

Colegio Santa Rosa de Lima

4º Año

Cuadernillo de Aprendizaje

QUÍMICA

Nombre:

Curso:

2026

Prof. Gabriela Sierra

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 2026 de Química de 4° Año de la Educación Secundaria del Colegio. El programa es el siguiente:

Unidad 1: Estructura atómica y tabla periódica: Niveles y subniveles energéticos. Modelo Atómico Moderno. Orbital atómico. Configuración electrónica. Tabla periódica moderna. Configuración electrónica y ubicación en la tabla. Propiedades periódicas.

Unidad 2: Uniones Químicas: Teoría del octeto de Lewis. Iones. Enlaces iónicos, covalentes y metálicos. Propiedades. Redes cristalinas. Puente de hidrógeno.

Unidad 3: Reacciones y compuestos químicos: 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 4: Soluciones: Soluciones. Concentración de las disoluciones. Expresión de la concentración.

El logo de **actividades** indica 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, propio y ajeno.
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 con otros fines (juegos, redes sociales, etc.) que interfiera en el normal desarrollo de la clase, será causa de sanción.

Práctico de Laboratorio Introdutorio



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).

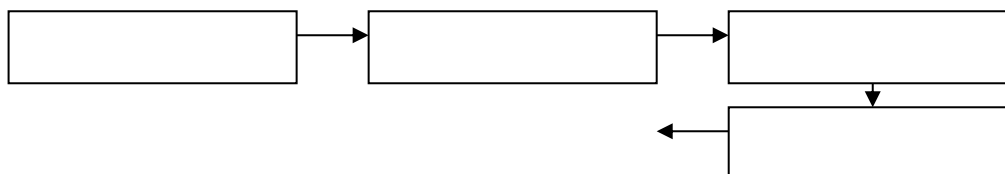
Cuando se realiza una experiencia de laboratorio, la elaboración de un **informe**, resulta muchas veces tan importante como la experiencia misma. Éste permite que cualquier persona que lo lea sepa con exactitud en qué condiciones se realizó la experiencia y a qué conclusiones se llegó. Finalmente, si 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.

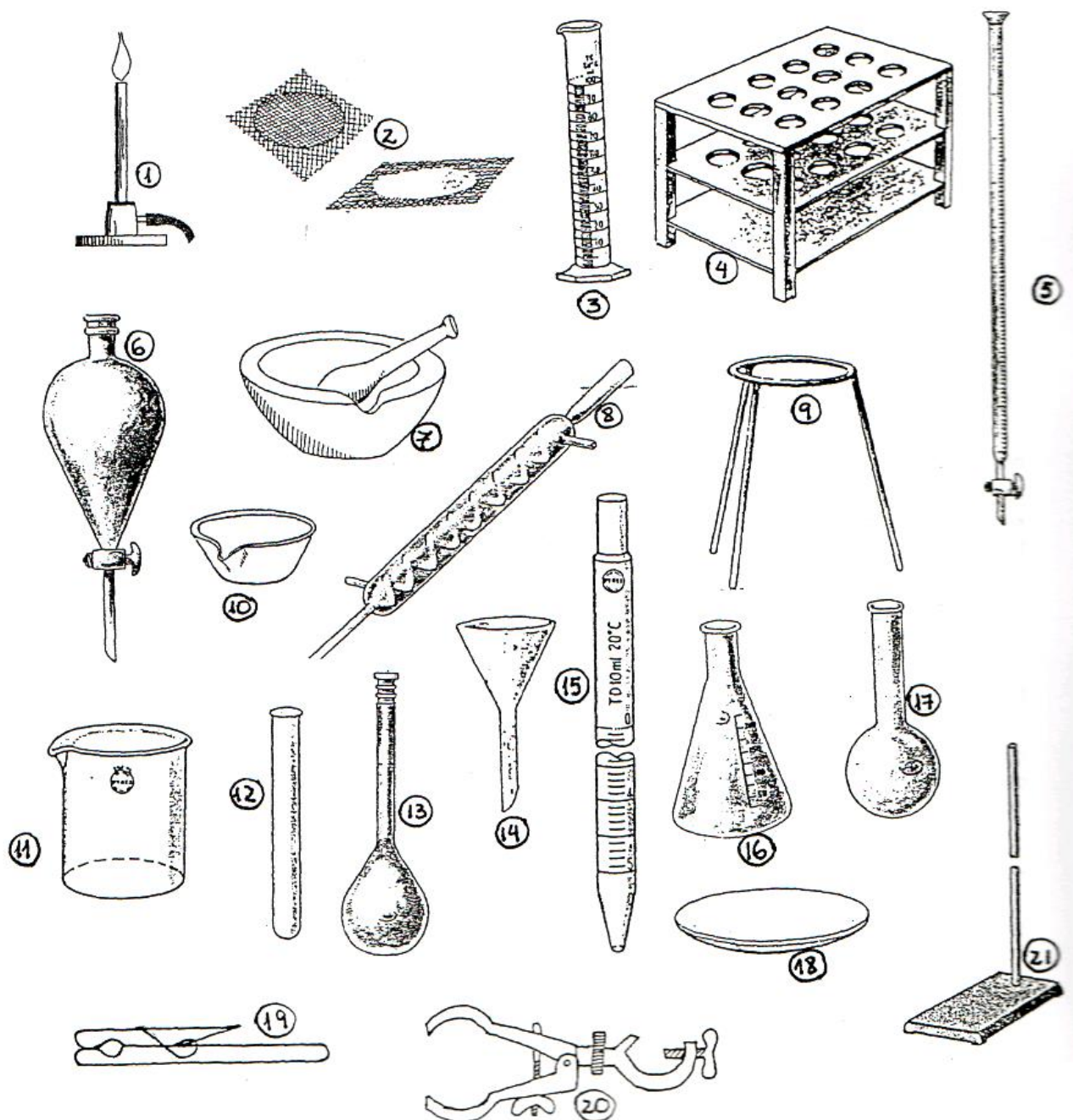
Nota: El informe de laboratorio debe entregarse el mismo día de realizada la práctica, en forma grupal y en un folio.

Objetivos:

- Reconocer las características del laboratorio escolar.
- Identificar los materiales de laboratorio.
- Reconocer símbolos importantes para manejo de productos químicos.
- Familiarizarse con las normas de seguridad en el laboratorio.

Procedimiento:

1. Realiza una visita al laboratorio escolar.
2. Describe el laboratorio escolar teniendo en cuenta las características edilicias, las mesadas y servicios y el mobiliario.
3. Observa atentamente el material de laboratorio, identifica cada uno y coloca el nombre a los siguientes elementos:



4. 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			

5. Pictogramas de productos químicos y seguridad:

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.



- a) Antiguamente se usaban otros pictogramas. Ingresas 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_Químicos_actuales_y_antiguos.svg



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



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



- d) Selecciona 1 (un) producto químico del droguero, busca su ficha de seguridad y anota las características y precauciones más importantes. Copia el rombo de seguridad.

6. 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.

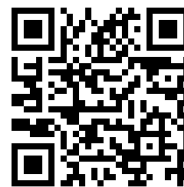
No agotamos en estos enunciados todas las normas que deben seguirse en las actividades que se desarrollan en un laboratorio, pero son indicativas de cómo debe ser el comportamiento y cuáles han de ser los cuidados que deben tenerse para la seguridad de los docentes y de los alumnos, como así también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

7. Elige de las anteriores 2 (dos) normas de:

- a) Manejo de productos químicos
- b) Tratamiento de residuos
- c) Cuidado personal
- d) Manejo de fuego



8. Observa el siguiente video: <https://youtu.be/BRDapYgvDqQ> Coloca los subtítulos en español, anota las reglas y responde:
- ¿Qué ropa es conveniente ponerse para entrar en un laboratorio?
 - ¿Por qué es necesario recogerse el pelo largo?
 - ¿Es normal oler productos químicos? ¿por qué?
 - ¿Y mezclarlos?, ¿qué consecuencias puede tener?
 - ¿Es el laboratorio el lugar adecuado para comer o beber? ¿por qué?



9. Teniendo en cuenta la ilustración, menciona al menos 5, de las 7 normas que no se cumplen.



10. Lee el siguiente artículo y responde

Diario de Cuyo |miércoles 12 de noviembre de 2014|

En Caucete

Por un error, un niño tomó ácido y está en el hospital

Se trata de Tiziano, de 1 año 8 meses. Otros niños se lo dieron creyendo que era jugo.

“Lloraba a gritos. Tenía la boca muy abierta y me apretaba el brazo. No sabía que le pasaba, al principio le di agua para calmarlo. Pero como me decía que le quemaba, lo metí debajo de un surtidor de la desesperación, para que bebiera más rápido”, dijo la mamá del niño, al describir el momento que vivió cuando se dio cuenta que su hijo de 1 año y 8 meses, había tomado ácido para baterías. El niño recibió el líquido de su hermana y su tío, de 4 y 5 años respectivamente, quienes confundieron el ácido con jugo, mientras jugaban. Tras la ingesta fue internado en Terapia Intensiva del Rawson y se encuentra estable. “Fue una travesura. El domingo, los chicos jugaban en una habitación donde guardo las herramientas y encontraron una botella con ácido que compré para arreglar una moto. La confundieron con jugo y se la dieron al nene porque les pedía agua” dijo el abuelo de Tiziano.

La familia del niño contó que ni bien bebió el ácido, vomitó y empezó a llorar. Se dieron cuenta que había ingerido porque tenía la ropa carcomida.

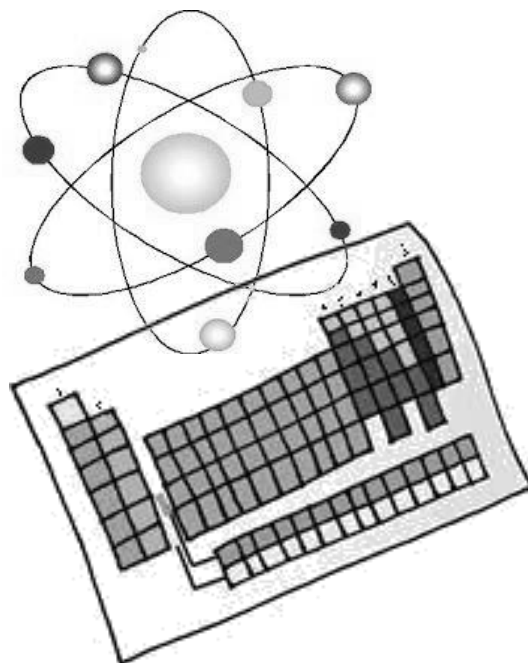


Inmediatamente lo llevaron al Hospital de Caucete, desde donde lo derivaron al Rawson rápidamente. Allí le hicieron una traqueotomía y quedó en terapia intensiva. “Nos atendieron tan rápido que por eso Tiziano no tuvo lesiones graves” dijo el abuelo y contó que el niño sufrió quemaduras en el esófago, pero que afortunadamente no tenía lesiones graves en el sistema digestivo. Mientras la mamá explicó que los médicos le dijeron que seguiría en terapia unos días más para control, pero que se encuentra estable. Por el fuerte dolor, tuvieron que sedarlo y esperan que hoy comiencen a retirarle los calmantes. “Lo bueno es que está estable y ya respira solito”, dijo la mamá.

- Explica brevemente en qué consiste el artículo.
- ¿Qué logotipo debería haber tenido la botella que contenía el ácido?
- ¿Cómo se dieron cuenta qué sustancia había ingerido el pequeño?
- ¿Qué acción de prevención recomendarían a la familia de Tiziano?

1

LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA





Radiactividad

Actividad 1: 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 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.
- Aplicaciones médicas de la radioactividad.



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>





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.

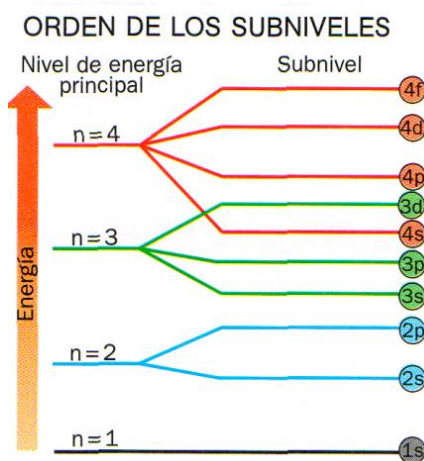


Letra utilizada para designar los subniveles				
Valor de l	0	1	2	3
Letra	s	p	d	f

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 $n = 4, 5, 6...$



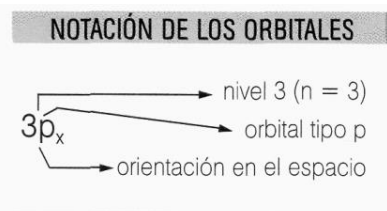
Orbitales

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**.

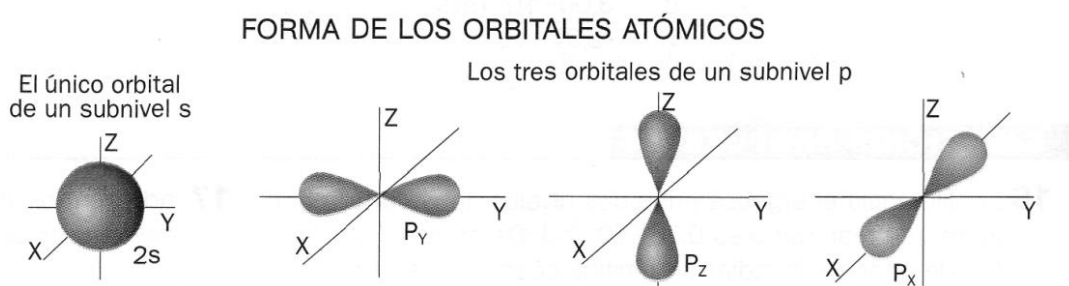
Dentro de un subnivel puede haber varios orbitales, todos ellos con la misma energía.

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.

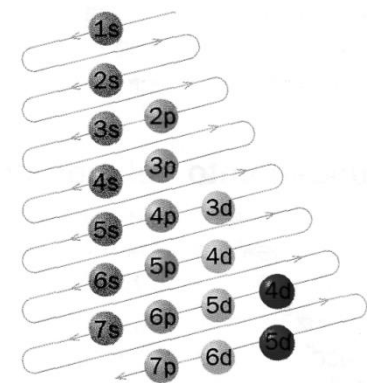
2. **Principio de exclusión de Pauli.** En un orbital solo caben dos electrones. Para poder ocupar el mismo orbital, los dos electrones deben tener espines opuestos. El **espín** es una propiedad del electrón asociada al giro de este entorno de su eje.

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=dg7GrLXaiSY>
- Regla de Hund <https://m.youtube.com/watch?feature=youtu.be&v=0BHbAl7EqLI>
- Configuración electrónica y orbitales https://m.youtube.com/watch?v=alvZ_pCkKNI



Actividad 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. Teniendo en cuenta los elementos:

Potasio - Fósforo - Criptón - Plata - Cinc

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

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

i.

ii.

iii.

iv.

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>



Actividad Integradora:

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

- a) Nombre, símbolo, origen del nombre, número atómico y másico.
- b) Imagen del elemento.
- c) Estructura de Bohr o distribución de electrones en niveles de energía.
- d) Configuración electrónica y casillas cuánticas.
- e) 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.





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.



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.

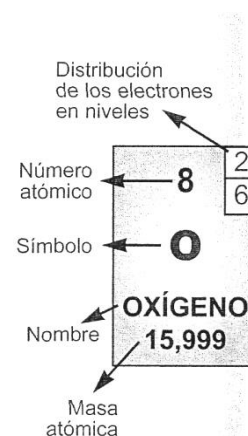
La ley periódica indica:

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.



¿Cuáles son los períodos de la Tabla Periódica?

- En total existen **siete períodos**.
- El número del período indica la cantidad de niveles energéticos (órbitas) que tienen los átomos de los elementos que se ubican en dicho período. Así, el H y el He que están en el período 1 tienen una sola órbita; el Li al estar en período 2 cuenta con dos niveles energéticos, etcétera.
- Todos los períodos comienzan con un elemento en el que empieza a llenarse un orbital s. Los períodos 2, 3, 4, 5 y 6 terminan con un gas noble en el que se completa un orbital p.

Los grupos de la Tabla Periódica

- Todos los elementos de un mismo grupo presentan igual configuración electrónica externa. Así, los elementos del **Grupo 1** tienen su electrón externo en el subnivel s (s^1); los del **Grupo 2** también en el s (s^2); etcétera.
- Los elementos ubicados en un mismo grupo tienen propiedades químicas similares y sus propiedades físicas están relacionadas.
- Los elementos del **Grupo 1** también son denominados **metales alcalinos**, con excepción del hidrógeno que es no metal.
- A los elementos del **Grupo 2** se los suele denominar **metales alcalino-térreos**.

- Los elementos del **Grupo 17**, menos el astato, reciben la denominación de **halógenos**. (Del griego: Halos = sal; Gennan = engendrar.)
- En el **Grupo 18** se encuentran los **gases inertes** (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn), también conocidos como gases raros o nobles, que se caracterizan por su inactividad química.

Observaciones generales

- Al **hidrógeno** no se le ha encontrado una ubicación satisfactoria, porque por su estructura electrónica le corresponde el Grupo 1, pero por sus propiedades se asemejan más al Grupo 17. Por eso se lo suele representar en el **Grupo 1**, pero un poco separado de los demás para indicar las diferencias señaladas.
- Todos los **períodos** comienzan con un metal (excepto el número 1) y terminan con un gas inerte (salvo el número 7).
- Los **metales** se encuentran a la izquierda de la tabla. El carácter metálico disminuye a medida que se avanza horizontalmente hacia la derecha, mientras empiezan a manifestarse las propiedades de los no metales. Los elementos del grupo 17 son francamente **no metales**.
- Una **línea quebrada** que pasa entre el boro y el aluminio, y sigue descendiendo hasta el polonio y el astato marca la **separación entre metales y no metales**. Esta separación no debe interpretarse como un límite absoluto entre metales y no metales.
- Los catorce elementos denominados **lantánidos** se disponen en el grupo 3 y período 6. Al ser imposible representarlos en un solo casillero, se los coloca fuera de la tabla, más abajo. Lo mismo acontece con los **actínidos** que ocupan el grupo 3 y período 7.
- Los elementos situados después del uranio, reciben el nombre de **transuránidos**. Estos elementos no existen en la Naturaleza y han sido obtenidos artificialmente por reacciones nucleares.
- A partir de su ubicación en la Tabla Periódica se puede deducir la estructura atómica de un elemento.

La capa de valencia

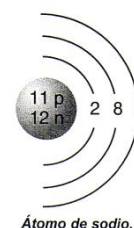
Los **gases inertes** se caracterizan por su casi total inactividad química, es decir, por no combinarse con otros elementos para formar sustancias compuestas. Esta estabilidad se atribuye a que tienen su última órbita electrónica completa con ocho electrones, a excepción del helio que tiene dos. En cambio, los otros elementos, cuya última órbita está incompleta, reaccionan entre sí para formar compuestos. En consecuencia, los químicos han encontrado una relación entre la estructura electrónica y las posibilidades de reaccionar químicamente.

Asimismo, se ha visto que los átomos que poseen 1, 2 ó 3 electrones en su órbita externa tienen tendencia a perderlos; en este caso, los átomos se transforman en iones positivos (cationes). Esta propiedad es característica de los elementos denominados **metales**, tales como el sodio (Na), potasio (K), calcio (Ca), magnesio (Mg), cinc (Zn), cobre (Cu), plata (Ag), oro (Au), hierro (Fe), etcétera. Por otra parte, los átomos que presentan 5, 6 o 7 electrones en su última órbita tienen tendencia a recibir otros electrones para completar dicha órbita. En ese caso se convierten en iones negativos (aniones) con tantas cargas negativas como electrones ganan. Esta característica se observa en los **no metales**, como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, flúor, cloro, etcétera.

En suma, puede afirmarse que:

Los electrones de la órbita externa son los principales responsables de las características químicas de los átomos, es por esto que se denominan electrones de valencia.

Por este motivo, a la órbita externa de cualquier átomo se la denomina **capa de valencia** y a los electrones que se encuentra en ella, **electrones de valencia**. Así, por ejemplo, el sodio tiene un electrón de valencia, mientras que el cloro presenta siete.



Átomo de sodio.



Átomo de cloro.

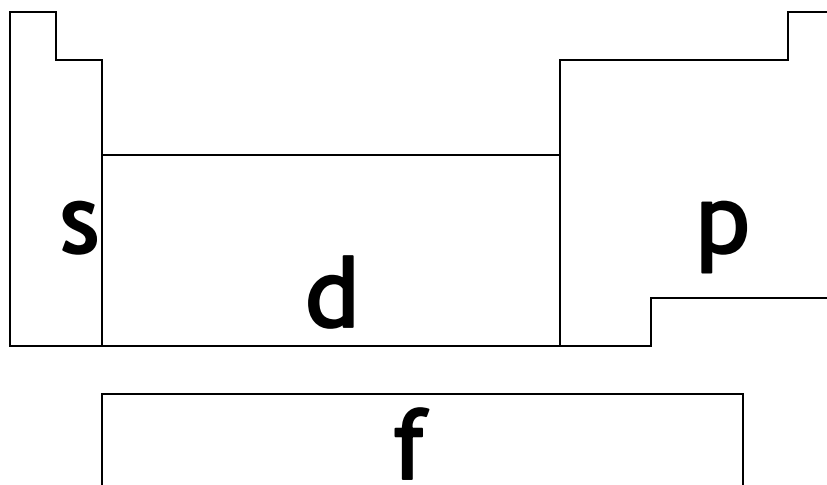
Clasificación de los elementos según su configuración electrónica

Sobre la base de su configuración electrónica, los elementos químicos se pueden clasificar en cuatro grupos:

- **Gases inertes:** presentan su órbita electrónica externa completa con ocho electrones, con excepción del He que tiene dos. En ellos, la estructura electrónica externa es $s^2 p^6$, salvo en el He que es s^2 por tener un solo nivel de energía. Ocupan el **Grupo 18** de la Tabla Periódica.

- b. **Elementos representativos:** son aquellos que tienen su órbita externa incompleta. El electrón diferencial se encuentra en los subniveles s o p. Comprende a los elementos que ocupan los **Grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17** de la Tabla Periódica.
- c. **Elementos de transición:** se caracterizan por presentar sus dos últimas órbitas incompletas. El electrón diferencial se encuentra en los subniveles d. Esto significa que el electrón que se agrega lo hace en su anteúltima órbita. Corresponden a esta clase los elementos de los **Grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12** de la Tabla.
- d. **Elementos de transición interna:** son los que presentan sus tres últimas órbitas incompletas. El electrón diferencial se halla en el subnivel f, es decir, que se incorpora a la antepenúltima órbita. Constituyen las denominadas **tierras raras (lantánidos y actínidos)** ubicadas generalmente al pie de la Tabla.

En base a esta clasificación, en la Tabla Periódica encontramos **cuatro bloques fundamentales: s, p, d y f:**



Actividades de aplicación:

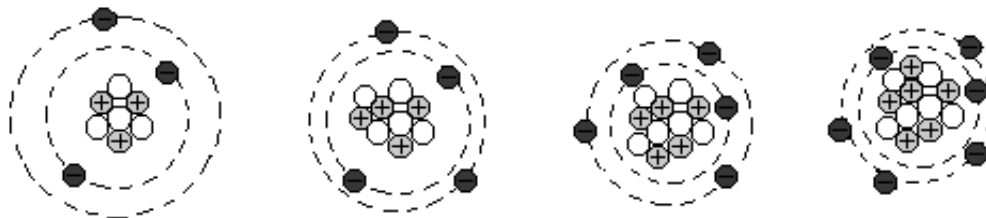
- Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el grupo 1, periodo 4:
 - Menciona su nombre y símbolo.
 - Indica su carga nuclear.
 - Dibuja su estructura según Bohr.
 - Escribe su configuración electrónica.
 - Representa en casillas cuánticas.
 - ¿Qué tipo de elemento son de acuerdo a la configuración 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.



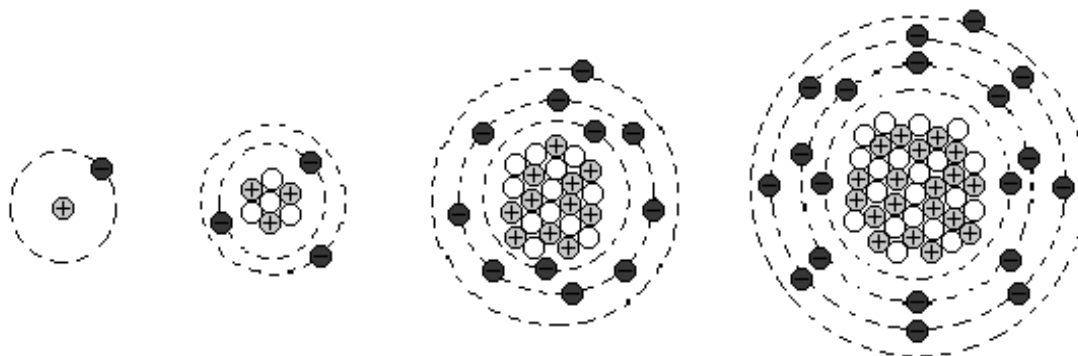
Propiedades Periódicas.

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

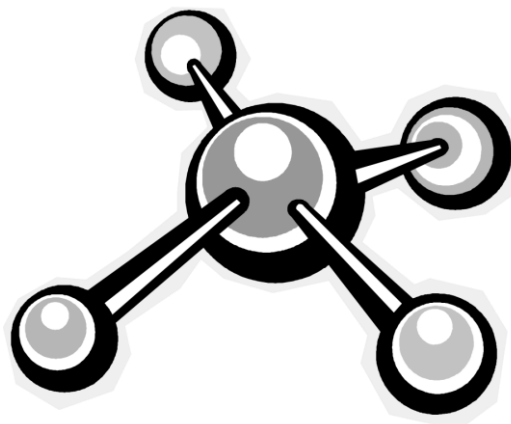
Te propongo el siguiente desafío:

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.



2

LAS UNIONES QUÍMICAS



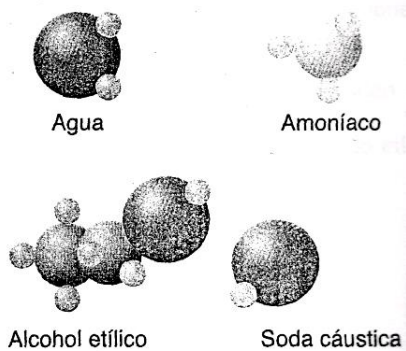


Estructura Molecular

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



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 retócelo 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



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

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.

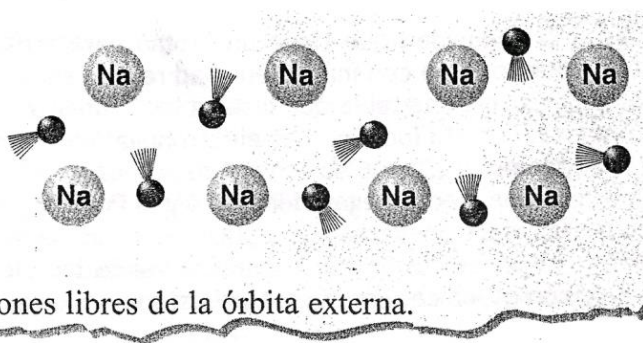
Como ya se ha señalado, los átomos de los metales tienen menos de cuatro electrones en su última órbita y pueden perderlos con relativa facilidad, en cuyo caso se convierten en iones positivos (cationes)

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.

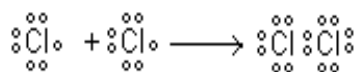
Actividades:

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?

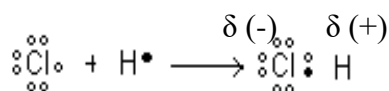


Moléculas polares y no polares.

En el caso de las moléculas simples, formadas por átomos iguales, sus núcleos atraen con igual fuerza a los electrones que comparten y, en consecuencia, la distribución de cargas es uniforme. Las moléculas no presentan zonas con cargas eléctricas (polos) y por eso se llaman **moléculas no polares**.



En cambio, cuando los átomos que constituyen la molécula son diferentes, suelen presentarse una distribución desigual de cargas, presentando un polo positivo y uno negativo. En este caso se dice que es una **molécula polar**.

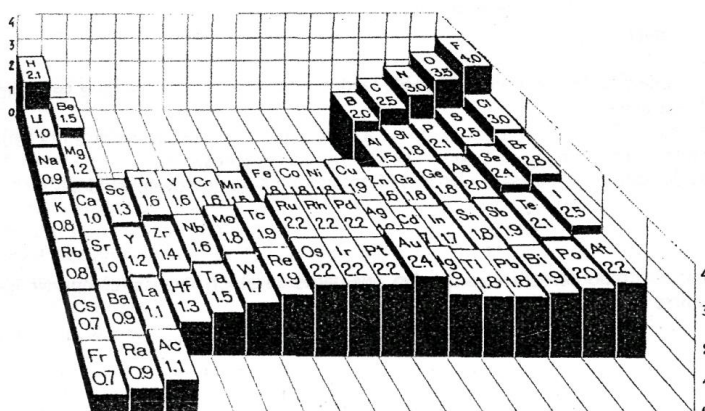


Toda unión entre átomos diferentes es más o menos polar. La polaridad de las moléculas depende de los elementos que la constituyen. Estas diferencias se deben a una propiedad periódica: la electronegatividad.

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.





Práctico de Laboratorio N° 3

Tema: “Propiedades de los compuestos de acuerdo al tipo de unión”

OBJETIVOS:

- Reconocer el tipo de unión de acuerdo a las propiedades observables de distintas sustancias.

INTRODUCCIÓN

Hasta ahora se ha mencionado en las clases de química cómo se unen los átomos para formar compuestos iónicos y covalentes. La forma en la que se unen es lo que les otorga ciertas propiedades características a dichos compuestos.

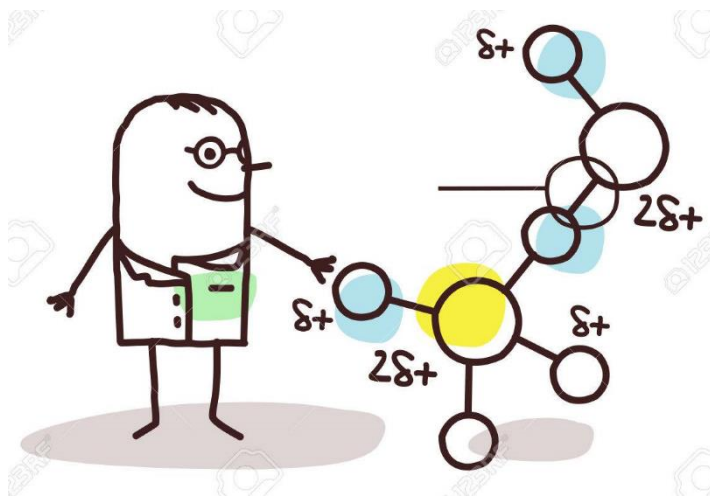
Los enlaces químicos se pueden definir como la interacción entre átomos y son los responsables de la formación de los compuestos químicos, además, el tipo de unión que se presenta en una molécula determina sus propiedades no solo, químicas sino también físicas.

A simple vista, lo primero que vemos es el estado en el que se encuentra una sustancia; para el caso de los compuestos iónicos este siempre es sólido a diferencia de los compuestos covalentes, los cuales se pueden encontrar en cualquiera de los tres estados de la materia.

Cuando los compuestos covalentes se encuentran en estado sólido se funden a temperaturas relativamente bajas, por el contrario de los compuestos iónicos que necesitan temperaturas mucho más elevadas para lograrlo.

En el caso de disolver las sustancias, tanto los compuestos iónicos como los covalentes polares son muy solubles en compuestos polares, como el agua. Pero para el caso de compuestos covalentes no polares se necesita un solvente de naturaleza similar, o sea, no polar, este sería el caso del tolueno o benceno, por ejemplo.

Otra de las propiedades que podemos mencionar es que, para el caso de compuestos iónicos, cuando están fundidos o en solución acuosa son muy buenos conductores de la corriente eléctrica, pero en el caso de compuestos covalentes esto es totalmente opuesto, ya que no conducen la corriente eléctrica en esas condiciones.



ACTIVIDADES PREVIAS

Realiza un cuadro comparativo con las propiedades de los compuestos iónicos, covalentes polares y covalentes no polares.

MATERIALES Y REACTIVOS

- ✓ Gradilla
- ✓ Tubos de ensayo
- ✓ Vaso de precipitado.
- ✓ Varilla de vidrio.
- ✓ Dispositivo para probar conductividad.
- ✓ Muestras incógnitas.
- ✓ Agua destilada.



PROCEDIMIENTO

1. Observa las muestras incógnitas y predice el tipo de unión de acuerdo a lo leído en el texto.
2. Comprueben la predicción de manera experimental:
 - a) Observen el estado de agregación.
 - b) Comprueben su solubilidad en agua.
 - c) Comprueben si conduce la corriente eléctrica en solución.
 - d) Indica si el punto de fusión es alto o bajo.

OBSERVACIONES

Completa el siguiente cuadro con las observaciones realizadas:

Muestra	Estado de agregación	Solubilidad en agua	Conductividad eléctrica	Punto de fusión
1				
2				
3				
4				

CONCLUSIONES

1. Indica el tipo de unión de las sustancias de cada muestra y justifica.
2. Compara tus predicciones, ¿Concuerdan o no? ¿Por qué?

Atracciones entre moléculas

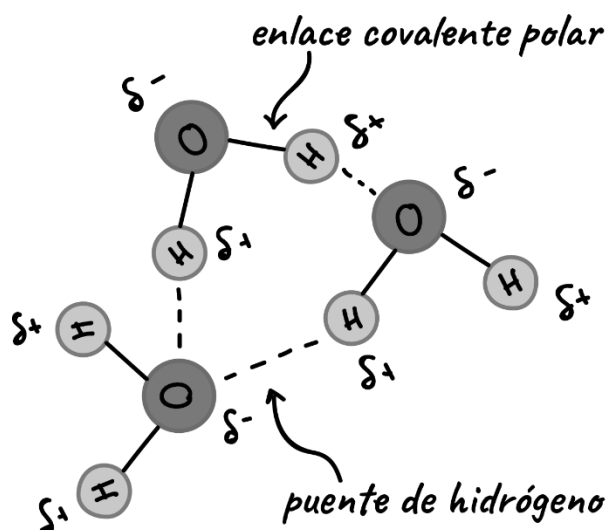


Como consecuencia de la estructura que presentan las distintas moléculas se producen entre ellas diferentes fuerzas de atracción. Estas fuerzas son de distinta intensidad y mantienen más o menos unidas a las moléculas entre sí, determinando las propiedades que caracterizan a las distintas sustancias, 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) $\begin{array}{c} \bullet \bullet \\ \bullet \bullet \\ \text{P} \bullet \bullet \end{array}$	b) $\begin{array}{c} \bullet \\ \text{P} \bullet \bullet \end{array}$	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	a) 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.

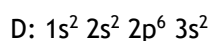
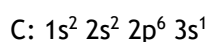
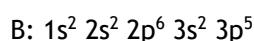
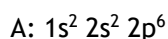
b) Justifica el tipo de unión de acuerdo a la diferencia de electronegatividad.

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?

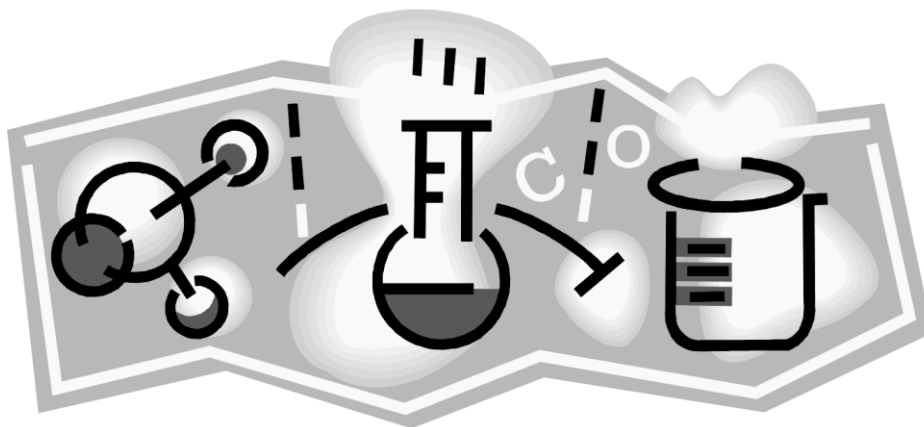
g) ¿Qué tipo de unión presenta al unirse con el azufre? ¿Por qué?

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?

3

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.

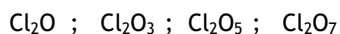
Al analizar los compuestos, se encuentran casos tales como: HCl; H₂O; NH₃; CH₄, que llevan a preguntarse ¿Por qué se une un átomo de Cl con uno de H, un átomo de O con dos de H, un átomo de N con tres de H, un átomo de C con cuatro de H?

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.

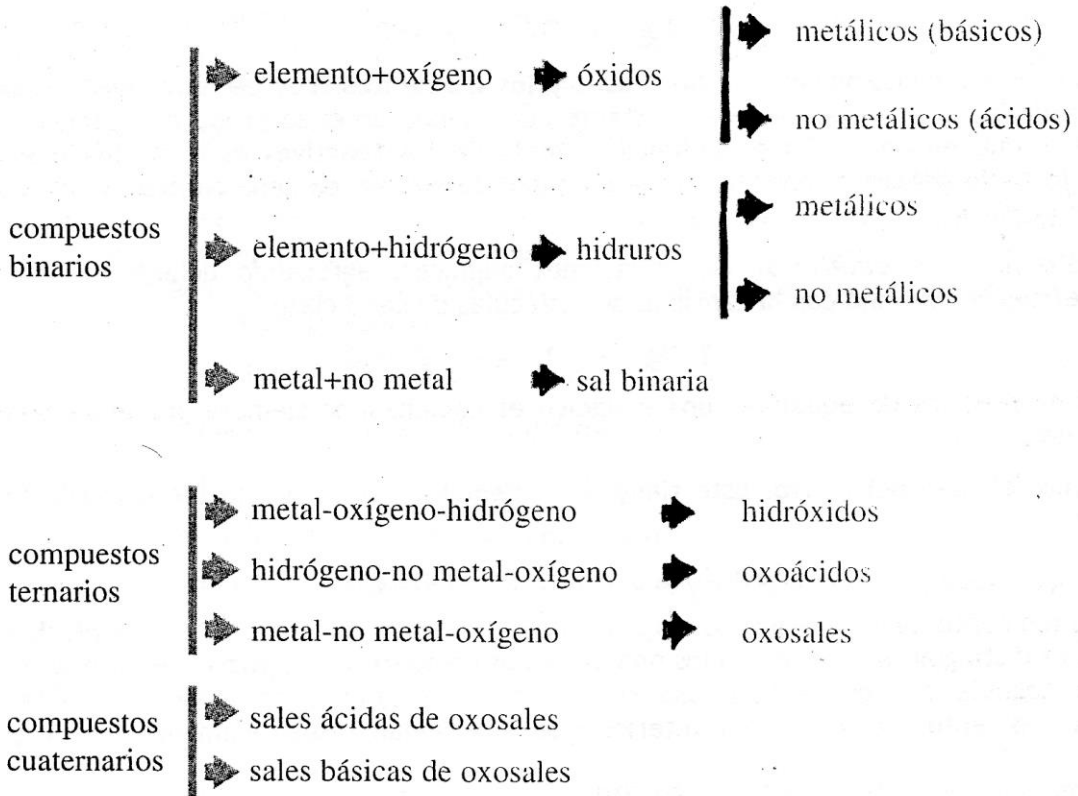
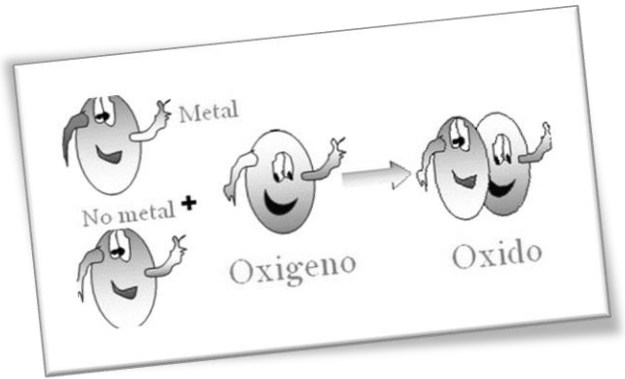
5. Indica en los siguientes compuestos la valencia de cada elemento:

- 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>

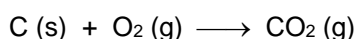




Recordando conceptos... Reacciones químicas



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



Como vimos en 3° año, 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.

Las **reacciones químicas** se representan mediante **ecuaciones químicas**. La ecuación química nos indica lo que sucede durante la reacción y mediante símbolos químicos muestra quienes 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 molécula de carbono sólido se combina con 1 molécula oxígeno gaseoso para formar 1 molécula 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.



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://play.tomi.digital/app/learn?id=514493&type=lesson&utm_source=tomi-digital&utm_medium=organic&utm_campaign=lesson-shared





Compuestos Binarios

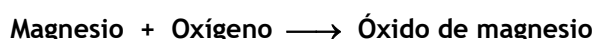
Óxidos

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**.

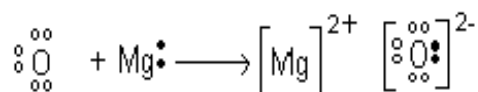
Empezaremos nuestro estudio con los **ÓXIDOS BÁSICOS O METÁLICOS**:

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

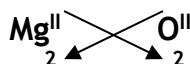
En el caso del magnesio, éste reacciona con el oxígeno y lo que se obtiene es un óxido, el óxido de magnesio:



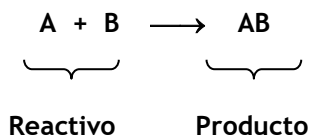
Planteando la estructura del óxido de magnesio según Lewis podemos encontrar la fórmula molecular del óxido:



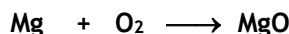
Como el magnesio es un metal y el oxígeno, un no metal, la unión que se produce entre ellos es una **unión iónica**. De acuerdo a lo planteado la fórmula molecular del óxido de magnesio es **MgO**. Dicha fórmula puede encontrarse en forma mecánica intercambiando las valencias del oxígeno y el magnesio, 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:



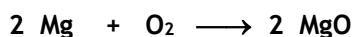
El oxígeno lleva un subíndice que indica que su molécula tiene dos átomos. Se coloca así, porque el oxígeno se presenta en la naturaleza de esta forma, y cómo una ecuación es la representación de la realidad, tiene que ser lo más parecida posible a esta.

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:



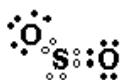
Hasta el momento hemos nombrado los óxidos directamente como: *óxido de metal*. Pero en este caso no podríamos distinguir uno de otro si los nombráramos como *óxidos de hierro*. Para ello se coloca la raíz del metal seguida de los prefijos **oso** e **ico**, para designar a la menor y mayor valencia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

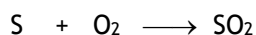
Los **ÓXIDOS ÁCIDOS O NO METÁLICOS** son compuestos que se obtienen de la combinación de un no metal y oxígeno.

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



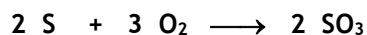
La unión entre el azufre y el oxígeno es covalente, ya que son dos no metales. Como se ve, la valencia del azufre en este compuesto es 4, y su fórmula molecular resulta: SO_2

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 faltas 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 empiece a reaccionar, retírala y déjala sobre el vidrio de reloj.
- 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:

Precaución: no mire fijamente la reacción



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.



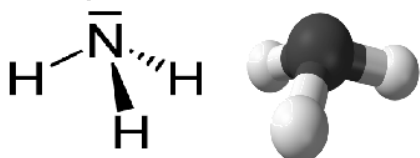
Lee atentamente la siguiente infografía:

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: $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
 Reactivo muy importante en la Química del Carbono y en la Química de coordinación.

▪ **Seguridad**

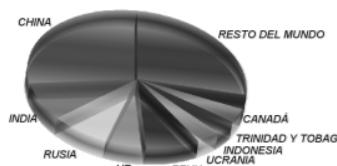
El amoníaco es corrosivo y muy tóxico tanto por inhalación como por ingestión. Además, puede producir serios daños ambientales. Las disoluciones de amoníaco que están muy diluidas – como es el caso de los limpiadores domésticos con amoníaco – también son irritantes.



▪ **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.

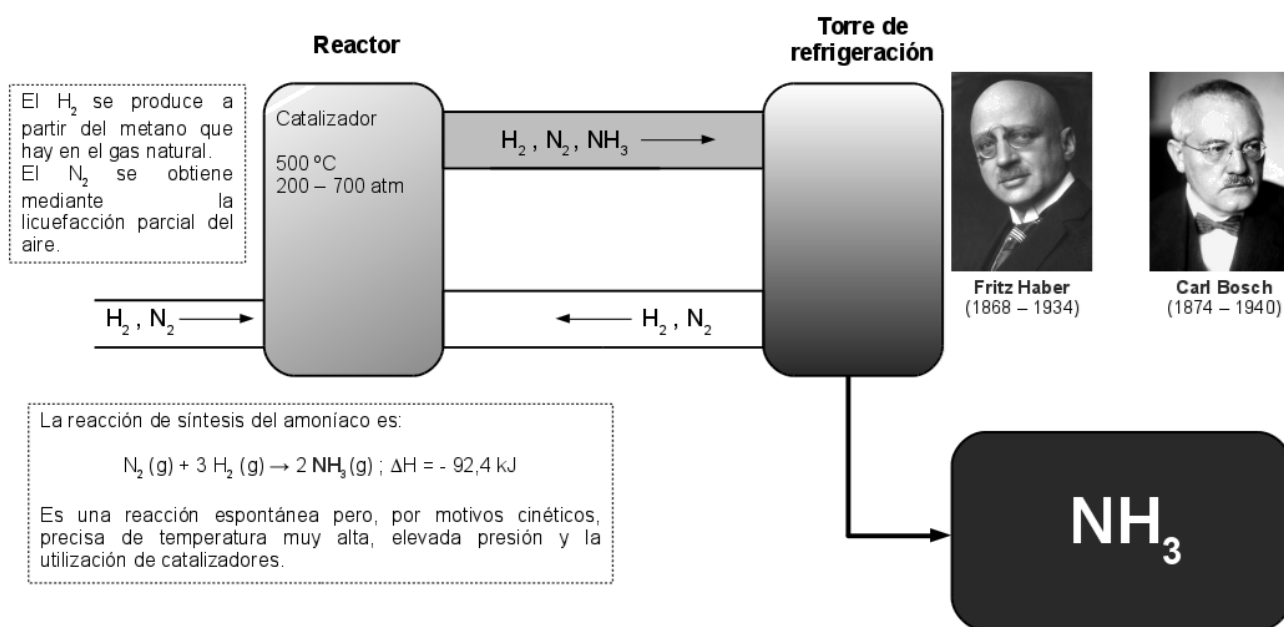


▪ **Principales usos del amoníaco**

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



Tras la reacción, la mezcla se enfría hasta separar el amoníaco en estado líquido de los gases H₂ y N₂, que no han reaccionado y vuelven a pasar por el reactor. El **amoníaco** se almacena en tanques en su forma líquida.

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.

Ingresar 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 HIDRUROS.

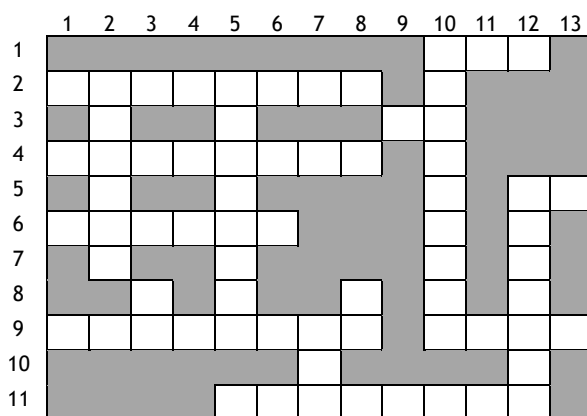
Referencias:

HORIZONTALES:

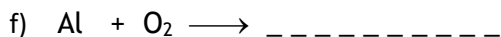
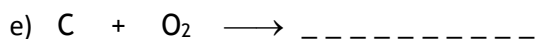
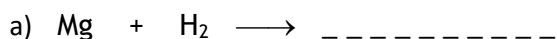
- 1- Terminación que se agrega para indicar la menor valencia
- 2- Elementos que unen al oxígeno para formar los llamados antiguamente anhídridos.
- 3- Símbolos del litio
- 4- Compuestos con hidrógeno y otro elemento.
- 5- Símbolo del elemento del periodo 3 y grupo 4.
- 6- Tipo de unión que presentan 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.





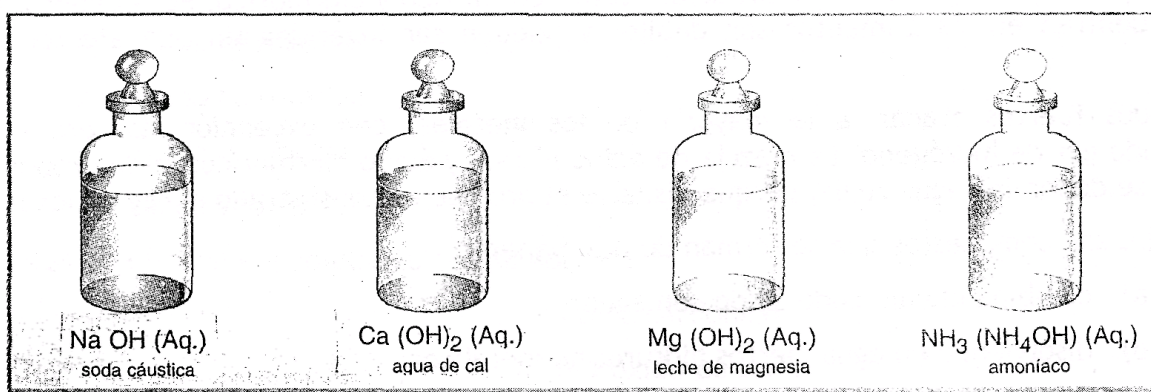
Compuestos Químicos Ternarios

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.

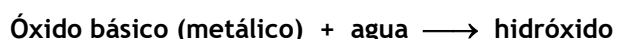


Otro hidróxido conocido es el de calcio, llamado “cal apagada”. Se emplea en la construcción para obtener la pasta que une los ladrillos.



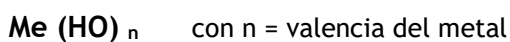
Todos ellos tienen sabor amargo, tacto jabonoso, vuelven azul el papel de tornasol rosado y neutralizan los ácidos.

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.

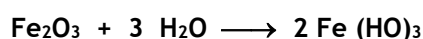
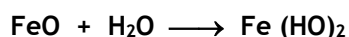
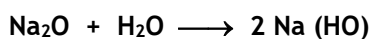
Así, por ejemplo, tenemos:

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:

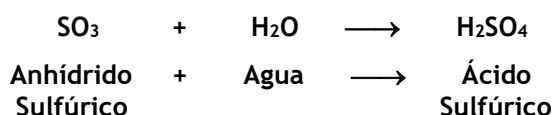
- combinando un óxido ácido con agua:
- disolviendo en agua ciertos hidruros no metálicos.

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

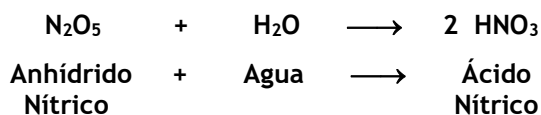
Oxoácidos (ácidos que contienen oxígeno)

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:



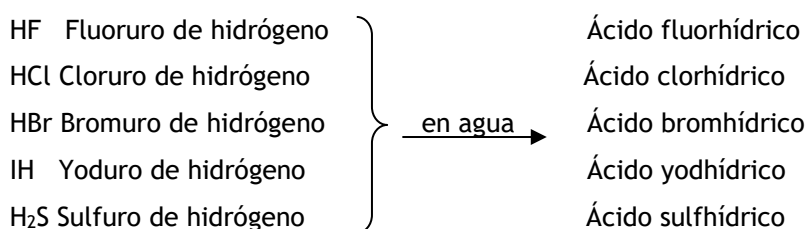
La fórmula se obtiene colocando los símbolos de los elementos en el orden: *hidrógeno - no metal - oxígeno*, y se colocan como subíndice la cantidad de cada elemento sumando las cantidades en los reactivos. Si dichas cantidades resultan pares se simplifica y hay que equilibrar la ecuación:



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:

- Hidróxido férrico.
- Hidróxido de calcio
- Hidróxido mercurioso
- Hidróxido estánnico

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

- Ácido nitroso
- Ácido clorhídrico
- Ácido hipobromoso
- Ácido yódico

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

Ni_2O_3	- ácido carbónico
$\text{Mg}(\text{HO})_2$	- hidróxido de sodio
HBr	- anhídrido fosfórico
P_2O_5	- óxido níquelico
H_2CO_3	- hidróxido de magnesio
$\text{Na}(\text{HO})$	- ácido bromhídrico

4. Completa las siguientes ecuaciones y nombra los productos:

- $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\dots\dots\dots + \dots\dots\dots \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- $\dots\dots\dots + \dots\dots\dots \longrightarrow \text{Fe}(\text{HO})_2$
- $\dots\dots\dots + \dots\dots\dots \longrightarrow \text{HClO}_3$

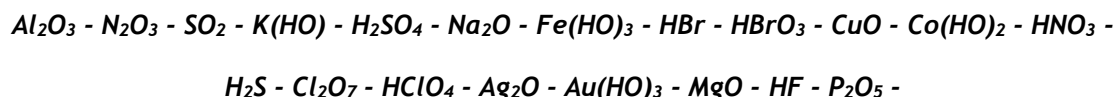
5. Escribe el nombre y la fórmula de:

- Un hidróxido de un metal con valencia 3.
- Un óxido ácido de un no metal con valencia par.
- El ácido de cloro con valencia I.
- El óxido de cobre cuyo nombre termina en ico
- El ácido que forma el nitrógeno con su menor valencia.
- 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.

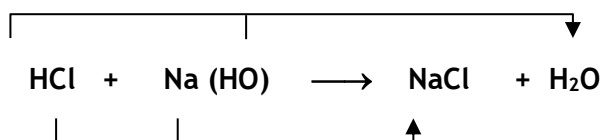
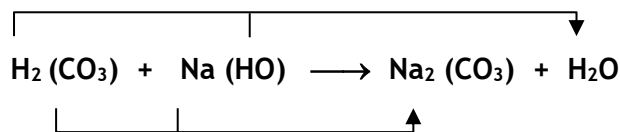
También se puede verificar que el color que toma el indicador con una solución de vinagre (ácida) cambia por el agregado de leche de magnesia (básica). Este resultado nos muestra que las propiedades de ácido quedan anuladas cuando se les agrega una base al ácido. Lo que realmente ocurre es que ambas 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.



Podemos decir entonces que una sal es el compuesto que resulta de combinar un ácido con un hidróxido.

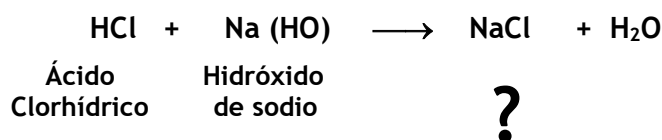
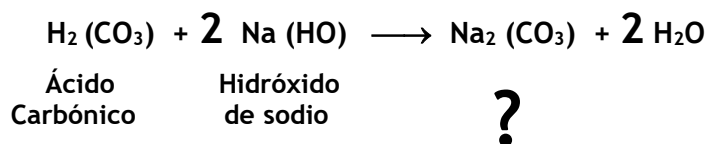
Para obtener la fórmula de la sal, es necesario conocer las fórmulas del ácido y del hidrógeno que le dan origen. Con los hidrógenos y los oxhidrilos se forma el agua y con lo que queda la sal.

Por ejemplo:



Los subíndices resultan de colocar la cantidad de hidrógenos al metal y la cantidad de oxhidrilos al resto del ácido. En caso de ser números pares simplificarlos.

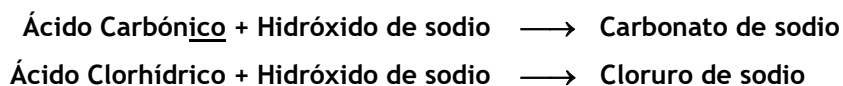
Esta ecuación, como cualquiera debe ser equilibrada para cumplir con la Ley de Lavoisier, para hacerlo conviene comenzar con el metal, seguir con el no metal y terminar con el hidrógeno. El oxígeno debería quedar equilibrado, de no ser así, comenzar nuevamente.



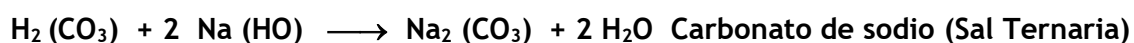
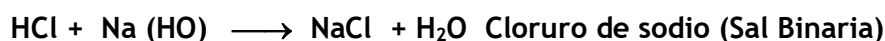
El nombre de la sal se obtiene de los nombres del ácido y del hidróxido. Al nombre del ácido se le cambia la terminación, de acuerdo al siguiente cuadro:

Terminación de ácido	Terminación de sal
oso	ito
ico	ato
hídrico	uro

El nombre del hidróxido se mantiene igual. Por lo que las sales anteriores se llamarán:



Las sales se clasifican en sales ternarias, o sales de oxácidos, y binarias, o sales de hidrácidos, según sea el ácido que le da origen. Por ejemplo:





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:

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

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 CO_2 contiene:

$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2

$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C

$2 \times 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de O

Un mol de NaCl contiene:

$6,022 \times 10^{23}$ unidades fórmula de NaCl

$6,022 \times 10^{23}$ iones Na^+

$6,022 \times 10^{23}$ 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 SO_3 .
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: $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, calcula cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de compuesto.
4. Se sabe que $3,01 \times 10^{23}$ 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



4

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 al 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



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

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 **soluto** 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 ($\delta = 0,79 \text{ g/mL}$) con 250 mL de etanol ($\delta = 0,79 \text{ g/mL}$), 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 soluciones

Para caracterizar completamente una disolución no basta con indicar los componentes que la forman (soluto 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.

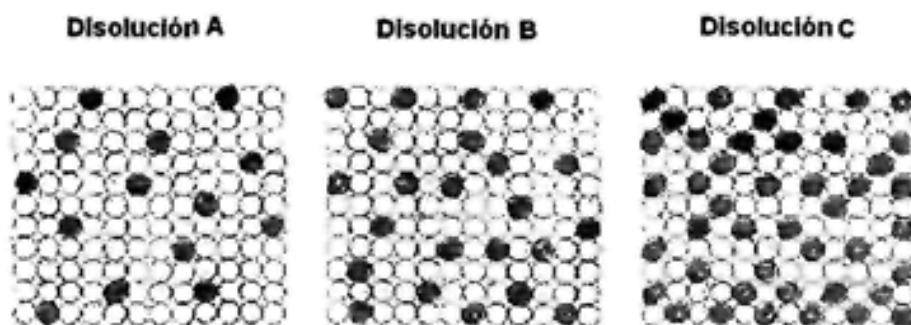
- **Disolución C:** se pesan 200 gramos de azúcar, se agrega 1 litro de agua y se agita hasta disolución completa.

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.

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

- 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.

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

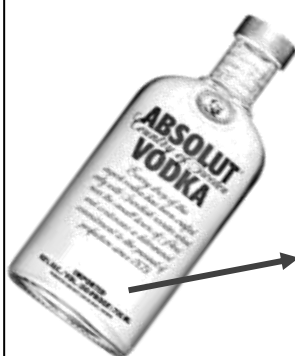
Para saber un poco más...

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.



*400 years of Swedish tradition.
Vodka has been sold under the name
Absolut since 1879.*
40% ALC./VOL. (80 PROOF) IMPORTED 50 ML.
PRODUCED IN ÅHUS, SWEDEN
V&S VIN&SPRIT AB (PUBL)

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
Práctico de laboratorio introductorio: Laboratorio, elementos y normas de seguridad.....	3
1. LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA.....	9
• Radioactividad	10
• De las órbitas a los orbitales. Subniveles de energía.	12
• Configuración electrónica.	13
• <i>Práctico de Laboratorio N° 1: Ensayos a la llama</i>	16
• Clasificación de los elementos químicos	17
• Tabla Periódica	17
• Propiedades periódicas	20
2. UNIONES QUÍMICAS.....	23
• ¿Por qué se unen los átomos? Teoría del Octeto.	24
• El enlace o unión iónica.	26
• <i>Práctico de Laboratorio N° 2: La sal de mesa</i>	27
• El enlace o unión metálica	28
• La unión o enlace covalente	29
• Electronegatividad	30
• <i>Práctico de Laboratorio N° 3: Propiedades de acuerdo al tipo de unión</i>	31
• Atracción entre moléculas: Puente de Hidrógeno	33
3. COMPUESTOS QUÍMICOS.....	37
• Valencia y Compuestos.	38
• Compuestos químicos inorgánicos.	39
• Recordando conceptos: Reacciones químicas.	40
• Compuestos Binarios: Óxidos.	41
• <i>Práctico de Laboratorio N° 4: Formación de compuestos Binarios: óxidos.</i>	45
• Compuestos Binarios: Hidruros.	46
• Compuestos químicos ternarios: Hidróxidos.	49
• Compuestos ternarios: Ácidos.	50
• <i>Práctico de Laboratorio N° 5: Sustancias ácidas y básicas.</i>	53
• Las sales.	54
• Teoría atómica	57
4. LAS SOLUCIONES.....	59
▪ Soluciones: concepto y clasificación	60
▪ Concentración de soluciones	60
▪ Expresión de la concentración	61