio	I	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
B. Nitrato de cobre (II)	II	Na_2CO_3
C. Carbonato ácido de sodio	III	MgF_2
D. Fluoruro de magnesio	IV	NaHCO_3

**BLOQUE I: ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA Y NOMENCLATURA QUÍMICA.** **Nomenclatura química.**

- ¿En qué grupos de la tabla periódica se encuentran los metales?
- ¿Qué características químicas en su valencia o número de oxidación presenta el oxígeno para combinarse con los metales?
- De acuerdo a la configuración electrónica del Oxígeno, ¿explica por qué tiene una valencia de -2?
- Basándote en la tabla periódica de los elementos, determina por que el Hierro (Fe) y el Oxígeno (O) se pueden unir para formar el Óxido de Hierro II y Óxido de Hierro III
- Para formar el NaCl, conoce las características de cada uno de sus elementos, basándote en la tabla periódica.
- Determine el estado de oxidación del azufre en cada una de las siguientes entidades químicas: H₂S; (b) S₈; (c) SCl₂; (d) Na₂SO₄
- Relaciona los nombres de las sales inorgánicas y su fórmula química.

Fórmula	Nombres de las sales inorgánicas.
1. FeSO ₄	() Bromuro de calcio
2. NH ₄ NO ₃	() Nitrato de hierro (III)
3. 3. KCl	() Fosfato de aluminio
4. Fe ₂ (SO ₄) ₃	() Nitrato de amonio
5. 5. Fe (NO ₃) ₃	() Sulfato de hierro (III)
6. 6. AlPO ₄	() Sulfato de hierro (II)
7. 7. CaBr ₂	() Cloruro de potasio
8. 8. Fe ₂ S ₃	() Sulfuro de hierro (III)

 **Estados de agregación de la materia**

- Señala la afirmación correcta.
 - El volumen es una propiedad específica de la materia.
 - La masa es una propiedad general de la materia.
 - La densidad es una propiedad general de la materia.
 - La temperatura es una propiedad general de la materia.
- ¿Qué es la densidad?
 - Masa dividida entre volumen.
 - Masa por volumen.
 - Volumen por masa.
 - Ninguna de las respuestas es correcta.
- ¿Cuál o cuáles de estas afirmaciones son correctas?
 - La densidad se mide en kg/m en el sistema internacional.
 - El kg/m es igual al kg/l
 - El kg/mes superior al g/l
 - El kg/l es mayor que el g/cm



11. En qué proceso un líquido se convierte en gas
- Fusión.
 - Vaporización.
 - Condensación.
 - Sublimación.
12. ¿En qué proceso un líquido se convierte en sólido?
- Solidificación.
 - Condensación.
 - Sublimación.
 - Fusión.



Leyes de los Gases

Contesta las siguientes preguntas en la libreta de esta asignatura.

- En un recipiente se almacena 500 ml de una muestra de gas a 1 atm de presión y 24°C. Si es calentada hasta la temperatura de 46°C y 576 mm Hg ¿Cuál será el volumen final?
- Determinada muestra de un gas contiene 1.25 mol y tiene un volumen de 6.3 l
- ¿Qué volumen ocupará a temperatura y presión normal cuando su cantidad de sustancia cambia a 2.47 mol?
- Un gas con masa de 3.34 gramos a 21°C ocupa un volumen de 5 litros. Calcula la presión que tiene.
- Calcula el número de moles de un gas con volumen de 17 litros a temperatura de 38°C y presión de 2.4 atm.
- Calcula la presión parcial de cada uno de los gases que forman la mezcla de 54% de Argón, 34% de nitrógeno, 10% de oxígeno y 2% de CO₂. La presión total de la mezcla es de 610 mm Hg.
- ¿Cómo puedes explicar el cambio de presión a través de las leyes de los gases? ¿Cómo se explica el hecho de que las cabinas de los aviones deban estar presurizadas, evitando así problemas de salud a los pasajeros?

Explica con tus propias palabras, ¿Por qué en un encendedor el gas es líquido?



BLOQUE II. ESTEQUIOMETRÍA

Actividad 1. El balanceo de las reacciones químicas.

- **Aprendizaje Esperado:** Desarrolla el método de Redox en reacciones química para aplicarlas en los ciclos biogeoquímicos y procesos industriales, favoreciendo el trabajo metódico y organizado.
- **Atributo (s):** 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas/5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo como cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo/7.3 Articula saberes de diversos campos y establece relaciones entre ellos y su vida cotidiana.
- **Conocimiento (s):** reacción química/balanceo químico/ley de Lavoisier



Lectura previa, balanceo de las reacciones químicas

Lee con mucha atención el siguiente texto:

Para manifestar un **cambio en la materia se utiliza una ecuación química**, es decir, la forma que representa cómo se altera la naturaleza de los elementos o cómo reacciona uno al contacto con otros. Si deseamos comprender estas alteraciones, debemos ser capaces de equilibrar o balancear las ecuaciones químicas.

Una reacción química consiste en el choque entre partículas que hacen posible tanto la ruptura de enlaces como la formación de nuevas uniones. Las partículas que chocan con una dirección favorable han de superar una energía mínima necesaria para que puedan romperse unos enlaces y formarse otros.

Para poder **balancear ecuaciones** lo primero que debes identificar son los **coeficientes y subíndices**. Si se modifican los coeficientes, cambian las cantidades de la sustancia; si se modifican los subíndices, se originan sustancias diferentes.

Balancear ecuaciones consiste en equilibrar los reactivos y productos de las fórmulas. Para ello, sólo se agregan coeficientes cuando se requiera, pero no se cambian los subíndices. Al balancear las reacciones químicas buscamos que se cumpla la Ley de la conservación de la materia.

El método de tanteo para balancear una ecuación química consiste en igualar el número y clase de átomos, iones o moléculas reactantes con los productos a fin de cumplir la Ley de la conservación de la materia.

Lee con atención los pasos para balancear por el método de tanteo, también llamado método de ensayo y error o método de inspección.

- 1) Se inicia con la revisión o análisis de las sustancias participantes en reactivos y productos.
- 2) Se identifican y anotan los símbolos de los elementos químicos y el número de átomos que aparecen en los reactivos, y se hace lo mismo con los productos.
- 3) Se sugiere seleccionar un compuesto con diferentes átomos del mismo elemento en cada miembro de la ecuación. En esta parte se recomienda no fijarse en los átomos de hidrógeno y oxígeno.



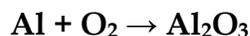
4) A la fórmula del compuesto seleccionado se le anota un coeficiente tal que logre igualar el número de átomos del elemento considerado en ambos miembros de la ecuación.

5) Repetir la misma operación con los átomos de los otros elementos hasta que la ecuación quede balanceada, es decir hasta igualar el número de átomos de los elementos en ambos miembros de la ecuación.

4) Se pueden probar varios coeficientes, pero se tomarán como correctos los números más pequeños y proporcionales. OJO: los subíndices de las fórmulas no se pueden alterar.

Ejemplos:

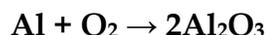
Balanceo por Tanteo:



Del lado de los productos
tenemos:
Al= 2
O=3

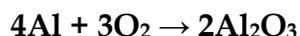
Del lado de los reactantes
tenemos:
Al= 1
O= 2

En este caso todas las sustancias no están balanceadas. Como se puede observar, el oxígeno no está balanceado y de un lado tenemos un número par y del otro un número impar. Cuando sucede así, recomiendo empezar por el oxígeno y multiplicar en el lado impar, por un número par para así obtener otro número par:



Ahora queda del lado de los productos:
Al = 4
O = 6

Finalmente, balanceo del lado de los reactantes colocando coeficientes tanto en el oxígeno como en el aluminio:



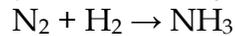
Actividad 1

Instrucciones: Ahora te toca realizar, el balanceo por el método de tanteo las siguientes ecuaciones.

- Vuelve a revisar los pasos para balancear las ecuaciones químicas.
- Verifica que cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos, tenga el mismo número de átomos.
- Coloca los coeficientes necesarios para ir balanceando los átomos de la ecuación.
- Usa una tabla para colocar el número de átomos antes del balanceo de la ecuación y otra para colocar el número de átomos después de que hayas terminado de balancearla.
- Fíjate en el ejemplo.



a) Instrucciones: Copia la tabla en tu libreta y balancea la siguiente reacción química

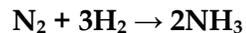


Como siempre recomendamos realizar la tabla.

Átomos	Número de átomos en los reactivos antes del balanceo	Número de átomos en los productos antes del balanceo
Nitrógeno (N)	2	1
Hidrógeno (H)	2	3

Buscamos un coeficiente que ajuste el número de H y vemos que el 3 multiplicado por dos nos da 6 en el lado de los reactivos; y en el lado de los productos el 2 multiplicado por 3 nos da 6.

Por último, escribimos la tabla y nos daremos cuenta de que ya se encuentra perfectamente balanceada la ecuación.



ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
Nitrógeno (N)	2	2
Hidrógeno (H)	6	6

b) Balancea en tu libreta las siguientes ecuaciones, utiliza el ejemplo para que vayas organizando los datos.

- $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2$
- $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

c) Escribe aquí los desafíos que se te presentaron y como los resolviste.



Actividad 2. ¡A clasificar las reacciones químicas se ha dicho!

- **Aprendizaje Esperado:** Desarrolla el método de Redox en reacciones química para aplicarlas en los ciclos biogeoquímicos y procesos industriales, favoreciendo el trabajo metódico y organizado.
- **Atributo (s):** 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas/5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo como cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo/7.3 Articula saberes de diversos campos y establece relaciones entre ellos y su vida cotidiana.
- **Conocimiento (s):** Reacción química/Ecuación química / Reactivos / Productos/Balanceo de ecuaciones/Estequiometria.



Lectura previa. Reacción química

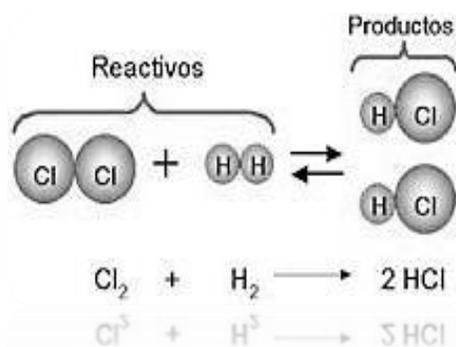
Lee con mucha atención el siguiente texto:

Alguna vez escuchaste hablar de los cambios físicos y químicos, estoy muy segura de que sí. Un cambio físico no produce nuevas sustancias, solo se trata de un cambio de estado; por el contrario, los cambios químicos involucran la formación de nuevas sustancias, desaparecen unas y aparecen otras con características totalmente diferentes. Cuando hablamos de **reacción química** nos referimos a los cambios químicos.

Las sustancias iniciales en una reacción se llaman **reactivos** y se localizan a la derecha, éstos al reaccionar, rompen alguno de sus enlaces para formar otros nuevos, lo que lleva la aparición de **nuevas sustancias** a las que llamamos **productos** y se localizan a la izquierda de la ecuación.

Una ecuación química es la **representación escrita, abreviada y simbólica** de una reacción química.

Toda **ecuación química** debe estar **balanceada** porque deben cumplir con la Ley de la Conservación de la Materia.



Fuente: <https://www.pinterest.com/leogblanco/reacciones-quimicas/>

Según el tipo de transformación podemos clasificar a las reacciones químicas en cuatro grupos:

- a) **Reacción de síntesis:** Es aquella donde dos o más sustancias se unen para formar un solo compuesto. Su fórmula general es:



En este caso A y B son elementos y AB es un compuesto

- b) **Reacción de descomposición:** En este tipo de reacciones una sola sustancia se descompone para formar dos o más sustancias que pueden ser elementos o compuestos. Su fórmula general es:



En este caso AB es un compuesto y A y B son elementos o compuestos



- c) **Reacción de sustitución simple:** Es cuando una sustancia simple (sin combinar) reacciona con un compuesto, reemplazando a uno de sus átomos. Su fórmula general es



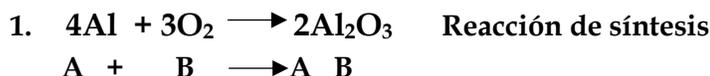
En este caso A es un elemento químico más reactivo que el elemento B del compuesto, por lo que lo sustituye y al tomar su lugar se forman un compuesto AC y B queda como un elemento solo, sin combinar.

- d) **Reacción de sustitución simple o metátesis:** Ocurre cuando hay un intercambio de elementos entre dos compuestos diferentes y de esta manera se originan dos sustancias nuevas, totalmente diferentes a las iniciales.



En este caso AB y CD son compuestos que al efectuarse la reacción se separan en sus elementos para formar dos nuevos compuestos: AD y CB

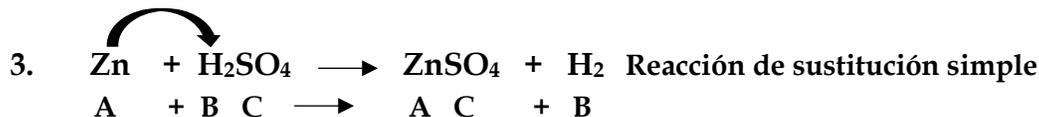
Te explico cómo identificar el tipo de reacción que se presentan en los siguientes ejemplos:



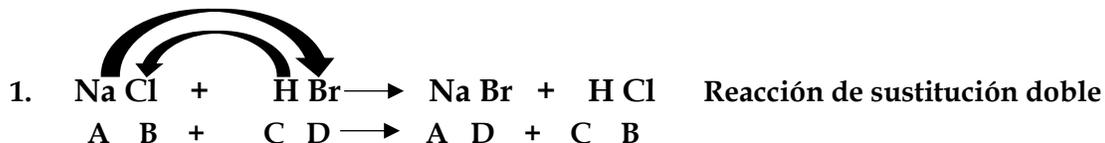
Explicación: el aluminio y el oxígeno son los elementos A y B, al combinarse forman el óxido de aluminio, es decir un producto AB



Explicación: el óxido de zinc es el compuesto AB que por acción del calor se separa en sus elementos zinc y oxígeno. (El triángulo sobre la flecha indica que para que se descomponga el compuesto se requiere la aplicación de calor)



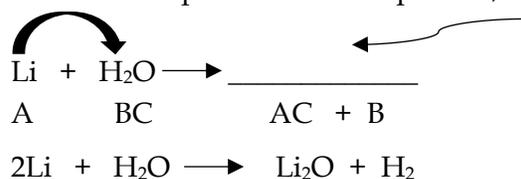
Explicación: En esta reacción el zinc es el elemento A y al ser más reactivo que el hidrógeno (elemento B) lo va a desplazar tomando su lugar, dando como resultado un elemento y un compuesto diferentes, en este caso se forma sulfato de zinc ($ZnSO_4$) más hidrógeno (H_2)



Explicación: En esta reacción el cloruro de sodio ($NaCl$) y el bromuro de hidrógeno (HBr) corresponden a los compuestos AB y CD respectivamente, éstos van a intercambiar sus elementos de manera simultánea dando lugar a dos compuestos diferentes; bromuro de sodio ($NaBr$), y cloruro de hidrógeno (HCl).



Mucho ojo: Para clasificar a las reacciones químicas, es necesario que **reconozcas** las **fórmulas generales** de cada uno de los tipos de reacción química; incluso también puedes deducir los productos:

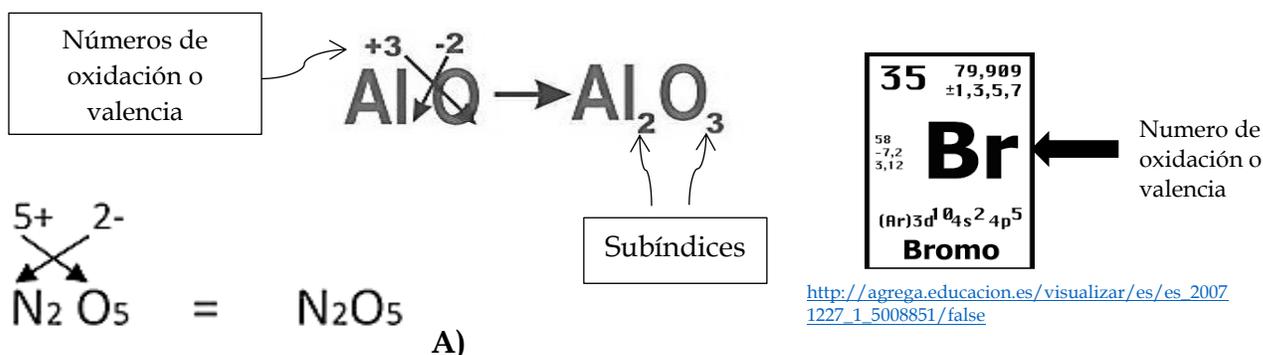


Esta reacción es del tipo $A + BC \longrightarrow AC + B$, siendo Litio el elemento A y el agua el compuesto AB, el litio sustituye al hidrógeno y forma el compuesto AC con el oxígeno; es decir óxido de litio + hidrógeno. El hidrógeno al ser desplazado queda como elemento libre.

DATOS IMPORTANTES QUE NO DEBES OLVIDAR

A) La escritura correcta de las fórmulas químicas.

Para ello, debes tomar en cuenta el número de oxidación o valencia, la cual la encuentras en la tabla periódica. Las valencias se escriben en la parte superior de cada elemento del compuesto y se cruzan. Al cruzarlas las debes colocar frente al elemento contrario en forma de subíndices (numero pequeñito).



B) **Toda ecuación química debe estar balanceada, el balanceo por tanteo es el más sencillo.** Balancear significa encontrar los coeficientes estequiométricos en una reacción de tal manera que la cantidad de átomos presentes en los reactivos sea igual a aquellos presentes en los productos:

Recuerda los pasos que seguiste en la actividad 1.

1. Cuenta los átomos de cada elemento tanto en los reactivos como en los productos,
2. Veras que algunos átomos difieren en la cantidad
3. Escribe coeficientes, para igualar el número de átomos. Los coeficientes multiplican a los subíndices (números enteros al frente de la fórmula). Fíjate en el ejemplo:





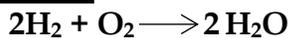
Actividad 2

Instrucciones:

Ahora te toca a ti clasificar las siguientes reacciones, también tendrás la oportunidad de escribir algunos productos, realiza la actividad en la libreta de química.

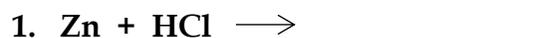
- Escribe debajo de la reacción química la formula general.
- Escribe en la línea el tipo de reacción al que pertenece: combinación, descomposición, sustitución simple, sustitución doble.
- Escribe el producto que falta en las dos reacciones.
- Verifica que estén balanceadas, si alguna no lo está, ajústala por el método de tanteo.
- Revisa la lista de cotejo para asegurarte que tu actividad está completa.
- Haz una breve descripción de los desafíos que tuviste al realizar la actividad y cómo los resolviste.

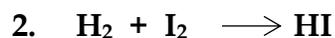
Ejemplos:

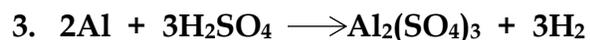


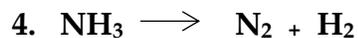
Tipo de reacción

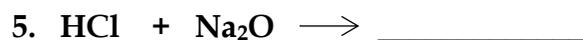
Reacción de combinación

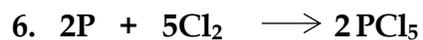












Escribe aquí los desafíos que se te presentaron y como los resolviste



Actividad 3. “Piensa en moles”

- **Aprendizaje Esperado:** Explica con cálculos estequiométricos el reactivo limitante, la eficiencia y la pureza de una reacción química aplicada a los ciclos biogeoquímicos y procesos industriales, mostrando una actitud congruente y previniendo riesgos.
- **Atributo (s):** 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas/5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo como cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo/5.2 Ordena información de acuerdo con categorías, jerarquías y relaciones. /7.3 Articula saberes de diversos campos y establece relaciones entre ellos y su vida cotidiana
- **Conocimiento (s):** Cálculos estequiométricos/relación mol-mol/relación mol-masa/relación mol-volumen



Lectura previa. “Moles”

Lee con mucha atención el siguiente texto:

¿Qué tienen en común las galletas y la química? ¡Pues resulta que muchas cosas! Una ecuación química balanceada es la receta de una reacción: contiene una lista de todos los reactivos (los ingredientes) y los productos (las galletas), así como sus proporciones relativas.

El uso de una ecuación química balanceada para calcular las cantidades de reactivos y productos se llama **estequiometría**. Esta es una palabra que suena muy técnica, pero sencillamente significa el uso de las proporciones de la reacción balanceada.

A los químicos les interesa conocer la masa de reactivos que necesitan para obtener una cantidad de producto determinada en una reacción química, o la cantidad de producto que pueden obtener a partir de una determinada cantidad de reactivos. Los cálculos que hay que hacer para resolver estas cuestiones se llaman **cálculos estequiométricos**.

Para realizar los cálculos estequiométricos **es necesario disponer de la ecuación química ajustada de la reacción**. Así podemos **conocer la cantidad de moléculas de un producto que se puede obtener a partir de una cierta cantidad de moléculas de los reactivos**.

Por ejemplo, en la siguiente reacción de formación del agua $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ observas que **con 2 moléculas de hidrógeno (H_2) y 1 molécula de oxígeno (O_2) se pueden obtener 2 moléculas de agua (H_2O)**.

Si sabemos la masa de cada molécula sabemos también la relación entre las masas de reactivos y productos en la reacción. Estas masas sí que las conocemos: son las **masas moleculares**, también llamadas pesos moleculares, y se calculan sumando las masas atómicas de los átomos que componen las moléculas. Éstas las encontrarás en cualquier tabla periódica **expresada en una** (unidades de masa atómica). Pero como puedes imaginar **son masas muy pequeñas**, por eso **los químicos han definido una nueva unidad para medir el número de partículas** (átomos o moléculas), a la que han llamado **mol** y que se define así:

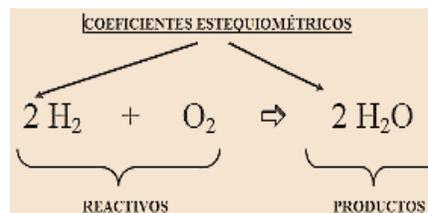


Un mol de una sustancia es la unidad de medida de la cantidad de materia en el S.I. (Sistema Internacional de Medidas) y es igual a 6.022×10^{23} átomos, moléculas, iones o partículas, este valor se conoce como el número de Avogadro.

El exponente nos indica que se trata de una cantidad enorme que dicha en palabras equivaldría a:

602 200 x un millón x un millón x un millón = 602 200 trillones.

De esta manera, la relación en moles de moléculas en nuestra reacción entre el hidrógeno y el oxígeno también viene dada por los coeficientes estequiométricos, de manera que también la podemos leer como: " **2 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 mol de moléculas de oxígeno para dar 2 moles de moléculas de agua**"



<https://www.uv.es/madomin/miweb/calculosenlasre>

Lo que debes recordar y saber para realizar cálculos estequiométricos

Las distintas operaciones matemáticas que permiten calcular la cantidad de una sustancia que reacciona o se produce en una determinada reacción química reciben el nombre de **cálculos estequiométricos**.

Para realizar los cálculos estequiométricos es necesario que tengas presentes los siguientes conceptos:

1. **La masa molar** (masa o peso molecular): es la cantidad de masa de un mol de partículas, átomos o moléculas. La unidad de medida de la masa molar es el gramo. Se obtiene al sumar las masas atómicas de todos los átomos que integran un compuesto.

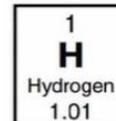
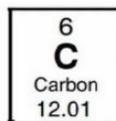
Masa molar de $\text{CH}_4 = 16.05$

$\text{C} = 12.01 \times 1 = 12.01$

$\text{H} = 1.01 \times 4 = 4.04$

16.05 g/mol

Las masas atómicas se multiplican por el número de átomos y se suman.



2. **La relación molar** es una relación entre la cantidad de moles de dos especies cualesquiera que intervengan en una reacción química. Es un **factor de conversión cuyo fin es convertir**, en una reacción química, **la cantidad de moles de una sustancia a la cantidad correspondiente de moles de otra sustancia**. En la relación molar utilizamos los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada.

Por ejemplo, los coeficientes estequiométricos para la siguiente reacción balanceada nos dicen que 1 mol de Fe_2O_3 reaccionará con 2 moles de Al para dar 2 moles de Fe y 1 mol Al_2O_3



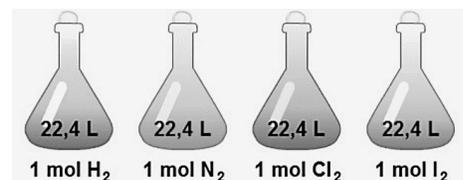
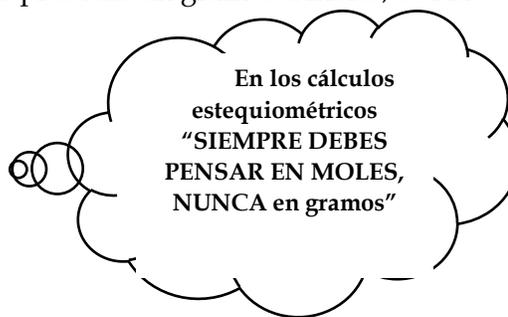
Si tenemos una masa conocida del reactivo Fe_2O_3 podemos calcular cuántos moles de Al necesitamos para que reaccionen totalmente con Fe_2O_3 al utilizar la relación molar de sus coeficientes:

Relación molar entre Al y Fe_2O_3 es igual a **2 mol Al**



1. **Cambiar gramos a moles, o viceversa, gramos a moles.** Este es un procedimiento muy sencillo que te permitirá cambiar las sustancias que están expresadas en gramos a moles, o si la sustancia está en moles podrás pasarla a gramos.

$n = \frac{m}{PM}$	donde
n	= número de moles
m	= masa en gramos de la sustancia
PM	= peso molecular o masa molar en g/mol



<http://quimica-joe-smith.weebly.com/volumen-molar.html>

2. **Volumen molar:** Es el volumen que ocupa 1 mol de un gas en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT); es decir, a 1 atmósfera de presión y 273 Kelvin.
El volumen de un mol de cualquier gas en estas condiciones siempre equivale a 22.4 litros.

TIPOS CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

MOL-MOL. En este tipo de cálculos la sustancia inicial está en **moles** y la cantidad de sustancia deseada se pide en **moles**.

MOL-MASA. En este caso, la sustancia inicial está en **moles**, pero la sustancia deseada está en unidades de **masa**, es decir, en gramos. Puede suceder también que la sustancia inicial esté dada en **gramos** y la sustancia final te la pidan **en moles**. En ambos casos debes convertir en moles. Recuerda, "piensa en moles".

MASA-MASA. En este tipo de problemas vas a tener la sustancia inicial en **gramos** y la sustancia deseada te la van a pedir en **gramos**.

MOL-VOLUMEN: En este cálculo, la sustancia inicial está en **moles** y la sustancia deseada se pide en unidad de **volumen (litros o m)**, o a la inversa, te dan el dato de la sustancia inicial en volumen y la sustancia deseada la piden en moles. (Recuerda que si una de las sustancias está en gramos o te la piden en gramos debes cambiarla con $n = m/PM$).

Usa la regla de tres para cambiar de moles a litros o de litros a moles. Fíjate en el ejemplo si queremos cambiar 3 moles de una sustancia a litros, o si tenemos 10 litros de una sustancia y queremos saber cuántos moles hay en esa cantidad de volumen.

1 mol	-----	22.4 L
3 moles	-----	X
$X = (3 \text{ moles}) (22.4 \text{ L}) / 1 \text{ mol}$		
$X = 67.2 \text{ litros}$		

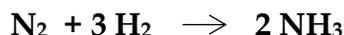
22.4 L	-----	1 mol
10 L	-----	X
$X = (10 \text{ L}) (1 \text{ mol}) / 22.4 \text{ L}$		
$X = 0.446 \text{ mol}$		



Veamos el planteamiento de un ejercicio para comprender mejor a qué nos referimos con sustancia inicial, sustancia deseada y moles:

¿**Cuántos moles de amoníaco (NH₃)** pueden producirse a partir de **500 moles de hidrógeno (H₂)**?

La ecuación balanceada es la siguiente.



Sustancia inicial: 5.00 moles de H₂

Sustancia deseada: moles de NH₃

Al revisar y leer el problema nos damos cuenta de que intervienen dos sustancias, **una de ellas tiene un valor numérico**, esa es la **sustancia inicial** y la **otra es la sustancia a la que desconocemos su valor** a esta la llamamos **sustancia deseada o desconocida**.

Este es un cálculo de mol a mol porque la sustancia inicial está en moles y la sustancia deseada la piden en moles.

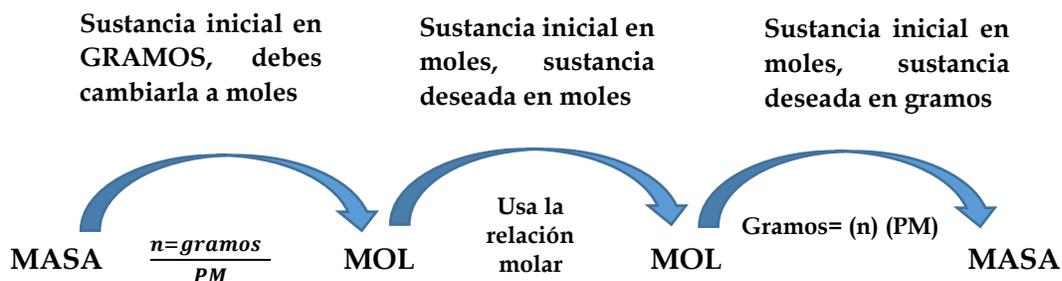
Después de los pasos retomaremos el ejercicio para hallar el resultado...

PASOS PARA REALIZAR CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1. Identificar la sustancia deseada y la sustancia inicial en el problema.
2. Verificar que la ecuación química esté balanceada, pues usaremos los coeficientes estequiométricos.
3. Cambia las moles de la sustancia inicial a moles de sustancia deseada con la relación molar.

$$\text{moles de sustancia inicial} \times \frac{\text{moles de sustancia deseada en la ecuación}}{\text{moles de sustancia inicial en la ecuación}}$$

4. Si la sustancia inicial está en gramos, primero debes cambiarla a moles y después la cambias moles de sustancia deseada; si te piden la sustancia deseada en gramos, primero debes cambiar a moles, con el factor de relación molar, y después ya puedes cambiarla a gramos.





Ahora retomemos el ejemplo que estábamos revisando:

Cuántos moles de amoníaco (NH₃) pueden producirse a partir de **5.00 moles de hidrógeno (H₂)**?

La ecuación balanceada es la siguiente.



Sustancia inicial: 5.00 moles de H₂

Sustancia deseada: moles de NH₃

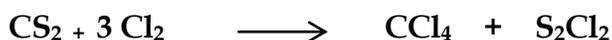
Una vez que identificaste los datos, ahora vamos a hacer los cálculos correspondientes. Es un cálculo de mol a mol por lo que vamos a usar la relación molar. Sustituimos los datos y hacemos las operaciones.

$$\text{moles de sustancia inicial} \times \frac{\text{moles de sustancia deseada en la ecuación}}{\text{moles de sustancia inicial en la ecuación}}$$

$$5.00 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 3.33 \text{ moles de NH}_3$$

Es momento de realizar un cálculo estequiométrico de masa a masa. Pon mucha atención.

¿Cuántos gramos de CCl₄ se forman a partir de 130 gramos de CS₂? Según la siguiente ecuación.



1. Identifica los datos que tienes.	SI = 130 g de CS ₂ SD = gramos de	$n = \frac{130 \text{ g de CS}_2}{78 \text{ g/mol}} = 1.66 \text{ mol CS}_2$
2. Cambia los 130 g de CS ₂ a moles de CS ₂ , con la fórmula $n = g/PM$, es necesario que calcules la masa molar del compuesto.	masa molar del CS ₂ C = 14 × 1 = 14 S = 32 × 2 = 64 78 g/mol	$1.66 \text{ mol CS}_2 \times \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{1 \text{ mol CS}_2} = 1.66 \text{ mol CCl}_4$
3. Cambia las moles de la sustancia inicial a moles de sustancia deseada.	Usa la relación molar	masa molar del CCl ₄ C = 14 × 1 = 14 Cl = 35 × 4 = 140 154
		Gramos de CCl ₄ = (1.66 mol) (154 g/mol) = = 255.64 g CCl ₄



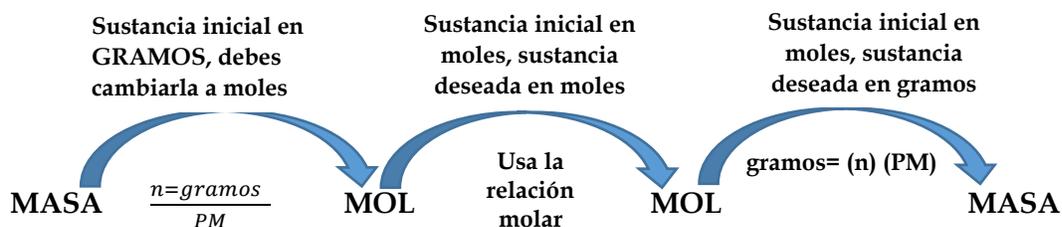
Actividad 3



“Ahora te toca a ti”, realiza los cálculos estequiométricos en los siguientes casos en tu libreta. Lee con atención las instrucciones.

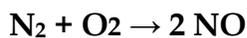
Instrucciones

- Lee con atención cada ejercicio y escribe los datos de manera ordenada, en la libreta copia el formato para organizar los datos. Te comparto también las masas atómicas por si debes cambiar los datos de gramos a moles o de moles a gramos.
- Identifica de qué tipo de cálculo estequiométrico.
- Escribe los datos de sustancia inicial y sustancia deseada.
- Sigue los pasos para realizar los cálculos estequiométricos y llega al resultado.



EJERCICIO

- Calcular la cantidad en moles de monóxido de nitrógeno (NO) que se forma a partir de 5 moles de N_2 al reaccionar con suficiente O_2 , de acuerdo con la siguiente ecuación:



masas atómicas:

N = 14 uma

O = 16 uma

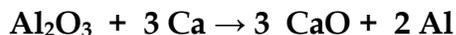
EJERCICIO.

Datos	Tipo de Calculo Estequiométrico	Conversiones /Operaciones	Resultado Obtenido
SI SD			



EJERCICIO.

2. Calcular la cantidad en gramos de aluminio (Al) que se obtiene al poner a reaccionar 3 moles de Al_2O_3 con el suficiente calcio (Ca), de acuerdo con la siguiente ecuación:



masas atómicas:

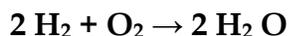
Al = 27uma

O = 16 uma

Ca = 40 uma

Datos	Tipo de Calculo Estequiométrico	Conversiones /Operaciones	Resultado Obtenido
SI SD			

3. Calcular la cantidad en litros de H_2O que se obtienen al poner a reaccionar 6 moles de H_2 con el suficiente oxígeno (O) en CNPT, de acuerdo con la siguiente ecuación:



masas atómicas

O = 16 uma

H = 1 uma

Datos	Tipo de Calculo Estequiométrico	Conversiones /Operaciones	Resultado Obtenido
SI SD			

Escribe aquí los desafíos que se te presentaron y como los resolviste.



BLOQUE II. ESTEQUIOMETRÍA



Cálculos estequiométricos-Tipos de reacciones químicas

<p>1. () En una ecuación química las sustancias que se encuentran a la derecha de la flecha reciben del nombre de...</p> <p>a) Coeficientes b) Reactivos c) Productos d) Sustancias</p>
<p>2. () Es el nombre que reciben los números enteros una ecuación química las sustancias que se encuentran a la derecha de cada compuesto:</p> <p>a) Coeficientes b) Reactivos c) Productos d) Sustancias</p>
<p>3. () A qué tipo de reacción pertenece la siguiente ecuación: $2\text{Li} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{LiCl}$</p> <p>a) Síntesis b) Descomposición c) Sustitución simple d) Sustitución doble</p>
<p>4. () ¿Cuáles son los coeficientes que ajustan de manera correcta la siguiente ecuación? $\underline{\quad}\text{NH}_3 \longrightarrow \underline{\quad}\text{N}_2 + \underline{\quad}\text{H}_2$</p> <p>a) 3 - 2 - 2 b) 2 - 1 - 3 c) 6 - 3 - 6 d) 1 - 1 - 1</p>
<p>5. () ¿Cuál es el productos que se obtiene de la síntesis de $\text{Al} + \text{O}_2$</p> <p>a) AlO \longrightarrow b) O2Al c) Al₂O₃ d) I₂O</p>
<p>6. () Es la unidad que mide la cantidad de sustancia en el SI.</p> <p>a) Moléculas b) Gramos c) Iones d) Moles</p>



BLOQUE II. ESTEQUIOMETRÍA

 Cálculos estequiométricos-Tipos de reacciones químicas

7. () Se obtiene al sumar las masas atómicas de los átomos que forman un compuesto.
- Masa molar
 - Relación molar
 - Cálculo mol-mol
 - Calculo molar
8. () En los cálculos estequiométricos se cambia de la sustancia inicial a la sustancia deseada por medio de ...
- Relación molar
 - Volumen molar
 - Cálculo molar
 - Masa molar
9. () ¿Cuál es la masa molar (peso molecular) del compuesto: Na_2CO_3 ?
Masas atómicas: Na=23, C=12, O=16
- 51
 - 106
 - 93
 - 110
10. () Si se cuenta con 980 g de FeCl_3 para realizar la siguiente reacción Química:
 $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe(OH)}_3 + \text{NaCl}$
¿Cuántos gramos de Fe(OH)_3 se producirán? ¿Cuál es la opción correcta?
- La sustancia inicial es FeCl_3
 - La sustancia deseada NaOH
 - La reacción está balanceada
 - Es una reacción de descomposición
11. () Si se cuenta con 980 g de FeCl_3 para realizar la siguiente reacción Química:
 $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe(OH)}_3 + \text{NaCl}$ ¿Cuántos gramos de Fe(OH)_3 se producirán?
¿Cuál es el primer paso que debes hacer para realizar el cálculo estequiométrico?
- Balancear la ecuación química
 - Usar la relación molar
 - Convertir los gramos a moles
 - Convertir los moles a gramos
12. () ¿Cuál es el volumen de un mol de un gas en CNPT?
- 2.24 L
 - 224 L
 - 22.4 L
 - 0.224 L



BLOQUE III. SOLUCIONES

Actividad 1. Clasificación de Soluciones

- **Aprendizaje Esperado:** Combina distintas sustancias químicas para preparar soluciones y reconocerlas en soluciones empíricas presentes en el entorno, favoreciendo su pensamiento crítico y analítico.
- **Atributo (s): 4.1** Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas. /7.3 Articula saberes de diversos campos y establece relaciones entre ello y su vida cotidiana.
- **Conocimiento(s):** Clasificación de soluciones. Empíricas: Diluidas Concentradas Saturadas o Sobresaturadas



Evaluación Diagnóstica

Instrucciones: De manera individual relacionen las columnas de la izquierda que indica los conceptos y escribe el número que considere correcto en el paréntesis del tipo de solución que se indica en la columna de la derecha.

Concepto		Tipo de solución
1) Es aquella que tiene una cantidad de soluto disuelto relativamente pequeña	()	Concentrada
2) A estas soluciones si se les conoce la concentración exacta en términos de molaridad, normalidad, molalidad y concentraciones porcentuales.	()	Saturada
3) Son las que poseen una cantidad de soluto grande en comparación a la cantidad de solvente que existe entre el soluto y el solvente	()	Diluida
4) Poseen la máxima cantidad de soluto que esta solución puede albergar y crea un equilibrio entre el soluto y el solvente	()	Sobresaturada
5) Contienen más soluto que el que puede haber en una disolución saturada	()	Empírica
6) Es aquella solución que no requiere cantidades exactas	()	Valorada



Lectura Previa. solución o disolución

“Lee con mucha atención el siguiente texto:”.

Se denomina **solución** o **disolución** a una mezcla homogénea constituida por dos o más sustancias. Es decir que una solución es un sistema material homogéneo (una sola fase) y de dos o más componentes. A diferencia de las sustancias puras, una solución puede separarse en sus componentes utilizando métodos de fraccionamiento tales como la destilación, la cromatografía y la cristalización.

Desde el punto de vista del estado de agregación del sistema, una solución puede ser:

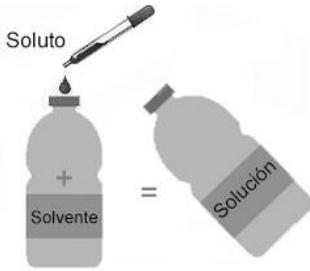
- Sólida:** como una aleación de metales y/o no metales. Por ejemplo, el acero, el bronce, el oro blanco.
- Líquida:** disolución de un gas, un líquido y/o un sólido en un líquido. Por ejemplo, el agua de mar, el agua de canilla, el alcohol medicinal.



•**Gaseosa:** mezcla de gases.

Por ejemplo, el aire atmosférico, el aire exhalado de los pulmones. En la vida cotidiana utilizamos y preparamos muchas soluciones.

- **Aprendizaje Esperado:**
- **Atributo (s):**
- **Conocimiento (s):**



Por ejemplo, al disolver un polvo para hacer jugos en agua potable. Si lo disolvemos en poca agua será intomable, porque la solución estará muy concentrada. En cambio, si disolvemos en demasiada cantidad de agua tendrá poco sabor ya que será una solución muy diluida.

Prof. Héctor Fernández Dunne

**¿Qué son las Soluciones? ¿Cómo se clasifican? ¿Para qué sirven?
¿Dónde se encuentran?**

Por definición **el solvente** es la especie que se encuentra en mayor proporción y **el soluto** es la especie en menor proporción. En las soluciones pueden darse diferentes combinaciones en las que sólidos, líquidos o gases actúen como solutos o como solventes. La clase más común es aquella en la que el solvente es un líquido; por ejemplo, el agua de mar es una solución acuosa de muchas sales y algunos gases.

Soluciones

Diluidas

Concentradas

Saturadas

Sobresaturadas

Ejemplos de Soluciones

Ejemplo	Estado de la solución	Estado del solvente	Estado del soluto
Aire	Gaseoso	Gaseoso	Gaseoso
Agua mineral con gas	Líquido	Líquido	Gaseoso
Alcohol en agua	Líquido	Líquido	Líquido
Sal en agua	líquido	Líquido	Sólido
Aleaciones	Sólido	Sólido	Sólido

Las soluciones se pueden clasificar bajo diferentes criterios, en este Bloque se tratarán de acuerdo a su tipo de análisis Cualitativo o Cuantitativo en relación a la concentración de soluto. Serán Soluciones Empíricas aquellas que se describen cualitativamente y Soluciones Valoradas las que son cuantificables.

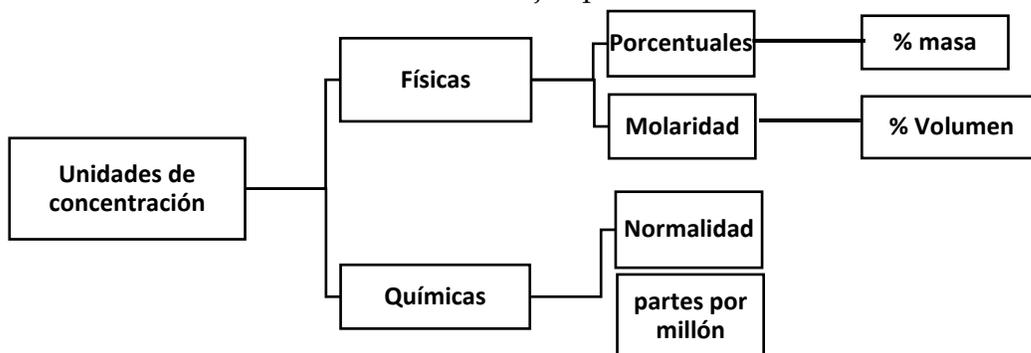
Concentraciones empíricas cualitativas de soluciones

Las Soluciones Empíricas miden la relación cualitativa entre el soluto y el disolvente, sin usar cantidades específicas de cada uno, utiliza una descripción subjetiva. La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto disuelta en determinada cantidad de disolvente o de solución.

- Una **solución diluida** es aquella que tiene una cantidad de soluto disuelto relativamente pequeña.
- La **solución concentrada** es una solución que contiene cantidades relativamente grandes de soluto disuelto.
- Una **solución saturada** contiene tanto soluto como capacidad tenga de disolverse en el solvente, utilizando medios normales. La velocidad de disolución es igual a la velocidad de cristalización, por tanto, si se añade más soluto este se disolverá, pero al mismo tiempo, parte del soluto que estaba disuelto se cristalizará.
- Una **solución no saturada** será aquella en la que la concentración del soluto es menor que la concentración de una solución saturada, bajo las mismas condiciones. La velocidad de disolución del soluto no disuelto, es mayor que la velocidad de cristalización del soluto disuelto.



Se conoce como **solución sobresaturada** a aquella en la que la concentración de soluto es mayor que la de una solución saturada. Esta solución es inestable y cualquier cambio por pequeño que sea, provocará que el exceso de soluto se cristalice, separándose de la solución. La velocidad de disolución es menor que la velocidad de cristalización. La miel es un ejemplo de una solución sobresaturada de azúcar.



En las disoluciones valoradas, la concentración se aprecia con precisión. Tanto el soluto como el disolvente se dividen en unidades químicas y físicas de concentración.

Las **unidades físicas** expresan la concentración de la disolución en cuanto a la masa del soluto independientemente de su masa molecular.

Las **unidades químicas** expresan la concentración de la disolución por el número de átomos o moléculas del soluto presentes en la disolución.

UNIDADES DE CONCENTRACION	TIPOS	MÉTODO DE MEDICIÓN
Físicas	Práctico, no tan significativas, se refieren a masa y volumen.	Soluciones porcentuales.
Químicas	Implican números enteros de tomos o moléculas, son exactas, hace mediciones precisas de masa y volumen.	Normales, molares, partes por millón y molalidad.

¿A qué se llama soluciones valoradas? ¿Cómo se calculan sus concentraciones? ¿Qué mediciones se les realizan? ¿Cuál es la diferencia entre Molaridad y Molalidad? ¿Qué es la Normalidad? ¿Para qué se usan la ppm?



Actividad 2

Instrucciones: Realiza la siguiente lectura y subraya las ideas principales sobre las soluciones valoradas y posteriormente de forma individual registra en tu libreta un glosario de los conceptos y términos más importantes.



Concentraciones Cuantitativas de Soluciones

Las soluciones valoradas son aquellas soluciones que pueden ser cuantificadas en su concentración, referida a la cantidad de soluto disuelta en determinada cantidad de disolvente. Cada tipo de concentración utiliza unidades de medida específicas, aquí se describirán la Molaridad (M), Molalidad (m), Normalidad (N) y Partes por Millón (ppm).

*¿A qué se llama Molaridad? ¿Cómo se mide?
¿Para qué se usa?*



Molaridad (M)

Es la forma más común de expresar la concentración en Química, sobre todo cuando se trabaja con reacciones químicas y relaciones estequiométricas. Esta unidad de concentración refiere a la cantidad de soluto (en número de moles) disuelto en cada litro de solución. Esta forma de concentración se representa con la letra M, y se expresa en unidades de moles por cada litro (moles/litro = moles/l) o bien, se utiliza el término molar (M). Analiza la siguiente imagen:

Fuente: <https://sites.google.com/site/portafoliodeevidenciaslee/molaridad>

Una solución 1 M (uno molar) contiene un mol de soluto por cada litro de solución. Las unidades de la molaridad son mol/litro (M).

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} \quad \text{ó} \quad M = \frac{\text{gramos de soluto}}{(\text{peso molecular})(\text{litros de solución})}$$

$$\text{Molaridad} = M = n/V$$

Ejemplo:

1. Calcular el volumen de una disolución 0.8M (molar = g/mol), que contiene 10 gramos de Nitrato de Sodio (NaNO_3). Utilizar las masas atómicas: Na = 23 uma N = 14 uma O = 16 uma.

Paso 1. Analiza los datos e incógnitas del problema, identifica y subraya el soluto, disolvente, disolución (solución) y sustancias en el enunciado.

Soluto: 10 g

Disolución: ¿?

Sustancia: Nitrato de sodio (NaNO_3)

Concentración: 0.8M

Paso 2. A partir de los datos revisados identificar las unidades, de ser necesario realizar las conversiones pertinentes o los cálculos de las masas molares y número de moles necesarios.

Sustancia: Nitrato de Sodio (NaNO_3)

Na = 23 uma N = 14 uma O = 16 uma

Na (1)(23) = 23

N (1)(14) = 14

O (3)(16) = 48

Masa molar = 85 g/mol



Moles del soluto (n)

$$n = \frac{\text{muestra (g)}}{\text{(masa molar (g))}} \quad n = \frac{10 \text{ g}}{85 \text{ g/mol}} \quad n = 0.1176 = 0.12 \text{ moles}$$

Paso 3. Identifica en los datos las variables que se requieren de acuerdo a la fórmula y si se trata de una sustitución directa o si se requiere de algún despeje.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen en litros de solución}}$$

Paso 4. Registra los datos, fórmula, despejes de fórmula, conversión de unidades de medida, sustitución de datos y resultados reportados anotando la variable, el valor numérico, unidades de medida y sustancia.

$$\text{Concentración Molar} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen en litros de solución}}$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen en litros de solución}}$$

$$M = \frac{\text{g de muestra o masa del soluto}}{\text{(masa molar)(Volumen en litros de Solución)}}$$

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
M = 0.8M	M = $\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen}}$	V = 0.12 moles	V = 0.15 Litros de

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
M = 0.8M	M = $\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen}}$	V = 0.12 moles	V = 0.15 Litros de
V = ¿? Litros	Volumen en litros de Solución	0.8 moles/litros	solución de NaNO ₃
n = 0.12 moles	Despejes:		
	Volumen de solución = $\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Concentración Molar}}$		

Ejemplo:

2. Calcular la molaridad (M) de 250 ml de una disolución en la que están disueltos 30 gramos de Cloruro de sodio (NaCl). Masas atómicas: Na = 23uma, Cl = 35.5uma.

Paso 1. Analiza los datos e incógnitas del problema, identifica y subraya el soluto, disolvente, disolución (solución) y sustancias en el enunciado.

Concentración en M = ¿? Volumen de disolución = 250 ml Soluto = de NaCl

Paso 2. A partir de los datos revisados identificar las unidades, de ser necesario realizar las conversiones pertinentes o los cálculos de las masas molares y número de moles necesarios.

Soluto	Volumen disolución	Sustancia	Número de moles	Concentración
30g	Volumen = 250 ml → litros	NaCl	n = ¿?	M = ¿?
	Conversión 250 ml (1 lt/1000 ml) = 0.25 lt	Na = (1)(23) = 23 Cl = (1)(35.5) = 35.5 Masa molar = 58.5g/mol	n = $\frac{\text{g muestra}}{\text{masa molar}}$ n = $\frac{30 \text{ g}}{58.5 \text{ g/mol}}$ = 0.51 moles	



Paso 3. Identifica en los datos las variables que se requieren de acuerdo a la fórmula y si se trata de una sustitución directa o si se requiere de algún despeje.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen en litros de solución}}$$

Paso 4. Registra los datos, fórmula, despejes de fórmula, conversión de unidades de medida, sustitución de datos y resultados reportados anotando la variable, el valor numérico, unidades de medida y sustancia.

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
M = ¿?	$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen en litros de solución}}$	M = $\frac{30 \text{ g}}{(58.5 \text{ g/mol}) (0.25 \text{ L})}$	M = 2.05 mol/litro
V = 250 ml	Volumen en litros de solución	(58.5 g/mol) (0.25 L)	de NaCl
Soluto = 30g	$M = \frac{\text{g de muestra o masa del soluto}}{(\text{masa molar})(\text{Volumen en litros de Solución})}$		
n = ¿?			
NaCl = 58.5 g/mol			

¿A qué se llama Molalidad? ¿Cómo se mide? ¿Para qué se usa?
¿Cuál es la diferencia entre Molaridad y Molalidad?

Molalidad (m)

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramo de solvente}}$$

Es el término utilizado para describir la concentración de una solución y se puede definir como el número de moles de soluto disueltos en un Kilogramo de solvente. Se representa con la letra m, y se expresa en unidades de moles por cada Kilogramo de solvente (moles/Kg).

$$m = \frac{n}{\text{kg de solvente}}$$

Analiza las siguientes imágenes que está a la izquierda.:

Ejemplo:

1. Calcular la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico H_2SO_4 si la masa del disolvente es de 800 gramos y la cantidad de ácido de 50 gramos. Utilizar: H = 1uma S = 32uma y O = 16uma

Paso 1. Analiza los datos e incógnitas del problema, identifica y subraya el soluto, disolvente, disolución (solución) y sustancias en el enunciado.

Concentración en m = ¿? masa de disolvente = 800 g Soluto = 50 g de H_2SO_4

Paso 2. A partir de los datos revisados identificar las unidades, de ser necesario realizar las conversiones pertinentes o los cálculos de las masas molares y número de moles necesarios.

Soluto	Masa del disolvente	Sustancia	Número de moles	Concentración
50g	Masa = 800 g → Kg	H_2SO_4	n = ¿?	m = ¿?
Conversión	800 gr (1 Kg/1000 gr) = 0.80 Kg	H = (1)(2) = 2 S = (1)(32) = 32 O = (4)(16) = 64 Masa molar = 98g/mol	n = $\frac{\text{g muestra}}{\text{masa molar}}$ n = $\frac{50 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0.51 \text{ moles}$	



Paso 3. Identifica en los datos las variables que se requieren de acuerdo a la fórmula y si se trata de una sustitución directa o si se requiere de algún despeje.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}} \qquad m = \frac{\text{g de soluto}}{(\text{masa molar})(\text{Kg de disolvente})}$$

Paso 4. Registra los datos, fórmula, despejes de fórmula, conversión de unidades de medida, sustitución de datos y resultados reportados anotando la variable, el valor numérico, unidades de medida y sustancia.

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
$m = \text{¿?}$	$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$	$m = \frac{0.51 \text{ g}}{.800 \text{ Kg}}$	$m = 0.64 \text{ mol/ K de H}_2\text{SO}_4$
$g = 800 \text{ g}$			
Soluto = 50g	$m = \frac{\text{g de soluto}}{(\text{masa molar})(\text{Kg de disolvente})}$	$m = \frac{50 \text{ g}}{(98 \text{ g/mol})(0.80 \text{ Kg})}$	$m = 0.64 \text{ molal de H}_2\text{SO}_4$
$n = \text{¿?}$			
$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$			

Ejemplo:

2.- Calcular la molalidad de 20 gramos de un determinado soluto en 1 litro de disolución acuosa. La masa molar del soluto es 250 g / mol. Considerar que si se trata de agua como disolvente 1 Kg equivale a 1 litro ya que su densidad es de 1,000Kg / m³.

Paso 1. Analiza los datos e incógnitas del problema, identifica y subraya el soluto, disolvente, disolución (solución) y sustancias en el enunciado.

$m = \text{¿?}$ Soluto = 20g V = 1 litro de disolución masa molar del soluto = 250 g/mol

Paso 2. A partir de los datos revisados identificar las unidades, de ser necesario realizar las conversiones pertinentes o los cálculos de las masas molares y número de moles necesarios.

Soluto	Masa del disolvente	Número de moles	Concentración
20g	Solución acuosa	$n = \text{¿?}$	$m = \text{¿?}$
	Agua litro= 1 Kg	$n = \frac{\text{g muestra}}{\text{masa molar}}$ $n = \frac{20 \text{ g}}{250 \text{ g/mol}} = 0.08 \text{ moles}$	

Paso 3. Identifica en los datos las variables que se requieren de acuerdo a la fórmula y si se trata de una sustitución directa o si se requiere de algún despeje.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}} \qquad \text{O} \qquad m = \frac{\text{g de soluto}}{(\text{masa molar})(\text{Kg de disolvente})}$$



Paso 4. Registra los datos, fórmula, despejes de fórmula, conversión de unidades de medida, sustitución de datos y resultados reportados anotando la variable, el valor numérico, unidades de medida y sustancia.

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
$m = ?$	$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{(Kg de disolvente)}}$	$m = \frac{0.08 \text{ g}}{1 \text{ Kg}}$	$m = 0.08 \text{ mol/Kg}$
$V_{\text{solución}} = 1 \text{ litro} = 1 \text{ Kg}$			
$m_{\text{solute}} = 20 \text{ g}$	$m = \frac{\text{g de soluto}}{\text{(masa molar) (Kg de disolvente)}}$	$m = \frac{20 \text{ g}}{(250 \text{ g/mol}) (1 \text{ Kg})}$	$m = 0.08 \text{ molal}$
$n = ?$			
$\text{masa molar} = 250 \text{ g/mol}$			



Unidades de concentración de las soluciones

La molaridad (M) de una disolución se define como el número de moles de soluto presentes en un litro de disolución. (solución).
Se representa con una letra "M" mayúscula.

$$M = \frac{\text{Moles de Solute}}{\text{Litro de solución}}$$

Las unidades de molaridad son: moles/L

La molalidad es el número de moles de soluto disueltos en un Kg (1000g) de disolvente.
Se representa con una letra "m" minúscula.

$$m = \frac{\text{Moles de Solute}}{\text{Kilogramo de Solvente}}$$

La diferencia radica en que una solución molar se mide toda la solución en litros, mientras que en la solución molar medimos el solvente en kilogramos. Su importancia está en que el volumen es una propiedad física que está en función de la presión y la temperatura.

Normalidad (N)

La normalidad es una medida de concentración que expresa el número de equivalentes de soluto por litro de solución. La definición de equivalentes de soluto depende del tipo de reacción que ocurre. Para reacciones entre ácidos y bases, el equivalente es la masa del ácido o base que dona o acepta exactamente un mol de protones (iones de hidrógeno). Se representa con la letra N, y se expresa en unidades de Equivalentes-gramo/litro de disolución (Eq-g/litro o N).

La Normalidad:

La Normalidad (N) o Concentración Normal de una disolución es el número de Equivalentes Químicos (EQ) o equivalentes-gramo de soluto por litro de disolución:

$$N = \frac{\text{No. Eq - g de soluto}}{\text{Volumen de la solución en Litros (L)}}$$

La normalidad es el número de equivalentes gramo de soluto dividido por el volumen en litros de solución.

N = número de equivalentes- gramo/ L de solución
N= Num. Eq. Gramo/V

$$\text{num. eq g} = N \times V \implies \text{g/ Peq} = N \times V$$

$$\implies \text{g} = N \times V \times \text{Peq.} \quad N = \text{g/V} \times \text{Peq}$$

$$\text{No. Eq - g de soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso Eq - g de soluto}}$$

El número de equivalentes gramo de soluto se obtiene al dividir los gramos de soluto en el peso equivalente gramo de soluto.

EQ de un **ácido** = Peso molecular / n de H⁺

EQ de una **base** = Peso molecular / n de OH⁻

EQ de una **sal** = Peso molecular/carga del catión o anión

Ejemplo: EQ de H₂SO₄ = 98 / 2 = 49 g

Ejemplo: EQ de NaOH = 40 / 1 = 40 g

Ejemplo: EQ de Na₂CO₃ = 106 / 2 = 53 g



Ejemplo:

1. Calcular la Normalidad de una disolución de HCl que contiene 80 gramos de soluto en 2 litros de disolución. Utilizar: H = 1uma y Cl = 35.5uma

Paso 1. Analiza los datos e incógnitas del problema, identifica y subraya el soluto, disolvente, disolución (solución) y sustancias en el enunciado.

Concentración en N = ¿? Volumen de disolución = 2 litros Soluto = 80 g de HCl

Paso 2. A partir de los datos revisados identificar las unidades, de ser necesario realizar las conversiones pertinentes o los cálculos de las masas molares y número de moles necesarios.

Soluto	Volumen de disolución	Sustancia	Número de H ⁺ EQ= masa molar/No. H ⁺	Concentración
80g	2 litros	HCl	H ⁺ = 1	N = ¿?
		H = (1)(1) = 1	EQ = <u>masa molar</u>	
		Cl = (1)(35.5) = 35.5	No. de H	
		Masa molar = 98g/mol	EQ = $\frac{36.5 \text{ g}}{1} = 36.5$	

Paso 3. Identifica en los datos las variables que se requieren de acuerdo a la fórmula y si se trata de una sustitución directa o si se requiere de algún despeje.

$$N = \frac{\text{Equivalente} \cdot \text{gramo de soluto}}{\text{Litro de disolución}}$$

Paso 4. Registra los datos y despejes de la fórmula, la conversión de unidades de medida, sustitución de datos y resultados reportados anotando la variable, el valor numérico, unidades de medida y sustancia.

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
N = ¿?	EQ= <u>masa molar</u>	EQ= <u>36.15 g</u>	N=1.095 Eq-g/
V _{disolución} = 2 L	No. De H	1	litro de HCl
m _{Soluto} = 80g	EQ= <u>masa soluto</u>	EQ-g= $\frac{80 \text{ g}}{36.5} = 2.19$	N= 1.095 normal
EQ= ¿?	EQ	36.5	de HCl
HCl= 36.5 g/mol	N= <u>Equivalente . gramo de soluto</u>	N= $\frac{2.19}{2} = 1.095$	N = 1.095 N
H ⁺ = 1	Litro de disolución	2 L	de HCl

Ejemplo:

2. Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar medio litro de disolución 5.4 N.

Paso 1. Analiza los datos e incógnitas del problema, identifica y subraya el soluto, disolvente, disolución (solución) y sustancias en el enunciado.

Concentración en N = 5.4N Volumen de disolución = 0.5 litros

Soluto = ¿? g de NaOH



Paso 2. A partir de los datos revisados identificar las unidades, de ser necesario realizar las conversiones pertinentes o los cálculos de las masas molares y número de moles necesarios.

Soluto	Volumen de	Sustancia	Numero de H ⁺	Concentración
g = ¿?	0.5 litros	NaOH	OH= 1	N =5.4 N
		Na = (1)(23) = 23	EQ = $\frac{\text{masa molar}}{\text{No. de H}}$	
		O = (1)(16) = 16		
		H = (1)(1)= 1		
		Masa molar = 40 g/mol	EQ = $\frac{40 \text{ g}}{1} = 40$	

Paso 3. Identifica en los datos las variables que se requieren de acuerdo a la fórmula y si se trata de una sustitución directa o si se requiere de algún despeje.

$$N = \frac{\text{Equivalente} \cdot \text{gramo de soluto}}{\text{Litro de disolución}}$$

Paso 4. Registra los datos y despejes de la fórmula, la conversión de unidades de medida, sustitución de datos y resultados reportados anotando la variable, el valor numérico, unidades de medida y sustancia.

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
N = 5.4 N	$N = \frac{\text{Equivalente} \cdot \text{gramo de soluto}}{\text{Litro de disolución}}$	EQ = $\frac{40 \text{ g}}{1}$	EQ = 40
V _{disolución} = 0.5 L			
m _{Soluto} = ¿?g	EQ = $\frac{\text{masa soluto}}{\text{EQ}}$	Eq-g = (5.4)(0.5 L) = 2.7	Eq.g = 2.7
EQ = 40		36.5	
Eq-g = ¿?	EQ = $\frac{\text{masa molar}}{\text{No. De OH}}$	m _{soluto} = (2.7)(40) = 108 g	m = 108 g de NaOH
NaOH = 40 g/mol			
OH = 1			
Despejes	Eq - g = (N)(litros Disolución)		
	Masa soluto = (Eq - g)(EQ)		

Partes por millón (ppm)

Cuando en una solución, los solutos están presentes en cantidades muy pequeñas (trazas), la concentración se expresa en términos del número de miligramos de soluto por kilogramo de solución, o como el número de **miligramos de soluto** por cada **litro** de solución acuosa (mg/l). Esta medida de concentración expresa las partes de masa de soluto que hay en 1'000,000 de partes de masa de solución, es decir las unidades de sustancia que hay por cada millón de unidades del conjunto. Para concentraciones más pequeñas se utilizan las partes por billón (ppb).

Concentración en partes por millón

El volumen se divide en un millón de partes iguales

Cada millonésima parte de este volumen se considera

Una parte por millón de la sustancia

Fuente: [https://es.wikipedia.org/wiki/Partes_por_notaci%C3%B3n#/media/File:Fluorescein_\(2\).jpg](https://es.wikipedia.org/wiki/Partes_por_notaci%C3%B3n#/media/File:Fluorescein_(2).jpg)



Las densidades de las soluciones acuosas diluidas son de alrededor de 1g/ml, de manera que un kilogramo de solución y un litro son aproximadamente lo mismo. Un miligramo es una millonésima parte de un kilogramo.

Nota: también se le llama partes por millón al indicador de calidad en la industria, de manera que representa las unidades con defectos detectados por cada millón de unidades fabricadas.

El método de cálculo de ppm es diferente para sólidos, líquidos y gases:

Las partes por millón (ppm) de elementos en sólidos y líquidos se calcula según el peso:

$$ppm = \left[\frac{\text{peso de la sustancia analizada (Kg)}}{\text{peso total (Kg)}} \right] (10^6)$$

Las partes por millón (ppm) de elementos en gases se calcula según el volumen:

$$ppm = \left[\frac{\text{volumen peso de la sustancia analizada (litros)}}{\text{volumen total (litros)}} \right] (10^6)$$

Para fines didácticos se utilizarán las siguientes fórmulas:

$$ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{Volumen en litros de disolución}}$$

$$ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{masa en kilogramos de Solución o muestra}}$$

Ejemplo:

En preparaciones biológicas o en análisis de muestras de agua se utiliza a las partes por millón como medida de concentración, por tratarse de soluciones muy diluidas. Generalmente el agua es el disolvente y por ello se considera la densidad del agua.

1. Se quiere calcular la concentración en ppm de 1,250 ml de una muestra de agua que contiene 450mg de iones Sodio (Na+).

Paso 1. Analiza los datos e incógnitas del problema, identifica y subraya el soluto, disolvente, disolución (solución) y sustancias en el enunciado.

Concentración en ppm = ¿? 450mg de iones Sodio (Na+) = Soluto

1,250 ml de muestra = Volumen de disolución

Paso 2. A partir de los datos revisados identificar las unidades, de ser necesario realizar las conversiones pertinentes.

Soluto

450 mg de iones

Disolución (Solución)

Volumen= 1,250 ml → litros

1,250 ml (1litro/ 1000ml) = 1.25 litros

Paso 3. Identifica en los datos las variables que se requieren de acuerdo a la fórmula y si se trata de una sustitución directa o si se requiere de algún despeje.

$$ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{Volumen en litros de disolución}}$$



Paso 4. Registra los datos y despejes de la fórmula, la conversión de unidades de medida, sustitución de datos y resultados reportados anotando la variable, el valor numérico, unidades de medida y sustancia.

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
ppm = ¿?	Ppm= $\frac{\text{mg de soluto}}{\text{Volumen en litros de disolución}}$	ppm= <u>450 mg</u>	ppm= 360 ppm
V = 1,250 ml	Volumen en litros de disolución	1.25 litros	de Na ⁺
m = 450 mg de Na	conversión de unidades 1,250 ml (1litro/ 1000ml) = 1.25 litros		

Ejemplo:

2. Determinar la cantidad en miligramos (mg) de iones Plata (Ag⁺) para 2.5 litros de una solución con concentración de 270 ppm.

Paso 1. Analiza los datos e incógnitas del problema, identifica y subraya el soluto, disolvente, disolución (solución) y sustancias en el enunciado.

Concentración en ppm = 270 ppm mg de iones Plata (Ag⁺) = Soluto ¿?

2.5 litros de muestra = Volumen de disolución

Paso 2. A partir de los datos revisados identificar las unidades, de ser necesario realizar las conversiones pertinentes.

Soluto	Disolución (Solución)	Concentración
¿?mg de iones plata (Ag ⁺)	Volumen= 2.5 litros de muestra	270 ppm

Paso 3. Identifica en los datos las variables que se requieren de acuerdo a la fórmula y si se trata de una sustitución directa o si se requiere de algún despeje.

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{Volumen en litros de disolución}}$$

Paso 4. Registra los datos y despejes de la fórmula, la conversión de unidades de medida, sustitución de datos y resultados reportados anotando la variable, el valor numérico, unidades de medida y sustancia.

Datos	Fórmula	Sustitución	Resultados
ppm = 270 ppm	Ppm= $\frac{\text{mg de soluto}}{\text{Volumen en litros de disolución}}$	mg soluto= (270)(2.5)	soluto= 675 mg
V = 2.5 litros	Volumen en litros de disolución	mg soluto= 675	de Ag ⁺
m = ¿? mg de Ag ⁺	Despejes: mg de soluto = (ppm)(volumen en litros)		



*¿A qué se llama ppm? ¿Cómo se miden? ¿Para qué se usan?
¿Cuál es la diferencia con las otras concentraciones?*

Actividad 3

Realiza un resumen e identifica en la lectura lo que se indica en la tabla sobre las soluciones valoradas y registra lo más relevante.

Tabla				
Concentración	Símbolo	Unidad de medida	Definición	Fórmulas
Molaridad				
Molalidad				
Normalidad				



Partes por millón				
-------------------	--	--	--	--



Resuelve el problemario del Bloque III Soluciones Valoradas Molaridad, Molalidad, Normalidad y ppm. En la libreta de la asignatura.

1. ¿Cuántos moles de soluto estarán en 5 litros de una disolución 0.4 M?
2. Calcular la molaridad de una disolución de 100 gramos de Metanol CH_4O en 1 litro de disolvente.
3. Calcular los gramos de Hidróxido de Sodio (NaOH) de 350 ml de disolución 2 M.
4. Calcular la molalidad de 20 gramos de un determinado soluto en 1 litro de disolución acuosa. La masa molar del soluto es 249.7 g / mol.
5. Calcular la molalidad de una disolución de 95 gramos de ácido nítrico (HNO_3) en 2.5 litros de agua.
6. Determinar la Normalidad de 50 gramos de Hidróxido de Potasio (KOH) en 700 ml de disolución.
7. Calcular la Normalidad de una disolución de HCl que contiene 100 gramos de soluto en 3 litros de disolución.
8. Calcular la concentración en ppm de Mercurio (Hg) en un pescado de 1.5 kg si se encuentran 5 mg de Mercurio en un análisis de control sanitario.
9. Calcular la ppm de 80 mg de ion sulfato (SO_4^{2-}) en 5 litros de agua.
10. Una muestra de 80 ml de jugo gástrico fresco tiene una concentración 0.19 M de Ácido Clorhídrico (HCl). ¿Cuántos gramos de HCl tiene?

Actividad experimental disoluciones



Objetivo: El alumno identifique los tipos de concentraciones cuantitativas a través de la práctica y la realización de cálculos.

Procedimiento:

1. En la primera parte de la actividad trabajaremos con concentraciones cualitativas o empíricas. El control del experimento lo tienes tú y dependerá del material que tengas disponible. Primero deberás reunir las siguientes sustancias sal de mesa (Cloruro de sodio) y agua limpia a temperatura ambiente y agua helada (manténla en refrigeración hasta que lo vayas a utilizar). También requieres de los siguientes materiales: Recipientes donde puedas realizar las disoluciones, una cuchara pequeña, un recipiente de metal para calentar agua, una taza pequeña y algo para agitar. También requieres tu libreta de química para anotar los resultados que vayas obteniendo.

- a) En un recipiente mezcla una cucharada de Cloruro de sodio (NaCl) en media taza pequeña de agua a temperatura ambiente. Esas serán tus medidas. Anota tus observaciones.



- b) En otro recipiente utilizando los mismos materiales, mide media taza de agua a temperatura ambiente y agrega tres cucharadas de NaCl (Sal que utilizas en casa) Anota tus observaciones.
- c) La tercera mezcla será elaborada con media taza pequeña de agua helada y tres cucharadas de NaCl. Anota tus observaciones.



d) La cuarta disolución será preparada con media taza pequeña de agua caliente (utiliza un trapo para protegerte) y tres cucharadas de NaCl. Anota tus observaciones.

Con toda la información anterior señala en el cuadro 2 el tipo de concentración que corresponda a cada uno de las realizadas.

e) Con toda la información anterior señala en tu libreta de química que tipo de concentración que corresponda a cada una de las disoluciones realizadas

Nota: la solubilidad del cloruro de sodio en agua a temperatura ambiente es de 36 g/100 ml de agua aproximadamente.

- Después de conocer las disoluciones cualitativas trabajaremos con concentraciones cuantitativas o valoradas, para ello es muy importante que realices los siguientes procedimientos tal como se te indica, de eso depende que puedas tener buenas conclusiones.
- a) En un frasco de mayonesa McCormick, de contenido neto de 420 g agrega agua a temperatura ambiente hasta la marca donde cambia de forma como se muestra en la figura 1, que muestra el frasco con agua coloreada. También podrías utilizar una botella de PET de refresco de 600 ml como se observa en la figura 2. Esa cantidad corresponderá a 270 ml aproximadamente en ambos casos el agua queda 0,9 cm debajo de la marca.
- b) En una tapa roja de refresco (Coca cola) agrega sal de mesa (cloruro de sodio), procura que la sal esté seca, porque si no, cambia su masa. Esta tapa llena, corresponde a 5 g de sal. Ver figura 3.



Fig. 1 Frasco con agua
Coloreada



Fig. 2 Botella con 250 ml
de agua coloreada

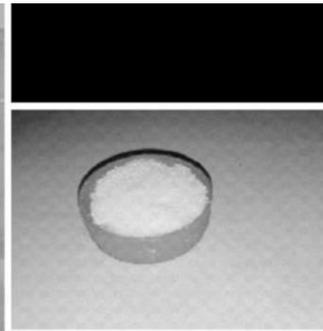


Fig. 3 tapa de refresco
con sal de mesa

Fuente: Fotografías tomadas por el docente de COBAQROO/9/11/20

- c) Con esas dos cantidades ahora mide agua simple (sin colorante) y Cloruro de sodio según se te indica el cuadro 3 de concentraciones cuantitativas e indica que tipo de concentración corresponde cada una. Realiza tus operaciones utilizando las fórmulas del cuadro 1, en la libreta de la asignatura.

Cuadro 5. Tipos de concentraciones cuantitativas

Soluto NaCl	Solvente H ₂ O	%	Molaridad	ppm
5 g	270ml			
10 g	540 ml			



Instrucciones: Elabora un reporte en tu libreta de la asignatura, mostrando tanto tus experimentos (dibujos) como los cálculos realizados, el cual será entregado a tu profesor (a).



Actividad 2. Propiedades de ácidos y bases.

- **Aprendizaje esperado:** Explica la importancia de conocer el grado de acidez y basicidad de sustancias de uso común y aquellas relacionadas con el medio ambiente, favoreciendo la toma de decisión consciente.
- **Atributos:** 3.2 Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo. / 11.2 Reconoce y comprende las implicaciones biológicas, económicas, políticas y sociales del daño ambiental en un contexto global interdependiente.
- **Conocimientos:** Propiedades de ácidos y bases/Características/pH.

Lectura previa “Para las agruras y la acidez, un antiácido; pero ¿qué es?”
Lee con mucha atención el siguiente texto:



Alguna vez te ha pasado que cuando has comido mucho o la comida era muy irritante, además de la sensación de estar lleno, también se ha presentado una molestia común en estos casos denominada agruras. Esto es, porque nuestro organismo, para realizar la digestión de los alimentos en nuestro estómago produce ácido. Sí, ¡ácido! Este compuesto químico conocido como ácido clorhídrico, es la misma sustancia que en algunas ocasiones es utilizado en casa para destapar las tuberías del drenaje, también es denominado ácido muriático.

Entonces para eliminar la molestia de tu estómago, debes tomar un antiácido cuya función es reaccionar con el ácido de tu estómago y neutralizarlo; esta sustancia puede ser un hidróxido y es parte activa de algunos de los antiácidos más comunes como el “alka seltzer” o “sal de uvas” (aunque hay otras sustancias que no son hidróxidos, pero también neutralizan el ácido). Otro compuesto químico de uso común en el hogar, que también se utiliza como destapa caños, es el hidróxido de sodio, mejor conocido como sosa.

Como te darás cuenta, los ácidos e hidróxidos son compuestos químicos de uso común en el hogar con varias aplicaciones; también existen los neutros; desde nuestros alimentos, productos de cocina, de baño, de aseo personal, medicamentos y hasta golosinas están presentes las sustancias con estas características.

Los ácidos y las bases son sustancias que existen en la naturaleza y que se distinguen por su nivel de pH, es decir, por su grado de acidez o alcalinidad. Ambos, sin embargo, suelen ser sustancias corrosivas, a menudo tóxicas, que sin embargo poseen numerosas aplicaciones industriales y humanas.

Los ácidos son sustancias de pH inferior a 7 (pH del agua, considerado neutro), en cuya química figuran comúnmente grandes cantidades de iones de Hidrógeno (H^+) al añadirle agua. Suelen reaccionar ante otras sustancias perdiendo protones.



Actividad diagnóstica

1. A partir de tus conocimientos previos completa de forma breve la información que se solicita en la siguiente Tabla, al final del Bloque revisarás lo que has aprendido y anotarás tus nuevas descripciones:

Concepto	Descripción de lo que actualmente sé	Descripción de lo que aprendí al final del bloque
ácido		
Base		
Reacciones de Neutralización		
PH		

2. En la siguiente Tabla y de acuerdo a tus conocimientos previos, anota una B para aquellas sustancias que identificas como Bases y una A a las que identificas como Ácidos.

Lechuga		Jugo de naranja		Pepto-Bismol	
Pepinos		Limón		Melox	
Vinagre		Toronja		Amoniaco	
Verduras enlatadas		Chiles en escabeche		Sosa Cáustica	

Confirma o corrige tus respuestas realizando una autoevaluación de tu conocimiento previo respecto a los ácidos y bases.

¿Qué son los ácidos y las bases? ¿Cómo puedo reconocerlos? ¿Se pueden medir? ¿Por qué son importantes? ¿A qué se llama pH? ¿Cuáles son los iones que determinan el pH? ¿Qué importancia tiene en el funcionamiento del organismo de los seres vivos?

3. Con tus propias palabras y experiencias en tu vida, contesta las siguientes preguntas.

a) Si comes unas ricas ciruelas verdes

¿Qué palabras empleas para explicar que sensación percibe tu paladar?, y ¿cómo te imaginas que puedes calcular la sensación de percepción de tu paladar?

b) ¿Qué es el pH y qué utilidad le podemos dar en nuestra vida cotidiana?

Nombre y nomenclatura de los ácidos

El nombre de los ácidos proviene del latín **acidus**, que significa "agrio"; las bases en cambio, denominadas álcalis, obtienen su nombre del árabe **Al-Qaly**, que traduce "ceniza". En estos nombres puede observarse cómo el hombre ha lidiado con ellos desde edades antiguas, tratando de discernir unos de otros a partir de sus características.

En la nomenclatura común de los ácidos suelen nombrarse, anteponiendo la palabra **ácido**, el nombre del no metal y la terminación **ico**, por ejemplo: para el azufre; ácido sulfúrico, para el cloro, ácido clorhídrico, etc., dependiendo del no metal del grupo que acompañen al hidrógeno. Las bases, conocidas como hidróxidos, haciendo alusión a la molécula OH (óxido de hidrógeno) que estos compuestos presentan.

En nomenclatura UIQPA (Unión internacional de Química Pura y Aplicada), para el caso de los Hidrácidos; se nombran, el no metal y la terminación **uro** y el prefijo **de** y la palabra **hidrógeno** y a los oxiácidos como: el nombre del no metal anión, terminación **ato** de hidrógeno.



Características y propiedades

1.- Sabor

Las bases y los ácidos se distinguen fácilmente a través de su sabor. Las primeras tienen un sabor amargo característico, mientras que los ácidos suelen ser agrios, como el ácido cítrico del limón. algunas bases menos intensas suelen mostrar sabores semejantes al jabón.



Si bien el sabor de un alimento es resultado de la combinación de sensaciones de sabor, olor, tacto, textura, consistencia y temperatura, el sentido del gusto es determinante en este proceso. Tres de los sabores fundamentales están directamente ligados con los ácidos y las bases. Nuestra lengua tiene cuatro distintos tipos de papilas gustativas que detectan el sabor dulce, salado, amargo y agrio.

Fuente: <https://www.google.de/search?q=estructura+simple+de+la+lengua&sxsrf=ALeKk039>

Las papilas gustativas que detectan el sabor amargo se localizan en la base de la lengua. Las bases tienen sabor amargo, y muchos medicamentos son básicos. Las compañías farmacéuticas dedican muchos recursos a la investigación sobre cómo disimular el sabor amargo en ellos.

Las papilas gustativas que detectan el sabor agrio están en los costados de la lengua. Dicho sabor proviene del ácido que está en tus alimentos. El vinagre y las frutas cítricas son algunos ejemplos.

Las papilas que detectan los sabores dulce y salado se encuentran en la punta de tu lengua. Una sal es el producto de una reacción ácido-base. El sabor dulce parece depender, en gran medida, de las propiedades de los ácidos y bases que se combinan en una sola molécula.

2. Conductividad eléctrica

Tanto ácidos como bases, en disoluciones acuosas, son muy buenos conductores eléctricos. Ello se debe a su capacidad de generar iones cargados eléctricamente.

3. Solubilidad

Los ácidos y las bases son solubles en agua, en líneas generales. Sin embargo, muchas bases fuertes como la sosa cáustica (NaOH) liberan una enorme cantidad de energía al hacerlo (reacción exotérmica) por lo que su contacto con este líquido es considerado de riesgo inflamable severo.

4. Reactividad

Como se ha dicho, los ácidos y las bases se distinguen en que los primeros ceden protones mientras que las segundas absorben protones de las sustancias que los acompañen.

Esto significa que suelen reaccionar químicamente de maneras distintas ante sustancias como la materia orgánica, aunque en ambos casos el efecto visible sea de corrosión: tanto ácidos como bases pueden causar quemaduras graves a la piel, por ejemplo.

5. Neutralización

Al juntar una base con un ácido se produce un efecto de neutralización, donde los protones liberados por el ácido son absorbidos por la base, perdiendo ambos partes (o la totalidad) de sus propiedades químicas.



Como subproducto de esta reacción se forma agua y algún tipo de sal, dependiendo del ácido y la base involucrados. Es por ello que la sustancia resultante no es agria ni alcalina, sino salada.

6. Estados físicos

Tanto ácidos como álcalis pueden hallarse en cualquiera de los tres estados de agregación de la materia: sólidos (en polvo), gaseosos o líquidos. Las formas gaseosas son las de mayor riesgo industrial y humano, ya que a menudo no pueden ser percibidas antes de inhalarse y hacer daños en el sistema respiratorio.

7. Apariencia

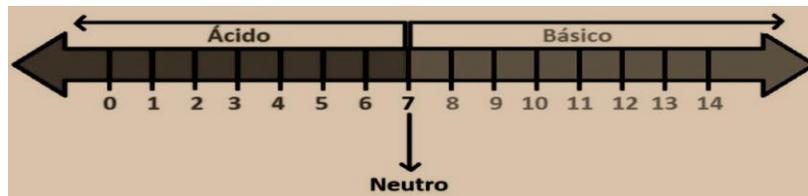
Los ácidos presentan una consistencia aceitosa, mientras que algunas bases pueden tener un tacto jabonoso. Sin embargo, en estado sólido suelen ser más o menos porosos y frágiles, dependiendo de la sustancia específica. Algunos gases ácidos o básicos son incluso visibles a simple vista.

8. Medición

Para medir el pH de las sustancias se emplea un tipo especial de papel denominado papel tornasol. Existen varias presentaciones de este papel, en varios colores. La reacción ante un ácido y una base suele ser de la siguiente manera:

- **Ácido.** El papel tornasol azul se vuelve rosado, y el anaranjado de metilo pasa a un color rojo intenso. La fenolftaleína permanece incolora.
- **Base.** El papel tornasol rojo se vuelve azul o verdoso.

Escala de pH:



La escala de pH fue ideada para expresar en forma adecuada diferentes concentraciones del ión Hidrógeno (H^+) en varias soluciones, sin necesidad de utilizar números en forma exponencial, debido a que con frecuencia son números muy pequeños y por lo tanto es difícil trabajar con ellos. Fue así entonces que se decidió trabajar con números enteros positivos.

9. Aplicaciones

Los ácidos y bases tienen numerosas aplicaciones industriales, algunos ejemplos serían:

- **Ácidos.** Sus propiedades corrosivas son usadas para eliminar la herrumbre y otras impurezas de las sustancias industriales, como los metales, así como en reacciones químicas que permiten la obtención de electricidad, como en el caso de las baterías. Además, forman parte de fertilizantes y son a menudo empleados como catalizadores en reacciones químicas controladas, para obtener productos específicos en laboratorio.
- **Bases.** Se emplean a menudo como desecantes o productos para combatir la humedad ambiental, así como sustancias de limpieza y desinfección, tales como el jabón, el cloro de las piscinas, incluso el amoníaco. También se producen como fármacos para contrarrestar la acidez, como el bicarbonato de sodio, o purgantes como la leche de magnesia.



¿Cómo saber si es un ácido o una base?

¡Hay varias formas de averiguarlos!, - ¡Claro que sí! - te invito a adquirir los siguientes conocimientos, así como las medidas y cuidados necesarios para identificar las características de cada uno de ellos, primero leer con mucha atención, luego efectuar una pequeña práctica con los utensilios y materiales que hay en casa. Así, que manos a la obra.

Formas de medición de un ácido o una base.

Si se tiene un instrumento llamado pH metro o potenciómetro, es solo sumergirlo en el medio a identificar.



Figura.1. pH metro Foto tomada de internet .

<https://www.google.com/search?q=fotos+de+peachimetros&client>

Con un papel indicador o tiras de pH, observando los cambios de colores comparando con el patrón de colores



Figura.2. Tiras PH Foto tomada de internet

<https://www.google.com/search?q=fotos+de+papel+tornasol>

¿Cómo se mide el pH? ¿Existen instrumentos de medición para el pH?



Con indicadores naturales
(Concentrado de Jamaica, remolacha, rábano, cebolla, col morada, etc.)
Estas son caseras y muy recomendables.
(Es un método cualitativo)

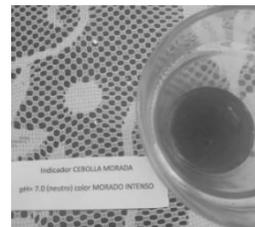


Figura.3. Indicador natural
Fuente: Fotografía tomada por el docente de COBAQROO/9/11/20



Ahora que sabes las formas de cómo poder identificarlas, es necesario que adquieras los siguientes conocimientos, te invito a que leas con mucha atención:

Las teorías de los ácidos y bases.

Según (López, 2017). Teorías	Ácido	Base
Svante Arrhenius	Toda sustancia que en disolución acuosa origina iones hidrógeno, (H ⁺).	Es toda sustancia que en disolución acuosa origina iones hidroxilo, OH ⁻
Brönsted y Lowry	Son sustancias que son capaces de aportar o ceder (H ⁺) en una molécula.	Son sustancias que aceptan o ganan protón en una molécula
Gilbert Lewis	Toda especie química capaz de aceptar o compartir un par de electrones.	Toda especie química capaz de donar o compartir un par de electrones.

En nuestra vida cotidiana los ácidos y bases son sustancias que son más conocidas por algunas de sus propiedades, más comunes que vas a recordar ahora.

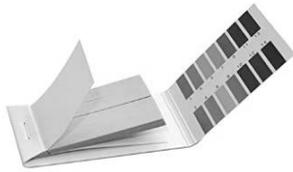
Características de los ácidos y bases de acuerdo (Alma García Delgado, 2018).

	
Figura 4. Ácidos. Foto tomada de internet. Fuente: García Delgado, O. V. (2018).	Figura 5. Bases. Foto tomada de internet. Fuente: García Delgado, O. V. (2018).
Producen quemaduras en la piel	Son jabonosas al tacto.
Tienen sabor agrio.	Tienen sabor amargo.
Son buenos conductores de electricidad en soluciones acuosas	Son buenas conductoras de electricidad en soluciones acuosas
Son corrosivos.	Son corrosivas.
Reaccionan con las bases para formar agua y compuestos iónicos llamados sales.	Reaccionan con ácidos para formar agua y sales.
Se disuelven en agua para ionizarse y formar iones H ⁺ responsables de la acidez de la solución, y se mide con valores de pH.	Se disuelven en agua para ionizarse y formar iones OH ⁻ , responsables de la basicidad o alcalinidad de la solución, y se mide en valores de pOH.
*Con el indicador del concentrado de la cebolla se observará una reacción con cambio de color de roja obscura a rosa y rosado intenso más ácido sea el medio.	*Con el indicador del Concentrado de la cebolla se observará una reacción con cambio de color de roja obscura a azul y hasta amarilla según sea el grado de basicidad del medio.

*Dato comprobado experimentalmente.



**¿Qué es el pH? ¿Se puede calcular? ¿Para qué se utiliza?
¿Por qué es importante?**



El **pH** es a la vez un término muy simple y muy complejo, es un valor que da el grado de **acidez** o **alcalinidad** de un producto, ya sea agua, jabón, la tierra.

- La diferencia de pH entre elementos provoca reacciones químicas (reacciones ácido-base). Estas reacciones son una de las más importantes en la química, y responsables de las reacciones naturales del planeta.

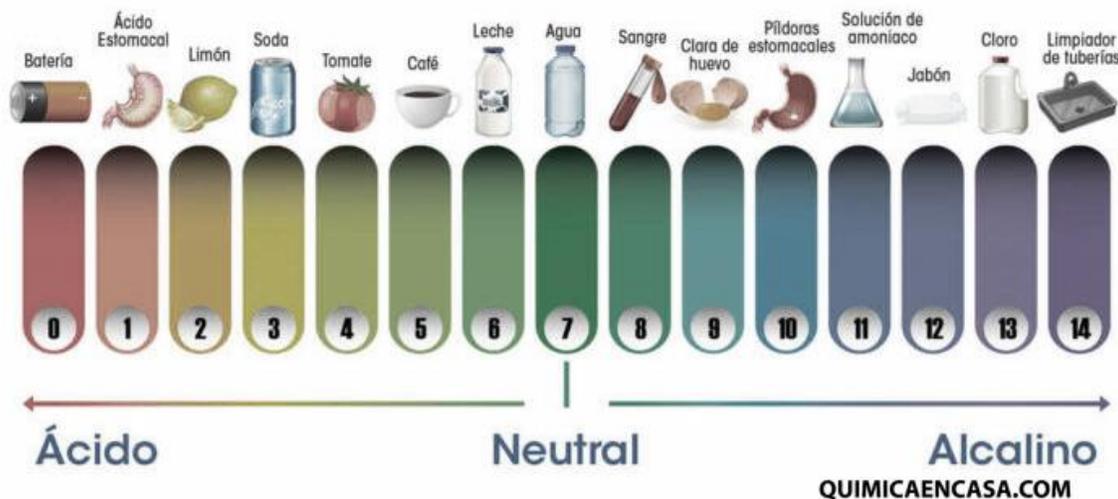
- La primera medida de salud de nuestro océano/mar viene determinado por su pH.
- Es un valor que nos da la propia salud de nuestro cuerpo (a través de la orina, sangre y saliva).

En definitiva, no solo gran parte de los experimentos de ciencias o acciones científicas, tienen relación con el pH. Muchísimas acciones de nuestro día a día, aunque no seamos conscientes de ello vienen determinados por el pH.

El pH es una medida de la **acidez** y de la **alcalinidad** de una sustancia. Tiene un rango que va desde 0 a 14. Una sustancia con pH entre 0 y 7 es una **sustancia ácida** y una sustancia entre 7 y 14 es una **sustancia alcalina**. El agua potable tiene un pH entre 6 y 9. Fuera de esos valores sería perjudicial para la salud, puesto que sería corrosiva. Cuando 2 sustancias tienen diferente pH (siendo una ácida y la otra alcalina) crean una reacción. Uno de los productos conocidos más ácidos sería el Ácido Clorhídrico (con pH menor de 1) y uno de los más alcalinos que conocemos sería la lejía (con pH cercano a 14).

A nivel de definición o concepto, de forma técnica, el pH indica la concentración de iones de Hidrógeno (H⁺) presentes en una disolución. La sigla de pH significa potencial de Hidrógeno.

El concepto de pH (Potencial de Hidrógeno) fue definido por primera vez por Sorensen (1868-1939), bioquímico danés, en el año de 1909.





Su importancia:

Casi todos los procesos naturales en la naturaleza son una continua búsqueda del equilibrio en el pH., por lo tanto, conocer bien el pH y saberlo medir nos puede ayudar a tomar miles de decisiones importantes, no sólo en la nutrición, sino en el cuidado personal, en la limpieza, además es un factor primordial del agua, tanto de la que bebemos, de la piscina, del mar.

- El océano es el gran regulador de clima del planeta. Consigue absorber el CO₂ manteniendo el pH en equilibrio. Un desequilibrio del pH del océano significaría la desaparición de la gran parte de las especies que conocemos.



- Nuestro cuerpo es el otro gran equilibrador del pH. La gran parte de los procesos se dan a determinados valores de pH. Los procesos digestivos, la sangre, la orina, tienen sus valores óptimos de pH.
- Cuando nos sentimos pesados, tomamos algo ácido como un zumo de limón para la digestión, y cuando tenemos acidez nos tomamos un elemento básico. El pH de los alimentos es fundamental para conocer cómo afecta nuestra alimentación.
- Si alguna vez has usado un destapa caños, su funcionamiento “casi mágico” se debe a su elevado valor de pH, capaz de reaccionar y disolver sustancias de valores más bajos.

Si lo analizamos, el pH está por todos lados. Conociendo el pH podemos conocernos mejor y tomar decisiones inteligentes en cuanto a lo que comemos, nuestra higiene y conocer mejor nuestra naturaleza, comenzando por el océano.

Existen sustancias llamadas indicadores que permiten mediante un vire (cambio de color) identificar de manera cualitativa un ácido o una base, por ejemplo, Anaranjado de metilo, Azul de timol, Fenolftaleína, Azul de bromotimol, Papel Tornasol Rojo y Azul y Papel indicador universal.

**¿Los ácidos y bases se pueden clasificar? ¿Cómo se clasifican?
¿En qué se utilizan? ¿Por qué es importante?**

Clasificación de los ácidos y bases de acuerdo a su fuerza o capacidad de ionización

Ácidos Fuertes	Ácidos Débiles
Los ácidos fuertes son los que se ionizan por completo o casi por completo en agua. Por ejemplo: HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₄	Ácidos débiles: son aquellos que se ionizan en baja proporción. Por ejemplo: H ₂ CO ₃ , CH ₃ -COOH, H ₃ PO ₄ , HCN
Bases Fuertes	Bases Débiles
Las bases fuertes se ionizan por completo o casi por completo en agua. Por ejemplo: NaOH, KOH	Las bases débiles no se ionizan por completo. Por ejemplo: Mg (OH) ₂

El pH de una solución se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno expresado en mol/litro. La escala de pH se define por la ecuación: $pH = -\log [H^+]$.

El logaritmo negativo proporciona un número positivo para el pH, además el término $[H^+]$ corresponde a la concentración del ión hidrógeno. Debido a que el pH solo es una manera de expresar la concentración del ión hidrógeno, las soluciones ácidas y básicas pueden identificarse por sus valores de pH como sigue:

Relación entre las concentraciones pH, $[H^+]$, $[OH^-]$, y pOH en disoluciones acuosas

	pH	$[H^+]$ Mol/L	$[OH^-]$ Mol/ L	pOH
Básico	14	$[10^{-14}]$	$[10^{-0}]$	0.0
	10	$[10^{-10}]$	$[10^{-4}]$	4.0
Neutro	7	$[10^{-7}]$	$[10^{-7}]$	7.0
Ácido	5	$[10^{-5}]$	$[10^{-9}]$	9.0
	2	$[10^{-2}]$	$[10^{-12}]$	12.0

El pOH de una solución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ión oxhidrilo $[OH^-]$ expresado en moles/litro. La escala de pOH se define por la ecuación: $pOH = -\log [OH^-]$.



Como la suma del pH y pOH en una solución es igual a 14, el pH puede determinarse restando de 14 el valor del pOH. En este caso: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Las expresiones matemáticas que utilizaremos serán:

$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$	$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{pH})$
	$\text{pOH} = -\log [-\text{OH}] \log$	$[-\text{OH}] = \text{antilog} (-\text{pOH})$

Ejemplos:

Algunos Cálculos de pH y pOH

1. Determinar el pH de una muestra de ácido clorhídrico con una concentración 0.7M

Datos	Formula	Sustitución	Resultados
$\text{pH} = ?$	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$	$\text{pH} = -\log [0.7]$	$\text{pH} = 0.15$
$\text{HCl} = [\text{H}^+]$			
$M = 0.7 \text{ M}$			

2. Calcular la concentración de iones $[\text{H}^+]$ de una muestra de agua de lluvia que presentó un pH de 4.8.

Datos	Formula	Sustitución	Resultados
$\text{pH} = 4.8$	$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{pH})$	$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-4.8)$	$[\text{H}^+] = 1.58 \times 10^{-5} \text{ M}$
$[\text{H}^+] = ?$			

3. ¿Cuál será el pH, pOH y la concentración de iones $[\text{H}^+]$ de una muestra de NaOH $1.3 \times 10^{-6} \text{ M}$?

Datos	Formula	Sustitución	Resultados
$\text{pH} = ?$	$\text{pOH} = -\log [-\text{OH}]$	$\text{pOH} = -\log [1.3 \times 10^{-6} \text{ M}]$	$\text{pOH} = 5.9$
$\text{pOH} = ?$	$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$	$\text{pH} = 14 - 5.9 = 8.1$	$\text{pH} = 8.1$
$\text{NaOH} = [-\text{OH}]$	$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{pH})$	$[\text{H}^+] = \text{antilog} (8.1)$	$[\text{H}^+] = 7.9 \times 10^{-9} \text{ M}$
$[-\text{OH}] = ?$			
$M = 1.3 \times 10^{-6} \text{ M}$			



Actividad 3

Instrucciones: Resuelve de forma individual el Problema río de Cálculo de pH y pOH, de acuerdo a las indicaciones en tu libreta.

Problemarío de cálculo de PH y POH

1. Determina el pH de una disolución de fenol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$) cuya concentración de iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es de $2.1 \times 10^{-5} \text{ M}$, indica, además, si se trata de un ácido o una base.

Datos e incógnita	Fórmula	Sustitución	Resultados
-------------------	---------	-------------	------------

2. La concentración de iones hidroxilo de una disolución es de $2 \times 10^{-6} \text{ M}$. Calcula el pH de la disolución e indica si es ácida o básica.

Datos e incógnita	Fórmula	Sustitución	Resultados
-------------------	---------	-------------	------------

3. Calcula el pH para una disolución de NH_3 , con $[\text{OH}^-] = 2.5 \times 10^{-8} \text{ M}$.

Datos e incógnita	Fórmula	Sustitución	Resultados
-------------------	---------	-------------	------------

Después de haber leído toda la información anterior, ahora es momento de realizar unos experimentos para lograr tus aprendizajes esperados. ¡Tú puedes!



INSTRUMENTOS PARA EVALUACIÓN

Instrumento de Evaluación Actividad 1 del Bloque I



LISTA DE COTEJO PARA ACTIVIDAD CARACTERÍSTICAS FÍSICAS DEL SÓLIDO Y EL LÍQUIDO

<i>Nombre del alumno</i>			<i>Grupo:</i>	
<i>Nombre del maestro (a):</i>				
<i>Asignatura:</i>		<i>Fecha de revisión:</i>		
	Bloque I Lista de cotejo para actividad características físicas del sólido y el líquido			
Instrucciones: Elije en la columna que dice "escala" la puntuación que se otorga a la actividad y autoevalúate, corrige los aspectos que consideras te hicieron falta.				
Indicadores de presencia			ESCALA	
			Valor del indicador	Puntaje obtenido
1. Presenta los datos de la portada (Nombre de la escuela, nombre de la actividad, nombre del alumno, materia, grupo, nombre del maestro, ciudad y fecha).			10	
2. Distingue entre forma y volumen del estado sólido al del líquido			10	
3. Distingue entre distancia entre moléculas del estado sólido al del líquido			10	
4. Distingue la compresibilidad de un sólido a un líquido			10	
5. Distingue la energía cinética de un sólido a un líquido			10	
6. La imagen corresponde a un ejemplo de estado sólido			10	
7. La imagen corresponde a un ejemplo de estado líquido			10	
8. Las imágenes están ubicadas correctamente en el espacio establecido para las estructuras macroscópicas y microscópicas del estado sólido, líquido y gaseoso.			15	
9. Los valores de puntos de ebullición, fusión y densidad del agua son correctos.			5	
10. El trabajo tiene buena presentación			10	
TOTAL, DEL PUNTAJE			100	

Nivel de desempeño			
Excelente	100 - 95	Suficiente	74 - 70
Bueno	84 - 75	Insuficiente	NA (no alcanzada)



Instrumento de Evaluación Actividad 2 del Bloque I



Lista de cotejo para características del estado gaseoso

<i>Nombre del alumno</i>			<i>Grupo:</i>	
<i>Nombre del maestro (a):</i>				
<i>Asignatura:</i>			<i>Fecha de revisión:</i>	
		Bloque I Lista de cotejo para ejercicios de las leyes de los gases y ecuación de un gas ideal		
Instrucciones: Elige en la columna que dice "escala" la puntuación que se otorga a la actividad y autoevalúate, corrige los aspectos que consideras te hicieron falta.				
Indicadores de presencia			ESCALA	
			Valor del indicador	Puntaje obtenido
1. Presenta los datos de la portada (Nombre de la escuela, nombre de la actividad, Nombre del alumno, materia, grupo, nombre del maestro, ciudad y fecha).			10	
2. Realiza todos los ejercicios			10	
3. Anota los datos de los ejercicios			5	
4. Anota las fórmulas			5	
5. Efectúa correctamente la sustitución			20	
6. Efectúa correctamente los procedimientos			20	
7. Escribe los resultados			10	
8. El trabajo tiene buena presentación			10	
9. Redacta sin falta de ortografía y gramática			5	
10. Entrega en la fecha establecida la actividad			5	
TOTAL, DEL PUNTAJE			100	
Nivel de desempeño				
Excelente	100 - 95	Suficiente	74 - 70	
Bueno	84 - 75	Insuficiente	NA (no alcanzada)	



Instrumento de Evaluación de la Actividad 3 del Bloque I



Instrucciones: Utiliza esta lista de cotejo para evaluar el “Ejercicio que contestaste del 1 al 8 del bloque I de la actividad 3, del tema de compuestos inorgánicos que realizaste verificando que los criterios a evaluar los hayas elaborado en tu libreta, como se indica en este instrumento de evaluación.

LISTA DE COTEJO

Asignatura:	Maestro(a):	Tema:
Bloque:	Periodo de evaluación:	Calf:
Alumno(a):	Grupo:	Fecha:

Criterio de evaluación	Valor	si	no
De Forma			
<ul style="list-style-type: none"> ● Portada: Incluye encabezado, nombre del plantel, título, nombre del alumno, nombre del docente, lugar y fecha. 	5		
<ul style="list-style-type: none"> ● Desarrollo (datos, procedimientos, fórmula y resultado). 	15		
<ul style="list-style-type: none"> ● Limpieza y orden. Su trabajo no tiene manchas, no borrones, cumple al 100% con la limpieza estricta. Presenta un orden el trabajo. 	5		
De contenido			
<ul style="list-style-type: none"> ● Aplico los conceptos. 	10		
<ul style="list-style-type: none"> ● Utilizo las reglas de IUQPA para óxidos, anhídridos, así como de hidróxidos. 	20		
<ul style="list-style-type: none"> ● Realizo de forma correcta los procedimientos. 	30		
<ul style="list-style-type: none"> ● Los resultados y la interpretación es la adecuada. 	15		
	TOTAL		
	100		



Instrumento de Evaluación de la Actividad 3 del Bloque I



Instrucciones: Utiliza esta lista de cotejo para evaluar la la autoevaluación del bloque I de la actividad 3, del tema de compuestos inorgánicos que realizaste verificando que los criterios a evaluar los hayas elaborado en tu libreta, como se indica en este instrumento de evaluación.

LISTA DE COTEJO

Asignatura:	Maestro(a):	Tema:
Bloque:	Periodo de evaluación:	Calf:
Alumno(a):	Grupo:	Fecha:

Criterio de evaluación	Valor	si	no
De Forma			
<ul style="list-style-type: none"> ● Portada: Incluye encabezado, nombre del plantel, titulo, nombre del alumno, nombre del docente, lugar y fecha. 	5		
<ul style="list-style-type: none"> ● Desarrollo (datos, procedimientos, formula y resultado). 	15		
<ul style="list-style-type: none"> ● Limpieza y orden. Su trabajo no tiene manchas, no borrones, cumple al 100% con la limpieza estricta. Presenta un orden el trabajo. 	5		
De contenido			
<ul style="list-style-type: none"> ● Aplico los conceptos. 	10		
<ul style="list-style-type: none"> ● Utilizo las reglas de IUQPA para hidruros, hidrácidos, oxiácidos e hidróxidos. 	20		
<ul style="list-style-type: none"> ● Realizo de forma correcta los procedimientos. 	30		
<ul style="list-style-type: none"> ● Los resultados y la interpretación es la adecuada. 	15		
	TOTAL		
	100		



Instrumento de Evaluación de la Actividad 1 del Bloque II

Evaluación de la actividad 1 "El balanceo de las ecuaciones químicas"



Instrucciones: La actividad "El balanceo de las ecuaciones químicas" se evaluará a través de una lista de cotejo.

Debes ir verificando los criterios de la lista de cotejo para que tu actividad este completa y obtengas una excelente calificación.

Nombre del alumno:		Grupo		
Nombre del maestro:				
Asignatura		Fecha de revisión		
	Bloque II Lista de cotejo para la actividad "El balanceo de las ecuaciones químicas"			
Instrucciones: Revisa el valor designado en la escala de evaluación y realiza una autoevaluación de tu trabajo realizado. Al verificar te darás cuenta de lo que te hizo falta y puedes corregirlo.				
INDICADORES PARA EVALUARSE		ESCALA		
		Valor del indicador	Si	No
1. Balancea todas las reacciones químicas correctamente		20		
2. Escribe las fórmulas correctas a cada una de las reacciones químicas		10		
3. Logra identificar a los átomos que forman a las ecuaciones que están desajustadas		10		
4. Hace una revisión para verificar si las ecuaciones están balanceadas		5		
5. Identifica a las ecuaciones que no cumplen con la ley de la conservación de la materia		5		
6. Hace el conteo de átomos e identifica que elementos están desajustados		5		
7. Utiliza los coeficientes adecuados y verifica que la ecuación este correctamente balanceada		20		
8. Realiza todos los procedimientos con limpieza y orden		10		
9. Realiza la actividad en la fecha establecida por el docente		5		
10. Escribe sus desafíos y explica como los resolvió		10		
Puntaje total obtenido				



Instrumento de Evaluación de la Actividad 2 del Bloque II



Instrucciones: La actividad “A clasificar se ha dicho” se evaluará a través de una lista de cotejo.

Debes ir verificando los criterios de la lista de cotejo para que tu actividad este completa y obtengas una excelente calificación.

Nombre del alumno:		Grupo		
Nombre del maestro:				
Asignatura		Fecha de revisión		
	Bloque II Lista de cotejo para la actividad “A clasificar se ha dicho”			
Instrucciones: Revisa el valor designado en la escala de evaluación y realiza una autoevaluación de tu trabajo realizado. Al verificar te darás cuenta de lo que te hizo falta y puedes corregirlo.				
INDICADORES PARA EVALUARSE		ESCALA		
		Valor del indicador	Si	No
1. Clasifica todas las reacciones químicas correctamente		20		
2. Escribe las fórmulas generales a cada una de las reacciones químicas		10		
3. Logra escribir las fórmulas de los compuestos obtenidos en las reacciones 1 y 5		10		
4. Hace una revisión para verificar si las ecuaciones están balanceadas		5		
5. Identifica a las ecuaciones que no cumplen con la ley de la conservación de la materia		5		
6. Hace el conteo de átomos e identifica que elementos están desajustados		5		
7. Utiliza los coeficientes adecuados y verifica que la ecuación este correctamente balanceada		20		
8. Realiza todos los procedimientos con limpieza y orden		10		
9. Realiza la actividad en la fecha establecida por el docente		5		
10. Escribe sus desafíos y explica como los resolvió		10		
Puntaje total obtenido				



Instrumento de Evaluación de la Actividad 2 y 3 del Bloque II



Evaluación de la actividad 2 "A clasificar se ha dicho" Evaluación de la actividad 3 "Piensa en moles "

Instrucciones: La actividad "Piensa en moles "se evaluará a través de una lista de cotejo. Debes ir verificando los criterios de la lista de cotejo para que tu actividad este completa y obtengas una excelente calificación.

Nombre del alumno:		Grupo	
Nombre del maestro:			
Asignatura		Fecha de revisión	
	Bloque II Lista de cotejo para la actividad "Piensa en moles"		
Instrucciones: Revisa el valor designado en la escala de evaluación y realiza una autoevaluación de tu trabajo realizado. Al verificar te darás cuenta de lo que te hizo falta y puedes corregirlo.			
INDICADORES PARA EVALUARSE	ESCALA		
	Valor del indicador	Si	No
1. Escribe correctamente los ejercicios en su libreta	5		
2. Su trabajo presenta limpieza y orden	10		
3. Identifica los datos del ejercicio y los escribe correctamente.	10		
4. Sigue un procedimiento para llegar al resultado	20		
5. Reconoce el tipo de cálculo estequiométrico que está resolviendo	10		
6. Verifica que las ecuaciones este balanceadas	5		
7. Sabe cuándo utilizar la relación molar	10		
8. Sabe determinar la masa molar de los compuestos	15		
9. Realiza la actividad en la fecha establecida por el docente	5		
10. Escribe sus desafíos y explica como los resolvió	10		
Puntaje total obtenido			



Instrumento de Evaluación Actividad 1 del Bloque III

Parámetros para evaluar los productos del bloque III

PRODUCTO	MUY BIEN 10	BIEN 9-8	REGULAR 7-6	INSUFICIENTE 5-0
Resumen de la clasificación de los Tipos de Disoluciones	Elabora el resumen considerando todos los tipos de soluciones cualitativas y cuantitativas, describe cada una y da ejemplos.	Elabora el resumen considerando parcialmente los tipos de soluciones cualitativas y cuantitativas, describe cada una y da ejemplos.	Elabora el resumen considerando algunos de los tipos de soluciones cualitativas y cuantitativas, describe cada una y da ejemplos.	Elabora el resumen considerando algunos de los tipos de soluciones cualitativas y cuantitativas, describe algunas y no da ejemplos.
Glosario de términos importantes en las concentraciones de soluciones	Presenta un Glosario con el 100% de los términos más relevantes del Bloque.	Presenta un Glosario con el 90-80% de los términos más relevantes del Bloque.	Presenta un Glosario con el 70-60% de los términos más relevantes del Bloque.	Presenta un Glosario con el 50% de los términos más relevantes del Bloque.
Cuadro de los Tipos de Soluciones Valoradas	Cumple con el 100% de los Tipos de Soluciones Valoradas, expresa su significado, unidad de medida y símbolo.	Cumple con el 90-80% de los Tipos de Soluciones Valoradas, expresa su significado, unidad de medida y símbolo.	Cumple con el 70-60% de los Tipos de Soluciones Valoradas, expresa su significado y símbolo.	Cumple con el 50% de los Tipos de Soluciones Valoradas, expresa su significado.
Cuadro de Características y propiedades de los ácidos y Bases	Presenta un cuadro con las todas las propiedades y características de los ácidos y las bases desde la Teoría de Arrhenius, anota ejemplos.	Presenta un cuadro con algunas de las propiedades y características de los ácidos y las bases desde la Teoría de Arrhenius, anota ejemplos.	Presenta un cuadro con las algunas de las propiedades y características de los ácidos y las bases desde la Teoría de Arrhenius.	Presenta un cuadro con las todas las características de los ácidos.
Actividad experimental	Desarrollas todos los pasos del método científico, interpreta los resultados y elaboras tu conclusión. Participas activamente en el equipo de trabajo relacionándote efectivamente con tus compañeros en equipos heterogéneos. Muestras interés en la sesión de laboratorio y actividades en el aula, participando con responsabilidad. Aplicas las reglas de seguridad.	Desarrollas los pasos del método científico, interpreta los resultados y elaboras tu conclusión. Participas en el equipo de trabajo relacionándose con tus compañeros. Muestras interés en la sesión de laboratorio y actividades en el aula. Aplicas las reglas de seguridad.	Desarrollas algunos pasos del método científico, y elaboras parcialmente tu conclusión. Participas en el equipo de trabajo. Acudes a la sesión de laboratorio. Aplicas las reglas de seguridad.	No desarrollas los pasos del método científico. Ni participa en el equipo de trabajo.
Problematario sobre los Tipos de concentración de Soluciones (Autoevaluación)	Resuelves correctamente 100% de los ejercicios, aplicando los siguientes criterios en el procedimiento: -Identificas los datos. -Utilizas el procedimiento indicado. -Realizas la sustitución adecuadamente para comprobar los coeficientes.	Resuelves correctamente 90 u 80 % de los ejercicios, cumpliendo en su mayoría los criterios requeridos.	Resuelves correctamente 70 o 60 % de los ejercicios o cumples parcialmente los criterios requeridos.	Resuelves correctamente menos de 60 % de los ejercicios o no cumples con los criterios requeridos.
Problematario sobre pH y pOH	Resuelves correctamente 100% de los ejercicios, aplicando los siguientes criterios en el procedimiento: -Identificas los datos. -Utilizas el procedimiento indicado. -Realizas la sustitución adecuadamente de cada uno de los datos e incógnitas. -Proporcionas los resultados de manera clara con sus respectivas unidades.	Resuelves correctamente 90 u 80 % de los ejercicios, cumpliendo en su mayoría los criterios requeridos.	Resuelves correctamente 70 o 60 % de los ejercicios o cumples parcialmente los criterios requeridos.	Resuelves correctamente menos de 60 % de los ejercicios o no cumples con los criterios requeridos.



Dirección General

Dirección Académica

Departamento de Docencia y Apoyo Académico

Lista de cotejo 2: Identificación de las partes de un periódico

Instrucciones: con base en los indicadores de presencia y la actividad, indique el puntaje que merece el producto del estudiante.

Indicadores de presencia		Opciones				Puntaje
		E	S	I	N	
1	Se identificaron las partes de manera adecuada.					
2	El trabajo presente orden y limpieza.					
3	Las respuestas a las preguntas poseen una adecuada argumentación.					
4	La redacción es competente (sintaxis y ortografía).					
Total de puntos						

E	Excelente	25-23 puntos
S	Suficiente	22-15 puntos
I	Insuficiente	14-5 puntos
N	Nada	4-0 puntos



MATERIAL SUGERIDO PARA CONSULTA



REFERENCIAS

B.C.S., D. G. (Agosto 2020). *Química 1 cuadernillo de trabajo bloque III y IV*. La Paz Baja California Sur, México: Dirección General del Colegio de Bachilleres del Estado de B.C.S.

Bachillerato, D. G. (2019). *Guía Pedagógica Extraordinaria para el desarrollo de aprendizajes esperados en el semestre "A" del ciclo escolar 2020-2021*. México: Secretaría de Educación Pública.

Cecilia, M. (s.f.). *misuperclase.com*. Obtenido de <https://misuperclase.com/tabla-periodica-con-numeros-de-oxidacion/>

Manuel Landa Barrera, B. V. (2011). *QUIMICA I. Nueva imagen sureste*.

Ramírez, R. V. (segunda reimpresión 2018). *Química 1*. México: Patria.

UNAM. (s.f.). *codeic unam*. Recuperado el 18 de 04 de 2021, de RECURSOS EDUCATIVOS Y DIGITALES INTERACTIVOS BACHILLERATO UNAM: https://www.redi.codeic.unam.mx/C_ficha/leccion/242

BLOQUE III

Camacho, S. R. (2008). *Mucho que ganar, nada que perder. Competencias: Formación Integral de Individuos*. Distrito Federal, México: ST Editorial.

Díaz Barriga, F. (2003) *Cognición situada y estrategias para el aprendizaje significativo*. *Revista Electrónica de Investigación Educativa*, 5 (2). Consultado el día 5 de Agosto de 2011 en <http://redie.uabc.mx/contenido/vol5no2/contenido-arceo.pdf>

Granados-López, A., Landa- Barrera M., Beristain Bonilla B., Domínguez-Ortiz, M. y Gallegos-Estudillo, (2009). *Química 2*.

Mora-González, V. (2007). *Química II*. Editorial ST. México.

Lehninger, A. L. 1976. *Curso breve de bioquímica*. Omega, Barcelona ISBN 84-282-0445-4

Tabla periódica con números de oxidación

TABLA TOMADA DE <https://misuperclase.com/tabla-periodica-con-numeros-de-oxidacion/>

VIII A		VII A		VI A		V A		IV A		III A		II A		I A												
He	Ne	F	O	N	C	B						H	Li	Na	K											
		-1	-1,-2	$\pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm 4, \pm 5$	+2, +4	± 3						+1	+1	+1	+1											
Ar	Cl	S	P	Si	Al						Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra										
	$\pm 1, \pm 3, \pm 5, \pm 7$	$\pm 2, \pm 4, \pm 6$	$\pm 3, \pm 5$	+2, +4	+3						+2	+2	+2	+2	+2	+2										
Kr	Br	Se	As	Ge	Ga						Zn	Cu	Ni	Co	Fe	Mn	Cr	V	Ti	Sc	Y	La	Ac			
	$\pm 1, \pm 3, \pm 5, \pm 7$	-2, +4, +6	$\pm 3, \pm 5$	+2, +4	+1, +3						+2	+1, +2	+2, +3	+2, +3	+2, +3	+2, +3, +4, +6, +7	+2, +3, +6	+2, +3, +4, +5, +6	+2, +3, +4	+3	+3	+3	+3	+3		
Xe	I	Te	Sb	Sn	In						Cd	Ag	Pd	Rh	Ru	Tc	Mo	Nb	Zr	Y	La	Ac				
	$\pm 1, \pm 3, \pm 5, \pm 7$	$\pm 2, \pm 4, \pm 6$	$\pm 3, \pm 5$	+2, +4	+1, +3						+2	+1	+2, +4	+2, +3, +4, +5, +6	+2, +3, +4, +5, +6, +7, +8	+4, +5, +6, +7	+2, +3, +4, +5, +6	+2, +3, +4, +5	+3, +4	+3	+3	+3	+3	+3, +4		
Rn	At	Po	Bi	Pb	Tl						Hg	Au	Pt	Ir	Os	Re	W	Ta	Hf	La	Ac					
	$\pm 1, \pm 5$	$\pm 2, \pm 4, \pm 6$	+3, +5	+2, +4	+1, +3						+1, +2	+1, +3	+2, +4	+2, +3, +4, +5, +6	+2, +3, +4, +5, +6, +7, +8	+2, +3, +4, +5, +6, +7	+2, +3, +4, +5, +6	+3, +4, +5	+3, +4	+3	+3	+3	+3	+3, +4		
Uuo	Uus	Uuh	Uup	Uuq	Uut						Uub	Uuu	Uun	Mt	Hs	Bh	Sg	Db	Rf	Ac	Ac					



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H	Tabla Periódica																2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Mv	111 Pl	112 Da	113 Tf	114 Eo	115 Me	116 Nc	117 El	118 On
	*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
	**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw	

Número atómico, Masa o peso atómico y Estados de oxidación de los elementos de la Tabla Periódica

NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO	MASA ATÓMICA	ESTADO DE OXIDACIÓN	NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO	MASA ATÓMICA	ESTADO DE OXIDACIÓN	NÚMERO ATÓMICO	SÍMBOLO	MASA ATÓMICA	ESTADO DE OXIDACIÓN
1.	H	1.008	+1, -1 (*)	30.	Zn	65.39	+2	72.	Hf	178.5	+4
3.	Li	6.94	+1	31.	Ga	69.72	+3	73.	Ta	180.9	+5
4.	Be	9.01	+2	32.	Ge	72.59	+4	74.	W	183.9	+6, +5, +4, +3
5.	B	10.81	+3	33.	As	74.92	-3, +3, +5	75.	Re	186.2	+7, +6, +4, +2, -1
6.	C	12.01	+4, -4, +2	34.	Se	78.96	-2, +4, +6	76.	Os	190.2	+2, +3, +4, +6
7.	N	14.01	-3, +3, +5, +4, +2, +1	35.	Br	79.90	-1, +1, +5	77.	Ir	192.2	+2, +3, +4, +6
8.	O	15.99	-2, +2 (*), -1(*)	37.	Rb	85.47	+1	78.	Pt	195.1	+2, +4
9.	F	18.99	-1	38.	Sr	87.62	+2	79.	Au	197.0	+1, +3
11.	Na	22.99	+1	39.	Y	88.91	+3	80.	Hg	200.6	+1, +2
12.	Mg	24.31	+2	40.	Zr	91.22	+4	81.	Tl	204.4	+3, +1
13.	Al	26.98	+3	41.	Nb	92.90	+5, +3	82.	Pb	207.2	+4, +2
14.	Si	28.09	+4	42.	Mo	95.94	+6, +5, +4, +3, +2	83.	Bi	208.9	+3, +5
15.	P	30.97	-3, +3, +5	43.	Tc	98.91	+7	84.	Po	210.0	+2, +4
16.	S	32.07	-2, +2, +4, +6	44.	Ru	101.0	+2, +3, +4, +6	85.	At	210.0	-1, +1, +3, +5
17.	Cl	35.45	-1, +1, +3, +5, +7	45.	Rh	102.9	+2, +3, +4	87.	Fr	223.0	+1
19.	K	39.10	+1	46.	Pd	106.4	+2, +4	88.	Ra	226.0	+2
20.	Ca	40.08	+2	47.	Ag	107.9	+1	89.	Ac	227.0	+3
21.	Sc	44.96	+3	48.	Cd	112.4	+2	2.	He	4.00	
22.	Ti	47.88	+4, +3	49.	In	114.8	+3	10.	Ne	20.18	
23.	V	50.94	+5, +4, +3, +2	50.	Sn	118.7	+4, +2	18	Ar	39.95	
24.	Cr	52.00	+6, +3, +2	51.	Sb	121.8	-3, +3, +5	36	Kr	83.80	
25.	Mn	54.94	+7, +6, +4, +2, +3	52.	Te	127.6	-2, +4, +6	54	Xe	131.3	
26.	Fe	55.85	+2, +3	53.	I	126.9	-1, +5, +7, +1	86	Rn	222.0	
27.	Co	58.93	+2, +3	55.	Cs	132.9	+1				
28.	Ni	58.69	+2, +3	56.	Ba	137.3	+2				
29.	Cu	63.55	+1, +2	57.	La	138.9	+3				

(*) Sólo en compuestos muy especiales.



BIBLIOGRAFÍA Y PÁGINAS WEB



Bloque I

Benítez Karina. 2017. Temas selectos de Química I. Compañía Editorial Nueva Imagen S.A. de C.V. Impreso en México.

G. William Daub, William S. Seese. 1996. Química. Edit. Pearson Educación. 7 ed. Impreso en México.

López Quiroz José G. 2015. Temas selectos de Química I. Edith Anglo Publishing. Impreso en México.

<http://reader.digitalbooks.pro/book/preview/17577/00005.html>

<https://www.mheducation.es/bcv/guide/capitulo/8448153847.pdf>

Bloque II

REFERENCAS BIBLIOGRAFICAS Y DIGITALES

<http://prepa.chapingo.mx/wp-content/uploads/2019/10/BALANCEO.pdf>

<https://quimicaencasa.com/balanceo-por-tanteo-de-reacciones-quimicas-ejercicios-resueltos/>

https://proyectodescartes.org/uudd/materiales_didacticos/Reacciones_quimicas-IS/reaccionesaula.pdf

<https://pt.slideshare.net/segundoclpsa/tipos-de-reacciones-quimicas-8059349/5>

https://www.aev.dfie.ipn.mx/Materia_quimica/temas/tema5/subtema1/subtema1.html

https://www.guao.org/sites/default/files/biblioteca/Balanceo%20de%20ecuaciones%20qu%C3%ADmicas_0.pdf

https://www.uaeh.edu.mx/docencia/P_Presentaciones/b_sahagun/2019/lgm-quiminorganica.pdf

<https://www.uv.es/madomin/miweb/calculosenlasreaccionesquimicas.html>

http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1168/html/1_clculos_estequiomtricos.html

http://medicina.usac.edu.gt/quimica/esteq/M_todo_de_la_Relacion_Molar.htm

<https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry-beta/x2eef969c74e0d802:chemical-reactions/x2eef969c74e0d802:stoichiometry/a/stoichiometry>

[G. W. Daub, W. S. Seese. QUÍMICA. 2ª. Edición. Editorial Pearson Educación. 1996.](#)

Colegio de Bachilleres del Estado de Baja California. Temas Selectos del Química I. 2020.

Horacio C. López Sandoval, Oscar Ocampo C. QUÍMICA II. 1ª. Edición. Editorial Santillana Bachillerato. 2019.

BLOQUE III

García Delgado, O. V. (2018). Química II Segundo semestre. Baja California: Colegio de Bachilleres del Estado de Baja California.

Morrison, R.T. y Boyd, R.N., Química Orgánica, 5ª. Edición, México, Ed. Addison Wesley Longman de México, S.A. de C.V., 1998.

Wade, L.G. Jr., Química Orgánica, 2ª. Edición, México, Ed. Prentice Hall Hispanoamericana, S.A. de C.V., 1993.

McMurry, J., Química Orgánica, 5ª. Edición, México, Ed. International Thomson Editores, S.A. de C.V., 2001.

Fox, M.A. y Whitesell, J.K., Química Orgánica, 2ª. Edición, México, Ed. Pearson Educación, 2000.

Carey, F.A., Química Orgánica, 3ª. Edición, México, Ed. McGraw-Hill, 1999.

Estructura de las proteínas. Proyecto del Genoma Humano. Lodish et al. (2005). Biología celular y molecular. Buenos Aires: Médica Panamericana. ISBN 950-06-1974

Lehninger, A. L. 1976. *Curso breve de bioquímica*. Omega, Barcelona ISBN 84-282-0445-4

Ejemplos de PPM - Partes por Millón Fuente: <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-ppm-partes-por-millon.html>