

2026



FACULTAD DE
CIENCIAS VETERINARIAS
Universidad Nacional de La Pampa

[CUADERNILLO
QUÍMICA]

**UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA PAMPA
FACULTAD DE CIENCIAS VETERINARIAS
GENERAL PICO**

Carrera de Medicina Veterinaria

**Departamento de Cs. Básicas
Cátedra: QUÍMICA INORGÁNICA Y ORGÁNICA**

Guía de Aprendizaje

Autores:

**Prof Adjunto: M.V. Cerliani, Javier
Jefes de T. P.: Bioq. Morea, Marcelo
M.V. Marigo, Walter
M.V. Carrizo, Carlos
Ayte. de 1°: M.V Palermo, Pedro**

Este Material es de circulación interna y de uso exclusivo con fines didácticos para los alumnos ingresantes a la Facultad de Ciencias Veterinarias de la Universidad Nacional de la Pampa

2026

Este cuadernillo fue pensado como un material bibliográfico que te ayude a afianzar algunos temas de Química que se han desarrollado en el Nivel Secundario. Abarca desde las propiedades de la Materia, pasando por constitución de los átomos y su ubicación en la Tabla Periódica, hasta arribar a la formulación y Nomenclatura de los compuestos inorgánicos.

También podrías consultar si te interesa otros recursos disponibles como ser libros o guías que ya hayas usado durante tus estudios, que seguramente te servirán para afianzar los temas y te ayudarán en tu propio proceso de aprendizaje.

El formato del material está pensado para que te apropies de él, encontrarás además de las explicaciones teóricas, ejercicios y ejemplos. Lee detenidamente y reflexiona sobre lo escrito. Puedes hacer tus propios apuntes o notas.

Al final de cada capítulo, encontrarás una serie de ejercicios y problemas con el título de **EJERCITACIÓN PARA EL ESTUDIANTE**, conviene resolverlos ya que es el momento en que deberás reafirmar conocimientos y verificar la comprensión de los temas tratados.

Finalmente, queremos desearte el mayor de los éxitos en tu ingreso y en la carrera que estás por comenzar y decirte que estamos esperándote y dispuestos para atender tus inquietudes.

INDICE

Introducción	Pág. 4
Cap.1. Materia y su comportamiento. Sistemas Materiales	Pág. 5
Cap. 2. Teoría y Estructura Atómica	Pág. 14
Cap. 3. Tabla Periódica	Pág. 27
Cap. 4. Formulación Química y Nomenclatura	Pág. 34

Introducción

Si alguien te preguntara porqué se estudia Química en las carreras biológicas, entre ellas Medicina Veterinaria qué le responderías? Incluso si tú mismo ya te has planteado esa pregunta, bueno... la respuesta nos podría llevar por muchos caminos, pero seguramente todo partiría de que, en los organismos vivos, animales y vegetales, constantemente se están produciendo procesos físicos y químicos, razón por la cual son necesarios los conocimientos de Química para poder entender y actuar si fuera necesario sobre dichos procesos.

La química estudia la materia, incluyendo su composición, propiedades, estructura, los cambios que experimente y las leyes que gobiernan estos cambios.

Siempre que se produce un cambio de cualquier tipo participa alguna forma de energía y cuando cualquier forma de energía se transforma en otra, indica que se ha efectuado o se está efectuando un cambio.

La energía es la capacidad para producir un cambio.

La ley de la conservación de la energía siempre obedece al principio de que —*La energía no se crea ni se destruye*”; con excepción de aquellas reacciones en las cuales la cantidad de materia cambia, como son las de tipo nuclear.

En síntesis, la química estudia los cambios que experimenta la materia, también estudia la energía. Esta última se encuentra en muchas formas como calor, luz, sonido, energía química, energía mecánica, energía eléctrica y energía nuclear. Por lo general, estas formas son convertibles entre sí.

CAPÍTULO 1: MATERIA Y SU COMPORTAMIENTO

SISTEMAS MATERIALES

La palabra materia deriva del término en latín —matterī, que significa madre y describe todas las sustancias que nos rodean: nuestra computadora, nuestro cuerpo, un lápiz, el agua, etc. Hace miles de años se creía que la materia estaba formada de cuatro componentes: tierra, fuego, aire y agua. Alrededor del año 400

a. C., el filósofo griego Demócrito sugirió que la materia estaba en realidad compuesta de pequeñas partículas. A estas partículas las llamó **átomos**. Durante la Edad Media la búsqueda del hombre se orientó hacia dos sustancias con propiedades extraordinarias como el elixir de la vida y la piedra filosofal; que al mezclar con sustancias como el hierro o el plomo podían convertirlas en oro. Al estudio de este tipo de transformación se la denominó **ALQUIMIA**.

La materia tiene ciertas propiedades esenciales, veremos algunas de ellas:

Propiedades de la materia

Nuestros sentidos nos permiten apreciar distintas cualidades de la materia, como ser dilatabilidad, elasticidad, color, brillo, dureza, volumen, etc. Todas estas propiedades las clasificaremos en dos grupos:

- ✓ **Propiedades EXTENSIVAS** Son aquellas que varían al modificarse la cantidad de materia considerada. Ejemplo: Peso, Volumen, Superficie, Longitud, Masa.
- ✓ **Propiedades INTENSIVAS** Son aquellas que no varían al modificarse la cantidad de materia considerada. Ejemplo: Punto de ebullición, punto de fusión, dureza, forma cristalina, densidad, peso específico.

A los materiales (materia) podemos darles forma, cuando adquieren una forma característica lo denominamos **CUERPOS**. Así, podemos distinguir cuerpos distintos: una silla, una lapicera, un escritorio, etc.

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera sea su forma, tamaño o estado. Pero no todos ellos están formados por el mismo tipo de materia, sino que están compuestos de materias diferentes denominadas **SUSTANCIAS**. Para examinar la sustancia de la que está compuesto un cuerpo cualquiera, éste puede dividirse hasta llegar a las **MOLÉCULAS** que lo componen. Estas partículas tan pequeñas son invisibles a nuestros ojos, sin embargo, mantienen todas las propiedades del cuerpo completo. A su vez, las moléculas pueden dividirse en los elementos simples que la forman, llamados **ÁTOMOS**.

Se conocen alrededor de 118 elementos diferentes. Los elementos son sustancias puras que no pueden ser descompuestas por medios químicos. Por ejemplo, la plata no puede ser químicamente cambiada en otra sustancia. A cada uno se les ha dado un símbolo de una o dos letras para que sean fáciles de escribir. Por ejemplo, sodio puede ser abreviado usando el símbolo Na.

La pequeñez de los átomos supera la imaginación. Los átomos son tan pequeños que pueden colocarse unos 100 millones de ellos uno después de otro, en un centímetro lineal.

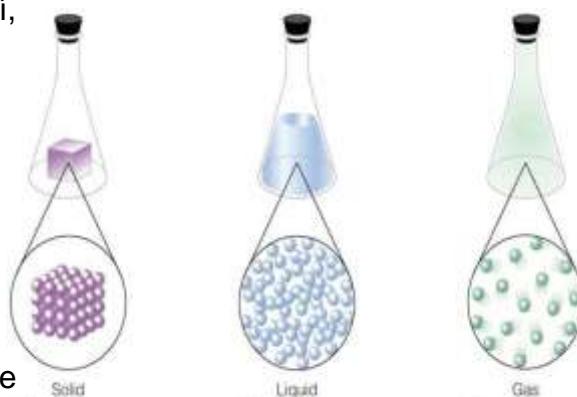
Además de los elementos, también existen muchas sustancias que están formadas por la combinación química de dos o más elementos. Estas sustancias se denominan **COMPUESTOS** que están formadas por pequeñas partículas denominadas moléculas. La mayoría de las sustancias que tocamos en nuestra vida cotidiana son compuestos. El agua es un buen ejemplo.

Estados de la materia

En un sólido, los átomos o moléculas se encuentran en contacto entre sí y fuertemente ligados, de manera que su movimiento relativo es mínimo. Por esta razón los sólidos conservan su forma.

En los líquidos, en cambio, aunque los átomos también se hallan en contacto, no están fuertemente ligados entre sí, de modo que fácilmente pueden desplazarse, adoptando el líquido la forma de su recipiente. Los átomos o las moléculas de los gases están alejados unos de otros, chocando frecuentemente entre sí, pero desligados, de manera que pueden ir a cualquier lugar del recipiente que los contiene.

Aunque no es común observar, se puede agregar un cuarto estado, el plasma. El plasma es un gas ionizado, es decir, los átomos que lo componen se han separado de algunos de sus electrones o de todos ellos. De esta forma el plasma es un estado parecido al gas pero compuesto por electrones y cationes (iones con carga positiva), separados entre sí y libres. El Sol es un ejemplo de la materia en estado de plasma.



<http://www.biolygeo.info/Estados.htm>

En nuestras conversaciones cotidianas utilizamos o escuchamos expresiones como las que se citan a continuación:

- El agua para los fideos hiere.
- El vidrio del baño se empañó.
- El helado fuera de la heladera se derritió.
- Dejamos secar los platos en el escurridor de vajilla.
- Hace tanto frío que se congeló el agua.
- Luego de colocar chocolate cobertura se deja endurecer.
- Hay que cerrar el frasco de alcohol porque si no se va.

Todas estas son expresiones que involucran un cambio de estado de agregación de algún material: cuando el agua para los fideos hierve, el agua pasa de estado líquido a gaseoso. Si el vidrio del baño se empaña al ducharse, el agua pasa de estado gaseoso a líquido sobre el vidrio. Cuando el helado fuera de la heladera se derrite, el helado pasa del estado sólido a líquido. Si dejamos secar los platos en el escurridor, el agua que está sobre los platos pasa de estado líquido a gaseoso. Cuando el agua se congela es que pasó del estado líquido a sólido. Luego de colocar chocolate cobertura se deja endurecer, el chocolate pasa del estado líquido a sólido. Si cerramos el frasco de alcohol porque si no se —vall, el alcohol pasa de estado líquido a gaseoso. En un encendedor el gas está líquido, el combustible gaseoso fue convertido a líquido. En química para estos cambios de estados, se utilizan palabras específicas que estudiaremos a continuación.

Los cambios en la materia pueden ser físicos o químicos.

- ✓ Los cambios **FÍSICOS** son los que se producen sin que se modifique la estructura íntima de la materia.
- ✓ Los cambios **QUÍMICOS**, conocidos también como reacciones químicas, hacen que una sustancia se convierta en otra. Por ejemplo cuando el hierro reacciona con el aire, produciéndose su oxidación.

Cambios de estados: los cambios de estado que sufre la materia se muestran en el esquema siguiente.



Un caso particular de la vaporización es la ebullición, que se produce a una temperatura y presión específica para cada sustancia. Por ejemplo, el agua entra en ebullición a la temperatura de 100 °C cuando la presión es de 1 atmósfera (760 Torr). La vaporización también se puede dar en forma de evaporación.

Sustancias PURAS

Las sustancias puras están formadas por partículas (átomos o moléculas) iguales, tienen una composición determinada y no pueden separarse por medios físicos. Tienen propiedades específicas: densidad, temperatura constante en los cambios de estado (temperatura de ebullición y fusión), solubilidad y otro número importante de propiedades.

El agua tiene entre otras las siguientes propiedades específicas:

- densidad 1 g/ml

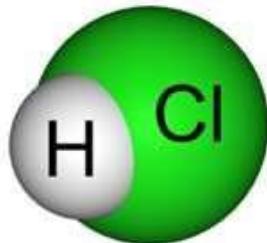
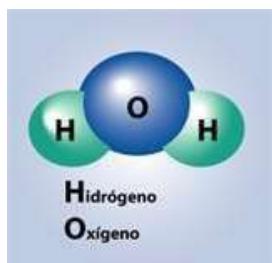
- punto de fusión 0 °C
- punto de ebullición 100 °C

Ahora te consulto, qué opinas ¿Hervirá el agua siempre a la misma temperatura?

Los puntos de ebullición pueden variar según el lugar geográfico donde se esté ubicado. Los valores que se conocen y que aparecen en los textos, corresponden a mediciones realizadas en lugares que se encuentran al nivel del mar, donde se considera una presión atmosférica normal, cuyo valor es de 1 atmósfera ó 1013 hectopascales. ¿Por qué puede variar el punto de ebullición? ¿Cómo varía? En La Paz, Bolivia, el punto de ebullición del agua es menor que 100°C, esto se explica porque además de utilizarse energía para separar las partículas de un líquido, la energía es usada para vencer la presión atmosférica. En General Pico, que se encuentra al nivel del mar, la capa atmosférica es mayor que en La Paz, que se encuentra aproximadamente a 4.300 m sobre el nivel del mar. En consecuencia, hay mayor presión atmosférica en General Pico que en la Paz. De esta manera, se explica que la temperatura de ebullición sea menor en La Paz que en esta ciudad. Esta característica resulta importante porque se la ha aprovechado en algunos casos, en la esterilización de algunos instrumentos, para eliminar microorganismos presentes en estos. Se usan unos aparatos llamados autoclaves, se consigue calentar agua a temperaturas mayores que 100 ° C porque internamente se genera mayor presión atmosférica que la normal. Estos sistemas se utilizan, por ejemplo, para esterilizar el instrumental del laboratorio de microbiología, esto asegura que la esterilización sea más efectiva al ocurrir a mayor temperatura, aunque se realice en menor tiempo que el requerido en condiciones habituales.

Las sustancias puras a su vez se clasifican en sustancias simples y sustancias compuestas.

- ✓ Las **sustancias SIMPLES** pueden ser moleculares o atómicas y no se descomponen en otras sustancias distintas. Ejemplo: mercurio (Hg), Cinc (Zn), oxígeno (O₂), nitrógeno (N₂).
- ✓ Las **sustancias COMPUESTAS** están formadas por átomos de distintos elementos. Ejemplo: El agua está formada por dos elementos de Hidrógeno y uno de Oxígeno (H₂O).



Las **MEZCLAS** están compuestas de dos o más sustancias puras. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

Mezclas HETEROGÉNEAS:

Una mezcla heterogénea es aquel sistema cuyas propiedades intensivas difieren de una parte a otra de ella, está formada por dos o más fases separadas por interfases que se distinguen a simple vista. Son ejemplos de mezclas heterogéneas el granito, la arena ¿Te animas a poner otros ejemplos?

SEPARACIÓN de mezclas heterogéneas

Las mezclas heterogéneas se pueden separar por: filtración, extracción, centrifugación, sedimentación, decantación, tamizado, entre otros. A continuación se describen los diferentes métodos y técnicas de separación:

Filtración: es una técnica por la cual se hace pasar una mezcla de sólidos en un fluido (gas o líquido) a través de un medio poroso o medio filtrante, donde se retiene la mayor parte de la fase sólida de la mezcla.

Extracción: es un procedimiento de separación de una sustancia que puede disolverse en dos disolventes no miscibles entre sí, con distinto grado de solubilidad y que están en contacto a través de una interfase.

Centrifugación: es un método por el cual se pueden separar sólidos de líquidos de diferente densidad mediante una centrifuga que provoca la sedimentación del sólido o de las partículas de mayor densidad.

Sedimentación: es el proceso por el cual el material sólido, suspendido en un líquido se deposita en el fondo del recipiente. Las partículas se mantienen en suspensión debido al movimiento del líquido, el cambio de alguna de estas características puede hacer que el material sediente.

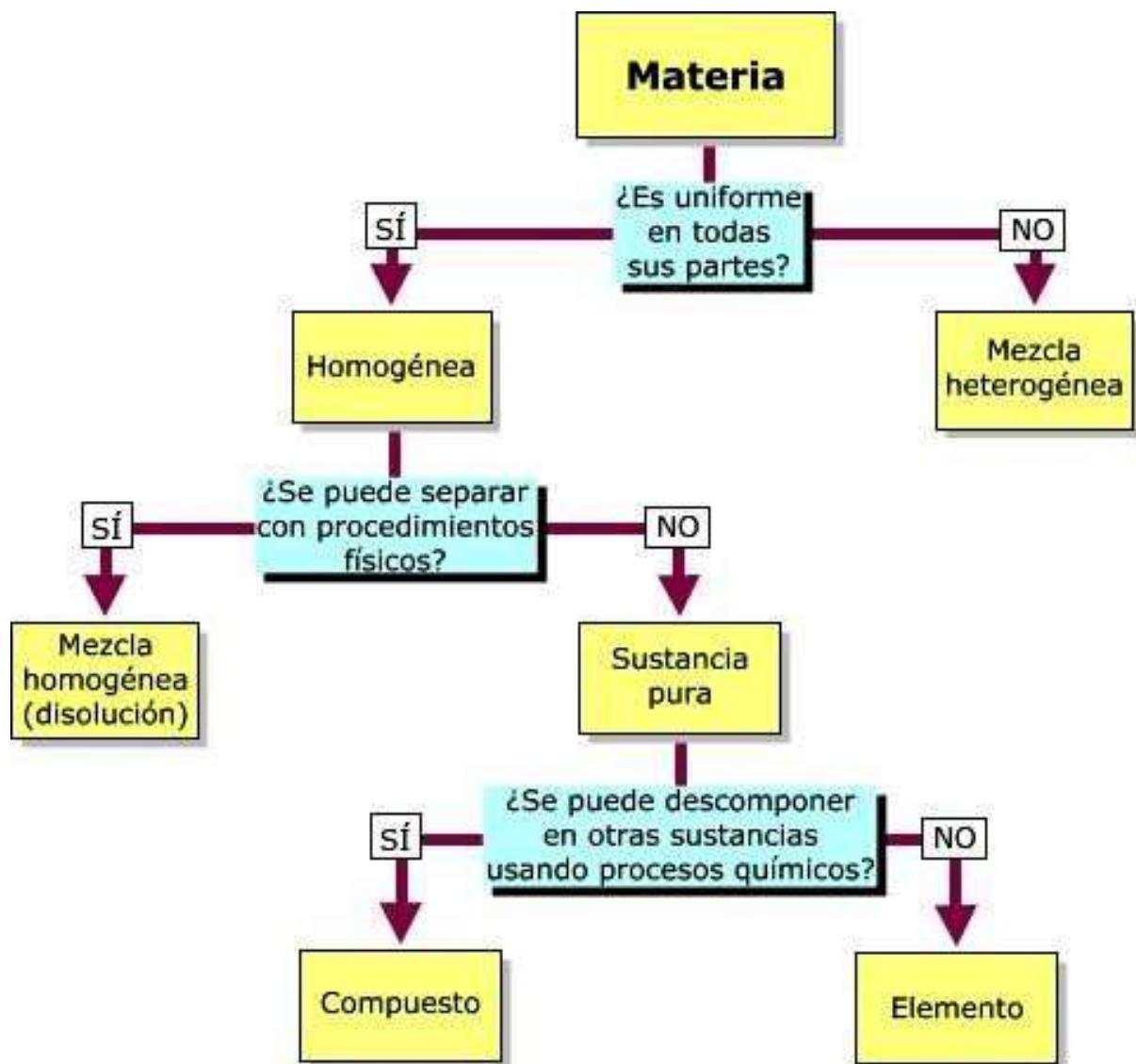
Decantación: es un método físico de separación de mezclas líquido-líquido ó sólido- líquido. La decantación se basa en la diferencia de densidad entre los dos componentes, que hace que dejados en reposo, ambos se separen hasta situarse el más denso en la parte inferior del envase que los contiene. De esta forma, podemos vaciar el contenido por arriba.

Tamizado: es un método de separación, es uno de los más sencillos y consiste en hacer pasar una mezcla de sólidos, de distinto tamaño, a través de un tamiz. Los granos más pequeños atraviesan el tamiz y los más grandes son retenidos.

Mezclas HOMOGÉNEAS:

Las mezclas homogéneas son mezclas que tienen en todos sus puntos iguales propiedades intensivas, tiene una apariencia uniforme y no se diferencian sus componentes o sustancias. Las mezclas homogéneas son comúnmente llamadas DISOLUCIONAES. Una mezcla homogénea presenta una sola fase.

A modo de resumen:



Ejercitación para el estudiante:

1. Según el siguiente listado determina a que consideras cuerpo y a qué materia:

a) Agua	b) Cubito de hielo
c) Lápiz	d) Acero
e) Hierro	f) Alcohol
g) Aluminio	h) Clavo
i) Oxígeno	j) Botella
k) Aire	l) Papel

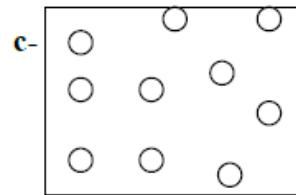
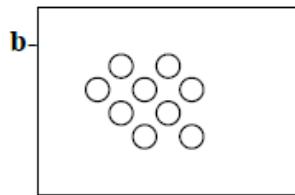
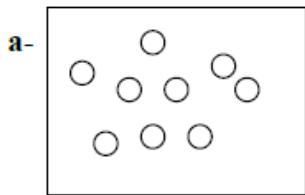
2. De las siguientes propiedades indica cuales son intensivas y cuales son extensivas

a) Longitud	b) Punto de ebullición
c) Peso	d) Color
e) Punto de solidificación	f) Peso específico
g) Calor	h) Masa

3. Determina si los siguientes cambios son físicos o químicos

a) Fusión del hielo	b) Cocción de un huevo para endurecerlo
c) Disolver sal en agua	d) Descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno

4. De acuerdo a lo que estuvimos viendo a qué estado de un material (sólido, líquido o gaseoso) se refiere cada una de las siguientes representaciones, de acuerdo al Modelo de partículas.



5. Dados los siguientes sistemas materiales, clasifícalos en **HOMOGÉNEO** o **HETEROGÉNEO** según corresponda e indica cuáles son sus componentes:

- a) 1000 ml de agua dulce con trozos de hielo
- b) agua, aceite y trozos de madera
- c) una ensalada de frutas
- d) 200 g de hierro
- e) 50 ml agua con 100 g de sal (una parte de la sal se observa en el fondo)
- f) aire filtrado y seco
- g) un trozo de bronce (aleación de cobre y estaño)

6. Un sistema material está formado por **un trozo de hielo, agua líquida con muy poca sal, aceite y aserrín**. Puedes realizar un esquema del sistema material.

- a) Indicar qué tipo de sistema material es.
- b) Indicar cuántas y cuáles son sus fases.
- c) Indicar cuántos y cuáles son sus componentes.

- d) En dicho sistema está presente una solución ¿cuál es esa solución?
e) ¿Qué procedimientos se podría utilizar para separar cada uno de los componentes del sistema dado?
7. A continuación se mencionan algunas sustancias que suelen utilizarse en el laboratorio químico: agua, benceno, alcohol etílico (o etanol) y zinc.

Sustancia	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
Agua	0	100
Benceno		
Alcohol etílico		
Zinc		

- a) Realice un búsqueda bibliográfica (en libros o en internet) y complete la siguiente tabla (los datos del agua se muestran a modo de ejemplo):
- b- A partir de la información obtenida, prediga en qué estado de agregación se encontrarán las sustancias en las condiciones indicadas: sobre la mesada, en el congelador y en la estufa (los estados del agua se muestran a modo de ejemplo):

Sustancia	Sobre la mesada del laboratorio (20°C)	En el congelador del laboratorio (-5°C)	En la estufa de secado del laboratorio (105°C)
Agua	Estado líquido	Estado sólido	Estado gaseoso
Benceno			
Alcohol etílico			
Zinc			

- 8- Realice una búsqueda bibliográfica a fin de conocer las diferencias entre los siguientes pares de sistemas materiales. Investigue si se trata de sustancias puras o soluciones (mezclas homogéneas de dos o más sustancias). En este último caso, indique cuáles son

las sustancias que forman la mezcla.

Par de sistemas materiales	Diferencias
Agua Agua potable	Si hablamos del sistema “agua”, se trata de una sustancia pura, cuya fórmula es H ₂ O. El agua en la naturaleza no se encuentra pura, sino con muchas sustancias disueltas. Así, el “agua potable” es una solución que contiene agua y además, otras sustancias disueltas, tales como sales (por ejemplo, cloruro de sodio) y gases (por ejemplo, oxígeno).
Aire Oxígeno medicinal	
Hierro Acero	

9. Realice una búsqueda (en libros de texto, internet u otras fuentes) para encontrar cuál es la temperatura de fusión y de ebullición de cada uno de los metales mencionados:

a. Tf (mercurio): _____ Te (mercurio): _____
b. Tf (aluminio): _____ Te (aluminio): _____

10. En función de los datos indicados en el punto anterior, explique por qué en condiciones ambientales (por ejemplo, 20 °C y 1 atm) el mercurio se encuentra en estado líquido mientras que el aluminio se encuentra en estado sólido.

CAPÍTULO 2: TEORÍA y ESTRUCTURA ATÓMICA

ATOMO:

Existen distintas teorías o modelos que describen la estructura y propiedades de los átomos. Los mismos fueron postulados por diversos científicos. El primer modelo fue de J. Dalton, y a partir de este, los siguientes fueron evolucionando hasta llegar al actual modelo de Schrödinger.

Un poco de Historia... (NO MUCHA)

En el siglo V a. C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles que llamó átomos. A pesar que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos, como Platón y Aristóteles, la idea se mantuvo. Recién en 1808, el científico inglés John Dalton formuló una definición precisa sobre las unidades indivisibles con las que está formada la materia llamadas átomos. El trabajo de Dalton marcó el inicio de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia en las que se basa la teoría atómica de Dalton pueden resumirse como sigue:

- 1) Los elementos están formados por partículas discretas, diminutas e indivisibles, llamadas átomos, que no se alteran con los cambios químicos.
- 2) Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí en masa, tamaño y en el resto de las propiedades físicas o químicas. Por el contrario, los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa y propiedades.
- 3) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos según una relación numérica sencilla y constante. Por ejemplo, el agua está formada por 2 átomos del elemento hidrógeno y 1 átomo del elemento oxígeno.
- 4) Los átomos de dos o más elementos pueden combinarse en proporciones distintas para formar compuestos diferentes.
- 5) La proporción de átomos más común es 1:1 y cuando existe más de un compuesto formado por dos o más elementos, el más estable es el que tiene la proporción 1:1.

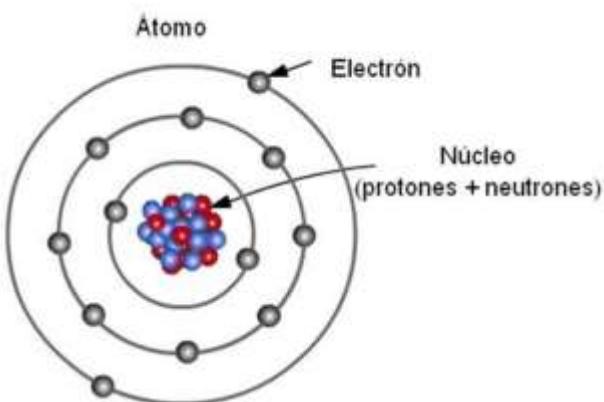
Hoy sabemos que ninguno de estos postulados es completamente cierto; sin embargo, Dalton contribuyó enormemente a entender cómo estaba formada la materia. Mediante experiencias con magnetismo y electricidad se determinó que el átomo estaba constituido por sub-partículas.

Hasta aquí, todo perfecto, pero faltaba determinar algo principal: cómo estaban distribuidas estas partículas en el átomo.

Ese átomo lo vamos a definir como la menor partícula que interviene en una reacción química. Consta de un núcleo en el cual se encuentran los neutrones (no poseen carga y su masa es igual a —1), los protones (poseen masa igual a 1 y carga positiva igual a 1) y otras sub-partículas. No todos los elementos poseen neutrones en su núcleo: por ejemplo el hidrógeno.

Alrededor del núcleo giran en distintas capas (distintos niveles de energía) los electrones que poseen carga negativa igual a 1 y masa despreciable; estos niveles son designados con letras **K, L, M, N**, etc. Para la 1ra, 2da, 3ra, 4ta capa respectivamente.

El número máximo de electrones permitidos por nivel está dado por la fórmula $2n^2$, donde **n** es el número de capa. Ejemplo: para la segunda capa o nivel el N° máximo de electrones es $2 \times 2^2 = 8$. Además a la hora de completar las capas con electrones se debe tener en cuenta que la última no puede tener más de 8 electrones, debiéndose agregar 2 electrones en la capa siguiente antes de completarla con más de 8 electrones.



NUMERO ATOMICO (Z):

Me indica la cantidad de protones que posee el átomo y en el átomo neutro coincide con la cantidad de electrones. Se lo indica como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento: ${}_zX$

NUMERO MASICO (A):

Me indica la masa del átomo y resulta de la suma de protones y neutrones (recordar que son las únicas sub-partículas que poseen masa). Se lo indica como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento: AX

Ejemplos: ^{23}Na ^{35}Cl

Resumiendo: Z = número de protones y por lo tanto número de electrones en el átomo neutro

$$A = p^+ + N^{\circ} \quad (N^{\circ} = \text{es el número de neutrones})$$

$$N^{\circ} = A - p^+ \quad \text{Como el número de protones es } Z, \text{ entonces:}$$

$$N^{\circ} = A - Z$$

Ejemplo: $^{12}_6\text{C}$

El átomo de carbono posee 6 protones ($Z = 6$), también 6 electrones y como su número másico es 12, entonces tendrá 6 neutrones

ISÓTOPOS:

Son átomos de un mismo elemento que presentan el mismo número atómico pero distinto número másico, por lo tanto se diferencian en el número de neutrones.

El Cloro, por ejemplo presenta dos isótopos naturales: $^{35}_{17}\text{Cl}$ y $^{37}_{17}\text{Cl}$, ambos contienen 17 protones, pero el primero contiene 18 neutrones y el segundo 20.

ORBITALES:

Representan el sub-nivel de energía donde es más probable encontrar al electrón y son:

El orbital s: es esférico y acepta como máximo dos electrones.

El orbital p: es elipsoidal, se orienta según los tres ejes del espacio (x, y, z: px, py, pz) y acepta 6 electrones como máximo, dos por eje.

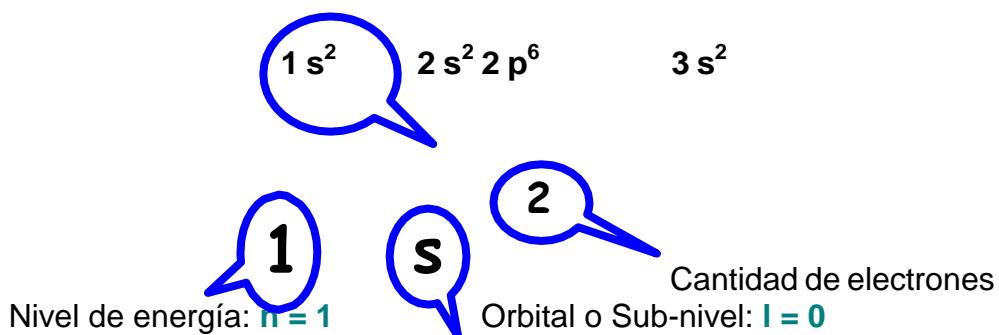
El orbital d: admite hasta 10 electrones.

El orbital f: admite hasta 14 electrones.

REPRESENTACION O CONFIGURACION ELECTRONICA DE UN ELEMENTO SEGÚN LA TEORIA DE ORBITALES:

Para representar la estructura electrónica de un elemento se debe indicar en primer lugar el número del nivel en que se encuentra el o los electrones, es decir, el valor de “n”, en segundo lugar la letra representativa del o de los sub-niveles, indicando como exponente la cantidad de electrones presentes en los mismos, a continuación y una vez colocada la cantidad de electrones que ese nivel permite, se coloca, si corresponde, el número del siguiente nivel y se reitera el mecanismo.

Así si tenemos un elemento de $Z = 12$ la representación sería:



Para el sector remarcado, vemos que $-nll = 1$, pues estamos en el primer nivel, el orbital es el $-sll$, ya que $-lly = n - 1 = 0$, y el 2 del exponente me indica la cantidad de electrones que existen en el orbital $-sll$. Si sumamos los exponentes: $2 + 2 + 6 + 2$, observamos que es igual a 12, que es la cantidad de electrones que posee un elemento de $Z = 12$.

CONFIGURACION ELECTRÓNICA EXTERNA

Es la configuración electrónica del último nivel de un elemento. Enlaces útiles para ejercitarse estructuras atómicas: <https://phet.colorado.edu/es/simulation/build-an-atom>

https://phet.colorado.edu/sims/html/build-an-atom/latest/build-an-atom_es.html

Ejercitación para el estudiante:

Parte 1- Descargar el simulador “Construir un átomo”.

https://phet.colorado.edu/sims/html/build-an-atom/latest/build-an-atom_es.html

El tamaño relativo del núcleo está exagerado en la figura con el fin de facilitar la comprensión de la actividad interactiva.

El objetivo de uso del simulador es que puedan construir los átomos de los elementos de los dos primeros Períodos de la Tabla Periódica.

1. Coloquen un protón, un neutrón y un electrón.

- a. ¿se forma una estructura estable?
- b. ¿a qué elemento pertenece?
- c. ¿Cuál es su número másico?
- d. ¿Cuál es su número atómico?
- e. ¿Cómo debería proceder para formar un ion negativo de ese elemento?
- f. ¿y para formar un ión positivo de ese elemento?

2. Coloquen nuevamente un protón, un neutrón y un electrón. Agregue un protón más.

- a. ¿Se formó un ion?
- b. ¿A qué elemento pertenece?
- c. ¿cómo debería proceder para formar el átomo neutro de ese elemento?

3. Coloquen 6 protones, 6 neutrones y 6 electrones

- a. ¿Qué átomo se formó? Indicar su número másico (A) y número atómico (Z)

4. Agreguen un neutrón al átomo anterior (6 protones, 7 neutrones y 6 electrones)

- a. ¿Qué átomo se formó? Indicar su número másico (A) y número atómico (Z)

5. Agreguen un neutrón más al átomo anterior (6 protones, 8 neutrones y 6 electrones)

- a. ¿Qué átomo se formó? Indicar su número másico (A) y número atómico (Z)

6. Los átomos formados en los puntos 3, 4 y 5

- a. ¿Qué tienen en común? ¿qué los diferencia? ¿Cómo se denominan?

7. Formen el átomo neutro del elemento litio (Li)

- a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- b. Escriba la configuración electrónica del átomo
- c. ¿Cuántos electrones tiene en el último nivel? ¿tiene tendencia a formar iones simples?
- d. Si el elemento tiene tendencia a formar iones simples, escriban su configuración electrónica
- e. ¿A qué elemento neutro corresponde la configuración electrónica del ion formado?

8. Formen el átomo neutro del elemento Berilio (Be)

- a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- b. Escriba la configuración electrónica del átomo

- c. ¿Cuántos electrones tiene en el último nivel? ¿tiene tendencia a formar iones simples?
- d. Si el elemento tiene tendencia a formar iones simples, escriban su configuración electrónica
- e. ¿A qué elemento neutro corresponde la configuración electrónica del ion formado?

9. Formen el átomo neutro del elemento Oxígeno (O)

- a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- b. Escriba la configuración electrónica del átomo
- c. ¿Cuántos electrones tiene en el último nivel? ¿tiene tendencia a formar iones simples?
- d. Si el elemento tiene tendencia a formar iones simples, escriban su configuración electrónica
- e. ¿A qué elemento neutro corresponde la configuración electrónica del ion formado?

10. Formen el átomo neutro del elemento Flúor (F)

- a. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
- b. Escriba la configuración electrónica del átomo
- c. ¿Cuántos electrones tiene en el último nivel? ¿tiene tendencia a formar iones simples?
- d. Si el elemento tiene tendencia a formar iones simples, escriban su configuración electrónica
- e. ¿A qué elemento neutro corresponde la configuración electrónica del ion formado?

11. Considerando los resultados de las simulaciones, escribir un párrafo en el que relacionen los siguientes conceptos:

Átomo, Elemento, Isótopo, Abundancia, Protón, Neutrón, Electrón, catión, anión

12. Como ejercitación complementaria pueden ingresar en la pestaña “Juego” (arriba, a la derecha), y probar la

velocidad con la que pueden identificar los átomos y sus componentes.

Parte 2- Descargar el simulador “Isótopos y masa atómica”.

https://phet.colorado.edu/sims/html/isotopes-and-atomic-mass/latest/isotopes-and-atomic-mass_all.html?locale=es

- 1. Ingresar en la pestaña “Hacer isótopos”.** Seleccionar alguno de los elementos de la Tabla y practicar cómo construir los distintos isótopos posibles.

Elaborar una tabla como la siguiente, en la que muestren los datos correspondientes a los isótopos estables de los elementos Hidrógeno (se muestran en la tabla), Litio, Berilio, Carbono, Nitrógeno, Oxígeno y Flúor.

Elemento	Símbolo del isótopo	Número atómico	Número másico	Abundancia en la naturaleza (%)
Hidrógeno	^1_1H	1	1	99.9885
Hidrógeno	^2_1H	1	2	0.0115

- 2. Ingresar a la pestaña “Mezclar isótopos”.** Seleccionar el botón “mezcla de isótopos en la naturaleza” que se encuentra la izquierda, abajo en la pantalla.

- Seleccionar el elemento Sodio (Na). Verán que todos los átomos que aparecen en la pantalla son todos del mismo color, ¿qué significa eso?
- Seleccionar el elemento Magnesio (Mg). Verán que los átomos que aparecen en la pantalla tienen diferentes colores, ¿qué significa eso?

- 3. Uso de isótopos en las Ciencias Naturales.** Existen algunas técnicas químicas que se basan en las mediciones de isótopos de distintos elementos para llevar a cabo estudios sobre el medio ambiente. El uso de estas técnicas ha aumentado en los últimos años debido al gran poder que tienen las técnicas isotópicas para medir procesos difíciles o imposibles de cuantificar utilizando métodos convencionales. Por ejemplo, desde mediados del s. XX la determinación del isótopo de Carbono 14 ha sido ampliamente

utilizada para determinar la edad de materiales de gran valor arqueológico. Algunas aplicaciones de estas técnicas en el ámbito agronómico permiten cuantificar la eficiencia de uso de fertilizantes, la descomposición de sustratos orgánicos y la erosión del suelo. A los isótopos se los nombra sencillamente como “Nitrógeno 15”, “Carbono 14”, “Fósforo 32” y “Cesio 137”, entre otros.

- ¿Qué indican los nombres de esos isótopos?
- Indique para cada uno de ellos la cantidad de protones y neutrones

Parte 3- Ejercitación

- Explicar a qué se debe que:
 - la masa de un átomo esté prácticamente concentrada en el núcleo.
 - un átomo sea eléctricamente neutro.

- Completar el siguiente cuadro:

Núcleido	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Z	A	Configuración electrónica (*)
	6	6				
		10		8		
40 20Ca						

(*) Escribir la configuración electrónica completa, por ejemplo, $1s^2 2s^2 2p^5 \dots$ y abreviada: [He] $2s^2 2p^5$.

- Para cada uno de los átomos del punto 2 esquematizar la distribución de electrones en orbitales en un diagrama de energía (con los símbolos $\square\square$)
- ¿Qué ocurre para que un átomo de F se convierta en ión fluoruro (F^-)?
- ¿Cómo se podría convertir un átomo de Mg en ión Mg^{2+} ?

Ión	Z	Nº protones	Nº electrones	Configuración electrónica del ión
Ca ²⁺				
	16		18	
O ²⁻				
		19	18	
Al ³⁺				

7. Un ión con carga -2 tiene 18 electrones ¿cuántos protones tiene el núcleo? ¿de qué elemento se trata?
8. ¿Pueden formarse iones de un elemento mediante la ganancia o la pérdida de protones? Explicar.
9. ¿Cuál es la diferencia entre una sustancia simple y una compuesta?
10. Completar el siguiente cuadro:

Sustancia	Fórmula	Nombre y símbolo de los elementos que la forman	Tipo de sustancia (simple o compuesta)
Ozono	$O_3(g)$	Oxígeno (O)	Sustancia simple
Oxígeno	$O_2(g)$		
Sulfato de calcio (yeso)	$CaSO_4(s)$		
Cloruro de sodio	$NaCl(s)$		
Agua	$H_2O(s)$		
Urea	$CO(NH_2)_2(s)$		
Carbono (grafito)	C(s)		
Cobre	Cu(s)		
Azufre	$S_8(s)$		
Ácido sulfúrico	$H_2SO_4(g)$		
Hipoclorito de sodio (si se disuelve en agua constituye la lavandina)	HClO(s)		
Cloro	$Cl_2(g)$		
Óxido de hierro	$Fe_2O_3(s)$		
Glucosa	$C_6H_{12}O_6(s)$		

CAPÍTULO 3. TABLA PERIODICA

Es la tabla en donde los elementos se encuentran ordenados en forma creciente de sus respectivos números atómicos.

GRUPO: Para los elementos representativos indica la cantidad de electrones de la última capa (electrones de valencia).

PERÍODO: Indica la cantidad de niveles de energía o capas (n) ocupados con electrones.

RADIO ATOMICO: Es la distancia hipotética entre el núcleo y el último nivel del átomo.

ELECTRONEGATIVIDAD: Indica la fuerza del átomo para atraer los electrones de la unión y depende de la carga nuclear y del período. Aumenta al disminuir el período y al aumentar la carga nuclear. En la tabla aumenta de abajo hacia arriba (al disminuir el período) y de izquierda a derecha (al aumentar el grupo)

CARÁCTER METALICO: Lo poseen los elementos de los grupos I, II y III A, tienden a perder electrones y cargarse positivamente para adquirir la configuración más estable del gas noble más cercano en la tabla periódica.

CARÁCTER NO METALICO: Lo poseen los elementos de los grupos V, VI y VII, tienden a ganar electrones y cargarse negativamente para adquirir la configuración más estable del gas noble más cercano en la tabla periódica.

CARÁCTER ANFOTERO: Lo poseen aquellos elementos que pertenecen al grupo IV A.

ELECTRÓN DIFERENCIADOR: Es el último electrón que colocamos en la estructura electrónica de un elemento y se llama así porque es el que diferencia al elemento del que le sigue en la Tabla.

ELEMENTO REPRESENTATIVO: Es aquel en el que su electrón diferenciador se ubica en un orbital s o p.

ELEMENTO DE TRANSICIÓN: Es aquel en el que su electrón diferenciador se ubica en un orbital d.

Ejercitación para el estudiante:

Parte 1- Tabla periódica

1. Situarse en el período 3 de la tabla periódica y avanzar por él de izquierda a derecha. ¿Qué diferencia hay en el número de protones y electrones entre un elemento y el siguiente?
2. ¿Por qué el S y el Se pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica?
3. ¿Por qué el Li, Be y B pertenecen al mismo período de la tabla periódica?
4. Tome la Tabla Periódica y analice las características del elemento oxígeno (O). En función de ello explique,
 - a) ¿qué características debe tener un elemento para pertenecer al mismo grupo que el elemento O?
 - b) ¿qué características debe tener un elemento para pertenecer al mismo período que el elemento O?
5. Dados los siguientes pares de átomos:

i. K y Cs	ii. Mg y S
-----------	------------

 - a) Explicar, en cada par, cuál de ellos tendrá mayor radio atómico
 - b) Indicar, en cada par, cuál de ellos tendrá mayor electronegatividad
6. Comparar los metales y no-metales con respecto a:
 - a) número de electrones en el nivel más externo.
 - b) energía de ionización.
 - c) electronegatividad.
 - d) tendencia a dar cationes o aniones.

Parte 3- Descargar el simulador “Construir una molécula”

https://phet.colorado.edu/sims/html/build-a-molecule/latest/build-a-molecule_all.html?locale=es

Problema 1: Indicar los símbolos de los siguientes elementos:

- | | | | | |
|-----------|------------|-------------|-------------|--------------|
| a) Hierro | b) Neón | c) Aluminio | d) Mercurio | e) Oro |
| f) Plata | g) Níquel | h) Cinc | i) Fósforo | j) Nitrógeno |
| k) Azufre | l) Potasio | m) Magnesio | n) Litio | o) Cloro |

Dados los siguientes símbolos, indicar el nombre del elemento que representan:

- | | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| a) Li | b) Be | c) Mg | d) O | e) Zn | f) S |
| g) F | h) Pb | i) Ca | j) B | k) Al | l) Si |
| m) Sr | n) Mn | o) C | p) Na | q) Cr | r) H |

Problema 2: Entre las afirmaciones siguientes indicar la incorrecta:

- En la tabla periódica los elementos se disponen en forma creciente a sus pesos atómicos.
- Si existen 2 elementos pertenecientes a un mismo grupo, el de mayor cantidad de capas electrónicas estará ubicado más abajo en el grupo.
- Las columnas verticales de la Tabla Periódica, contienen elementos con propiedades similares.
- Los elementos pertenecientes al bloque d se denominan elementos de transición.
- El tamaño de los átomos no crece en forma uniforme al aumentar su Número Atómico.

Problema 3: Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos.

- Azufre
- Potasio
- Escandio
- Fósforo
- Neón

Problema 4: Para cada uno de los siguientes pares ¿Cuál elemento tendrá mayor carácter metálico?: (Justifique)

- a) Li o Be b) Li o Na c) Sn o P

Problema 5: Ordena los siguientes elementos por orden creciente de electronegatividad: Li, Ca, F, As.

Te propongo que los siguientes problemas deben resolverse sin la utilización de la Tabla Periódica

Problema 6: ¿Qué podrías decir de un átomo que ocupa el noveno lugar en el Sistema Periódico?

- a) ¿Es metal o no metal? ¿Por qué?
- b) ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
- c) ¿A qué grupo y período pertenece? ¿Es un elemento de los grupos principales?
- d) ¿A qué bloque pertenece?

Problema 7: Dado el elemento ${}_{12}\text{Mg}$, indique:

- a) Configuración electrónica de acuerdo a la teoría de orbitales.
- b) Configuración electrónica externa.
- c) Grupo y Período.
- d) Carácter.
- e) Estado de ionización más probable.
- f) Si es representativo o de transición.

Problema 8: Completar los siguientes cuadros:

CONFIGURACION ELECTRONICA	Z	PERIODO	GRUPO
$1\text{s}^2 \ 2\text{s}^2 \ 2\text{p}^5$			
$1\text{s}^2 \ 2\text{s}^2 \ 2\text{p}^6 \ 3\text{s}^2 \ 3\text{p}^6 \ 4\text{s}^2$			
$1\text{s}^2 \ 2\text{s}^2 \ 2\text{p}^6 \ 3\text{s}^2 \ 3\text{p}^6 \ 3\text{d}^5 \ 4\text{s}^2$			
$1\text{s}^2 \ 2\text{s}^2 \ 2\text{p}^6 \ 3\text{s}^2 \ 3\text{p}^6 \ 3\text{d}^{10} \ 4\text{s}^2 \ 4\text{p}^1$			

Z	Configuraci ón Electrónica	Período	Grupo
8			
21			
17			

Problema 9: Complete el siguiente cuadro:

Elemento	Z	A	Nº Electr.	de Neutr.	Grupo	Período	Est. Electrónica	Carácter
A		9		5				
B		16		8				
C				18			$1s^2 2s^2 2p^6$	
D					VA	4		
E			20	20				
F	7			7				
G				12			$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2$	

Problema 10: Relaciona los siguientes elementos de la tabla periódica con su correspondiente configuración electrónica:

- | | |
|--------------------------------|------------------------|
| a) Gas noble | 1) $6s^2 5d^{10} 4f^6$ |
| b) Metal de transición | 2) $5s^2$ |
| c) Metal de transición interna | 3) $1s^2$ |
| d) Elemento representativo | 4) $4s^2 3d^1$ |

Problema 11: De los átomos cuyas configuraciones se muestran a continuación:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- 3) $1s^2 2s^1$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Indicar:

- a) ¿Cuál pertenece a un elemento de transición?
- b) ¿Cuál pertenece a un elemento metálico?
- c) ¿Cuál pertenece a un elemento no metálico?

Problema 12: Dadas las siguientes estructuras electrónicas externas, indicar grupo, período, carácter y si es representativo o de transición para cada una de ellas: (Justificando las respuestas)

- | | |
|----------------|-------------------|
| a) $3s^2 3p^4$ | d) $3s^2 3p^5$ |
| b) $4s^2 3d^5$ | e) $4s^2 3d^{10}$ |
| c) $3s^2$ | f) $2s^2 2p^4$ |

Problema 13: Indica a qué átomos neutros corresponden las siguientes configuraciones electrónicas:

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

Problema 14: Dadas las siguientes estructuras electrónicas, indicar justificando la respuesta:

- 1) $3s^2 3p^6$ 2) $4s^2 3d^2$ 3) $4s^1$ 4) $1s^2 2s^2 2p^5$

- a) Número atómico.
b) Período y grupo.
c) Si forma o no iones y de ser así la carga y configuración eléctrica.

CAPÍTULO 4. FORMULACIÓN QUÍMICA Y NOMENCLATURA

De la misma manera que la comunicación a través del lenguaje humano se realiza mediante palabras formadas con letras de un alfabeto constituido de vocales y consonantes, la Naturaleza dialoga con nosotros en un lenguaje de sustancias químicas, éstas sustancias son una combinación de elementos que se representan por letras que son sus respectivos símbolos, las cuales combinadas correctamente conforman estructuras y fórmulas, de tal modo que con poco más de cien símbolos se pueden representar millones de sustancias. Es decir que la Química dispone de un lenguaje propio: utiliza un sistema de símbolos, fórmulas y nombres para representar aspectos tales como la composición de la materia, su estado físico, sus transformaciones y las condiciones para que ocurran estas últimas.

En este punto sería interesante realizar la analogía con quien está aprendiendo un idioma nuevo, si tuvieras que aprender un nuevo idioma ¿qué actividades realizarías?, ¿cómo podrías aprender una lengua nueva?

Como se mencionó anteriormente, una sustancia es una clase o tipo de materia que puede estar constituida por uno o más elementos, es decir, por átomos del mismo número atómico o por átomos de distinto número atómico.

Desde el punto de vista de la Química, toda sustancia puede ser identificada de dos maneras:

1. mediante su **FÓRMULA QUÍMICA**, que es una representación simbólica en la que se consigna tanto el o los elementos constituyentes con sus símbolos correspondientes como la proporción en que participa cada elemento en la sustancia, indicada con un subíndice.

2. mediante un **NOMBRE**, que puede variar según el tipo de nomenclatura empleado. En algunos casos puede utilizarse más de un nombre para una misma sustancia.

Por lo tanto, será necesario que puedas comprender los símbolos de los elementos y las correspondientes reglas para escribir nombres, fórmulas y ecuaciones químicas y ejercitarse en dicha actividad.

Ahora bien, en los comienzos de la Química como ciencia, el número de sustancias conocidas era muy reducido, por lo cual era posible memorizar sus nombres. En la actualidad se sabe de la existencia de más de cinco millones de sustancias diferentes, número que, en función del permanente avance tecnológico llevado adelante por investigadores a partir de las demandas de la sociedad, se incrementa constantemente sin tener un límite previsible. Esto se ve reflejado en áreas tales como, entre otras, la industria farmacéutica con nuevos medicamentos, la industria petroquímica con diversos productos sintéticos, las agroquímicas con nuevos fertilizantes y plaguicidas, por citar algunos ejemplos, por lo que se hizo necesario adoptar ciertas reglas que permitan la identificación de sustancias en forma clara, facilitando así la comunicación en el ámbito internacional. De ahí que, al escribir la fórmula de un compuesto en un país, no habrá ninguna confusión al leer la misma en otro país, incluso en un idioma diferente.

En tal sentido, la IUPAC (Internacional Union Pure and Applied Chemistry / Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), organismo internacional de Química, ha establecido un conjunto de recomendaciones que permiten la asignación de nombres y fórmulas para cada sustancia. Aun así, ciertas sustancias han mantenido nombres históricos o tradicionales que no guardan relación con su fórmula y pueden variar según el idioma: agua, amoníaco y otras.

Un concepto necesario para trabajar con nombres y fórmulas de sustancias es el **NÚMERO DE OXIDACIÓN DE UN ÁTOMO**, diremos entonces que el número de oxidación es una forma de indicar el estado de carga positivo o negativo en el que se encuentra un átomo en una determinada sustancia o especie química. Ese estado de carga depende de qué átomos están combinados con él y de qué manera, es decir, qué tipo de enlace o unión química existe entre dichos átomos.

Cuando un átomo se une o combina con otro u otros utiliza uno o más de sus electrones para enlazarse. Esto puede ocurrir de distintas formas. En una de ellas, dichos electrones pueden cederse totalmente a otro átomo, y entonces se forman los iones de los que se habló anteriormente. Por ejemplo, un átomo de sodio (metal) puede ceder un electrón a un átomo de cloro (no metal), resultando un catión Na^+ y un anión Cl^- . Debido al hecho de que cargas de distinto signo se atraen, ambos iones se unen mediante fuerza de atracción y este enlace se denomina iónico o electrovalente.

Otra forma de combinación de los átomos se produce cuando éstos comparten electrones. Si se unen dos no metales, por ejemplo, un átomo de hidrógeno con un átomo de cloro, no habrá cesión de electrones de un átomo a otro como en el caso anterior. En cambio, compartirán un par de electrones y de esta manera quedarán enlazados. Este tipo de enlace se denomina covalente.

Veremos a continuación cómo se asigna el número de oxidación de los átomos en las dos situaciones indicadas anteriormente.

Cuando un átomo está como ion se le asigna un número de oxidación igual a su carga, por ejemplo:

- en el NaCl , el número de oxidación del sodio es +1 y el del cloro es -1;
- en el NiCl_2 , el número de oxidación del níquel es +2 y el del cloro es -1;
- en el NiCl_3 , el número de oxidación del níquel es +3 y el del cloro es -1.

En los dos últimos ejemplos (NiCl_2 y NiCl_3) se observa que por medio del número de oxidación es posible distinguir estados diferentes de un mismo elemento (Ni), y de esta manera habrá que diferenciar ambas sustancias mediante sus nombres, en este cuadernillo nos centraremos en la **NOMENCLATURA TRADICIONAL**, es decir, en casos en que un mismo metal puede tener dos números de oxidación diferentes, esta forma de nombrar los compuestos utiliza la terminación “**oso**” para el caso de menor número de oxidación y la terminación “**ico**” para el mayor:

- NiCl_2 : cloruro niqueloso
- NiCl_3 : cloruro niquelico

Cabe destacar que en el caso de la Nomenclatura Tradicional, para algunos metales cambia la raíz del nombre, por ejemplo:

- hierro: ferroso o férrico (y no —hierrosoll o —hiérricoll);
- cobre: cuproso o cúprico (y no —cobrosoll o —cóbricoll);

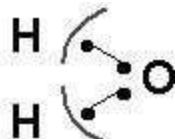
- plomo: plumboso o plúmbico (y no —plomosoll o plómicoll);
- estaño: estannoso o estánnico (y no —estañosoll o —estáñicoll).

También es posible asignar números de oxidación a átomos que comparten electrones con otros. Por ejemplo, en el caso del enlace de un átomo de hidrógeno con un átomo de cloro se puede considerar que aportan un electrón cada uno y comparten el par, situación que se puede simbolizar de la siguiente manera:



El par de puntos o la ligadura representan el par de electrones compartidos; la unidad representada simboliza una molécula de cloruro de hidrógeno. El átomo de cloro tiene mayor tendencia que el hidrógeno a atraer electrones. Esto significa que el átomo de cloro es más electronegativo que el átomo de hidrógeno. Por ello, el par de electrones compartido estará mayor tiempo más cerca del cloro que del hidrógeno. Si ahora imaginamos que el átomo de cloro toma totalmente el par de electrones, quedaría con una carga negativa neta $-1-$, Y el hidrógeno con una carga positiva neta $+1+$; éstos son los números de oxidación de cada átomo en esa molécula, es decir, que se le asigna al cloro número de oxidación -1 y al hidrógeno número de oxidación $+1$. De tal manera, en estos casos el número de oxidación de un átomo es la carga que le quedaría a dicho átomo si los electrones compartidos se asignaran, al átomo más electronegativo.

H_2O : el átomo de oxígeno comparte un par de electrones con cada uno de los átomos de hidrógeno, por lo tanto la estructura puede representarse así:

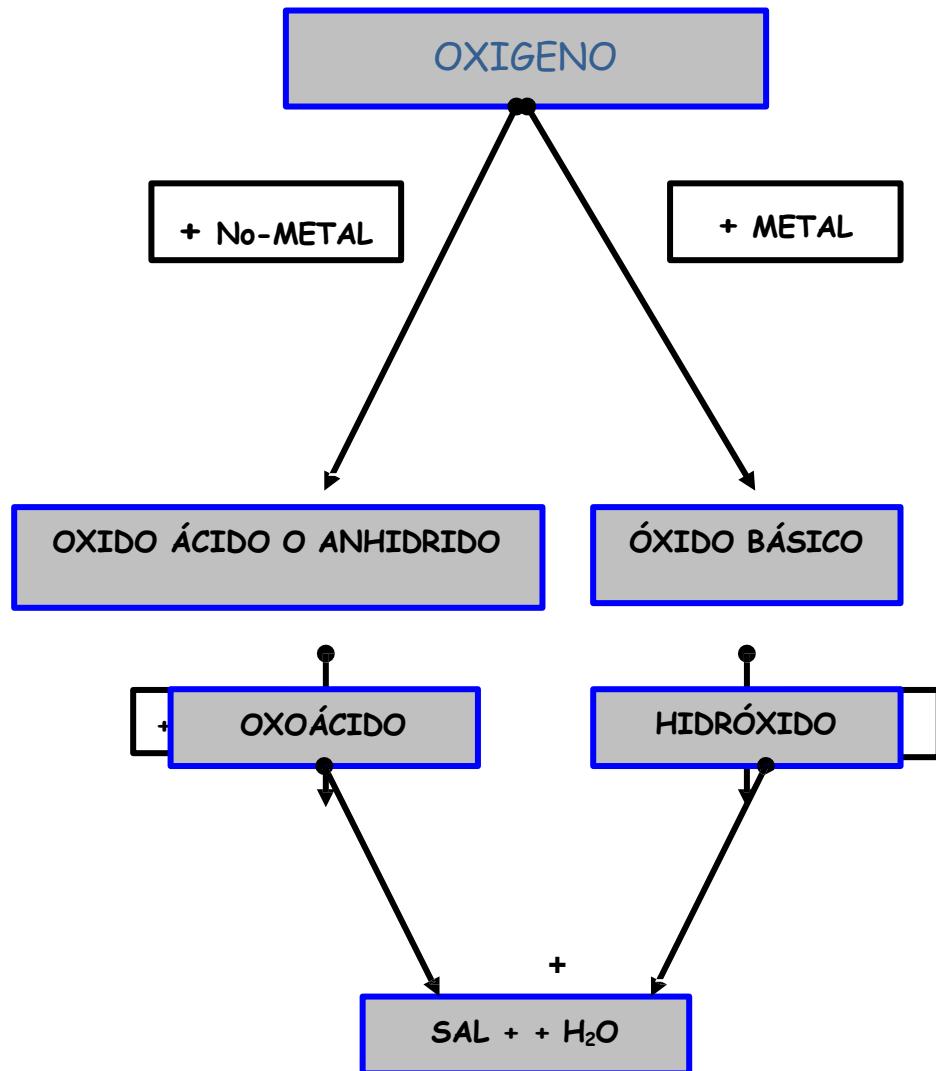


En este caso los átomos no están como iones; en cada enlace ambos átomos aportan un electrón, y como el átomo de oxígeno es más electronegativo que el átomo de hidrógeno se asigna al oxígeno los electrones como si los ganara totalmente, lo cual se indica mediante sendas líneas curvadas. Surgen entonces los siguientes números de oxidación:

$$\begin{aligned} \text{Nº oxidación del H en H}_2\text{O} &= \\ +1 \text{ Nº oxidación del O en H}_2\text{O} & \\ = -2 & \end{aligned}$$

En todos los ejemplos mencionados la suma de los números de oxidación de todos los átomos resulta cero puesto que la materia es eléctricamente neutra.

En los distintos organismos, ya sea animal o vegetal, ocurren reacciones químicas que utilizan o producen compuestos Inorgánicos y Orgánicos necesarios para la Vida. Todo esto sigue un camino o mecanismo que se describe a continuación y con la consiguiente regla de nomenclatura.



A continuación vamos a desarrollar el esquema anterior y ver algunos casos especiales de formuleo:



Nomenclatura: Se llaman como **Oxido** de —Nombre del **METAL**—, en caso de que el metal posea más de un estado de oxidación posible se le da la terminación **oso** al menor e **ico** al mayor.



Fe₂O₃: Óxido Férrico

Na₂O: Óxido de Sodio

Al₂O₃: Óxido de
Aluminio

NO METALES + OXÍGENO → **ÓXIDOS ÁCIDOS
(ANHIDRIDOS)**

Nomenclatura: Se los llama como **Anhídrido** de —nombre del NO-METALII, o como **Oxido** de , si el NO Metal tiene 2 estados de oxidación posible terminación **oso** o

ico para la menor o mayor, respectivamente:

El Azufre actúa con +4 y +6



El Mn da anhídridos con los estados de oxidación +4, +6, +7, este último estado SIEMPRE se nombra anteponiendo el prefijo —per— y terminado en —icoll.



Si tiene 4 estados de oxidación posible: terminación oso para los dos menores, ico para las dos mayores, anteponiéndose al nombre del no-metal el prefijo hipo para el menor y per para el mayor:

El Cloro (y los restantes halógenos a excepción del flúor) actúan con +1, +3, +5, +7.



ÓXIDOS BÁSICOS + **H₂O** → **HIDRÓXIDOS**

Nomenclatura: Se los denomina igual que los óxidos básicos, pero reemplazando —óxidoll por —**hidróxidoll**.



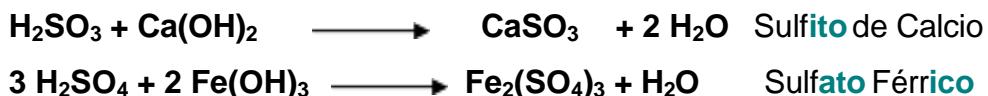
ÓXIDOS ÁCIDOS + H₂O → OXOÁCIDOS

Nomenclatura: se los denomina igual que los anhídridos, pero reemplazando —anhídrido— por —Ácido—

SO ₂ + HOH →	H ₂ SO ₃	Ácido Sulfuroso
SO ₃ + HOH →	H ₂ SO ₄	Ácido Sulfúrico
Cl ₂ O + HOH →	2 HClO	Ácido Hipocloroso
Cl ₂ O ₃ + HOH →	2 HClO ₂	Ácido Cloroso
Cl ₂ O ₅ + HOH →	2 HClO ₃	Ácido Clórico
Cl ₂ O ₇ + HOH →	2 HClO ₄	Ácido Perclórico

OXOÁCIDOS + HIDRÓXIDOS → SAL NEUTRA + AGUA

Nomenclatura: se los denomina con el prefijo proveniente del ácido correspondiente con terminaciones ito si el ácido termina en oso o ato si el ácido termina en ico y a continuación el nombre del metal con las terminaciones oso o ico según corresponda.



METALES + HIDRÓGENO → HIDRUROS

Nomenclatura: En este caso el Hidrógeno actúa con estado de oxidación -1, se los denomina como Hidruros de —nombre del metal—. Solo tienen interés industrial.



NO METALES + HIDRÓGENO → HIDRÁCIDOS

Nomenclatura: no los dan todos los no metales, sólo los halógenos (Cl, Br, I, F) cuándo tienen número de oxidación -1 y el Azufre con estado de oxidación -2. Son ácidos y se los llama como tales, colocando a continuación de la palabra ácido el prefijo correspondiente al no-metal con la terminación hídrico.





Observaciones: Al estado gaseoso se los llama como halogenuros de hidrógeno (Cloruro de hidrógeno) y en solución acuosa como ácidos, pero su fórmula se escribe igual en ambos casos. El flúor tiene la particularidad de que al estado gaseoso es un dímero: H_2F_2 Fluoruro de Hidrógeno.



Nomenclatura: Al igual que con el resto de los ácidos también obtenemos sales, en este caso con terminación uro a continuación del prefijo proveniente del no-metal y el nombre del metal con la terminación oso o ico, según corresponda.



Ejercitación para el estudiante

Compuestos inorgánicos

Fórmula, nomenclatura y estructura de Lewis y comportamiento en solución acuosa

Para resolver el TP necesitarán hacer uso de la Tabla Periódica de los elementos. Es recomendable consultar el archivo en el que se explica cómo calcular los estados de oxidación de los elementos.

1. ÓXIDOS

- A. Escriba, en la primera columna del cuadro a continuación, la fórmula del óxido normal que forman los siguientes elementos:

- a) Potasio
- b) Nitrógeno (con estado de oxidación +5)
- c) Magnesio
- d) Cloro (con estado de oxidación +3)
- e) Carbono (con estado de oxidación +4)
- f) Hierro (con estado de oxidación +3)
- g) Hierro (con estado de oxidación +2)

- B. Complete el siguiente cuadro para los óxidos del punto anterior:

	Fórmula	Nomenclatura funcional de Stock	Nomenclatura sistemática de Stock	Nomenclatura tradicional	Tipo de enlace que predomina (iónico o covalente)	Tipo de óxido (molecular o iónico)
a						
b						
c						
d						
e						
f						
g						

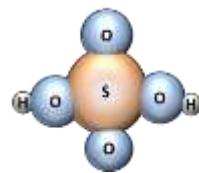
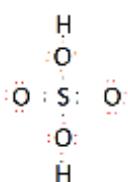
- c. Escriba las estructuras de Lewis de los óxidos de los ítems a y e.
- d. De acuerdo a la representación de las partículas (átomos, moléculas, iones) que forman las sustancias que se ha visto en los temas previos, represente las partículas que conforman los óxidos de los ítems a y e.

2. ÁCIDOS

- A. Escriba y nombre los ácidos que forman:

	Consigna	Fórmula	Nombre	Tipo de ácido (oxoácido o hidrácido)
a	Bromo con estado de oxidación +1			
b	Azufre con estado de oxidación -2			
c	Iodo con estado de oxidación -1			
d	Azufre con estado de oxidación +4			
e	Fósforo con estado de oxidación +5			
f	Cloro con estado de oxidación +7			

- B. Clasifique los enlaces e indique el nombre y a la fórmula del ácido cuya estructura de Lewis y representación de partículas son las siguientes:



Estructura de Lewis

Representación de partículas submicroscópicas

- c. Escriba las estructuras de Lewis de la forma molecular de los ácidos de los ítems a y b.
 d. Escriba el comportamiento en solución acuosa de los ácidos de los ítems a y b, mostrando la ruptura de enlaces en la estructura de Lewis. Nombre los iones que se forman.

3. HIDRÓXIDOS:

- E. Escriba y nombre los hidróxidos que forman:

	Consigna	Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura funcional de Stock
a	Cobre con estado de oxidación +1			
b	Calcio			
c	Potasio			
e	Níquel con estado de oxidación +3			

- F. Clasifique los enlaces e indique el nombre y a la fórmula del hidróxido cuya estructura de Lewis y representación de partículas son las siguientes:



Estructura de Lewis

Representación de partículas submicroscópicas

- G. Escriba las estructuras de Lewis de los hidróxidos de los ítems a y b.
 H. De acuerdo a la representación de las partículas (átomos, moléculas, iones) que forman las sustancias que se ha visto en los temas previos, represente las partículas que conforman los hidróxidos de los ítems a y b.
 I. Escriba el comportamiento en solución acuosa de los hidróxidos de los ítems a y b. Nombre los iones que se forman.

4. Para practicar los compuestos formulados hasta el momento: óxidos, ácidos e hidróxidos:

A. Complete el siguiente cuadro con la función química, el estado de oxidación de cada elemento y el nombre de la sustancia:

	Fórmula	Función química	Estado de oxidación de cada elemento	Nombre
a	HClO ₂			
b	NaOH			
c	Cu(OH) ₂			
d	H ₂ SO ₃			
e	CaO			
f	HF(ac)			
g	SO ₃			

B. Indique la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos y el tipo de sustancia (iónica o molecular):

	Nombre	Fórmula	Tipo de sustancia (iónica o molecular)
a	ácido ortofosfórico		
b	hidróxido de rubidio		
c	hidróxido cobáltico		
d	ácido nítrico		
e	ácido nitroso		

5. COMPUESTOS BINARIOS DE HIDRÓGENO:

Indique qué tipo de compuesto es cada uno de los siguientes y dé el nombre respectivo:

	Fórmula	Función química	Nombre
a	NH ₃		
b	H ₂ S (g)		

c	MgH_2		
d	$HCl(ac)$		
e	$HF(ac)$		

(*) Los haluros de hidrógeno son compuestos gaseosos, moleculares, formados por H y un elemento de Grupo 16 o 17. Cuando estos compuestos se disuelven en agua, forman los hidrácidos.

6. IONES

- A. Escriba la fórmula o el nombre de los siguientes iones

	Nombre	Fórmula	Estado de oxidación de cada elemento	Carga del ión
a	Nitrito			
b		S^{2-}		
c		PO_4^{3-}		
d	cloruro			
e	amonio			
f		Mg^{2+}		

7. SALES

- A. Complete las siguientes tablas con las fórmulas y los nombres de las sustancias que se forman en cada intersección de fila y columna, por ejemplo, el nitrato de amonio:

Cationes	Aniones				
	$N O_2$	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	S^{2-}	Cl^-
NH_4^+	NH_4NO_2 Nitrito de amonio				
Mg^{2+}					
Al^{3+}					

- b. Complete las siguientes tablas con las fórmulas y los nombres de las sustancias que se forman. Sugerimos, antes de completar los casilleros intermedios, indicar el nombre de los iones.

Sales ácidas o _____

	K^+	Ca^{2+}	Al^{3+}
$HC\bar{O}_3$			
$H_2P\bar{O}_4$			
$HS\bar{O}_4$			
HPO_4^{2-}			

- c. Para las siguientes sales escriba el nombre o la fórmula, según corresponda, e indique cuáles son los iones que las constituyen:

CATION			ANION			SAL		
Nombre	Fórmula	Estructura de Lewis	Nombre	Fórmula	Estructura de Lewis	Nombre	Fórmula	Estructura de Lewis
Catión sodio	Na^+	Na^+	cloruro	Cl^-	$[\ddot{\text{:Cl}}:]^-$	Cloruro de sodio	NaCl	$\text{Na}^+ [\ddot{\text{:Cl}}:]^-$
								$\text{K}^+ \left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O} : \text{S} : \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-} \text{K}^+$
Catión magnesio			fluoruro					
						Sulfuro ácido de calcio		
	NH_4^+			NO_3^-				

8. Escriba las ecuaciones que representan los procesos que ocurren cuando las siguientes sales se disuelven en agua:

	Fórmula de la sal	Nombre de la sal	Comportamiento en solución acuosa	Nombre de los iones
a	NaBr			
b	K ₂ SO ₄			
c	Mg(HCO ₃) ₂			
d	(NH ₄) ₂ SO ₄			
f	CuClO			

9. REVISIÓN DE TODOS LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS:
Complete el siguiente cuadro

	Fórmula	Nombre	Función química	Tipo de compuesto (iónico o molecular)
a		Óxido de estroncio		
b	NH ₄ OH			
c		Ácido bromhídrico		
d	N ₂ O ₃			
e	NH ₄ NO ₃			
f	HClO ₃			
g	KH			
h		Fosfato ácido de calcio		
i		Ácido sulfúrico		
j		Carbonato de calcio		
k		Hidróxido cobáltico		
l	Na ₂ O			
m	H ₂ S(ac)			
n	NH ₄ HS			
o	CO			

(*) Los haluros de hidrógeno (en estado gaseoso) son compuestos moleculares. Sin embargo, cuando se encuentran en solución acuosa forman los hidrácidos, que son compuestos que se encuentran parcial o totalmente ionizados. Por lo tanto, los hidrácidos están formados por moléculas y/o por iones.

10. Completar el siguiente cuadro:

Especie química	Función/es química/s asociadas a la especie química
O^{2-}	Óxidos normales iónicos
OH^-	
M^{+n} (M: metal)	
H^+	
O_2^{2-}	
H^-	

11. Para pensar...

- a) El Cl, ¿podrá formar un óxido con su estado de oxidación -1?
- b) ¿Qué característica de los enlaces hace que el CaO sea un sólido a temperatura ambiente (es la sustancia que conocemos como cal) mientras que el CO (monóxido de carbono, sustancia tóxica) es un gas?
- c) El Br ¿podrá formar un hidrácido con su estado de oxidación +1?
- d) El S ¿podrá formar un oxoácido con su estado de oxidación -2?
- e) El cloruro de amonio es una sal que tiene H en su estructura, ¿es considerada una sal ácida?

