

Colegio Santa Rosa de Lima

4º Año

Cuadernillo de Aprendizaje

QUÍMICA

Nombre:

Curso:

2023

Prof. Gabriela Sierra
Prof. Agustín Mercado

Introducción

El cuadernillo presenta distintas secciones identificadas con los siguientes logos:



Información



Actividades



Prácticos de Laboratorio



Archivo multimedia

Cuando aparezca el logo de **información** podrás encontrar el apoyo teórico para resolver las actividades que se soliciten a lo largo del año. Están elaborados a partir de una variada bibliografía y responden al programa de Química de 4° Año de la Educación Secundaria del Colegio. El programa es el siguiente:

Unidad 1: Investigación científica en química y trabajo de laboratorio: Investigación científica en el campo de la química. Diseño exploratorio y experimental. Materiales y dispositivos. Normas de seguridad relacionadas con el trabajo en el laboratorio, Manipulación de materiales y reactivos (propiedades, rótulos, almacenamiento y transporte dentro del laboratorio).

Unidad 2: Estructura atómica y tabla periódica: Los átomos. Partículas subatómicas. Radioactividad natural y artificial. Radioisótopos. Niveles y subniveles energéticos. Modelo Atómico Moderno. Orbital atómico. Configuración electrónica. Número atómico y número de masa. Isótopos. Tabla periódica moderna. Clasificación en periodos y grupos. Configuración electrónica y ubicación en la tabla. Propiedades periódicas.

Unidad 3: Uniones Químicas: Energía de enlace. Teoría del octeto de Lewis. Enlaces iónicos, covalentes y metálicos. Propiedades. Redes cristalinas. Puente de hidrógeno.

Unidad 4: Reacciones y compuestos químicos: Reacciones químicas. Compuestos inorgánicos. Formación de compuestos binarios: Óxidos básicos y ácidos. Formación de compuestos ternarios y cuaternarios. Hidróxidos. Oxácidos e hidrácidos. Sales. Ajuste de ecuaciones. Nomenclatura. El pH y su regulación. Teoría atómica. El mol. Masa molar.

Unidad 5: Soluciones: Soluciones. Concentración de las disoluciones. Expresión de la concentración.

El logo de **actividades** indican tareas, están elaboradas teniendo en cuenta las actividades de reconocimiento, fijación, aplicación, de lectura comprensiva, entre otras, necesarias para la comprensión de los contenidos propuestos en clase.

Para el aprendizaje de la Química, como ciencia natural, es necesaria la realización de actividades de observación y experimentación llamados **prácticos de laboratorio**, que también tienen su logo característico.

También vas a encontrar un símbolo que se ha hecho muy común en nuestra vida, el código QR. Este te llevará a contenidos multimedia (videos, pdf, páginas web, etc.) que guiarán o complementarán tus aprendizajes.

Para un buen desarrollo de los contenidos, deberás:

1. Estudiar diariamente procurando el mayor rendimiento.
2. Tener el cuaderno y actividades diarias, siempre ordenadas, prolijas y completas.
3. Traer siempre a clases las herramientas de trabajo diario (cuadernillo, cuaderno, tabla periódica, etc.)
4. Presentar en tiempo y forma los trabajos prácticos que se soliciten.
5. Prestar atención a las consignas de las actividades, es necesario respetarlas para lograr buenos resultados.
6. En caso de ausencia, interiorizarse en las tareas realizadas en clase, y completar las actividades.
7. Estar presente en las evaluaciones escritas. Las ausencias por enfermedad o por causa mayor, deben ser justificadas. La evaluación se realizará la clase posterior a la ausencia.
8. Presentar actitudes de respeto, tolerancia, solidaridad y colaboración con todo el grupo de trabajo.
9. Respetar y cuidar las instalaciones del colegio como así también todo el material de estudio.
10. Se pondrá énfasis en la participación activa, continua y permanente.
11. Los alumnos serán informados de las fechas de evaluación con un mínimo de una semana de anticipación.
12. El uso del celular en el aula será sólo con fines pedagógicos, en el caso de utilizarse en otras actividades (juegos, redes sociales, etc.) que interfiera en el normal desarrollo de la clase, podrá ser causa de sanción.

1

INVESTIGACIÓN CIENTÍFICA EN QUÍMICA Y TRABAJO DE LABORATORIO





EL LABORATORIO

La Química es una ciencia natural, por lo tanto experimental. En la escuela éste carácter se pone de manifiesto en los **prácticos de laboratorio**. Es conveniente que estas actividades se efectúen en un local apropiado, al que suele denominarse **laboratorio**.

Características edilicias o de construcción

El laboratorio debe ser un ambiente amplio, su superficie permite disponer de 3 a 4 m² por estudiante aproximadamente. Debe poseer dos puertas de entrada, sin obstáculos, y en extremos opuestos de la habitación.

Debe tener buena iluminación y ventilación natural. Las ventanas deben poseer persianas. Una iluminación artificial adecuada se logra mediante tubos fluorescentes. Se recomienda la instalación de uno o dos extractores de aire.

El piso del laboratorio debe ser de fácil limpieza, medianamente resistente a los ácidos y antideslizante para evitar accidentes por resbalones o caídas. No son recomendables los pisos de madera. Se pueden utilizar cerámicas o mosaicos.

Las balanzas, microscopios y demás instrumental de precisión se ubican/guardan en una habitación contigua (sala de balanzas) para que los vapores o sustancias corrosivas que puedan estar presentes en el laboratorio no los perjudiquen.

Mesas y servicios

Las mesadas deben ser amplias (aproximadamente 50 cm de profundidad, 1m de altura), con espacio suficiente para la circulación y el desarrollo de los experimentos por parte de estudiantes y docentes. Deben ser fáciles de limpiar y estar recubiertas con algún material resistente a los ácidos.

En general, debajo de las mesas hay cajoneras o pequeños armarios para que los estudiantes guarden el material que no utilicen en ese momento.

Las mesas deben contar con salidas de gas (en forma de picos, para poder acoplar mecheros). También deben disponer de picos verticales (de tipo oliva) para la salida del agua, así como de vertedores de desagüe. Sobre la mesa se encuentran también tomas de electricidad; las características de la instalación eléctrica dependerán del tipo de instrumental que se utilice.



En algunos laboratorios se dispone además de línea de aire, o algún otro gas, con sus respectivas salidas y línea de agua destilada. Aunque estos elementos pueden ser de utilidad en algunos casos, no son necesarios en un laboratorio escolar.

Es conveniente que las cañerías estén a la vista y que sea fácil identificar la línea de gas, de electricidad y de agua utilizando códigos de color. Cada mesa debe tener las llaves de paso, ubicadas en lugares de fácil acceso, que permitan interrumpir el suministro de gas, corriente eléctrica o de agua en caso de pérdidas, accidentes o para facilitar el trabajo de mantenimiento. Deben existir además llaves de paso generales para todo el laboratorio.

El laboratorio debe contar con una o dos piletas amplias que permitan el lavado del material de laboratorio. Sus dimensiones pueden ser 40 x 40 x 60 cm. Deben estar construidas con un material resistente a la corrosión. Los grifos elevados facilitan el lavado de materiales voluminosos, que además son frágiles, tales como buretas, refrigerantes, etc. Las salpicaduras se evitan conectando un trozo de manguera de látex a la salida de agua.



Una campana de extracción de gases permite el manejo seguro de sustancias peligrosas. Se trata de un sector de la mesa separado del resto del laboratorio que posee un extractor de gases comunicado con el exterior. Se accede a la campana mediante un vidrio grueso, de altura regulable, que permite trabajar con las manos dentro de ella, pero sin respirar gases tóxicos o irritantes. La campana tiene en su interior una salida de gas, otra de agua, un vertedor y en general un tomacorriente. La campana se utiliza cuando se trabaja con sustancias volátiles, tóxicas o irritantes.

Mobiliario

Un laboratorio debe poseer un "droguero" o alacena para guardar los reactivos. No se recomiendan los estantes metálicos debido a que presentan problemas de corrosión. Se pueden utilizar tablas de madera, preferentemente recubiertas de melamina o material similar, para facilitar su limpieza. La profundidad óptima de los estantes es de 25 a 35cm. Para evitar la acumulación de polvo, conviene disponer de drogueros con puertas.

Además del droguero, el laboratorio debe poseer otro armario o alacena con puertas destinado a guardar elementos de vidrio, porcelana y de metal.

El laboratorio debe contar con un pizarrón, preferiblemente de las que utilizan marcadores pues producen menor cantidad de polvillo en el aire que las tizas.

Los asientos que se utilizan en los laboratorios son bancos individuales de altura adecuada a las mesas.

A la entrada del laboratorio debe haber lugar para colgar ropa, mochilas, etc. Estos elementos no deben encontrarse dispersos sobre las mesas o en el piso del laboratorio pues entorpecen el trabajo y pueden ser origen de accidentes.



Características del Laboratorio



1. Lee las condiciones que debe cumplir un laboratorio.
2. Realiza una visita al laboratorio.
3. Con la información elabora un informe, lo más completo posible sobre el estado actual del laboratorio escolar.

LOS PRODUCTOS QUÍMICOS EN EL LABORATORIO



En la mayor parte de los Centros Educativos no suele existir al lado del laboratorio de Química un espacio dedicado a almacén. Por esta razón los productos químicos suelen estar ubicados en el propio laboratorio. Es conveniente que seas consciente de que algunos de los productos químicos que se utilizan en las prácticas pueden ocasionar riesgos en nuestra salud si, se manejan incorrectamente. Por ello tiene gran importancia desarrollar hábitos de trabajo encaminados a reconocer y valorar la información que sobre las características de aquellos productos químicos, potencialmente peligrosos, aparece en el etiquetado de los recipientes que los contienen.

Ubicación y orden de productos químicos

Los productos químicos deberían estar colocados en un almacén separado del laboratorio. Debido a que sus cantidades son relativamente pequeñas, en los laboratorios escolares se colocan en armarios, a ser posible de puertas opacas para que los productos no estén expuestos a la luz solar directa. Conviene que estos armarios estén lo más alejados posible de los focos de calor del laboratorio, y es recomendable también que tengan rejillas que favorezcan la ventilación de los vapores. Por muy bien cerrados que se dejen, los recipientes de disolventes suelen dar lugar a vapores, aunque sea en pequeñas cantidades.

La colocación de los productos químicos en los estantes de los armarios debe responder a criterios de ordenación basados en razones de seguridad, que permitan encontrar fácilmente un determinado producto y devolverlo a su lugar una vez utilizado. Esta tarea debe ser supervisada por el profesor o el encargado de laboratorio. Es conveniente que la temperatura del lugar donde se encuentran los productos químicos se mantenga relativamente baja (nunca superior a 20 °C), para evitar la aparición de vapores y en consecuencia el aumento de presión en los recipientes.

Los productos químicos deben ordenarse en los estantes por grupos de características similares. Se puede distinguir entre productos corrosivos, inflamables y fuertemente oxidantes, que podrían situarse en armarios diferentes. Deberá evitarse la proximidad de sustancias que por sí solas no planteen grandes riesgos, pero que sí lo hacen cuando debido a roturas, golpes, vuelcos, etc., pueden dar lugar, por reacciones entre ellas, a explosiones o a situaciones de riesgo importante.

Aquellos productos que por ser muy volátiles tienden a generar vapores, deberían situarse en los estantes más bajos. En muchos casos, su densidad es mayor que la del aire, por lo que la instalación de ventilación a ras de suelo en el laboratorio favorecerá su expulsión al exterior.

Existe otro conjunto de productos químicos (en su mayoría sales), que por su naturaleza y por encontrarse en estado sólido no requieren especiales cuidados, ya que su peligrosidad es menor.

Una vez que los productos químicos se han agrupado atendiendo a razones de seguridad, se pueden aplicar criterios de ordenación alfabética.

Manejo de productos químicos

Siempre que se vayan a manejar productos químicos conviene interiorizarse sobre sus características, o en su caso sobre los potenciales riesgos que acarrea su manejo. Para ello deben consultarse libros de química o catálogos de productos. Como regla general se pueden señalar algunos hábitos que deben desarrollarse al trabajar con sustancias químicas.

- ✓ El manejo de los ácidos y bases fuertes debe hacerse siempre con mucho cuidado.
- ✓ Nunca debe identificarse un producto químico por el sabor.
- ✓ Si se considera interesante oler los vapores, no debe colocarse la nariz directamente sobre el frasco, sino que con un ligero movimiento de la mano se olerá un poco de vapor hacia la nariz.
- ✓ Leer detenidamente la etiqueta, interpretando adecuadamente la información que proporciona.
- ✓ Utilizar las cantidades de productos que estrictamente se vayan a utilizar, para lo cual se consultará con el profesor. Nunca deben devolverse a su recipiente de origen las cantidades sobrantes del producto con el que se ha trabajado, ya que se puede contaminar todo el producto del frasco, haciéndolo inservible.
- ✓ El recipiente del que se saca una cantidad de producto deberá estar abierto el menor tiempo posible, para evitar la aparición de vapores de los productos volátiles.
- ✓ Es recomendable sujetar el tapón entre los dedos, cuando los productos sean corrosivos, evitando así ponerlo en contacto con la mesa.
- ✓ Nunca deben tirarse por las piletas de desagüe productos que pueden dar lugar a reacciones peligrosas con el agua.



Las etiquetas de los recipientes

Aquellas sustancias químicas que oficialmente están catalogadas como peligrosas, lo son porque por sus características pueden producir daños a personas, objetos, instalaciones o al ambiente. Existen normas, de obligado cumplimiento a nivel internacional, para identificar su grado de peligrosidad. Esta normativa obliga a que las sustancias peligrosas se identifiquen con pictogramas como los que aparecen debajo, donde cada uno de ellos hace referencia a las características específicas que confieren a dichas sustancias su grado de peligrosidad.

SGA – Pictogramas de peligro y ejemplos sobre sus correspondientes clases de peligro

Peligros físicos				
				
Explosivos	Líquidos inflamables	Líquidos comburentes	Gases comprimidos	Corrosivo para los metales
Peligros para la salud humana				Peligros para el medio ambiente
				
Toxicidad aguda	Corrosión cutánea	Irritación cutánea	CMR ¹⁾ , STOT ²⁾ , Peligro por aspiración	Peligroso para el medio ambiente acuático

Para conocer que indica cada pictograma ingresa al siguiente link:

<http://www.ub.edu/oblq/oblq%20castellano/pictogrames.html>



Los Productos Químicos

Actividad 1: Luego de la lectura, responde:

1. ¿Qué características debe cumplir el armario destinado a guardar los productos químicos?
2. ¿Por qué la temperatura debe ser menor a 20° C en el droguero?
3. ¿Por qué los productos químicos muy volátiles deben situarse en los estantes más bajos?
4. ¿Qué productos químicos no pueden estar próximos y por qué?
5. ¿Por qué no debe devolverse una sustancia una vez sacada del frasco?

Actividad 2: Observa el droguero de la escuela e indica al menos en 5 (cinco) aspectos, si está en condiciones o no respecto a lo leído.

Actividad 3:

1. Busca en un supermercado 3 etiquetas que contengan algunos de los pictogramas anteriores.



2. Antiguamente se usaban otros pictogramas. Ingresa en el link, elige dos pictogramas e indica cuales fueron los que se usaban antes.

https://es.wikipedia.org/wiki/Archivo:Pictogramas_peligro_de_productos_quimicos_actuales_y_antiguos.svg



3. Visita el link: <https://www.lifeder.com/rombo-de-seguridad/> e indica que representa cada parte del rombo de seguridad.



4. Teniendo en cuenta el rombo de seguridad del ácido clorhídrico (Conocido comúnmente como ácido muriático), indica sus características.



5. Selecciona 2 (dos) productos químicos del droguero, busca su ficha de seguridad y anota las características y precauciones más importantes. Copia el rombo de seguridad.



Práctico de Laboratorio Introductorio

Tema: “Reconocimiento del laboratorio, sus materiales y sus normas”

Fundamentación:

Los prácticos de laboratorio no son una actividad de recreación, sino una forma diferente de aprender más interesante y más efectiva.

Es necesario que todos comprendan que la participación activa en el experimento facilita la comprensión de un determinado tema y, por lo tanto, adopten un comportamiento acorde con esta finalidad.

Como actividad de aprendizaje, los prácticos de laboratorio son evaluables, y para ello se tienen en cuenta los **conocimientos previos necesarios, el cumplimiento y respeto por las normas de seguridad, las observaciones y conclusiones derivadas de las experiencias, el cuidado del material y de las instalaciones del laboratorio escolar y el trabajo de laboratorio** (manejo de material y técnicas).

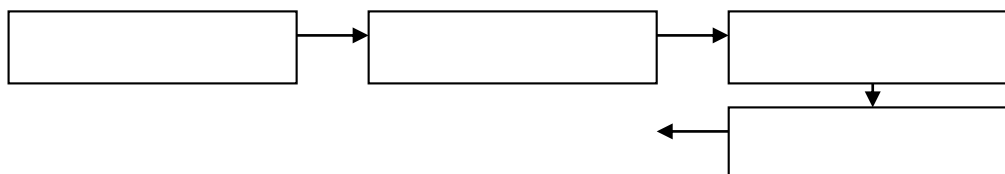
Cuando se realiza una experiencia de laboratorio, la elaboración de un **informe**, resulta muchas veces tan importante como la experiencia misma. Éste permite que cualquier persona que lo lea sepa con exactitud en qué condiciones se realizó la experiencia y a qué conclusiones se llegó. Finalmente, si alguien quiere reproducir la experiencia, el informe es el único documento con el que podrá contar para hacerlo.



¿Cómo se hace un informe de laboratorio?

Un informe de laboratorio puede realizarse de diversas maneras, pero elegiremos una para que todos podamos contar con un modelo estandarizado. Aunque existan variaciones, básicamente un informe deberá contar con: *título, objetivo, materiales, procedimiento, observaciones, datos obtenidos y conclusiones*.

- **Título:** se debe escribir el tema sobre el que trata la experiencia.
- **Objetivo:** en este lugar se coloca a qué se pretende llegar con la experiencia, el para qué de la experiencia.
- **Materiales y reactivos:** en el se realiza un listado de todos los materiales que se van a usar (acompañados por su esquema/dibujo), especificando la cantidad de cada uno; y todos los productos y/o sustancias químicas que se usarán.
- **Procedimiento:** se enumeran todos los pasos necesarios para realizar la experiencia. Esto puede realizarse en diagramas de bloques, colocando una acción en cada bloque:



- **Observaciones / Registro de resultados:** se anotan aquí todos los cambios que se vayan sucediendo durante la experiencia, ya sea en tablas, gráficos, esquemas, dibujos o simplemente redactando las observaciones. En este apartado también deberán figurar las precauciones a tener en cuenta para el desarrollo de la experiencia.
- **Conclusiones:** en este apartado se coloca el análisis de los resultados obtenidos en función de los objetivos; y se realizan las actividades de cierre, si las hubiera.

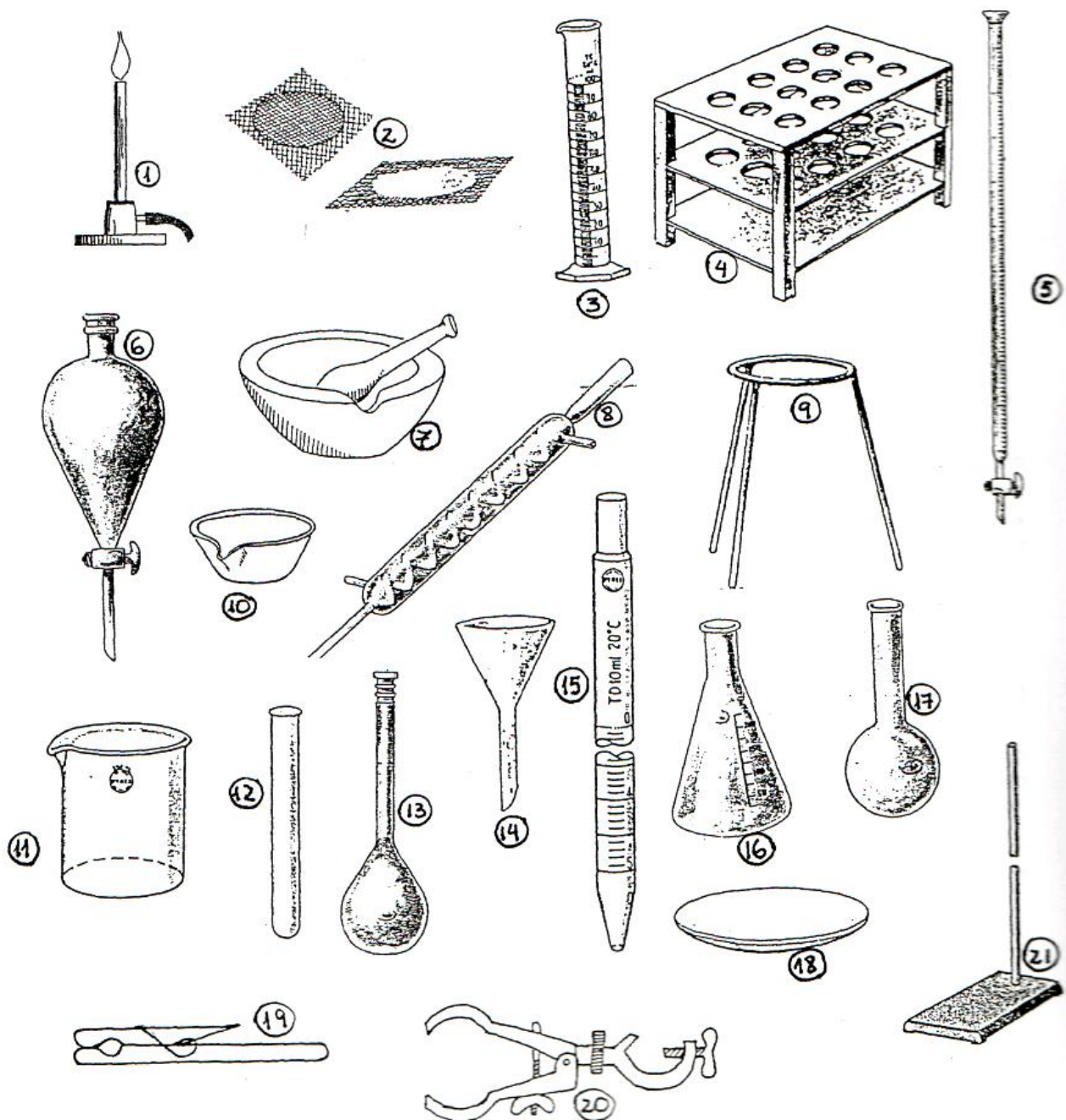
Nota: El informe de laboratorio debe entregarse el mismo día de realizada la práctica, en forma grupal y en un folio.

Objetivos:

- Reconocer el laboratorio.
- Identificar los materiales de laboratorio.
- Familiarizarse con las normas de seguridad en el laboratorio.

Procedimiento:

1. Realiza una visita al laboratorio escolar.
2. Observa atentamente el material de laboratorio, identifica cada uno y colócale el nombre a los siguientes elementos:



3. Realiza un cuadro como el siguiente con la clasificación de los materiales:

Material de vidrio			Material de hierro	Material de porcelana	Material de plástico, goma y madera
Para medir	Para calentar	Auxiliar			

4. Lee atentamente:

¿Cómo se trabaja en un laboratorio químico?

El trabajo en un laboratorio químico presenta ciertos peligros, los cuales aumentan cuando el operador omite las precauciones necesarias. Para conseguir que la tarea en el laboratorio sea realmente provechosa, agradable y útil, es necesario seguir una serie de *Normas de Trabajo*, tales como:

- Leer atentamente el procedimiento indicado y ejecútalo rigurosamente.
- Permanecer en un mismo lugar de trabajo. (No desplazarse de un lado a otro sin necesidad)
- No colocar libros, útiles, carpetas sobre la mesa de trabajo porque pueden dañarse si se derraman líquidos o molestar para la actividad.
- Mantener siempre limpia la mesada de trabajo.
- Seguir rigurosamente la técnica dada.
- Al calentar un líquido en un tubo de ensayo, la boca del tubo debe apuntar hacia un lugar donde no haya personas, pues, de lo contrario, en caso de haber proyecciones de líquido caliente, podría ser motivo de accidentes.
- Nunca deben calentarse recipientes cerrados para evitar que exploten y produzcan las desagradables consecuencias que son de esperar.
- Los solventes inflamables (nafta, éter, acetona) deben manipularse lejos de la llama para evitar accidentes graves.
- No se deben arrojar residuos sólidos a las piletas porque pueden obstruir las cañerías.
- Inmediatamente después de que se vierten líquidos en las piletas, se debe hacer circular abundante cantidad de agua porque esos líquidos pueden ser corrosivos y atacar las cañerías.
- Cuando se arrojan ácidos o sustancias cáusticas en las piletas de desagüe, debe hacerse de a poco dejando correr agua al mismo tiempo.
- No se debe tocar, oler y menos probar el sabor de una sustancia desconocida porque puede ser irritante, cáustica o venenosa.
- No se deben mezclar reactivos químicos desconocidos porque pueden producirse reacciones que originen gases tóxicos, explosiones, etc.
- La mezcla de ácidos fuertes con agua debe hacerse con la máxima prudencia: primero se coloca el agua y luego se le añade el ácido sobre ésta en pequeñas porciones.
- En el caso de quemaduras con sustancias químicas (ácidos, álcalis, etc.) se debe lavar inmediatamente la zona afectada con abundante agua, mientras se avisa al personal docente.
- Es conveniente usar una bata de laboratorio o delantal para proteger la ropa de manchas y salpicaduras.
- Las personas que usen el cabello largo deberán llevarlo recogido.
- No use cadenas, colgantes, collares, pulseras, pañuelos o bufandas que puedan engancharse en los elementos de trabajo, produciendo vuelcos y accidentes.

No agotamos en estos enunciados todas las normas que deben seguirse en las actividades que se desarrollan en un laboratorio, pero son indicativas de cómo debe ser el comportamiento y cuáles han de ser los cuidados que deben tenerse para la seguridad de los docentes y de los alumnos, como así también para lograr la conservación y limpieza del lugar de trabajo.

5. Observa el siguiente video: <https://youtu.be/BRDApYgvDqQ>

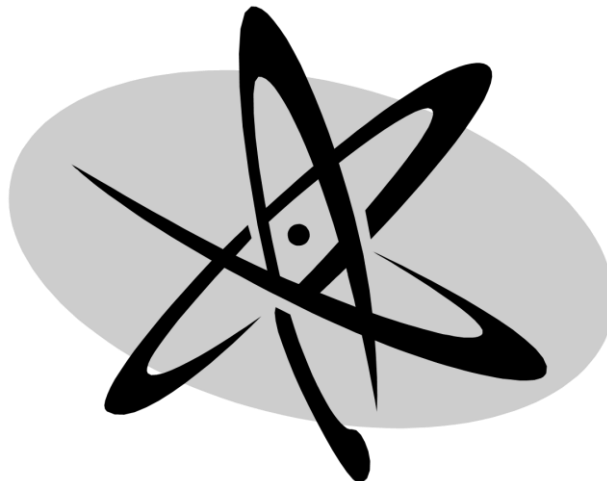
Coloca los subtítulos en español, anota las reglas y responde:

- a) ¿Qué ropa es conveniente ponerse para entrar en un laboratorio?
- b) ¿Por qué es necesario recogerse el pelo largo?
- c) ¿Es normal oler productos químicos? ¿por qué?
- d) ¿Y mezclarlos?, ¿qué consecuencias puede tener?
- e) ¿Es el laboratorio el lugar adecuado para comer o beber? ¿por qué?



2

LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y LA TABLA PERIÓDICA





Modelos atómicos. Y Radiactividad

Actividad 1: Observa atentamente el siguiente video:



<https://drive.google.com/file/d/1WDifuaa-7EPoiRgPjwHH15hvNKvCldLU/view?usp=sharing> y responde las preguntas.

1. ¿Quién o quiénes fueron los primeros en usar la palabra átomo?
2. ¿Cuáles son las ideas básicas de Dalton referidas al átomo?
3. ¿Qué descubrimiento hace que Thomson proponga un nuevo modelo del átomo y en qué consiste?
4. ¿En qué consistió el modelo atómico de Rutherford?
5. ¿En qué se basa Bohr para proponer su modelo atómico?
6. Enuncia los postulados del modelo de Bohr.

Actividad 2: Realiza una línea de tiempo, donde ubiques los modelos atómicos.



Actividad 3: Ingresa al siguiente link

<https://energia-nuclear.net/que-es-la-energia-nuclear/radioactividad>

Observa el video:



<https://youtu.be/b6deFjBQpDg>



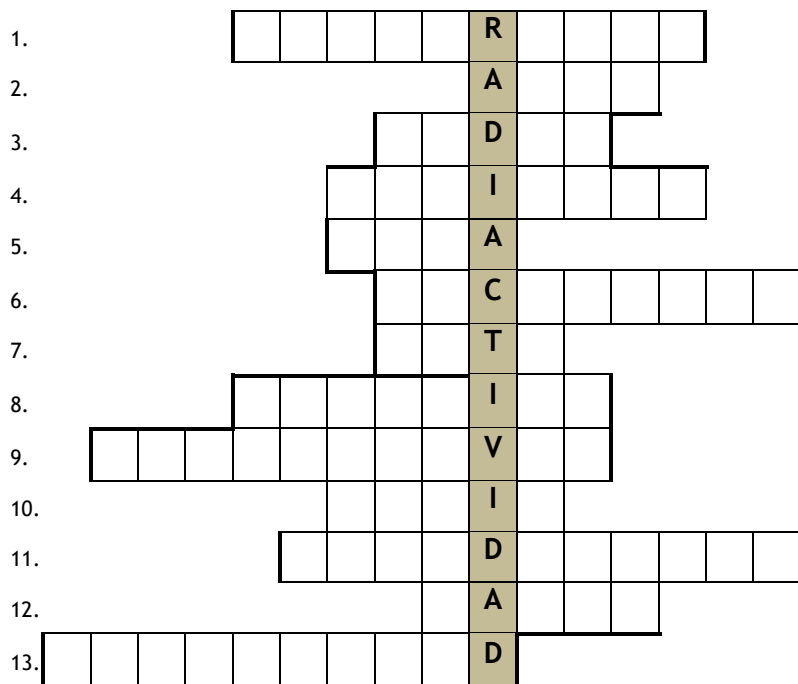
Responde:

1. ¿Qué es la radiactividad? ¿Por quién fue descubierta?
2. ¿Cuáles son los tipos de radiaciones y qué características presentan cada uno?
3. Completa el siguiente cuadro:

Características de las radiaciones:

Radiaciones	Alfa	Beta	Gamma
Carga eléctrica			
Velocidad			
Poder de penetración			
Masa			
Partículas			

Actividad 4: Completa el siguiente acertigrama referido a la *radiactividad*:



Referencias:

1. Partículas que forman los rayos beta.
2. Rayos positivos emitidos espontáneamente.
3. Elemento radiactivo.
4. Carga eléctrica de los rayos alfa.
5. Partículas radiactivas de masa 4 u.m.a. como los núcleos de helio.
6. Descubridor de la radiactividad.
7. Rayos negativos emitidos espontáneamente
8. Carga eléctrica de los rayos beta.
9. Denominación dada a las sustancias que emiten radiaciones espontáneamente.
10. Apellido de la pareja de investigadores de la radiactividad.
11. Acción y efecto de irradiar.
12. Rayos eléctricamente neutros y muy penetrantes.
13. Famoso científico que realizó una experiencia que permitió deducir la existencia del núcleo.

Actividad 5: Busca información sobre uno de estos temas y (en grupos o duplas) realiza una infografía:

- Accidentes nucleares, en especial el ocurrido en Chernóbil.
- Vida de Marie Curie y sus aportes a la ciencia.
- Centrales nucleares, ventajas y desventajas.



Puedes consultar el siguiente link para saber ¿Qué es y cómo se hace una infografía?
<https://www.ofifacil.com/ofifacil-infografias-que-es-definicion-como-se-hacen.php>



Partículas Atómicas y modelo de Bohr.



Actividad 1: Observa atentamente el video <https://youtu.be/altglik9jXQ>.



Realiza las siguientes actividades:

1. Describe las partículas que componen el átomo.
2. Define Número Atómico y Número Másico.
3. ¿A qué se llama isótopos? Indica ejemplos.
4. Completa el siguiente cuadro con las características de las partículas atómicas:

Partícula	Carga eléctrica	Masa	Ubicación
Electrón			Corteza
	Positiva		
Neutrón		1,00866 u.m.a.	



Actividad 2: Observa el video <https://www.youtube.com/watch?v=k6HX6g1Cs4k> e indica los postulados del modelo de Bohr. Copia además algún ejemplo.



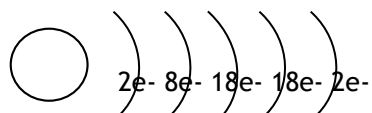


Actividad 3: Realiza la siguiente ejercitación:

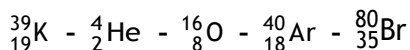
- Dibuja la estructura según Bohr de un átomo de magnesio cuyo $Z = 12$ y $A = 24$.
- De acuerdo a la notación $^{35}_{17}\text{Cl}$, indica:
 - ¿Cuál es su nombre?
 - ¿Cuál es su carga nuclear?
 - ¿Cuántos electrones posee?
 - ¿Cuántos neutrones tiene?
- Completa los datos que faltan en el siguiente cuadro:

Elemento	Número atómico	Número másico	Protones	Electrones	Neutrones
	11	23			
		12	6		
	14				14
			20		20
		108		47	
		32			16
				17	18

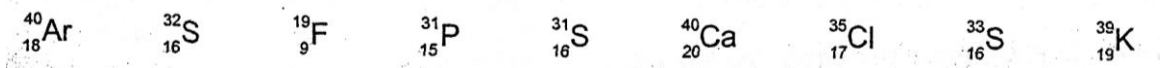
- Teniendo en cuenta la siguiente estructura, indica A, Z, nombre y símbolo.



- Dibuja la estructura según Bohr para los siguientes elementos:



- Observa atentamente las siguientes notaciones y recuadra aquellas que corresponden a isótopos.





De las Órbitas a los Orbitales

Subniveles de energía

Varias mejoras de tipo tecnológico en los espectroscopios permitieron observar un desdoblamiento en algunas líneas de los espectros de los átomos. Como cada línea corresponde a un intercambio energético diferente, debían existir más niveles de energía que los establecidos por el modelo de Bohr. Como estos nuevos niveles se agrupaban en torno de los niveles principales, se les denominó **subniveles de energía**.

Se observó que el nivel de energía principal, $n = 1$, solo tenía un subnivel; el segundo, $n = 2$, poseía dos subniveles; el tercero, tres, y así sucesivamente. Los subniveles correspondientes a un nivel de energía principal n se designaron con los números 0, 1, 2..., denominados número cuántico secundario (l), o con las letras s, p, d y f.

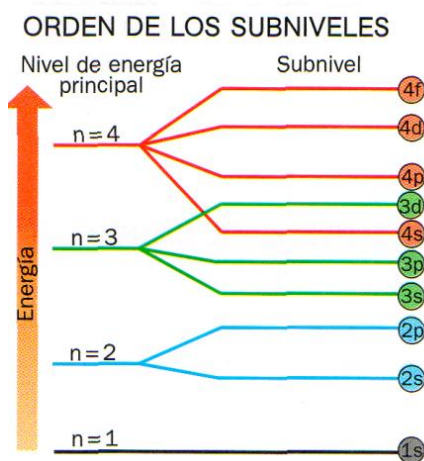


Letra utilizada para designar los subniveles				
Valor de l	0	1	2	3
Letra	s	p	d	f

Nivel	Número de subniveles	Tipo de subniveles
1	1	s
2	2	s, p
3	3	s, p, d
4	4	s, p, d, f

En un nivel de energía hay tantos subniveles diferentes como indica el propio valor de n ; estos están especificados por el valor de l , que toma valores desde 0 hasta $n-1$. Para un nivel de energía principal n dado, la energía de sus subniveles es tanto más baja cuanto más pequeño es el valor de l .

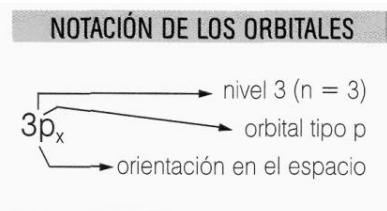
Como se observa en el gráfico, los subniveles energéticos se solapan a partir del tercer nivel de energía principal. En este caso, un electrón que esté en el subnivel inferior 3d tiene una energía mayor que el del subnivel superior 4s. Este mismo hecho se produce en los niveles $n = 4, 5, 6...$



Orbitales

En el modelo de Bohr, los electrones giran en torno del núcleo siguiendo órbitas circulares.

Según el **modelo cuántico**, un electrón con un subnivel de energía dado se encuentra dentro y "ocupa" una región del espacio definido, llamado **orbital**.



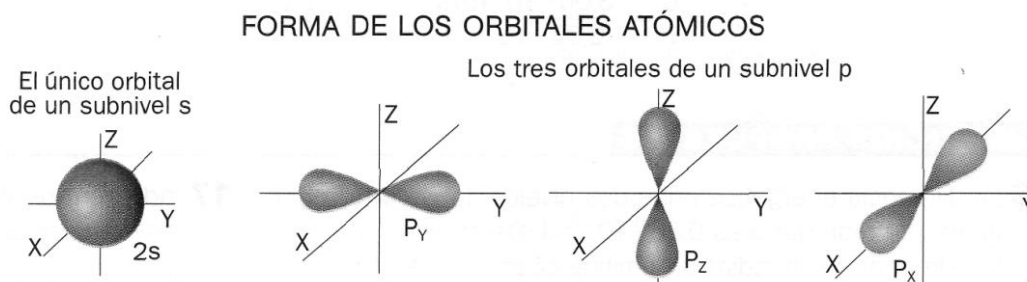
Dentro de un subnivel puede haber varios orbitales, todos ellos con la misma energía.

El número de orbitales correspondientes a un subnivel viene determinado por el valor de la expresión $(2l + 1)$.

Los orbitales se nombran con el símbolo utilizado para el subnivel al que pertenecen, acompañado en ocasiones de un subíndice que indica la orientación espacial. Aunque a veces no es necesario diferenciar entre los

distintos orbitales de un subnivel, es conveniente recordar que a un subnivel le corresponden varios orbitales (salvo en el caso del orbital tipo s): hay 3 orbitales tipo p, 5 orbitales tipo d, etcétera.

- La **forma de un orbital** depende del tipo del subnivel a que pertenece (esto es, del valor de l). Así, todos los orbitales s tienen la misma forma esférica, los orbitales p tienen forma de "pesas", diferenciándose solo en la **orientación** en el espacio.
- El **tamaño del orbital** depende del valor de n . Cuanto mayor sea n , más grande es el orbital.



Configuración Electrónica

El modelo cuántico del átomo implica una serie de principios y reglas que permiten conocer cómo se distribuyen los **electrones** en los **niveles, subniveles y orbitales**.

Así, dado un átomo y su número atómico (que coincide con el número de electrones), su configuración electrónica más estable se obtiene aplicando las tres reglas que describen el modo en que los electrones llenan los orbitales atómicos:

1. **Principio de Aufbau.** Los electrones ocupan los orbitales atómicos de energía más baja disponible. Se suele usar el símbolo \square para representar un orbital atómico. Todos los orbitales que pertenecen a un mismo subnivel tienen la misma energía. El orden creciente de energía de los subniveles se conoce mediante los espectros atómicos. El diagrama al margen muestra una manera útil de recordar este orden.

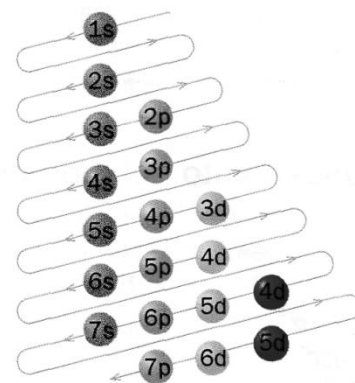
2. **Principio de exclusión de Pauli.** En un orbital solo caben dos electrones. Para poder ocupar el mismo orbital, los dos electrones deben tener espines opuestos. El **espín** es una propiedad del electrón asociada al giro de este entorno de su eje.

Son posibles dos valores de espín, representados por las flechas verticales \uparrow y \downarrow , correspondientes a dos hipotéticos giros: uno en el sentido de las agujas del reloj y otro, en sentido contrario. Cuando hay dos electrones con espines opuestos situados en el mismo orbital, se dice que están apareados.

3. **Regla de Hund.** Cuando varios electrones ocupan orbitales de un mismo subnivel, se disponen de modo que haya el máximo número de electrones desapareados (con el mismo espín) ocupando el mayor número posible de orbitales.

Regla de las diagonales o principio de construcción (Aufbau)

El orden de llenado de los subniveles energéticos se obtiene fácilmente mediante el siguiente diagrama.



La **configuración electrónica** de un átomo se escribe indicando los subniveles que contienen electrones y, mediante un superíndice, el número de electrones alojados en cada subnivel.

Por ejemplo, la configuración electrónica del átomo de carbono (${}_6\text{C}$) es: $1s^2 2s^2 2p^2$.



Configuración electrónica.

Actividad 1: Lee atentamente la información anterior y toma nota en tu cuaderno de los siguientes conceptos:

- Configuración electrónica.
- Diferencia entre órbita y orbital.
- Regla de las diagonales.
- Principio de exclusión de Pauli.
- Spín del electrón.
- Regla de Hund.
- Casillas cuánticas.

Puedes ayudarte también con los siguientes videos:

- Configuración electrónica y subniveles de energía https://m.youtube.com/watch?v=alvZ_pCkKNI
- Configuraciones electrónicas <https://m.youtube.com/watch?v=dg7GrLXAI5Y>
- Regla de Hund <https://m.youtube.com/watch?feature=youtu.be&v=0BHbAl7EgLI>
- Configuración electrónica y orbitales https://m.youtube.com/watch?v=alvZ_pCkKNI



Actividad 2: Realiza las siguientes actividades de reconocimiento:

1. Completa el siguiente cuadro:

Nivel	Subnivel	Número de electrones
1
.....	s	6
3	s d
4 p f	10

2. Marca con una X la respuesta correcta:

- Si el nivel es 2, los subniveles que pueden existir son:
 a) Solo s b) Solo p c) s y p d) p y d
- La siguiente representación $\uparrow\downarrow$ \uparrow corresponde a:
 a) He b) Li c) Be d) B
- La configuración electrónica del flúor (${}_{9}\text{F}$) es:
 a) $1s^2 2s^2 2p^1$ b) $1s^1 2s^2 2p^5$ c) $1s^2 2s^2 2p^3$ d) $1s^2 2s^2 2p^5$

Actividad 3: Ejercicios de aplicación.

1. Señala cuál es el nombre y el símbolo de los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:

- a) $1s^2 2s^2 2p^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

2. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:

- a) Sodio
- b) Cloro
- c) Oxígeno
- d) Carbono

3. Realiza las casillas cuánticas de los elementos del ejercicio anterior.

4. Observa las siguientes casillas cuánticas e identifica cual es la correcta y justifica con alguna de las reglas vistas.

i.

ii.

iii.

iv.

5. Teniendo en cuenta los elementos:

Potasio - Fósforo - Criptón - Plata - Cinc

- a) Distribución según Bohr
- b) Configuración electrónica
- c) Casillas cuánticas.

6. Escribe la configuración electrónica de:

- a) S
- b) Cu
- c) Zn
- d) Ar
- e) Au
- f) Pb

Actividad 6: Visita el siguiente link y realiza la ejercitación propuesta en la tabla interactiva:

<https://www.educaplus.org/game/configuracion-electronica>





Práctico de Laboratorio N° 1

Tema: “Ensayos a la llama”

OBJETIVOS:

- Reconocer la presencia de un elemento por el color de la llama que se obtiene al acercar una sal de este elemento a la llama de un mechero.

MATERIALES Y REACTIVOS

- ✓ Un Ansa (se puede fabricar con una lapicera en desuso y un alambre de platino)
- ✓ Un mechero.
- ✓ Un vidrio de reloj.
- ✓ Un vaso de precipitado.
- ✓ Seis tubos de ensayo
- ✓ Una gradilla.
- ✓ Una espátula.
- ✓ Un gotero.
- ✓ Ácido clorhídrico al 20 %.
- ✓ Sales para el ensayo: cloruro de sodio, cloruro de potasio, cloruro de litio, nitrato de sodio cloruro de bario, cloruro de calcio.



PROCEDIMIENTO

- Coloquen el vaso de precipitado 50 ml solución de ácido clorhídrico al 20 % e introduzcan allí el ansa. (Este procedimiento se hace para limpiar el alambre y se repite cada vez que se hace un nuevo ensayo).
- Enciendan el mechero y acerquen la punta del alambre al fuego hasta que no se observe ningún cambio de color en la llama.
- Tomen con la espátula una pequeña cantidad de cloruro de sodio y colóquenla en un tubo de ensayo y agreguen con un gotero tres o cuatro gotas de ácido clorhídrico.
- Tomen un poquito de la muestra con la punta del alambre y colóquenla en la parte no luminosa de la llama del mechero. Registren el color de la llama que observan.
- Repitan el procedimiento con las otras sales.

ANÁLISIS Y CONCLUSIONES

- a) Completen el siguiente cuadro con las observaciones registradas:

Sal	Fórmula	Color de la llama
Cloruro de sodio	NaCl	
Cloruro de potasio	KCl	
Cloruro de litio	LiCl	
Nitrato de sodio	NaNO ₃	
Cloruro de bario	BaCl ₂	
Cloruro de calcio	CaCl ₂	

- b) Según los resultados obtenidos, y teniendo en cuenta las fórmulas de las sales, ¿Cuáles serían los elementos químicos responsables del cambio de color en la llama?
- c) Imaginen qué ocurriría si mezclaran distintas sales. ¿Cómo sería el color de la llama obtenida?
- d) ¿Por qué se usa un alambre de platino y no de hierro o cobre?
- e) Busca en bibliografía la relación de este ensayo con la estructura atómica de la materia.



Actividad Integradora:

Actividad: Elige dos elementos, investiga y aplica lo aprendido en la unidad sobre los elementos que seleccionaste, teniendo en cuenta:

- Nombre, símbolo, origen del nombre, número atómico y másico.
- Imagen del elemento.
- Estructura de Bohr o distribución de electrones en niveles de energía.
- Configuración electrónica y casillas cuánticas.
- Ubicación en la tabla periódica (grupo y periodo)
- Curiosidades, descubrimiento, aplicaciones y usos.

Deberás elaborar un cubo con cartulina para cada elemento y colocar en cada una de las caras del mismo, la información solicitada anteriormente.





La clasificación de los elementos químicos

El descubrimiento de los elementos químicos y la identificación de sus propiedades, demandó muchos años de intensos trabajos y el aporte de muchos científicos. Entre las propiedades de los elementos químicos existen semejanzas y diferencias que permiten formar grupos semejantes. Esta clasificación es útil para sistematizar el estudio de los elementos y predecir su comportamiento químico. Desde fines del siglo XVIII, los científicos han tratado de clasificar los elementos químicos tomando en cuenta las semejanzas que se observan en sus propiedades. Entre otras, se pueden mencionar las propuestas de Lavoisier, Döbereiner y Newlands como aportes de importancia.



Tabla Periódica.

La tabla periódica que se utiliza actualmente está relacionada con la estructura electrónica de los átomos. En ella se encuentran todos los elementos conocidos, tanto los 92 que se hallaron en la Naturaleza como los que se obtuvieron en el laboratorio por medio de reacciones nucleares.

La ley periódica indica:

Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico.

Lo que significa que están ordenados según su número atómico creciente.

Las principales características de la tabla periódica son:

- Los elementos están ordenados por su número atómico creciente. Comienza por el ${}_1\text{H}$, sigue con el ${}_2\text{He}$, ${}_3\text{Li}$, ${}_4\text{Be}$, ${}_5\text{B}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, etcétera.
- A cada elemento le corresponde un casillero donde figura su símbolo y otros datos, tales como el número atómico, la masa atómica, la configuración electrónica, etcétera.
- Las filas horizontales se denominan períodos y las columnas verticales reciben el nombre de grupos.



Actividad 1: Observa atentamente el video:

<https://www.youtube.com/watch?v=EXM3dTdm7Xk>.



A partir del video completa las siguientes consignas:

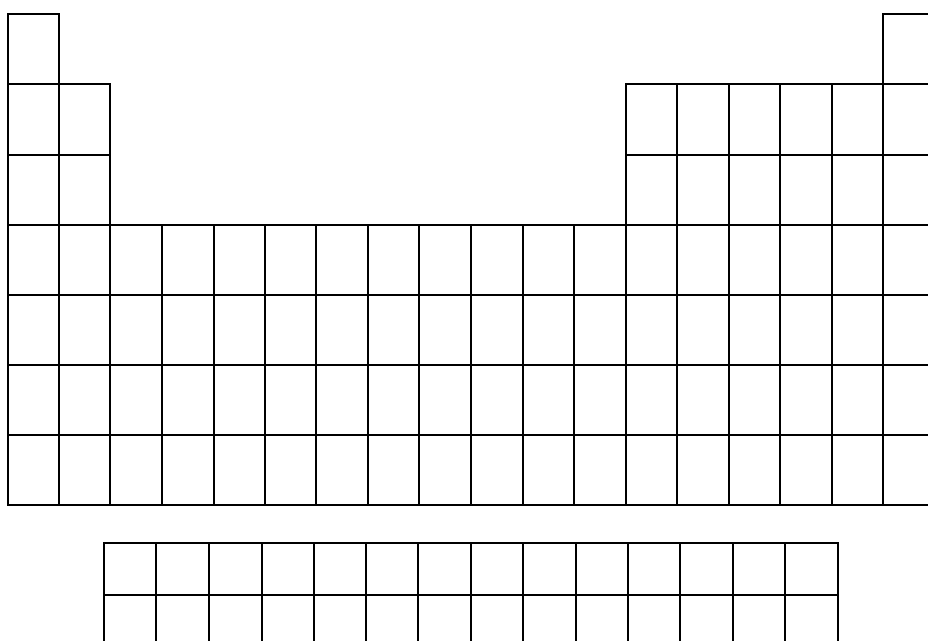
1. La Tabla Periódica es una herramienta de los científicos que les es útil para: (Completa)
 - a) Organizar.....
 - b) Obtenerentre las propiedades de los elementos.
 - c) Pronosticar propiedades de los elementos
 - d) A partir de la ubicación de un elemento saber

2. En cada cuadro de la tabla periódica encontramos la siguiente información:

The diagram shows a single element box for Boron (B) with the following information: atomic number 5, atomic weight 10.811, symbol B, and name BORO. Four arrows point from this box to four empty rectangular boxes for labeling:

- Top-left arrow points to an empty box.
- Top-right arrow points to an empty box.
- Right arrow points to an empty box.
- Bottom-left arrow points to an empty box.

3. En el siguiente esquema de la tabla periódica:



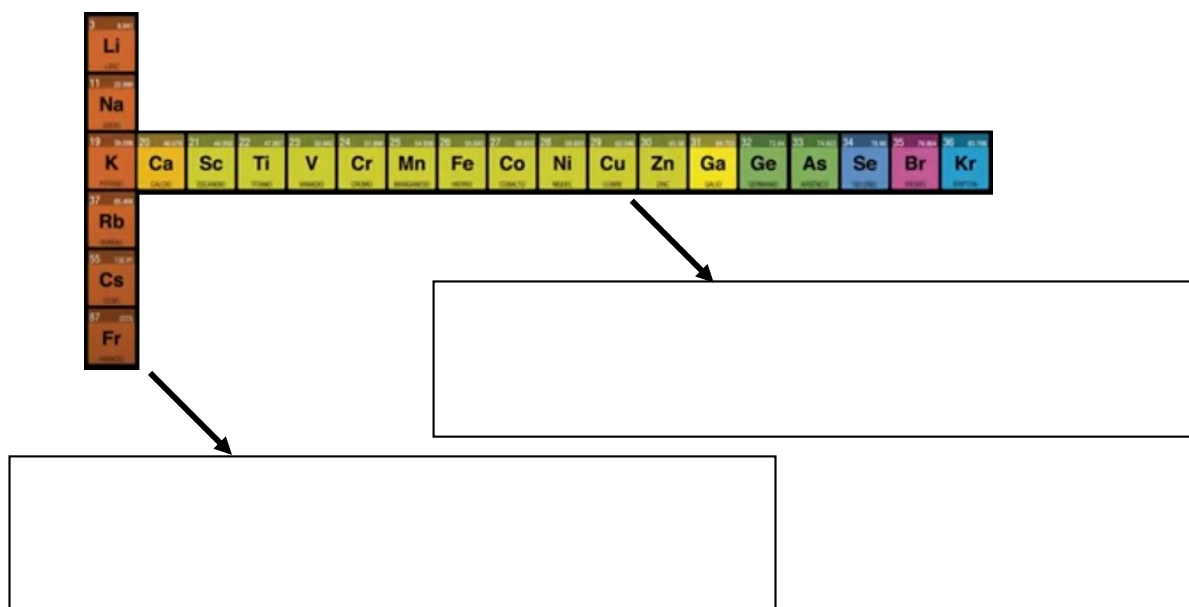
- Marca con rojo la línea (en forma de escalera) que separa los metales y no metales.
- Pinta de amarillo, los metales.
- Pinta de rojo, los no metales.
- Pinta de naranja los metaloides.
- Pinta de verde los gases nobles, también llamados inertes o raros.

4. Completa un cuadro como el que sigue, con las propiedades de los metales y no metales:

➤ Metales	➤ No metales

- ¿A qué se llama capa de valencia? ¿Cómo se relaciona con la tabla?
- ¿Cómo están ordenados los elementos en la tabla periódica, cuando la recorremos de arriba hacia abajo y de izquierda a derecha?

7. Los elementos en la tabla periódica, como en cualquier tabla, están organizados en filas y columnas, señala en el siguiente esquema como se llaman y que caracteriza a las filas y las columnas.



8. Los elementos están agrupados en 4 bloques, de acuerdo a la configuración electrónica externa: Bloques s, p, d y f. ¿Cómo se clasifican de acuerdo a ello?
9. En el video se mencionan algunos grupos de elementos especiales, llamados familias, como los alcalinos, alcalinos térreos, halógenos y gases nobles. Indica cuáles son y las características de cada grupo.

Actividad 2: Actividades de aplicación:

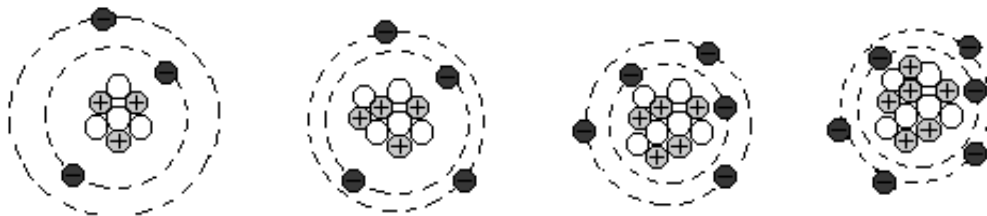
- Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el grupo 1, periodo 4:
 - Menciona su nombre y símbolo.
 - Indica su carga nuclear.
 - Dibuja su estructura según Bohr.
 - Escribe su configuración electrónica.
 - Representa en casillas cuánticas.
 - ¿Qué tipo de elemento son de acuerdo a la configuración electrónica?
- Indica a qué grupo y periodo pertenecen, y qué tipo de elemento son de acuerdo a la configuración electrónica, los elementos cuyas configuraciones son las siguientes:
 - $1s^2 2s^2 2p^1$
 - $1s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- De la siguiente nómina de elementos: Ar, K, Na, Cl, F, Li, Rb, Br, I, Ne, He, Rn, Xe; indica cuáles son:
 - Metales alcalinos.
 - Halógenos.
 - Gases inertes.



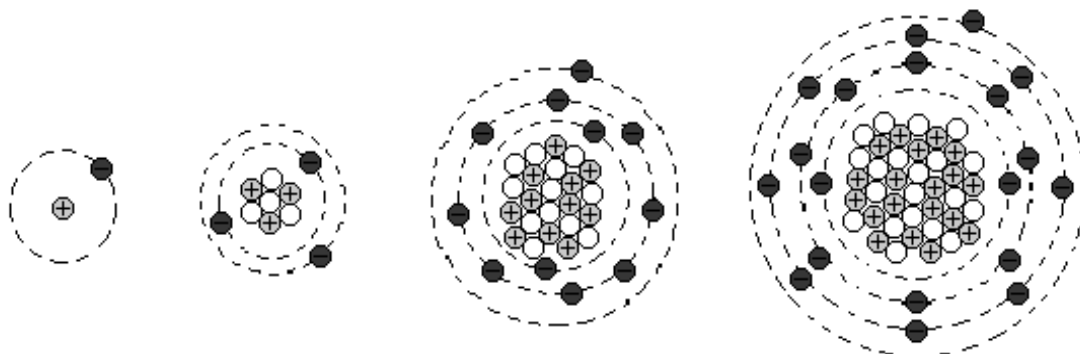
Propiedades Periódicas.

Actividades de reconocimiento:

1. Observa la distribución electrónica de los siguientes elementos, indica número de electrones, protones, neutrones, número atómico, número másico. Con los datos obtenidos identifícalos y ubícalos en la tabla.



2. ¿Qué particularidad puedes observar entre estos elementos?
3. ¿Qué puedes decir del tamaño de los átomos?
4. Repite lo mismo que en el paso 1. pero con la configuración de los siguientes elementos:



¿Qué particularidad puedes observar entre estos elementos?

5. ¿Qué puedes decir del tamaño de los átomos?
6. Sabiendo que:

Radio atómico se define como la distancia que existe desde el núcleo de un átomo hasta el nivel energético más alejado.

¿Cómo dirías que varía el radio atómico de acuerdo a un periodo? ¿Y a un grupo?

Información:

7. Lee atentamente la siguiente información:

El Potencial de Ionización

Cuando a un átomo neutro se le quita un electrón se ioniza, transformándose en un catión. Así, si a un átomo de litio se le arranca un electrón se convierte en un catión litio, Li^+ , lo cual puede representarse como:



Este proceso se llama ionización y para que se produzca es necesario suministrarle energía. Esa energía es también llamada potencial de ionización, y se define como la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo aislado. El potencial es también una propiedad periódica, y se observa que:

Dentro de cada periodo de la tabla, el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha



**Actividades de aplicación:**

- 1- Coloca V o F según sean verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - a) Dentro de un periodo los elementos de mayor potencial de ionización se encuentran a la derecha.
 - b) El radio atómico disminuye al avanzar dentro de un periodo debido a que disminuye la carga nuclear.
 - c) El potencial de ionización es la energía que libera un átomo cuando gana un electrón.
- 2- Escribe la configuración electrónica del cloro y del magnesio, e indica cuál tiene mayor radio y por qué.
- 3- De la siguiente lista selecciona el átomo más grande, el más pequeño y el que mayor potencial de ionización tenga: **Be- B- N- Mg**
- 4- Ordena la siguiente lista de elementos de acuerdo a su afinidad electrónica creciente: **Ca- Ti- Cs- Ga- F- Rb- K- Fe- O**
- 5- Ordena por el radio atómico creciente los siguientes elementos: **C- Be- Rb- Cs- K- N- B- Na**
- 6- Basándose en su potencial de ionización decreciente, ordena los elementos siguientes: **Si- Al- Na- S- Cl- Mg- P**
- 7- Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el periodo 4 y grupo 1:
 - a) Menciona dos elementos con mayor radio atómico
 - b) Nombra dos elementos con mayor potencial de ionización
 - c) Señala si tiene mayor o menor afinidad electrónica que el fósforo
- 8- Sabiendo que la distribución electrónica de los siguientes elementos es:
 - 8.1- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 - 8.2- $1s^2 2s^2 2p^1$
 - 8.3- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$Indica:
 - a) Periodo y grupo al que pertenece
 - b) Tamaño respecto de los demás elementos del grupo
 - c) Potencial de ionización y afinidad electrónica, respecto a los demás elementos del periodo.



Actividad Integradora

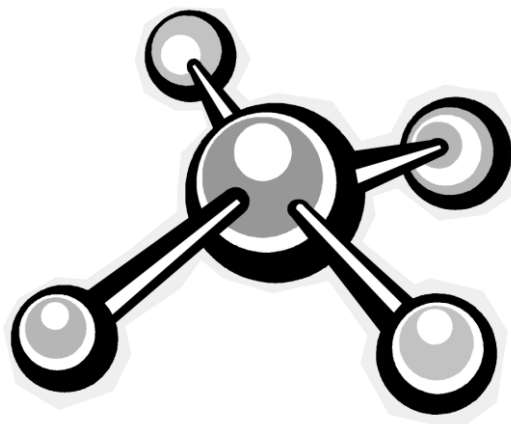
Te propongo el siguiente desafío:

1. En clase elegirás aleatoriamente (al azar) un juego de mesa.
2. Deberás recrear el juego adaptándolo a los contenidos vistos sobre tabla periódica.
3. Coloca un nombre al juego.
4. Confecciona el juego de mesa con las correspondientes adaptaciones y un instructivo para jugarlo. Utiliza materiales de bajo costo como cartón, papel, materiales reciclados, etc.
5. Presenta el juego ante la clase y la profesora explicando cómo lo hiciste, que modificaciones realizaste a los juegos originales, como se juega y qué contenidos curriculares se usaron.



3

LAS UNIONES QUÍMICAS





Estructura Molecular

En la actualidad se conocen más de tres millones de sustancias químicas distintas, tales como agua, oxígeno, sal, azúcar, sulfato de cobre, etc., las cuales están constituidas por partículas muy pequeñas, denominadas moléculas, formadas por uno, dos o más átomos, iguales o diferentes, provenientes de menos de un centenar de elementos químicos.

Moléculas comunes



Agua



Amoníaco



Alcohol etílico



Soda cáustica



Las diferencias que se observan entre las propiedades de las sustancias se atribuyen a las acciones que ejercen entre sí sus moléculas. Pero, como esas interacciones moleculares son una consecuencia de la estructura molecular, para comprender a ésta es necesario conocer por qué y cómo se unen los átomos entre sí para formar las moléculas. Y, como es lógico deducir, esto depende de la propia estructura de los átomos.



¿Por qué se unen los átomos entre sí?... Teoría del octeto electrónico de Lewis



Actividades:

Observa atentamente el siguiente video <https://youtu.be/BA83yAcwFXw> .

Toma nota y rebobínalo las veces que sea necesario y realiza las actividades propuestas:

- 1) Explica cómo se representan los átomos según Lewis.
- 2) Representa según Lewis, los siguientes elementos:

<p>3 6,941 1330 180,5 0,53 Li $1s^2 2s^1$ Litio</p>	<p>4 9,0122 2770 1277 1,85 Be $1s^2 2s^2$ Berilio</p>	<p>5 10,811 - (2030) 2,34 B $1s^2 2s^2 2p^1$ Boro</p>	<p>6 12,01115 4830 3727 2,26 C $1s^2 2s^2 2p^2$ Carbono</p>	<p>7 14,0067 -183 -218,8 0,81 N $1s^2 2s^2 2p^3$ Nitrógeno</p>	<p>8 15,9994 -183 -218,8 1,14 O $1s^2 2s^2 2p^4$ Oxígeno</p>	<p>9 18,9984 -188,2 -219,6 1,11 F $1s^2 2s^2 2p^5$ Flúor</p>	<p>10 20,179 -246 -248,6 1,20 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$ Neón</p>
--	--	--	--	---	---	---	---

- 3) Enuncia la teoría del octeto electrónico de Lewis.
- 4) Define:
 - a. Iones
 - b. Cationes
 - c. Aniones
- 5) Teniendo en cuenta los siguientes elementos:

Cloro – Aluminio

- a- Representa según Lewis.
- b- Indica a qué gas inerte intenta parecerse según su posición en la tabla.
- c- Realiza el ion correspondiente e indica si es un anión o un catión.

6) Observa la siguiente viñeta



- Representa al Berilio y al Litio por Lewis.
- Explica, de acuerdo a lo trabajado, ¿por qué berilio le responde que hay que ser positivos?

Uniones Químicas



Las atracciones entre los átomos que llevan a la formación de moléculas suelen denominarse **enlaces o uniones químicas**. En un átomo aislado cada electrón solo experimenta la influencia del núcleo y de los electrones. En cambio, cuando los átomos se acercan, los electrones de cada uno también quedan sometidos al influjo del núcleo y de los electrones del otro. Esta interacción origina una *atracción* entre los átomos que se traduce en un enlace o unión química.

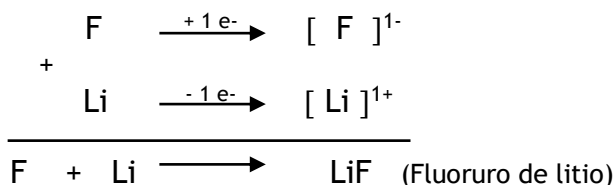
Los átomos se unen de diferentes formas, tales como la **unión iónica**, la **unión covalente** y la **unión metálica**.

El enlace o unión iónica.

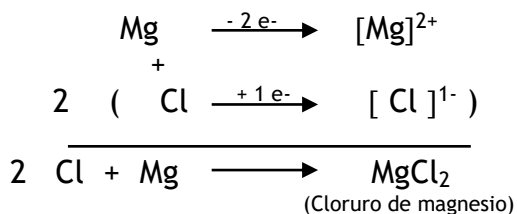
Este tipo de unión se presenta entre los átomos de un metal y un no metal. Se observa en numerosas sustancias químicas que se encuentran en la naturaleza, tales como las sales (cloruro de sodio, fluoruro de calcio, entre otras).

Si un átomo de flúor, con fuerte tendencia a ganar electrones, se aproxima a otro átomo con tendencia a perder electrones como el litio, entre ambos átomos habrá una transferencia de electrones, del litio hacia el flúor, y los dos quedarán transformados en iones.

Entre los dos iones que se han formado habrá una fuerte atracción electrostática, por tratarse de cargas eléctricas de signo contrario. De esta manera se forma una nueva sustancia, el fluoruro de litio.



Considerando un segundo ejemplo, analicemos el caso de la unión entre el magnesio y el cloro:



Se puede establecer que:

La unión iónica es aquella en la que hay transferencia de electrones de un metal a un no metal, formándose cationes y aniones, respectivamente, que se mantienen unidos entre sí por fuerzas electrostáticas.

Actividad: Representa la unión entre los siguientes elementos:

- Litio y Flúor
- Calcio y Flúor
- Calcio y Oxígeno
- Aluminio y Oxígeno

Práctico de Laboratorio N° 2**Tema:** “La Sal de Mesa”**Objetivos:**

- Observar propiedades de la sal de mesa (cloruro de sodio).

**Actividades previas a la realización de la práctica:**

Ingresa al siguiente enlace <https://concepto.de/enlace-ionico/> y responde las preguntas:

1. ¿Qué es un enlace iónico?
2. Indica las propiedades de los compuestos iónicos.
3. La sal de mesa (cloruro de sodio), según lo leído, ¿puede ser un compuesto iónico? ¿por qué?
4. Realiza la representación de la unión del cloro con el sodio.

**Materiales:**

- ☞ 1 lupa.
- ☞ 1 vidrio de reloj.
- ☞ 1 dispositivo para probar conductividad eléctrica.
- ☞ 1 vaso de precipitado.
- ☞ 1 cucharita.
- ☞ 1 varilla de vidrio o plástico.
- ☞ Agua destilada.
- ☞ Sal gruesa o parrillera (cloruro de sodio).

Procedimiento:

- 1) Coloca una pequeña porción de cloruro de sodio en el vidrio de reloj. Observa y anota sus características: Color, Olor, Estado físico, Aspecto.
- 2) Con ayuda de la lupa observa algunos cristales de esta sal. Indica:
 - a- ¿Cuál es su forma?
 - b- ¿Cómo es su consistencia?
- 3) Verifica el funcionamiento del circuito, haciendo que se toquen entre sí los electrodos. (La lamparita debe encenderse porque ello demuestra que la corriente eléctrica circula.)
- 4) Introduce en la sal sólida los electrodos de modo tal que queden separados. Observa si se enciende la lámpara.
- 5) Coloca agua en el vaso de precipitado hasta aproximadamente los 2/3 de su altura. Agrega una cucharadita al ras de cloruro de sodio. Agita con la varilla. Observa: ¿Qué le ocurre a la sal?
- 6) Sumerge los electrodos del circuito eléctrico en la solución que acabas de preparar. Observa y responde
 - a- ¿Se enciende la lamparita? ¿Por qué?
 - b- ¿Qué observas en los electrodos?

Nota: Estos cambios se producen como consecuencia de la descomposición que experimenta el cloruro de sodio por el pasaje de la corriente eléctrica continua y por lo cual pertenece al grupo de sustancias denominadas **electrolitos**.

Conclusiones:

Menciona todas las propiedades que has observado del cloruro de sodio.



Unión metálica.

Esta forma de unión se produce entre los átomos de los metales.

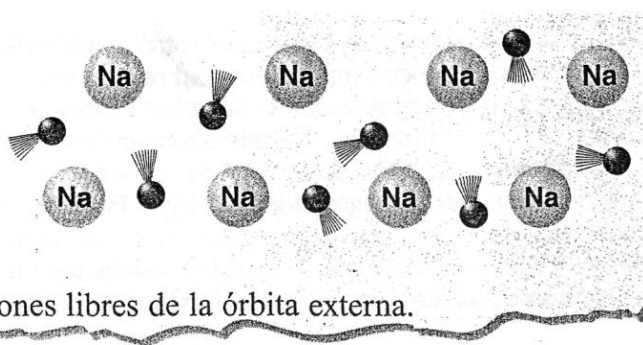
Como ya se ha señalado, los átomos de los metales tienen menos de cuatro electrones en su última órbita y pueden perderlos con relativa facilidad, en cuyo caso se convierten en iones positivos (cationes)

Entonces, los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular pasan de un átomo neutro a un catión que se convierte en un átomo neutro, el que a su vez, puede ceder un electrón y convertirse nuevamente en un catión.

Por este motivo, se consideran que una porción de metal está constituida por una red de cationes, entre los cuales se mueven con bastante libertad los electrones formando una “nube” o “mar de electrones”. La unión se establece entre los iones metálicos con carga positiva y la nube electrónica con cargas negativas.



Así, por ejemplo, un trozo de sodio está constituido por millones de cationes de Na^+ que se mantienen unidos por la nube electrónica formada por los electrones libres de la órbita externa.



Las Propiedades de los metales:

Los metales se caracterizan por presentar propiedades tales como:

- Brillo característico.
- Conductividad eléctrica y térmica.
- Maleabilidad y ductilidad.
- Insolubilidad.
- Cristales.

Actividades:

1. Observa el video: https://youtu.be/_x7E_h_rwpl y explica las propiedades de los metales.
2. ¿Cuáles son los metales líquidos a temperaturas bajas, además del mercurio?





Práctico de Laboratorio N° 3

Tema: “Los Metales”

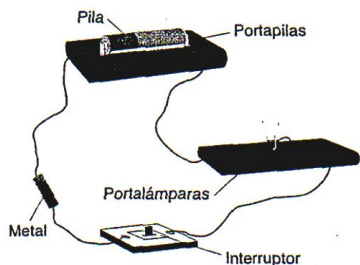
Objetivos: Identificar propiedades comunes de los metales.

Actividades Previas: Recupera las actividades referidas a unión metálica de la página anterior.

Materiales:

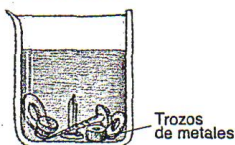
- ☞ 1 dispositivo para probar conductividad eléctrica.
- ☞ 1 mechero.
- ☞ 1 cuchara metálica.
- ☞ 1 cuchara de madera o de plástico.
- ☞ 1 vaso de precipitado.
- ☞ 1 trípode.
- ☞ 1 tela de amianto.
- ☞ 1 imán.
- ☞ 1 trozo de alambre de cobre (puede ser cable).
- ☞ 1 clavo largo de hierro.
- ☞ 1 trozo de alambre de cinc.
- ☞ 1 trozo de plomo.
- ☞ 1 varilla de aluminio.
- ☞ Agua destilada

Procedimiento:

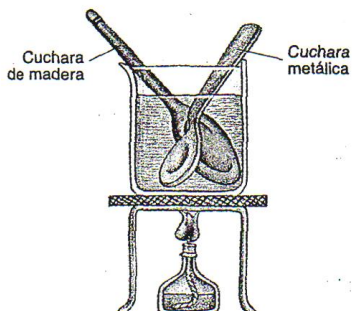


1) Observa detenidamente los metales con los que cuentas y luego completa el siguiente cuadro:

Metal	Estado de agregación	Color	Olor	Brillo	Ductilidad	Maleabilidad
Cobre						
Hierro						
Cinc						
Plomo						
Aluminio						



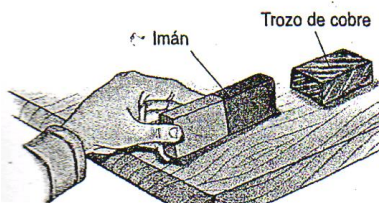
2) Verifica si los metales en estudio conducen la corriente eléctrica o no. Anota lo observado.



3) Coloca agua destilada en el vaso de precipitado hasta los 3/4 de su altura. Introduce dentro del agua pequeños trozos de los metales. Observa y responde: ¿Alguno de los metales se disuelve en el agua? En caso afirmativo, ¿cuál/les?

4) Calienta agua en el vaso de precipitado. Introduce una cuchara de madera y otra metálica en el agua caliente. Espera unos minutos. Toca el mango de las cucharas y luego responde: ¿Cuál está más caliente? ¿Por qué?

5) Acerca el imán al alambre de cobre y observa si lo atrae. Repite la experiencia con los otros metales. Responde: ¿Cuál o cuáles son magnéticos?



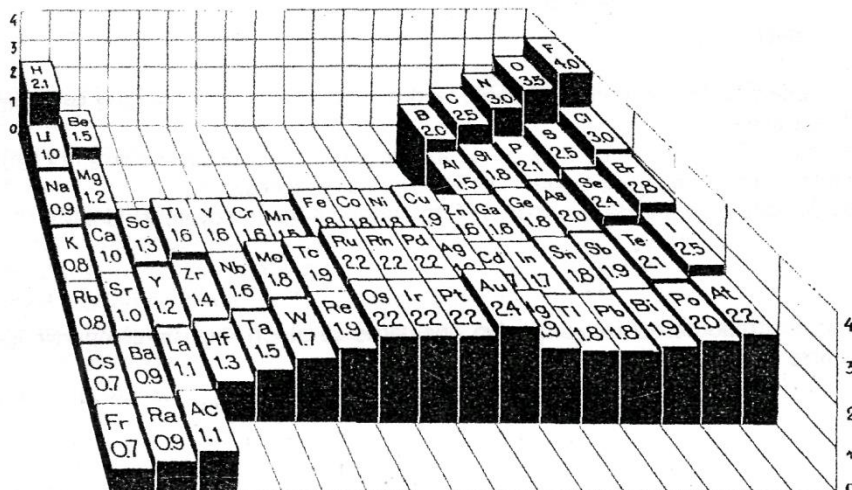
Conclusiones: Menciona cuáles son las propiedades comunes a todos los metales que has observado.

Actividades posteriores a la práctica: Elabora un informe de laboratorio con el formato del de la sal de mesa.

Electronegatividad.

Se llama así a la capacidad que tiene un átomo para atraer a un par de electrones en una unión covalente. El átomo que lo atrae con más intensidad resulta ser el más electronegativo.

Linus Pauling construyó una tabla que ordena los elementos de acuerdo con sus electronegatividades decrecientes. Comienza con el Flúor, el más electronegativo, y finaliza con el Francio y el Cesio, que son los menos electronegativos.



Al Flúor le asignó una electronegatividad de 4 y al Francio y al Cesio, de 0,7.

El concepto de electronegatividad aplicado a las uniones químicas permite establecer con aproximación si una unión es covalente o iónica. Cuando los elementos presentan electronegatividades muy diferentes, la unión es iónica. Por el contrario si son próximas, la unión es covalente.

Una de las condiciones necesarias para que un compuesto sea iónico es que la diferencia de electronegatividad sea mayor que 1,7. Si es menor, será covalente.

La electronegatividad también es útil para predecir la polaridad de los enlaces covalentes. Cuando la diferencia de electronegatividad es menor que 0,4 la unión es covalente no polar. En cambio, si está entre 0,4 y 1,7 es covalente polar.

El criterio antes descrito sólo sirve de orientación, pues existen otros factores que determinan el tipo de unión.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de unión
0 a 0,4	Covalente no polar
0,4 a 1,7	Covalente polar
más de 1,7	Iónica

Actividad: Indica el tipo de unión que se presenta entre:



- a) Sodio y cloro.
- b) Sodio y oxígeno.
- c) Oxígeno y cloro.
- d) Cloro e hidrógeno.
- e) Hidrógeno y carbono.
- f) Carbono y oxígeno.



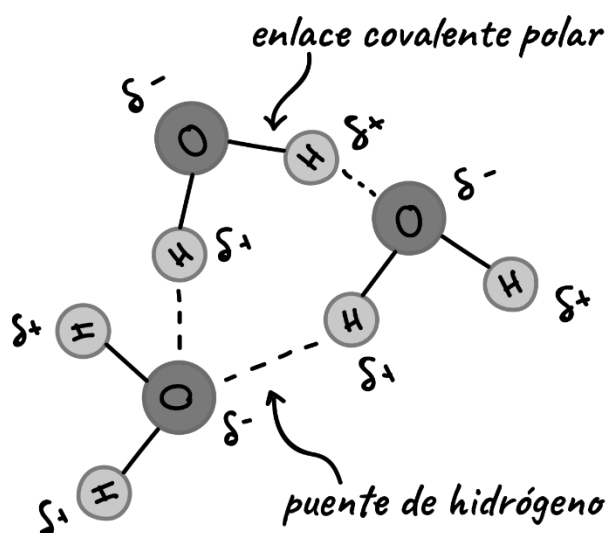
Atracciones entre moléculas

Como consecuencia de la estructura que presentan las distintas moléculas se producen entre ellas diferentes fuerzas de atracción. Estas fuerzas son de distinta intensidad y mantienen más o menos unidas a las moléculas entre sí, determinando las propiedades que caracterizan a las distintas sustancias, tales como: estado de agregación, punto de ebullición, solubilidad, etc.

Las fuerzas de atracción intermoleculares se denominan fuerzas de Van der Waals, entre las cuales se pueden mencionar: las Fuerzas de London, dipolo - dipolo, inducido dipolo - dipolo y Unión puente de hidrógeno.

La unión puente de hidrógeno

En ciertas sustancias, constituidas por elementos muy electronegativos y el hidrógeno, tales como el fluoruro de hidrógeno y el agua, se observa una forma de atracción entre sus moléculas, denominadas unión puente de hidrógeno.



La unión puente de hidrógeno en el agua

Actividades:

Visita el siguiente link y anota las propiedades que le confiere la unión puente de hidrógeno al agua. <https://es.khanacademy.org/science/ap-biology/chemistry-of-life/structure-of-water-and-hydrogen-bonding/a/hydrogen-bonding-in-water>



Uniones Químicas.



Preguntas y respuestas:

1. Define:
 - a) Unión iónica.
 - b) Unión covalente.
 - c) Unión metálica.
2. Realiza un cuadro comparativo con las propiedades de los compuesto iónicos, covalentes y metálicos.
3. ¿Cuándo se produce y en qué consiste la unión puente de hidrógeno?

Actividades de reconocimiento:

1. Marca con una cruz (X) la respuesta correcta:
 - De acuerdo a la notación de Lewis el fósforo se representa:

a) $\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \\ \text{P} \\ \bullet \bullet \end{array}$	b) $\begin{array}{c} \bullet \\ \text{P} \bullet \end{array}$	c) $\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \bullet \\ \text{P} \\ \bullet \bullet \end{array}$
---	---	---
 - En la unión covalente los átomos:

a) Comparten electrones	c) Transfieren electrones.
b) Ceden electrones.	d) Ganan electrones
 - La electronegatividad es la capacidad que posee un átomo de:

a) repeler electrones	c) atraer electrones
b) compartir electrones	d) transferir electrones.
 - Cuando la diferencia de electronegatividad es mayor a 1,7 la unión es:

a) iónica	c) covalente no polar
b) covalente polar	d) covalente dativa
 - Cuando el par de electrones es aportado para compartir por uno sólo de los átomos, la unión es:

a) iónica	c) covalente no polar
b) covalente polar	d) covalente dativa
2. Lee atentamente el siguiente listado de propiedades y une con una flecha al tipo de compuestos que corresponde:

<ul style="list-style-type: none"> • Solubles en agua • Punto de fusión bajo. • No conducen la electricidad • Son electrolitos. • Punto de ebullición alto. • Solubles en nafta • Estructura cristalina. 	<p>COMPUESTOS IÓNICOS</p> <p>COMPUESTOS COVALENTES</p>
---	---

Actividades de aplicación:

1. Teniendo en cuenta los siguientes compuestos:

- | | | |
|-----------------------------------|----------------------------------|----------------------|
| a. Na ₂ O | e. N ₂ O ₅ | i. KF |
| b. SO ₂ | f. CO ₂ | j. MgCl ₂ |
| c. CaO | g. O ₂ | |
| d. Al ₂ O ₃ | h. N ₂ | |

a) Indica el tipo de unión en cada caso.

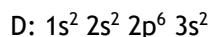
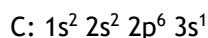
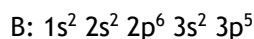
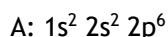
b) Justifica el tipo de unión de acuerdo a la diferencia de electronegatividad.

c) Representa la unión.

2. Explica algunas propiedades del agua; de acuerdo a la unión puente de hidrógeno que presenta entre sus moléculas.

3. Indica las principales propiedades de los metales de acuerdo a la unión metálica.

4. Observen las configuraciones electrónicas de los átomos de los elementos A, B, C y D y fundamenten la validez de las siguientes afirmaciones:



a) Los átomos de los elementos A y B difícilmente puedan formar el compuesto AB.

b) Los elementos C y D son metales representativos y forman redes metálicas.

c) El elemento A es un gas noble y difícilmente se combina con los demás.

d) Entre C y B puede darse un enlace iónico: el átomo C cede un electrón y el B lo acepta.

5. ¿Cuál de las siguientes moléculas pueden formar puentes de hidrógeno con el agua? Justifica.

a) Amoníaco (NH₃)

b) Metano (CH₄)

c) Etanol (CH₃ - CH₂ - OH)

d) Ácido Fórmico (HCOOH)

6. Utilizando la tabla de electronegatividades, ordena los siguientes compuestos por polaridad creciente: HCl - NH₃ - AlCl₃ - LiF - Br₂ - SO₂ - H₂S - NaCl.

7. Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el Grupo 2 y el Periodo 3 de la Tabla Periódica, indica:

a) ¿Cuál es su carga nuclear?

b) ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo de número másico 25?

c) ¿Cómo es su configuración electrónica?

d) ¿Es metal o no metal? ¿Por qué?

e) ¿Es más o menos electronegativo que el azufre?

f) ¿Tiene tendencia a dar catión o anión?

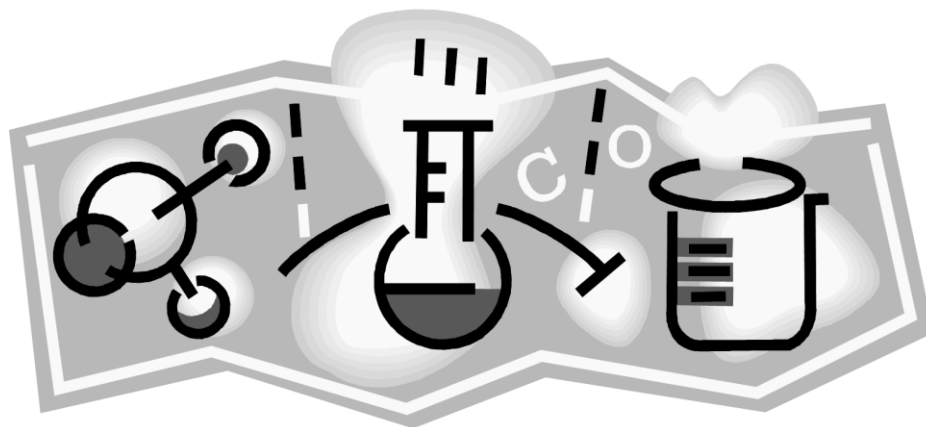
g) ¿Qué tipo de unión presenta al unirse con el azufre? ¿Por qué?

h) ¿Cuáles son las propiedades del compuesto que forma con el azufre?

i) ¿Qué otros elementos de la tabla tienen propiedades semejantes a él? ¿Por qué?

4

LAS REACCIONES Y LOS COMPUESTOS QUÍMICOS



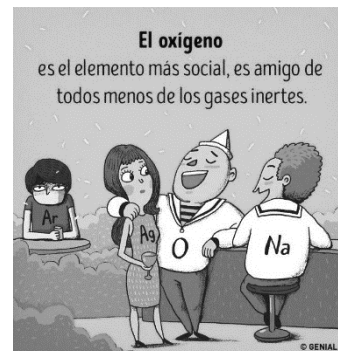
Valencia y Compuestos.



El mundo contiene una gran variedad de sustancias, algunas de las cuáles se forman de dos o tres átomos diferentes que se enlazan, conociéndose como **Compuestos**. Estos son tantos que incluyen, desde la sal, formada por dos átomos diferentes, hasta aquellos como el ADN con millones de átomos en su estructura.

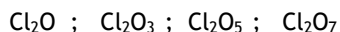
Al analizar los compuestos, se encuentran casos tales como: HCl; H₂O; NH₃; CH₄, que llevan a preguntarse ¿Por qué se une un átomo de Cl con uno de H, un átomo de O con dos de H, un átomo de N con tres de H, un átomo de C con cuatro de H?

Los científicos entienden que el número de átomos de cada uno de los elementos que intervienen en la formación de un compuesto depende de los electrones que necesita ganar o perder para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo. Por esta razón, los elementos presentan diferente capacidad para combinarse unos con otros. Esa capacidad de combinación recibe el nombre de **valencia** del elemento químico.



Actividades:

1. Ahora profundizaremos un poco en el número de valencia, para ello realiza la representación de Lewis de los siguientes compuestos:



2. Indica los electrones que utiliza el cloro y el oxígeno en cada caso

Compuesto	N° de electrones del Cl	N° de electrones del O
Cl ₂ O		
Cl ₂ O ₃		
Cl ₂ O ₅		
Cl ₂ O ₇		

3. Analicemos dos compuestos más: NaCl y Na₂O, indica cuántos e⁻ del Na, del Cl y del O hay puestos en juego en cada enlace.

4. Luego de esto podemos decir que:

El **Número de Valencia** de un elemento esta dado por el número de electrones que.....; o aporta para..... en una unión química.

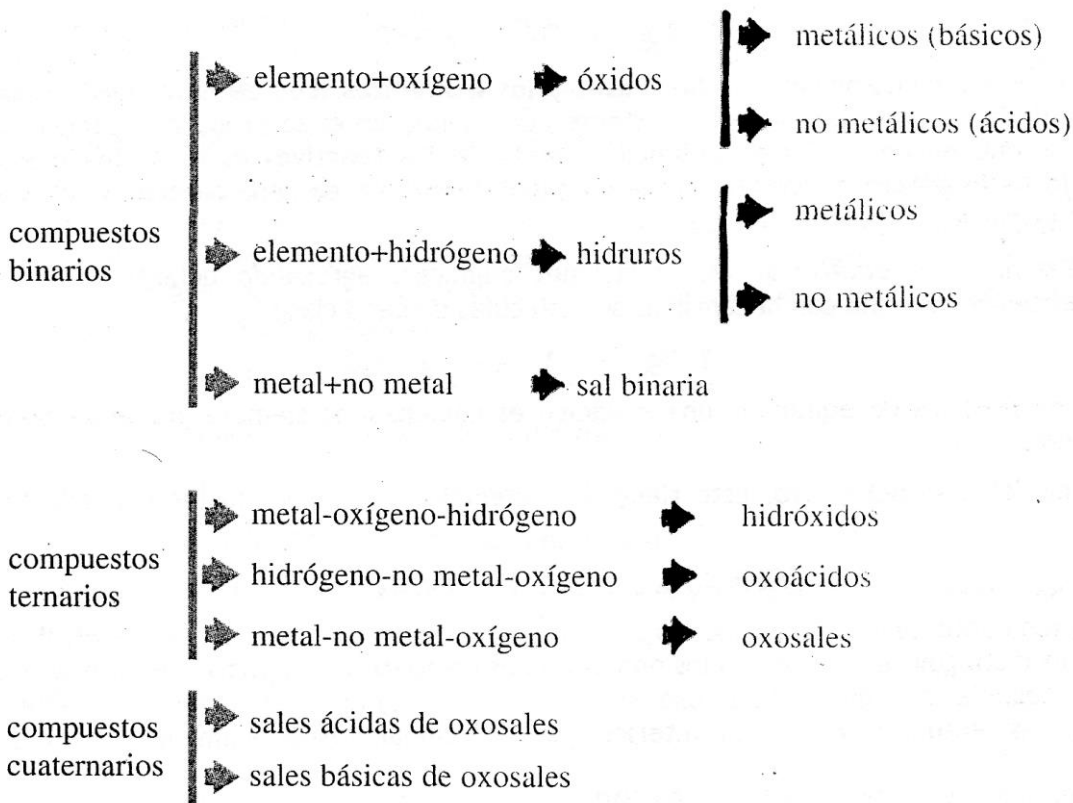
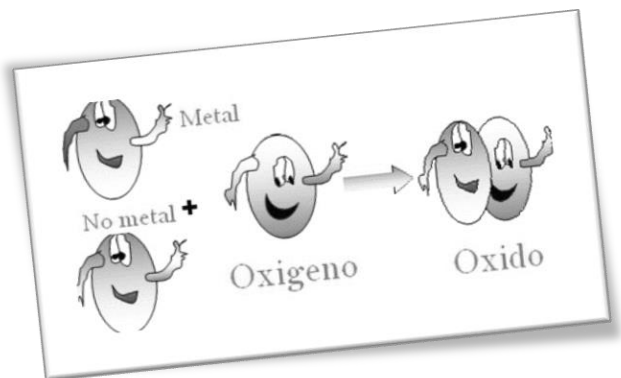
5. Indica en los siguientes compuestos la valencia de cada elemento:

- a) AlCl₃
- b) K₂O
- c) CaO
- d) N₂O₃



Compuestos inorgánicos

La química se dedica fundamentalmente a estudiar la composición de las sustancias. A pesar del gran número de compuestos que se conocen, se los puede clasificar de acuerdo a la cantidad de elementos que los forman y a su composición y propiedades generales, en este caso estudiaremos los compuestos inorgánicos que se clasifican de acuerdo a la cantidad de elementos que los forman:



Observa detenidamente el video y realiza un cuadro con la propuesta de clasificación que se hace en él. Agrega ejemplos.

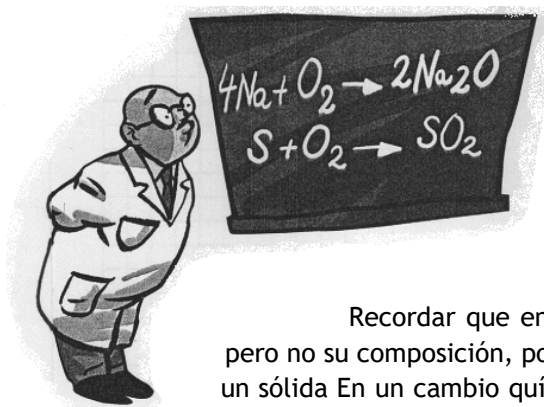
<https://youtu.be/EbulKmOPQMw>



Reacciones químicas



Las reacciones químicas ocurren en todos lados. El combustible en nuestros coches se quema con oxígeno para proporcionar energía que mueve al auto. Cuando cocinamos nuestros alimentos o aclaramos nuestro cabello tienen lugar reacciones químicas. En las hojas de los árboles y las plantas, el dióxido de carbono y el agua se convierten en carbohidratos.



Algunas reacciones químicas son simples mientras que otras son muy complejas.

En toda reacción química los átomos en las sustancias que reaccionan, que se llaman reactivos, se reordenan para generar nuevas sustancias denominadas productos. Los átomos en los reactivos y en los productos son los mismos, lo que significa que la materia se conserva y no se pierde durante un cambio químico.

Recordar que en un cambio físico se altera la apariencia de la sustancia, pero no su composición, por ejemplo, cuando el agua líquida se convierte en gas o en un sólido. En un cambio químico las sustancias que reaccionan se transforman en nuevas sustancias con diferentes composiciones y diferentes propiedades, por ejemplo, cuando la plata (Ag), metal brillante, reacciona con el azufre (S) para convertirse en una sustancia opaca llamada sulfuro de plata (Ag₂S).

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. La ecuación química nos indica lo que sucede durante la reacción y mediante símbolos químicos muestra quiénes son los participantes de la misma.

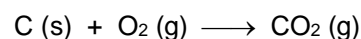
Cuando tiene lugar una reacción química, los enlaces entre átomos de los reactivos se rompen y se forman nuevos enlaces entre los átomos de los productos. Ya mencionamos que en cualquier reacción química, en las nuevas sustancias debe haber el mismo número de átomos que en las sustancias de partida, por lo tanto una reacción se debe escribir a través de una ecuación química balanceada. Las letras minúsculas entre paréntesis indican el estado de agregación de las sustancias, es decir, si se encuentran en estado gaseoso (g), líquido (l), sólido (s), o disueltos en agua (ac).

La reacción del ejemplo se puede leer: 1 mol de átomos de carbono sólido se combinan con 1 mol de oxígeno gaseoso para formar 1 mol de dióxido de carbono gaseoso.

¿La ecuación anterior está balanceada? Sí, porque hay un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno de cada lado de la ecuación.



Cuando quemamos carbón en un asador, el carbón se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono. La siguiente ecuación representa dicha reacción:



Ingresa al siguiente link y realiza un mapa mental con la clasificación de las reacciones de acuerdo al intercambio de energía y a la cantidad de reactivos y productos:

https://www.tiposde.com/reacciones_quimicas.html





Compuestos Binarios

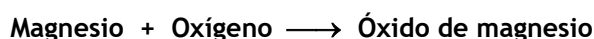
Óxidos

Los óxidos son compuestos que resultan de la combinación del oxígeno con otro elemento. De acuerdo a la naturaleza de este elemento, si es metálico o no metálico, los óxidos se clasifican en: **óxidos metálicos o básicos** y **óxidos no metálicos o ácidos**.

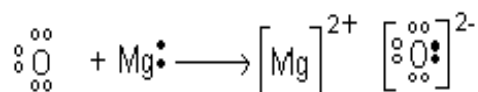
Empezaremos nuestro estudio con los **ÓXIDOS BÁSICOS O METÁLICOS**:

Los **óxidos básicos o metálicos** son los compuestos resultantes de la combinación de un *metal* con *oxígeno*.

En el caso del magnesio, éste reacciona con el oxígeno y lo que se obtiene es un óxido, el óxido de magnesio:



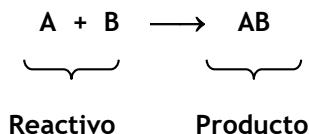
Planteando la estructura del óxido de magnesio según Lewis podemos encontrar la fórmula molecular del óxido:



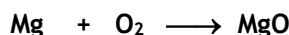
Como el magnesio es un metal y el oxígeno, un no metal, la unión que se produce entre ellos es una **unión iónica**. De acuerdo a lo planteado la fórmula molecular del óxido de magnesio es **MgO**. Dicha fórmula puede encontrarse en forma mecánica intercambiando las valencias del oxígeno y el magnesio, y colocándola como subíndices. En este caso al quedar las dos valencias pares se simplifican.



Sabiendo que una **ecuación química** es la representación de una reacción química.



Escribamos ahora la ecuación de obtención del óxido de magnesio:



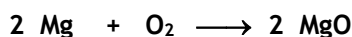
El oxígeno lleva un subíndice que indica que su molécula tiene dos átomos. Se coloca así, porque el oxígeno se presenta en la naturaleza de esta forma, y cómo una ecuación es la representación de la realidad, tiene que ser lo más parecida posible a esta.

Las **moléculas diatómicas** (formadas por dos átomos) que vamos a usar son siete y se mencionan a continuación:

Moléculas diatómicas: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂ y I₂.

Según la **ley de conservación de las masas y los elementos** (Ley de Lavoisier): en un sistema químicamente aislado, la masa permanece constante aun cuando en él se produzcan cambios químicos. Esto quiere decir que en una reacción química la masa de los reactivos es la misma que la de los productos, por lo tanto debemos tener la misma cantidad de átomos de cada elemento antes y después de una reacción química.

Para esto hay que **equilibrar** las ecuaciones químicas, agregando delante de las fórmulas moleculares coeficientes que indican la cantidad de moléculas de cada clase:



Una forma práctica de equilibrar una ecuación es comenzando siempre por el oxígeno y luego seguir por el metal.

Analicemos el caso del hierro. Éste tiene dos valencias: 2 y 3, por lo tanto, puede formar dos óxidos, a saber:



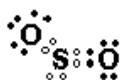
Hasta el momento hemos nombrado los óxidos directamente como: *óxido de metal*. Pero en este caso no podríamos distinguir uno de otro si los nombráramos como *óxidos de hierro*. Para ello se coloca la raíz del metal seguida de los prefijos **oso** e **ico**, para designar a la menor y mayor valencia respectivamente. Así entonces los óxidos anteriores se denominan respectivamente: **óxido ferroso** y **óxido férrico**.

Entonces para nombrar un óxido metálico se tiene en cuenta lo siguiente:

- * Cuando el metal tiene una sola valencia se nombran colocando la palabra **óxido**, seguida del nombre del metal.
- * Cuando el metal tiene dos valencias, se coloca la palabra **óxido** seguido de la raíz del metal con los sufijos **oso**, cuando actúa con la menor valencia; e **ico**, para cuando actúa con la mayor.

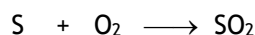
Los **ÓXIDOS ÁCIDOS O NO METÁLICOS** son compuestos que se obtienen de la combinación de un no metal y oxígeno.

El SO_2 es un gas muy tóxico que se utiliza como conservante en la industria alimenticia. Analicemos su estructura según Lewis:



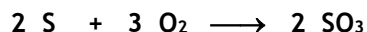
La unión entre el azufre y el oxígeno es covalente, ya que son dos no metales. Como se ve, la valencia del azufre en este compuesto es 4, y su fórmula molecular resulta: SO_2

La ecuación de obtención del mismo, será:



El azufre tiene valencias II, IV y VI, pero con el oxígeno se encuentra combinado sólo con IV y con VI. La fórmula del óxido de azufre con valencia VI será: SO_3

Y la ecuación de obtención equilibrada:



Nomenclatura química:



La nomenclatura es el conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar los compuestos químicos. La IUPAC es la máxima autoridad en esta materia, y se encarga de establecer las reglas correspondientes.

Para conocer un poco más de la IUPAC ingresa al siguiente link: <https://iupac.org/>. Traduce la página y conoce quienes son y qué hacen.

Extrae de la sección News (Noticias) la más reciente o la más actual.



Nomenclatura de óxidos:



Los óxidos pueden nombrarse de tres formas, la antigua nomenclatura y las dos nomenclaturas que propone la I.U.P.A.C. (Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada):

✓ **Nomenclatura Antigua:**

Se nombra colocando la palabra “óxido” o “anhídrido” seguido por la raíz del nombre del elemento, terminado en **oso** o **ico**, según corresponda a la menor o mayor valencia respectivamente.

oso	→	menor valencia
ico	→	mayor valencia

Así, el compuesto N_2O_5 se nombra: **anhídrido nítrico**

El cloro tiene cuatro valencias: I, III, V y VII; por lo tanto forma cuatro óxidos. Si intentamos nombrar estos óxidos mediante la nomenclatura antigua se plantea un problema: hay dos valencias menores y dos mayores. Para distinguirlas se utilizan los prefijos **hipo** y **per** para la menor de las menores valencias y la mayor de las mayores valencias respectivamente. Así los nombres de los óxidos del cloro, según la nomenclatura antigua serán:

Valencia I → anhídrido **hipocloroso**

Valencia III → anhídrido **cloroso**

Valencia V → anhídrido **clórico**

Valencia VII → anhídrido **perclórico**

Esto también ocurre para el caso del bromo y el yodo que también tienen cuatro valencias.

✓ **Nomenclaturas I.U.P.A.C.:**

Por Atomicidad: se basa en el número de átomos de los elementos que forman la molécula. Dicho número se expresa por medio de los prefijos griegos: *mono, di, tri, tetra, penta, etc.* correspondientes a 1, 2, 3, 4, etc.

Así, el compuesto anterior resulta: **pentóxido de dinitrógeno**

Por Numerales de Stock: se nombran colocando “óxido de” seguido del nombre del elemento y se coloca al lado la valencia entre paréntesis y en números romanos.

El compuesto anterior será: **óxido de nitrógeno (V)**

Compuestos Binarios: Óxidos.



Actividades de aplicación:

1. Nombre los siguientes compuestos, por las tres acepciones posibles:

- a. ZnO
- b. Br₂O₃
- c. P₂O₅
- d. CuO
- e. PbO₂
- f. SO₂

2. Escriba la fórmula molecular de los óxidos del cloro, del hierro, del mercurio y del azufre.

3. Escriba las ecuaciones de obtención equilibrada de los óxidos del ejercicio anterior.

4. Escriba las ecuaciones de los siguientes compuestos:

- a) Anhídrido carbónico
- b) Óxido cúprico
- c) Anhídrido hipobromoso
- d) Anhídrido nítrico
- e) Óxido de plata

5. Completa las ecuaciones y nombra los productos por las tres formas posibles:

- f) + → Au₂O₃
- g) Br₂⁵ + O₂ →
- h) 4 P + 5 O₂ →
- i) + → Si O₂
- j) Al + O₂ →

6. Completa el siguiente cuadro con los nombres que faltan o la fórmula molecular:

Fórmula molecular	Nomenclatura antigua o tradicional	Nomenclatura IUPAC	
		Numerales de Stock	Atomicidad
	Anhídrido perclórico		
		Óxido de azufre (VI)	
			Trióxido de dihierro
PbO ₂			

7. Elige un no metal con dos o más valencias, forma los óxidos y nómbralos por los tres sistemas.

8. Un óxido tiene la siguiente fórmula X₂O, donde X es un elemento incógnito. Indica:

- a) Valencia del elemento.
- b) Tipo de óxido, si su nombre antiguo comienza con óxido.
- c) Nombre genérico en los sistemas modernos.
- d) Si otra valencia del elemento es III, indica su fórmula y propone sus nombres.



Práctico de Laboratorio N° 4

Tema: “Formación de compuestos binarios: óxidos”

OBJETIVOS:

- Obtener óxidos diferentes
- Identificar la composición de los óxidos básicos y ácidos.

MATERIALES

- ✓ erlenmeyer
- ✓ tapón de goma
- ✓ vaso de precipitado de 250 cm³
- ✓ 2 vidrios de reloj
- ✓ cuchara de combustión
- ✓ papel aluminio
- ✓ mechero
- ✓ pinza
- ✓ lija
- ✓ Cinta de magnesio
- ✓ Azufre en polvo



PROCEDIMIENTO

Primera parte: Obtención de un óxido ácido

- 1) Observa y anota los caracteres organolépticos del azufre, e indica si es metal o no.
- 2) Forra el interior de la cuchara de combustión con papel aluminio. Coloca en la cuchara una pequeña porción de azufre. Calienta la cuchara hasta que el azufre empiece a arder. Retira de la llama e introduce la cuchara en el erlenmeyer y tapa inmediatamente.
- 3) Observa el sistema e indica:
 - a- ¿Cuáles son las sustancias reaccionantes?
 - b- ¿Cuál es el producto de la reacción? ¿Qué características presenta?
 - c- Complete la siguiente ecuación química:



Observación: Esta experiencia también se puede efectuar utilizando otros no metales, tales como fósforo blanco, carbón de leña, etcétera.

Segunda parte: Obtención de un óxido básico

- 1) Observa y anota los caracteres del magnesio, ¿Es metal o no metal?
- 2) Toma un trozo de cinta de magnesio de 2 o 3 cm de longitud. Limpia su superficie, raspándola o lijándola.
- 3) Con una pinza sostén la cinta por un extremo y coloca el otro extremo en la llama del mechero. Cuando empieza a reaccionar, retírala y déjala sobre el vidrio de reloj.

Precaución: no mire fijamente la reacción



- 4) Observe el sistema e indique:
 - a- ¿Cuáles son las sustancias reaccionantes?
 - b- ¿Cuál es el producto de la reacción? ¿Qué propiedades presenta?
 - c- Complete la siguiente ecuación química:



Observación: Este experimento se puede realizar usando otros metales, como trocitos de sodio, etcétera.

ACTIVIDADES POSTERIORES A LA PRÁCTICA

1. Averigua las propiedades y aplicaciones del anhídrido sulfuroso.
2. Averigua para que se usa la reacción que observó con el magnesio.
3. Redacta el informe de laboratorio.

Compuestos Binarios: Hidruros.



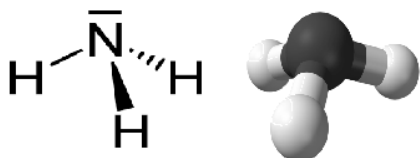
Lee atentamente la siguiente infografía:

A M O N Í A C O



▪ **Otros nombres:** azano, gas de amonio

▪ **Propiedades**



Temperatura de ebullición: - 33,3 °C (1 atm)
 Soluble en agua: hasta al ~30% a 25°C
 Base débil: NH₃ + H₂O → NH₄⁺ + OH⁻
 Reactivo muy importante en la Química del Carbono y en la Química de coordinación.

▪ **Seguridad**

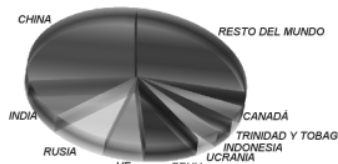
El amoníaco es corrosivo y muy tóxico tanto por inhalación como por ingestión. Además, puede producir serios daños ambientales. Las disoluciones de amoníaco que están muy diluidas – como es el caso de los limpiadores domésticos con amoníaco – también son irritantes.



▪ **Obtención**

▪ **Producción y principales productores**

La producción mundial anual de amoníaco es de alrededor de 200 millones de toneladas. Se invierte una gran cantidad de recursos en la fabricación de amoníaco dado que esta sustancia es el punto de partida para muchas otras.

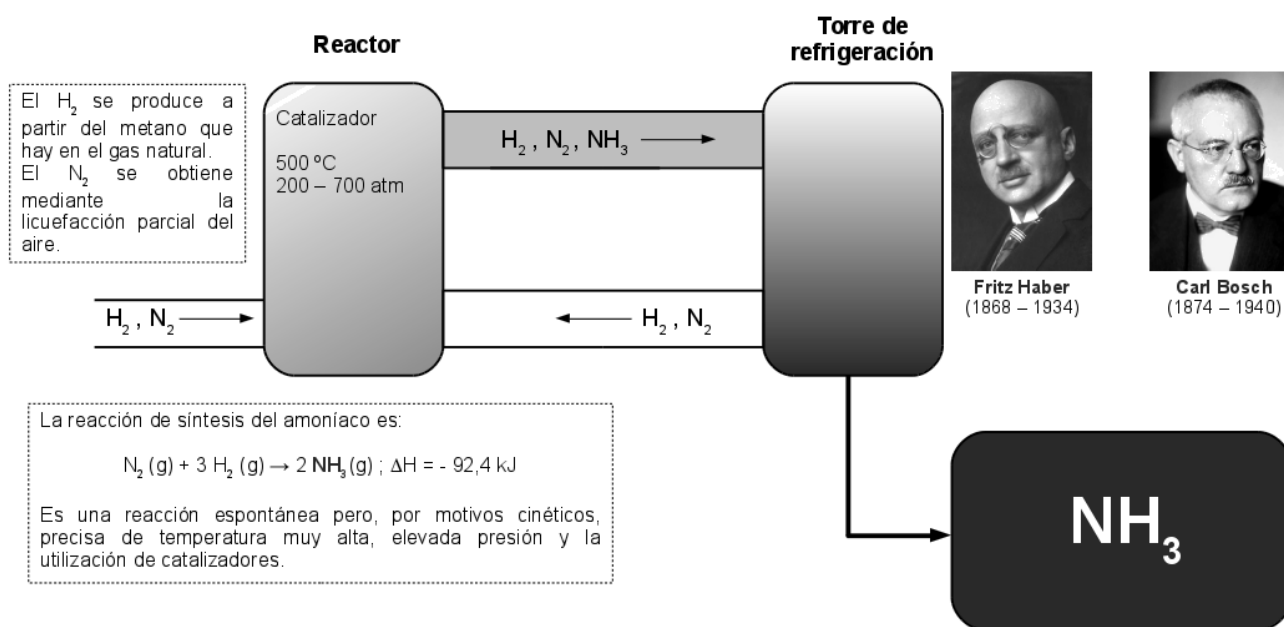


▪ **Principales usos del amoníaco**

En torno al 85% de la producción mundial de amoníaco se emplea en la obtención de fertilizantes. Otra gran cantidad de amoníaco se emplea para obtener sustancias muy importantes en la industria química (ácido nítrico, carbonato de sodio, cianuro de hidrógeno, ...). También sirve como base para la preparación de fibras textiles y plásticos. En el ámbito doméstico se utiliza en forma de disolución como agente limpiador.



PROCESO DE HABER – BOSCH



Responde:

1. Busca el rombo de seguridad del amoníaco y dibújalo.
2. De acuerdo a la fórmula molecular que presenta... ¿Dónde lo ubicarías en el cuadro del comienzo de la unidad? ¿Qué tipo de compuesto es?
3. Busca en casa, o en un supermercado al amoníaco. ¿En qué sección lo encuentras? ¿Para qué se utiliza?



Actividades de reconocimiento:

El amoníaco forma parte de una serie de compuestos binarios llamados **HIDRUROS**. En ellos centraremos el estudio en esta guía.

Ingresas al siguiente link y responde:

<https://es.wikipedia.org/wiki/Hidruro>



1. ¿Qué es un hidruro y cómo se clasifican?
2. ¿Cómo se nombran los hidruros formados por metales?
3. ¿Cuántos hidruros metálicos puede formar cada metal?
4. ¿Todos los metales forman hidruros?
5. En cuanto a los no metales con el hidrógeno... ¿Cómo se nombran los hidruros de los no metales?
6. Los no metales, ¿cuántos hidruros forman cada uno?
7. Hay muchos casos especiales, cita 5 de ellos.

Actividades de aplicación:

a) Ahora a practicar lo que aprendimos:

a) Completa el siguiente cuadro:



Fórmula molecular	Fórmula desarrollada	Nombre
H ₂ S		
	F — H	
		METANO

b) Escribe la ecuación de obtención de los compuestos del cuadro.

b) Representa la unión entre el sodio y el hidrógeno según Lewis y responde:

- a) ¿Qué tipo de unión tiene dicho compuesto?
- b) ¿Cómo se llama el hidruro?
- c) Indica la ecuación de obtención del mismo.

c) Escribe la ecuación de obtención de los hidruros de calcio y de potasio.

d) Resuelve el siguiente crucigrama, integrando los conocimientos de los compuestos binarios vistos: ÓXIDOS e HIDRURROS.

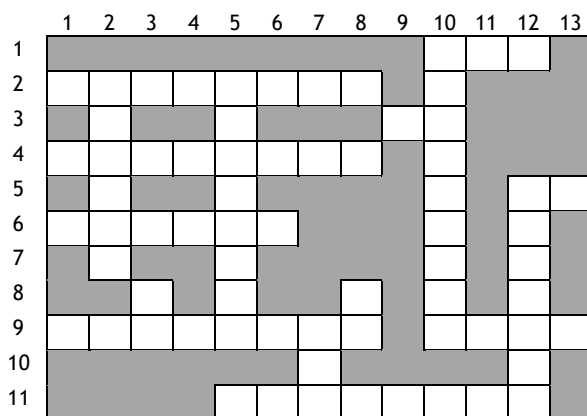
Referencias:

HORIZONTALES:

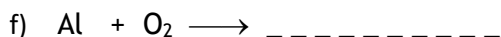
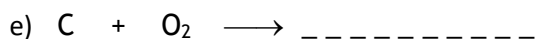
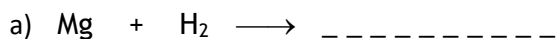
- 1- Terminación que se agrega para indicar la menor valencia
- 2- Elementos que unen al oxígeno para formar los llamados antiguamente anhídridos.
- 3- Símbolos del litio
- 4- Compuestos con hidrógeno y otro elemento.
- 5- Símbolo del elemento del periodo 3 y grupo 4.
- 6- Tipo de unión que presentan los hidruros metálicos.
- 9- N° de electrones puestos en juego en un compuesto. - Hidruro de oxígeno.
- 11- Nombre del hidruro de nitrógeno.

VERTICALES:

- 2- compuestos que resultan de la unión del oxígeno con otro elemento.
- 3- Símbolo químico del elemento de Z= 13.
- 5- Representación de una reacción.
- 7- Sufijo que indica mayor valencia.
- 8- Símbolo del metal que acompaña al oxígeno en la cal.
- 10- Nombre antiguo de un óxido no metálico (de abajo hacia arriba)
- 12- nombre del hidruro del azufre.



e) Completa las siguientes ecuaciones de compuestos binarios y nombra los productos.





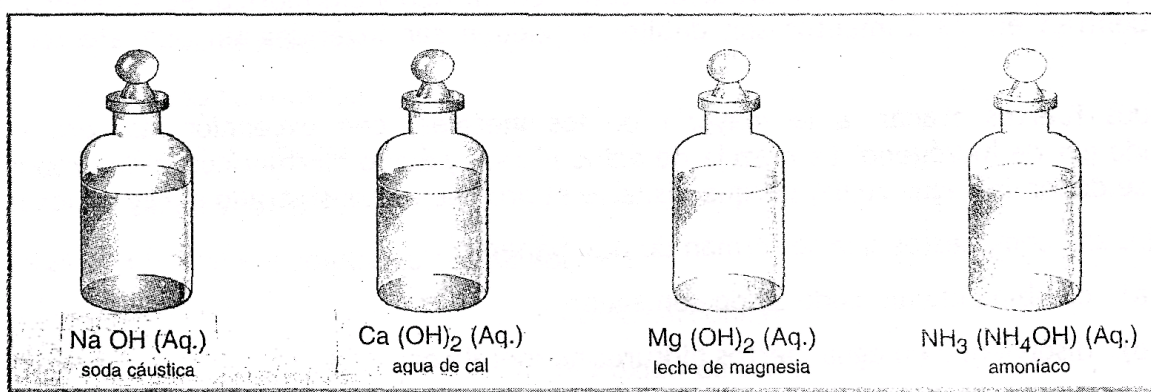
Compuestos Químicos Ternarios

Hidróxidos

Algunas sustancias de este grupo son conocidas y usadas en la industria y en la vida diaria. Por ejemplo, el hidróxido de sodio se conoce con el nombre comercial de “soda cáustica” y se usa como desengrasante. Es un producto industrial muy importante; interviene en la fabricación de papel, del jabón, los colorantes, etc. Debe manejárselo con precaución porque es cáustico y corrosivo, produciendo lesiones muy dolorosas en la piel.

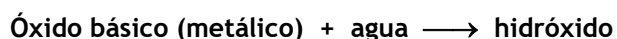


Otro hidróxido conocido es el de calcio, llamado “cal apagada”. Se emplea en la construcción para obtener la pasta que une los ladrillos.



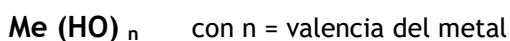
Todos ellos tienen sabor amargo, tacto jabonoso, vuelven azul el papel de tornasol rosado y neutralizan los ácidos.

Los hidróxidos se originan por la combinación de un óxido básico con agua:



Son compuestos formados, por lo tanto, por un metal y una especie química formada por un átomo de oxígeno y uno de hidrógeno (HO), llamado **Oxidril**.

La fórmula de estos compuestos se obtiene colocando el símbolo del metal y tantos oxidrilos como valencia tenga el metal:



El nombre de estas sustancias se forma con la palabra “**hidróxido de...**” seguida del nombre del metal, en caso de tener este una sola valencia, y con las terminaciones **oso** e **ico**, para cuando tienen dos valencias.

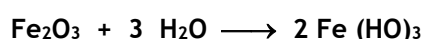
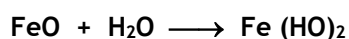
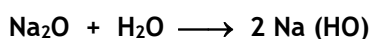
Así, por ejemplo, tenemos:

Na (HO) Hidróxido de sodio

Fe (HO)₂ Hidróxido ferroso

Fe (HO)₃ Hidróxido férrico

Como se dijo, la ecuación de obtención se logra mediante la reacción del óxido básico correspondiente y agua. El equilibrio de la ecuación se logra revisando primero el metal, luego el hidrógeno y por último el oxígeno:



Ácidos

Entre las sustancias que se usan cotidianamente hay muchas que contienen ácidos. Varios de estos ácidos se encuentran en alimentos, tales como el ácido cítrico (en los jugos de limón, naranja, pomelo, etcétera), el ácido acético (en el vinagre), el ácido láctico (en la leche cuajada), el ácido tartárico (en las uvas), el ácido málico (en las manzanas). Otros son de gran importancia en los laboratorios y en la industria: el ácido sulfúrico se usa disuelto en agua en las baterías o acumuladores de automotores; el ácido clorhídrico industrial, conocido como "ácido muriático", se utiliza para la limpieza de las superficies de los metales, previamente a las soldaduras; el ácido nítrico es capaz de atacar a la mayoría de los metales y se usa para la fabricación de explosivos, nitratos y colorantes.



Algunos ácidos son muy fuertes y corrosivos y deben ser manejados con mucho cuidado porque pueden ocasionar lesiones graves, tales como los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico. Por el contrario, los ácidos que se encuentran en los alimentos son débiles y pueden ser ingeridos sin que afecten a los tejidos humanos.

Los ácidos fuertes atacan a la mayoría de los metales, con excepción del oro y del platino, desprendiendo gas de hidrógeno. La mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico, en la proporción de 1 a 3 volúmenes, se denomina agua regia, porque disuelve el oro que es considerado el rey de los metales.

Los ácidos son compuestos que se forman de dos maneras:

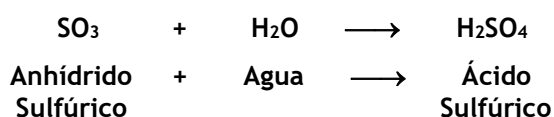
- a) combinando un óxido ácido con agua:
- b) disolviendo en agua ciertos hidruros no metálicos.

En el primer caso, se llaman *oxoácidos* y en el segundo *hidrácidos*.

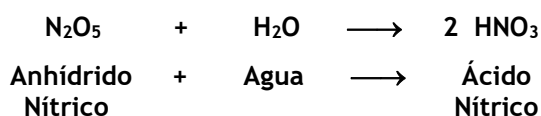
Oxoácidos (ácidos que contienen oxígeno)

Estos compuestos son muy importantes, y se obtiene por la acción del agua sobre los óxidos ácidos, es decir de los no metales.

Para conocer su fórmula molecular partiremos de la ecuación de obtención. Observemos un ejemplo:



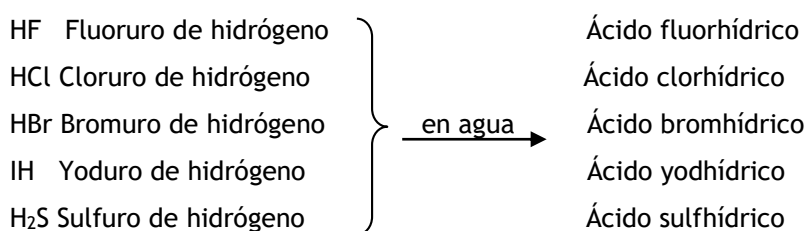
La fórmula se obtiene colocando los símbolos de los elementos en el orden: *hidrógeno - no metal - oxígeno*, y se colocan como subíndice la cantidad de cada elemento sumando las cantidades en los reactivos. Si dichas cantidades resultan pares se simplifica y hay que equilibrar la ecuación:



Como se puede observar en los ejemplos los ácidos se nombran cambiando la palabra anhídrido del nombre antiguo del óxido por la palabra "ácido".

Hidrácidos (ácidos que NO contienen oxígeno)

Algunos hidruros no metálicos al disolverse en agua adquieren propiedades ácidas, ellos son:



La fórmula de estos ácidos es igual a la de los hidruros correspondientes al igual que la ecuación de obtención.



Compuestos Ternarios: Ácidos e Hidróxidos.

Actividades de aplicación:

1. Escribe la ecuación de obtención de los siguientes hidróxidos:

- a) Hidróxido férrico.
- b) Hidróxido de calcio
- c) Hidróxido mercurioso
- d) Hidróxido estánnico

2. Escribe la ecuación de obtención de los siguientes ácidos:

- a) Ácido nitroso
- b) Ácido clorhídrico
- c) Ácido hipobromoso
- d) Ácido yódico

3. Une con una flecha el compuesto con su nombre:

Ni_2O_3	- ácido carbónico
$Mg(OH)_2$	- hidróxido de sodio
HBr	- anhídrido fosfórico
P_2O_5	- óxido níquelico
H_2CO_3	- hidróxido de magnesio
$Na(OH)$	- ácido bromhídrico

4. Completa las siguientes ecuaciones y nombra los productos:

- a) $Ag_2O + H_2O \longrightarrow \dots\dots\dots$
- b) $\dots\dots\dots + \dots\dots\dots \longrightarrow H_2SO_3$
- c) $Li_2O + H_2O \longrightarrow \dots\dots\dots$
- d) $BaO + H_2O \longrightarrow \dots\dots\dots$
- e) $CO_2 + H_2O \longrightarrow \dots\dots\dots$
- f) $\dots\dots\dots + \dots\dots\dots \longrightarrow Fe(OH)_2$
- g) $\dots\dots\dots + \dots\dots\dots \longrightarrow HClO_3$

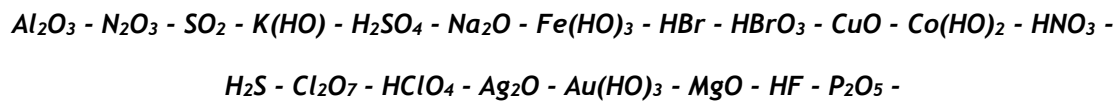
5. Escribe el nombre y la fórmula de:

- a) Un hidróxido de un metal con valencia 3.
- b) Un óxido ácido de un no metal con valencia par.
- c) El ácido de cloro con valencia I.
- d) El óxido de cobre cuyo nombre termina en ico
- e) El ácido que forma el nitrógeno con su menor valencia.
- f) Todos los ácidos posibles del iodo.

6. Escribe la ecuación de obtención equilibrada de los siguientes compuestos:

- a) Ácido cloroso.
- b) Anhídrido carbónico.
- c) Óxido de calcio.
- d) Hidróxido mercurioso.
- e) Ácido silícico.

7. Dados los siguientes compuestos:



Ordénalos en el siguiente cuadro según corresponda:

Compuestos Binarios		Compuestos Ternarios		
Óxidos		Hidrácidos	Hidróxidos	Oxácidos
Básicos	Ácidos			

- a) Nombra los óxidos por las tres formas posibles.
- b) Nombra los hidróxidos.
- c) Realiza la ecuación de obtención de los óxidos ácidos.
- d) Indica ¿De qué anhídrido provienen los oxácidos del cuadro?

Práctico de Laboratorio N° 5

Tema: “Sustancias ácidas y básicas”

OBJETIVOS:

- Reconocer sustancias ácidas y básicas mediante el uso de indicadores.

ACTIVIDADES PARA REALIZAR ANTES DE LA PRÁCTICA:

1. Averigua: ¿Qué es un indicador?
2. ¿Qué es el tornasol y cómo varía en presencia de ácidos y bases?
3. ¿Qué es el pH y cómo es su escala?

MATERIALES Y REACTIVOS

- | | |
|---------------------|---------------------------------|
| ✓ 9 Tubos de ensayo | ✓ Ácido sulfúrico |
| ✓ Gradilla | ✓ Hidróxido de sodio |
| ✓ Pipeta | ✓ Papel de tornasol rojo y azul |
| ✓ Propipeta | ✓ Fenolftaleína |
| ✓ Agua destilada | ✓ Otro indicador:..... |
| ✓ Ácido clorhídrico | |



PROCEDIMIENTO

1. Numera los tubos de ensayo.
2. Coloca en los tres primeros 2 ml de solución de hidróxido de sodio.
3. Agrega al 1° tubo papel de tornasol rojo y azul. Observa y anota.
4. Al segundo tubo agrégale unas gotas de fenolftaleína. Anota lo observado.
5. En el tercer tubo colócale unas gotas de indicador.....



6. Repetir los pasos 3 a 5 en los demás tubos, con el ácido clorhídrico (Tubos 4, 5 y 6) y para el ácido sulfúrico (tubos 7, 8 y 9).

Precaución:
 Agregar primero 1 ml de agua destilada y luego 1 ml de ácido a cada tubo.
¡Nunca agregar agua sobre un ácido!

7. Completa el cuadro que sigue con las observaciones realizadas:

Indicador / Sustancia	Papel de tornasol Rojo	Papel de tornasol Azul	Fenolftaleína
Hidróxido de sodio				
Ácido clorhídrico				
Ácido sulfúrico				



Las Sales

En el lenguaje corriente, cuando hablamos de sal, nos referimos a la sal común de mesa cuyo nombre científico es *cloruro de sodio*; sin embargo, son abundantes los compuestos que desde el punto de vista químico constituyen las **sales**.

La cascara de los huevos de gallina está compuesta por una sal que se denomina *carbonato de calcio*. Químicamente, esta misma sal constituye el mármol de las estatuas, la piedra caliza usada para la obtención de "cal viva", así como las estalactitas, las estalagmitas, las perlas, el coral y las valvas de los crustáceos. El carbonato de calcio es uno de los minerales más abundantes en la corteza terrestre y constituye una parte importante de muchas montañas.

La solidez de los huesos de los vertebrados es conferida por otra sal de calcio, el *fosfato tricálcico*, que también se encuentra en forma de grandes depósitos naturales en las rocas.

El jabón de lavar es también una sal, el *estearato de sodio*, y se obtiene a partir del ácido esteárico que se encuentra en el sebo animal y la "soda cáustica" que es una base fuerte.

El polvo de hornear es una mezcla de dos sales, una de ellas es el *bicarbonato de sodio* y la otra suele ser el *tartrato ácido de potasio*.

Cuando esta mezcla se pone en contacto con agua, se produce una reacción química que desprende gas dióxido de carbono. Las burbujas de este gas hacen "levantar" la masa y le confieren a las tortas una consistencia porosa y suave.

El principal componente del yeso utilizado en ornamentación y en medicina es la sal denominada *sulfato de calcio*.

El *carbonato de sodio* es una sal que tiene diversas aplicaciones: en la industria jabonera, en la fabricación del vidrio y en la cerámica, en el lavado de lanas y fibras textiles, en la industria del papel, etcétera. Para la fabricación del vidrio es muy importante una de sus variedades comerciales conocidas con el nombre de "soda Solvay".



El agua de mar tiene un alto contenido de cloruro de sodio

El *sulfato de magnesio*, denominado comúnmente "sal inglesa", es usado en medicina como purgante y en el curtido de cueros.

El *bromuro de plata* presta mucha utilidad para la obtención de los negativos en fotografía por su sensibilidad a la luz.

El *nitrate de potasio* es utilizado en el laboratorio como oxidante y en la industria para la fabricación de fertilizantes y de pólvora negra.

Al experimentar con soluciones ácidas y básicas, hemos podido comprobar que ellas producen en ciertas sustancias coloreadas, los indicadores.

También se puede verificar que el color que toma el indicador con una solución de vinagre (ácida) cambia por el agregado de leche de magnesia (básica). Este resultado nos muestra que las propiedades de ácido quedan anuladas cuando se les agrega una base al ácido. Lo que realmente ocurre es que ambas sustancias se combinan y originan dos nuevas sustancias: *agua* y una *sal*. Esta última generalmente es neutra, por lo que no tiene acción sobre los indicadores.





Compuestos Ternarios: Sales.

Actividades de aplicación:

1. Escribe la ecuación de obtención de las sales que se forman con:

- a) Ácido Clorhídrico + Hidróxido de aluminio \longrightarrow
- b) Ácido Nitroso + Hidróxido Áurico \longrightarrow
- c) Ácido Hipocloroso + Hidróxido de calcio \longrightarrow
- d) Ácido Sulfhídrico + Hidróxido plúmbico \longrightarrow

2. Escribe la ecuación de obtención de las siguientes sales:

- a) sulfato níqueloso
- b) bromito de sodio
- c) peryodato mercúrico
- d) sulfito de bario

3. Completa el siguiente cuadro con el nombre de las sales que se forman con:

Ácido \ Hidróxido	De magnesio	Cuproso	Férrico	Estánnico
Fluorhídrico				
Bromoso				
Carbónico				

4. Escribe la ecuación de obtención de las sales del ejercicio anterior.

5. **Ejercicios de integración:** Completa el siguiente cuadro con los datos que faltan:

Nombre	Fórmula	Ecuación
Silicato de potasio		
	Al_2O_3	
Hidróxido de calcio		
	Na_2S	
		$CO_2 + H_2O \longrightarrow$
		$HClO_4 + Fe(OH)_3 \longrightarrow$
Anhídrido fosfórico		

Teoría Atómica



Se conoce por **masa atómica de un elemento**, a la masa promedio de todos los isótopos de dicho elemento que ocurren en la naturaleza, con base en la abundancia y la masa de cada isótopo. Este número es el que aparece debajo del símbolo en la tabla periódica.

Se define la **uma** (unidad de masa atómica) como un doceavo de la masa de un átomo de carbono 12, por lo que el átomo de C tiene una masa de exactamente 12 uma.

En la siguiente tabla se muestran algunos ejemplos:

Elemento	Isótopo	Masa atómica (uma)
Litio	${}^6\text{Li}$, ${}^7\text{Li}$	6,941
Carbono	${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{14}\text{C}$	12,01
Azufre	${}^{32}\text{S}$, ${}^{33}\text{S}$, ${}^{34}\text{S}$, ${}^{36}\text{S}$	32,07

Veamos cómo se calcula:

En una muestra de gas cloro, el Cloro-35 y el Cloro-37 presentan sus abundancias naturales: 75,8 % de ${}^{35}\text{Cl}$ y 24,2 % de ${}^{37}\text{Cl}$. Puesto que las masas de los isótopos son 34,97 y 36,97 uma respectivamente, la masa media de los átomos contenidos en la muestra, es decir la masa atómica, del cloro es:

$$A = (75,8/100) \times 34,97 \text{ uma} + (24,2/100) \times 36,97 \text{ uma} = 35,45 \text{ uma}$$

La masa atómica se usa para convertir una cantidad conocida de átomos a su masa en uma, o bien para saber el número de átomos en una masa específica de un elemento.

Conocida la fórmula de un compuesto es posible establecer la **masa molecular** sumando las masas atómicas de cada uno de los elementos que integran la fórmula.



Actividades:

1. Calcula la masa molecular del ácido sulfúrico, cuya fórmula es H_2SO_4 .
2. Halla la masa atómica de los siguientes elementos; **Cu, Ni, H, S y Na**.
3. Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:
 - a) BeCl_2
 - b) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - c) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

El mol



Cuando vas a comprar huevos, lo haces por docena y sabes que te darán doce. En una oficina el papel que se usa se compra por resmas y sabes que cada resma contiene 500 hojas. En química, las partículas como átomos, moléculas e iones se cuentan por **mol**. El mol se define como la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \times 10^{23}$ partículas. Este número tan grande se llama número de Avogadro, en honor a un físico italiano.

Un mol de un elemento siempre tiene un número de Avogadro de átomos, un mol de un compuesto contiene un número de Avogadro de moléculas o de unidades fórmula.

Un mol de CO₂ contiene:6,022.10²³ moléculas de CO₂6,022.10²³ átomos de C2 x 6,022.10²³ átomos de O**Un mol de NaCl contiene:**6,022x10²³ unidades fórmula de NaCl6,022x10²³ iones Na⁺6,022x10²³ iones Cl⁻

Masa molar

Para cualquier elemento, la masa molar es la cantidad en gramos igual a la masa atómica de dicho elemento. Por ejemplo, si necesitamos 1 mol de átomos de C, primero encontramos la masa atómica del C en la tabla periódica, que es 12,01. Entonces para obtener 1 mol de átomos de C debemos pesar 12,01 g. Por lo expuesto vemos que la masa molar de un elemento es numéricamente igual a la masa atómica pero expresada en gramos y la podemos obtener de la tabla periódica.

Es decir, por ejemplo:

Un átomo de oro tiene una masa de 197 uma, un mol de oro pesa 197g.

Una molécula de agua tiene una masa de 18 uma, un mol de agua pesa 18 g.

Es muy importante tener en claro este concepto para no cometer errores en los ejercicios.

Para determinar la masa molar de un compuesto, se multiplica la masa molar de cada elemento por su subíndice en la fórmula y se suman los resultados.

Los subíndices en una fórmula química son útiles cuando necesitamos determinar la cantidad de alguno de los elementos.

Actividades:

1. Calcula la masa molar del SO₃.
2. Considera un anillo de plata que pesa 8 gramos. Calcula cuántos átomos y cuántos moles de átomos existen en esta cantidad. ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de plata?
3. Sabiendo que la fórmula molecular de la aspirina es: C₉H₈O₄, calcula cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de compuesto.
4. Se sabe que 3,01x 10²³ átomos de sodio pesan 11,5 g. Calcula:
 - a) la masa de 1 mol de átomos de sodio.
 - b) la masa atómica del sodio.
 - c) La masa en gramos de un átomo de sodio.



Observa el siguiente video para profundizar sobre el concepto de mol.

<https://www.youtube.com/watch?v=Pccj0H7CiPs>



Actividad de integración:

Juguemos un rato... NAIPES IÓNICOS



5

LAS SOLUCIONES



Soluciones

Gran parte de los líquidos que conocemos o que manejamos habitualmente son disoluciones. El agua de mar, la saliva, la orina, la lavandina, el vinagre y el agua que bebemos son ejemplos de disoluciones.

Como vimos en 3°, las soluciones son mezclas homogéneas y por lo tanto están formadas por dos o más componentes presentes en la misma fase.

En el siguiente cuadro se indican ejemplos de disoluciones en los tres estados de agregación:

DISOLUCIÓN	EJEMPLO	COMPONENTES
Gaseosa	aire	O ₂ , N ₂ , vapor de agua, etc.
Líquida	agua de mar	H ₂ O, NaCl y otras sales
Sólida	latón (aleación)	Cu y Zn

Ahora veremos sólo las soluciones líquidas, que pueden formarse disolviendo:

- un sólido en un líquido (Ej. Azúcar en agua)
- un gas en un líquido (Ej. CO₂ en agua: soda)
- un líquido en un líquido (Ej. etanol en agua)

En las soluciones de dos componentes se denomina **solute** al componente que está en menor proporción, y **solvente** o **disolvente** al que está en mayor proporción en masa.

Ejemplos:

- Si preparamos una solución disolviendo 10 g de NaCl en 200 g de agua, de acuerdo a lo expresado la sal es el soluto y el agua es el solvente,
- Si mezclamos 15 mL de metanol ($\delta = 0,79$ g/mL) con 250 mL de etanol ($\delta = 0,79$ g/mL), el metanol es el soluto y el etanol el solvente.

En realidad, esta denominación es arbitraria, ya que no existe una diferencia conceptual entre ambos términos, sino que sólo responde a conveniencias prácticas. Otro criterio consiste en denominar solvente al compuesto cuyo estado de agregación coincide con el de la disolución.

En particular cuando uno de los componentes es el agua, se considera que éste es el solvente. Esta generalización se da porque existe un gran número de reacciones de mucha importancia que se llevan a cabo en disolución acuosa, como por ejemplo las que tienen lugar en organismos vegetales y animales.

Concentración de las disoluciones

Para caracterizar completamente una disolución no basta con indicar los componentes que la forman (solute y disolvente) sino que hay que dar las cantidades relativas de los mismos; por ejemplo cantidad de soluto disuelto en una cierta cantidad de disolución, esto es la **concentración** de la disolución.

Por ejemplo, si se preparan tres disoluciones de la forma que se indica a continuación

- **Disolución A:** se pesan 80 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.
- **Disolución B:** se pesan 150 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.



El agua mineral no es una sustancia pura, sino una solución: el agua es el solvente y las sales son el soluto.

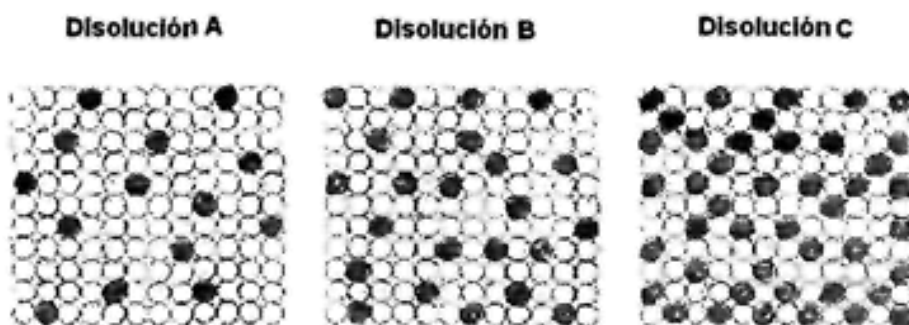
- **Disolución C:** se pesan 200 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.

Las tres disoluciones son distintas, pues si bien tienen los mismos componentes difieren en su concentración.

Una disolución es más **diluida** cuanto menor cantidad de soluto disuelto tiene en una cantidad de disolvente.

Una disolución es más **concentrada** cuanto más cantidad de soluto disuelto tiene en una cantidad de disolvente.

En la siguiente figura se ejemplifica la concentración de las disoluciones donde los círculos grises representan las moléculas azúcar y los blancos las de agua:



Por lo tanto, si comparamos estas tres disoluciones podemos decir que la disolución A es la más diluida y la disolución C es la más concentrada.

Las disoluciones anteriores tenían distinta cantidad de soluto e igual cantidad de solvente. Veamos ahora un ejemplo en el cual se preparan dos disoluciones preparadas con igual cantidad de soluto y diferente cantidad de solvente.

Imaginemos que queremos preparar un jugo utilizando un sobre de jugo en polvo. Si observamos las indicaciones veremos que nos aconsejan colocar el contenido del jugo en polvo (15g) en 1 litro de agua. ¿Qué pasaría si pusiéramos todo el contenido en un vaso de agua, suponiendo que el vaso tiene una capacidad de 250ml?

- En el primer caso colocamos 15 g de jugo en polvo en 1 litro (1000 ml) de agua.

- En el segundo caso colocamos 15 g de jugo en 250 ml de agua. ¿Cuál te parece que será la disolución más concentrada? ¿Por qué?



Formas de expresar la concentración de las soluciones

Ya que las propiedades físicas y químicas de una disolución dependen en gran medida de las cantidades relativas de los componentes, vamos a establecer a continuación las principales unidades de concentración:

Las unidades de uso más común son:

- Porcentaje de masa de soluto en masa de disolución, % m/m.** Representa la masa en gramos de soluto que están disueltos en 100 g de disolución.

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}} \times 100$$

- b) **Porcentaje de masa de soluto en volumen de disolución, % m/v.** Indica cuántos gramos de soluto hay disuelto en 100 mL de disolución.

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de disolución}} \times 100$$

- c) **Porcentaje de volumen en volumen de disolución, % v/v.** Indica el volumen de soluto que hay disuelto en 100 mL de disolución. Esta es la forma de concentración que se usa cuando soluto y disolvente son líquidos.

$$\text{v/v} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen de soluto + volumen de disolvente}} \times 100$$

- d) **Molaridad (M).** Expresa el número de moles de soluto que hay en un litro de disolución. Una disolución que contiene 1,0 mol de soluto por cada litro, se denomina disolución 1.0 Molar y se escribe 1.0 M.

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de disolución}}$$

Para saber un poco más...

Para la legislación argentina, un conductor puede manejar si posee como máximo 0,5 gramos de alcohol (considerado uno de los solutos presentes) por cada litro de sangre, volumen total del sistema considerado. Debido a que un litro son 1.000 cm³, el máximo permitido sería 0,05 gramos cada 100 cm³, es decir 0,05% m/v (masa en volumen).



La alcoholemia mide la concentración de alcohol en sangre. Si una persona adulta ha ingerido alguna bebida alcohólica, según el valor de la alcoholemia, estará o no habilitada para conducir un vehículo.

La gradación alcohólica expresa el % v/v. El vino, la cerveza, la sidra son bebidas diferentes no sólo por la materia prima a partir de la cual se elaboran sino por su concentración de alcohol. La cerveza contiene un 6% v/v mientras que el vino contiene alrededor de un 12% v/v. Esto significa que cada 100 cm³ de solución (la bebida), hay 6 o 12 cm³ de alcohol. Las llamadas "bebidas blancas" o "destiladas", como el vodka, el whisky o la ginebra tienen una concentración mucho mayor, y en muchos casos superan el 40% v/v de alcohol. La concentración de los líquidos alcohólicos, expresada en % v/v, se conoce como "gradación alcohólica". Así, el alcohol medicinal (etanol) tiene una gradación de 96°, es decir, 96 % v/v.



Actividades

1. Se prepara una disolución disolviendo 5 g de NaCl en 25 g de agua, resultando la $\delta=1,12$ g/mL. Exprese su concentración empleando las unidades explicadas previamente.
2. Se prepara una solución mezclando 15 ml de metanol (CH_3OH $\delta=0,79$ g/mL) con 100 mL de acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ $\delta=0,79$ g/mL), resultando la $\delta=0,79$ g/mL. Exprese su concentración en las formas vistas.
3. Se disuelven 50,0 gramos de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en 150,0 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de la solución?
4. Se mezcla 30,0 g de Cloruro de potasio (KCl) en agua formándose una solución de 150 mL. ¿Cuál es la concentración porcentual de masa en volumen de la solución?
5. Se disuelven 50,0 mL de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en 150,0 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la solución?
6. Se prepara una solución disolviendo 30,0 g de yoduro de potasio (KI) en agua hasta completar 100 mL de solución. Determinar la molaridad de la solución.

INDICE	Pág.
INTRODUCCIÓN.....	2
1. LA INVESTIGACIÓN CIENTÍFICA EN QUÍMICA Y EL TRABAJO DE LABORATORIO.....	3
• El laboratorio.	4
• Características del laboratorio.	5
• Productos químicos en el laboratorio.	5
• <i>Etiquetas de los productos químicos</i>	7
• <i>Práctico de Laboratorio Introductorio: Material de laboratorio y normas</i>	9
2. LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y LA TABLA PERIÓDICA.....	13
• Modelos Atómicos y radioactividad	14
• Partículas Atómicas y modelo de Bohr.	16
• Subniveles energéticos.	18
• Configuración electrónica.	19
• <i>Práctico de Laboratorio N° 1: Ensayos a la llama</i>	22
• Clasificación de los elementos químicos	24
• Tabla Periódica	24
• Propiedades periódicas	27
3. UNIONES QUÍMICAS.....	31
• ¿Por qué se unen los átomos? Teoría del Octeto.	32
• El enlace o unión iónica.	34
• <i>Práctico de Laboratorio N° 2: La sal de mesa</i>	35
• El enlace o unión metálica	36
• <i>Práctico de Laboratorio N° 3: Los Metales</i>	37
• La unión o enlace covalente	38
• Atracción entre moléculas: Puente de Hidrógeno	41
4. LAS REACCIONES Y LOS COMPUESTOS QUÍMICOS.....	45
• Valencia y Compuestos.	46
• Compuestos químicos.	47
• Reacciones químicas.	48
• Compuestos Binarios: Óxidos.	49
• <i>Práctico de Laboratorio N° 4: Formación de compuestos Binarios: óxidos.</i>	53
• Compuestos Binarios: Hidruros.	54
• Compuestos químicos ternarios.	57
• <i>Práctico de Laboratorio N° 5: Sustancias ácidas y básicas.</i>	61
• Las sales.	62
• Teoría atómica	65
5. LAS SOLUCIONES.....	69
▪ Soluciones	70
▪ Concentración de soluciones	70
▪ Expresión de la concentración	71