

**CURSO DE NIVELACIÓN**  
**QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA**  
**FACULTAD DE INGENIERÍA**  
**UNIVERSIDAD NACIONAL DE ENTRE RÍOS**

**Autores:**

Ing. Hugo Barbagelata  
Lic. Enrique Paravani  
Lic. Maria Gabriela Acosta  
Lic. Lidia Viale  
Lic. Laura Gervasoni

	Páginas
INTRODUCCIÓN	5
OBJETIVOS	5
CONTENIDOS	6
PROGRAMA ANALÍTICO	6
METODOLOGÍA DE TRABAJO	6
BIBLIOGRAFÍA	8
CAPITULO 1: Materia – Energía – Sistemas Materiales	9
Concepto de Ciencia y Método Científico	10
Materia y Energía	12
Ley de Conservación de la Materia	13
Ley de Conservación de la Energía	13
Ley de Conservación de la Materia y Energía	14
Materia: Masa y Peso	14
Propiedades Físicas y Químicas	16
Estado de la Materia: Cambio de Estado	16
Temperatura y Calor: Unidades	17
Sistema Material	18
Sistema Materiales Homogéneos y Heterogéneos	19
Sistema Materiales Inhomogéneos	19
Mezclas y Disoluciones: Sustancias Puras	19
Separación de Mezclas	20

Elementos y Compuestos	21
Transformaciones Físicas y Químicas	22
CUESTIONARIO CAPITULO 1	24
TAREA CAPITULO 1	25
CAPITULO 2: Estructura Atómica y Tabla Periódica de los Elementos	28
Espectro Electromagnético	29
Modelo Atómico de Bohr	29
Modelo atómico de Thomson	32
Modelo atómico de Rutherford	33
Números cuánticos	36
Forma y tamaños de los orbitales	37
ÁTOMOS MULTIELECTRÓNICOS	40
Configuraciones electrónicas	40
Principio de exclusión de Pauli	41
Regla de Hund	42
Tabla Periódica de los Elementos	43
CUESTIONARIO CAPITULO 2	52
TAREA CAPITULO 2	54
CAPITULO 3: Nomenclatura Química	58
Introducción	59
OXIDOS	61
HIDRUROS	65

HIDRÓXIDOS	68
OXOACIDOS, OXACIDOS U OXIACIDOS	70
ACIDOS	72
SALES	74
EJERCITACIÓN: Óxidos e Hidruros	79
EJERCITACIÓN: Hidróxidos y Ácidos	81
EJERCITACIÓN: Sales	82
Ejercitación Complementaria	84

## INTRODUCCIÓN

Con esta guía se pretende informar y orientar al alumno que ingresa a la Facultad de Ingeniería sobre los tópicos que se dictarán y evaluarán en el Curso de Ingreso, pudiendo ser utilizada como un elemento para recordar y fijar conocimientos ya adquiridos, mediante la resolución de las preguntas y problemas que se proponen.

Se parte de los tópicos más simples, de modo que sea accesible para todos los alumnos que han finalizado el nivel medio. Es imprescindible que el alumno recurra a la bibliografía usada en la escuela secundaria y/o a la que aquí se propone.

## OBJETIVOS

Que el estudiante adquiera o refuerce su conocimiento en

- Los contenidos básicos dictados en el nivel secundario y que son indispensables para el abordaje de la materia Química General e Inorgánica.
- Los distintos modos y niveles en que se organiza la materia.
- La estrecha relación que existe entre la química y la biología.
- Las metodologías más apropiadas para que la actividad de estudiar sea productiva

Al finalizar el Curso Introductorio se espera que el alumno pueda

- Comprender y explicar el concepto de peso y masa.
- Describir los sistemas materiales.
- Distinguir propiedades físicas y químicas de una sustancia.
- Distinguir propiedades intensivas y extensivas.
- Clasificar los sistemas materiales en homogéneos y heterogéneos.
- Distinguir entre mezclas y sustancias puras.
- Escribir la fórmula de los compuestos químicos más frecuentes (óxidos, ácidos, bases, sales), conociendo el estado de oxidación con el cual actúan los elementos constituyentes.

- Nombrar los compuestos de mayor interés en este curso (óxidos, ácidos, bases, sales).
- Comprender las ecuaciones de formación de los compuestos químicos y balancear ecuaciones químicas.
- Entender y explicar el modelo atómico de Rutherford.
- Relacionar la mecánica cuántica con el átomo de Bohr.
- Diferenciar entre la teoría del átomo de Bohr y la de Schrodinger.
- Explicar el principio de exclusión de Pauli.
- Describir el Principio de Incertidumbre de Heisenberg.
- Diferenciar los distintos niveles de energía de los electrones de un átomo y la zona con mayor probabilidad de encontrar un electrón (orbitales), su forma espacial y su orientación.
- Escribir la notación electrónica de un átomo.
- Relacionar las propiedades de un átomo con su configuración electrónica.
- Explicar la razón de la periodicidad de las propiedades de los elementos de la tabla.

## CONTENIDOS

- **Módulo I:** Materia - Energía (Unidades) - Sistemas Materiales.
- **Módulo II:** Estructura Atómica y Tabla Periódica de los elementos.
- **Módulo III:** Nomenclatura Química. Formulación de Óxidos, Hidróxidos, Ácidos y Sales.

## PROGRAMA ANALÍTICO

### Unidad N° 1

Conceptos Fundamentales. Química: concepto y división. Materia: concepto y propiedades. Energía: concepto y clases. Relaciones entre masa y energía. Unidades. Sistema internacional de unidades (SI).SIMELA. Átomo y molécula.

Sustancias simples y compuestas. Elemento Químico. Sistemas materiales. Mezclas. Análisis químico.

## **Unidad Nº 2**

Naturaleza de los átomos. Partículas subatómicas: electrones protones y neutrones. Modelo de Thomson. Modelo de Millikan. Experiencia de Rutherford. Estructura atómica. Número atómico. Número másico. Isótopos. Interacciones eléctricas entre protones y electrones. Modelo atómico de Bohr. Espectros atómicos. Naturaleza de la radiación electromagnética. Ecuación de Planck. Estados Estacionarios. Espectro del hidrógeno. Diagrama de niveles de energía. Ecuación de De Broglie. Principio de Incertidumbre. La teoría ondulatoria. Modelo de Schrödinger. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Átomos polielectrónicos. Principio de Exclusión de Pauli. Regla de máxima multiplicidad (Hund). Configuraciones electrónicas. Tabla periódica de los elementos.

## **Unidad Nº 3**

Nomenclatura química. Ecuación química. Atomicidad. Óxidos. Óxidos básicos. Óxidos ácidos. Formulación y Nomenclatura. Hidruros. Hidruros metálicos y no metálicos. Formulación y Nomenclatura. Hidróxidos. Formulación y Nomenclatura. Oxoácidos. Formulación y Nomenclatura. Hidrácidos. Formulación y Nomenclatura. Sales. Sales neutras, ácidas y mixtas. Formulación y Nomenclatura.

## **METODOLOGÍA DE TRABAJO**

Partiendo de la enseñanza centrada en el alumno y dando por sentado que todas las etapas están constituidas por tareas activas que debe realizar el alumno, que suponen esfuerzo personal; la tarea del docente queda (como transmisor del conocimiento), centrada en guiarlo. Explicarle y asesorarlo para facilitarle la adquisición de conceptos, aptitudes y destrezas en el área del conocimiento que se imparte.

## BIBLIOGRAFÍA

Para estudiar y resolver los cuestionarios de preguntas y ejercitación que se proponen en clase pueden utilizarse todos los libros de la Escuela Secundaria

- Biasoli G.; Weitz C.; Chandías D.; “ Química General e Inorgánica”
- Brescia F; Arents C; Meislich H “Fundamentos de Química”
- Santillana Polimodal “Química I” (Sistemas materiales. Estructura de la Materia Transformaciones Químicas) 1998

Además la mayoría de la bibliografía que a continuación se menciona se encuentran en la biblioteca de la Facultad de Ingeniería de la U.N.E.R.

- ATKINS P. - Química General .Omega 1992
- BROWN, T y otros. - Química: la Ciencia central ,1998 Ed. Prentice Hall
- CHANG, R. - Química, 1992 Mc Graw Hill España
- LONGO, F. - Química General. Ed Mc Graw Hill. México
- MAHAN, B y otro. - Química Curso Universitario 4ta 1990 A. Wesley
- MASTERTON, W.- SLOWINSKI, E. - STANITSKI. - Qca. General Superior. Ed. Interamericana S.A.- México. 1986.
- PETRUCCI, HARWOOD y HERING. - Química General (Enlace Qco. y Estructura molecular) Volumen I. 8va edición. Prentice Hall. Pearson Educación. 2003
- PETRUCCI, HARWOOD y HERING. - Química General Obra Completa en un tomo. 8va edición. Prentice Hall. Pearson Educación. 2003
- SIENKO, M.J. - PLANE, R.A. – Qca. Teórica y descriptiva. Ed Aguilar. 1970
- WHITTEN, K. - GAILEY, K. – Qca. General. Mc Graw Hill. 3ra Edición.
- WHITTEN, K.-DAVIS, R.-PECK, M. – Qca. General. 5ta Ed 1998 Mac Graw Hill
- ZUMBDHAL. - Química General. Ed. Mc Graw Hill
- REBOIRAS M. D. –QUÍMICA La Ciencia básica. Thomson 2006

# CAPÍTULO 1

## MATERIA – ENERGÍA – SISTEMAS MATERIALES

# MATERIA – ENERGIA – SISTEMAS MATERIALES

## 1. Concepto de Ciencia – Método Científico

Se define la Ciencia como el conjunto de conocimientos obtenidos mediante la observación y el razonamiento, y de los que se deducen principios y leyes generales. En su sentido más amplio se emplea para referirse al conocimiento en cualquier campo, pero que suele aplicarse sobre todo a la organización del proceso experimental verificable.

Al principio comienza con la observación de los fenómenos, tal como ocurre en la naturaleza, describiéndolos lo mejor posible. Después de observar el fenómeno muchas veces, se busca en ellos ciertas regularidades, lo que permite plantear una LEY.

Cada ley científica o ley natural se refiere a un gran número de hechos resumidos en forma abreviada y que pueden generalizarse a otros fenómenos similares. Estas leyes pueden plantearse en forma matemática.

La palabra ley no significa que los fenómenos naturales deban obedecer a la ley científica, sino que la ley ha sido establecida a partir de la observación. Ejemplo: La manzana no cae para cumplir con la ley gravitacional, sino que la ley se estableció a partir de la observación de la caída de la manzana.

Un avance posterior en el conocimiento científico es buscar la explicación o razón de la ley, para lo cual se formulan **Hipótesis**, sobre las cuales puede basarse la ley. Las hipótesis permiten deducir predicciones que se comparan con los hechos observados. Si hay concordancia, la hipótesis se acepta y constituye una **Teoría**. Da un significado más amplio que el de las hipótesis.

El conocimiento no solo se limita a la observación, sino que con las hipótesis y teorías, nos permiten planear experimentos con los que tendremos los datos deseados en forma más rápida y precisa y nos permite, además, eliminar falso conceptos y perfeccionar las teorías, como también descubrir nuevos principios.

Esto es lo que se conoce como **método científico**, el cual tiene cinco etapas:

1º Observación y acumulación de hechos

2º Generalización de los hechos en leyes

3º Formulación de hipótesis y teorías para explicar los hechos y las leyes

4º Comparar las deducciones que se derivan de las hipótesis y teorías con los resultados experimentales y

5º Predicción de nuevos hechos.

Se conocen muchas ramas de la ciencia, como son:

**Ciencias formales**, estudian las formas válidas de inferencia: lógica y matemática.

**Ciencias Naturales:** tienen por objeto el estudio de la naturaleza. Astronomía, Biología, Física, Química, Geología, etc.

**Ciencias sociales:** estudian todos los aspectos del ser humano (cultura y sociedad)

Antropología, Ciencia política, Demografía, Economía, Historia, Psicología, Sociología, etc. A su vez, la ciencia puede diferenciarse en ciencia **básica** y **aplicada**, siendo esta última la aplicación del conocimiento científico a las necesidades humanas y al desarrollo tecnológico.

*La **Química** se ocupa fundamentalmente de la constitución, propiedades y transformación de la materia.* Por ello, todo lo que nos rodea resulta ser objeto de su estudio y no existe ninguna ciencia que sea tan amplia y extensa. Además está íntimamente involucrada en otras ciencias, como la biología, geología y astronomía, pues estudia la estructura y constitución de los astros.

El objeto de la Química es tan amplio, que no es posible que nadie pueda conocer todo lo que se ha descubierto. Por ello se ha determinado que la química se subdivide en distintas ramas:

**Química General:** trata los principios fundamentales relativos a la constitución y propiedades de los cuerpos.

**Química inorgánica:** estudia los elementos y sus compuestos con excepción de la casi totalidad de los compuestos del carbono.

**Química orgánica:** considera los compuestos del carbono tanto los naturales como los obtenidos por síntesis.

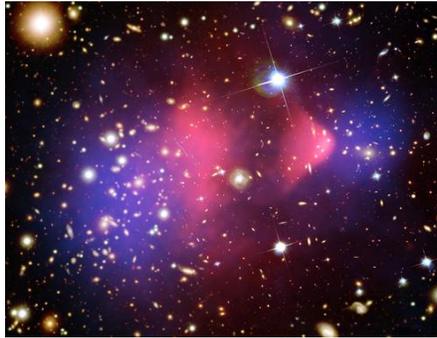
**Química Analítica:** estudia los métodos de reconocimiento y determinación de la composición de las sustancias. Se subdivide en Cualitativa (qué elementos la componen) y Cuantitativa (en qué cantidad lo hacen).

**Química Biológica o Bioquímica:** estudia los procesos químicos que tienen lugar en los seres vivos.

Existen otras clasificaciones como también subdivisiones en áreas más restringidas, como termoquímica, cinética química, electroquímica, etc.

## 2. Materia y Energía.

La **materia** es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. La masa es la medida de la cantidad de materia contenida en una muestra de cualquier material. Mientras más masa tenga un objeto, más fuerza se requerirá para ponerlo en movimiento. Debido a que todos los cuerpos en el universo cumplen con la definición de materia, todos están formados por materia.



La **energía** se define como la capacidad de realizar trabajo o transferir calor. Se conocen diversas formas de energía, incluyendo energía mecánica, eléctrica, calórica y térmica. Los vegetales utilizan la energía lumínica del sol para su crecimiento. La energía eléctrica permite iluminar un cuarto con sólo cerrar un interruptor. La energía calórica permite cocinar los alimentos y calentar los hogares. La energía se puede clasificar en dos tipos principales: cinética y potencial.

Un cuerpo en movimiento, posee energía debido a su movimiento, esta energía se denomina **energía cinética**, y representa la capacidad de realizar trabajo en forma directa y se transfiere fácilmente de un objeto a otro. La **energía potencial**, es la energía que posee un cuerpo debido a su posición o su composición. El carbón, por ejemplo, posee energía química, una forma de energía potencial debido a su composición. Una roca que se encuentra en la cima de una montaña, posee energía

potencial debido a su altura, cuando se despeña, convierte esa energía potencial en energía cinética.

Aquellos procesos químicos que están acompañados de cambios de energía hacia el medio circundante, generalmente en forma de energía calórica, se denominan exotérmicos. Sin embargo, otras reacciones son endotérmicas, es decir, absorben energía del medio circundante.

### **3. Ley de conservación de la materia.**

Cuando se lleva a cabo una reacción química en un recipiente cerrado, los compuestos que se forman son diferentes a los que había, pero la masa de los compuestos nuevos no varían con la de los reactivos originales, lo que se determina porque la masa del reactor no ha variado.

Si la reacción se realiza en un recipiente abierto, como lo es el caso de la combustión de magnesio metálico en el aire, este se combina con el oxígeno para formar óxido de magnesio, un polvo blanco. En esta reacción química se liberan grandes cantidades de energía calórica y lumínica. Cuando se pesa el producto de la reacción, el óxido de magnesio, se encuentra que es más pesado que la muestra original de magnesio, este incremento en la masa del sólido se debe a la combinación del oxígeno con el magnesio para formar el óxido de magnesio. Muchos experimentos han demostrado que la masa del óxido de magnesio es igual a la suma de las masas del oxígeno más la del magnesio, que se combinan para formarlo. Lo mismo ocurre en todas las reacciones químicas. Estas observaciones se resumen en la ley de conservación de la materia.

**No hay un cambio observable en la cantidad de materia durante una reacción química ordinaria.**

### **4. Ley de la conservación de la energía.**

En las reacciones químicas exotérmicas, la energía química casi siempre se convierte en energía calórica, aunque en algunos procesos exotérmicos también se producen otros tipos de cambios de energía. En las reacciones endotérmicas, la energía

calórica, lumínica o eléctrica, se convierten en energía química. Los experimentos han demostrado que toda la energía que interviene en algún cambio químico o físico aparece en alguna otra forma después del cambio, estas observaciones se resumen en la ley de conservación de la energía:

**La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma.**

### 5. Ley de conservación de la materia y la energía.

En las reacciones nucleares, la materia se transforma en energía. La relación entre la materia y la energía fue establecida por Albert Einstein mediante su famosa ecuación:

$$E = m \times c^2$$

Esta ecuación establece que la cantidad de energía que se libera, cuando la materia se transforma en energía, es el producto entre la masa que se transforma y el cuadrado de la velocidad de la luz.

**La cantidad combinada de la materia y energía en el universo es fija.**

### 6. Materia - Masa y peso

La química trata sobre la naturaleza, composición y transformación de la materia. Pero **¿Qué es la materia?** Podemos decir que materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y que en las condiciones de presión y temperatura que imperan en el planeta, se manifiestan en forma de sustancias.

Las propiedades esenciales de la materia son la **extensión, impenetrabilidad e inercia.**

La **extensión** es natural para los sólidos y los líquidos, pero no en los gases, por lo que es mejor hablar de **inercia**. Esta se define como la resistencia de los cuerpos para cambiar su estado de reposo o de movimiento sin la intervención de alguna fuerza.

Los cuerpos quietos, permanecen así, a menos que se le aplique una fuerza para que comiencen a moverse. De la misma manera los que están en movimiento continúan en movimiento a menos que se le aplique una fuerza para detenerlos.

Mediante observaciones experimentales se ha comprobado que esa fuerza, en cualquiera de los casos anteriores es proporcional a la masa y la aceleración del cuerpo en cuestión. De aquí surge la expresión matemática que relaciona la fuerza, la masa y la aceleración:  $F = m \times a$  entonces la masa queda definida como  $m = F / a$  según la cual la masa de un cuerpo es igual a la relación constante entre la fuerza  $F$ , aplicada al mismo y la aceleración  $a$ , del movimiento uniformemente acelerado que se produce.

**Ejemplo:** la fuerza que hay que hacer para detener una pelota de ping pong es menor que la que hay que hacer para parar una pelota de fútbol si ambas se desplazan a la misma velocidad. Ello es porque la pelota de fútbol tiene mayor masa que la de ping pong.

<b>La cantidad de materia de un cuerpo viene dada por su masa.</b>
--

Los cuerpos que nos rodean, se encuentran en el campo de atracción de la tierra, que ejerce sobre ellos una fuerza que es su Peso.  $P = m \times g$  donde  $P$  es el peso del cuerpo,  $m$  su masa y  $g$  la atracción de la gravedad. ( $g = 9,8066 \text{ m/s}^2$ ) Puesto que la aceleración de la gravedad en cualquier punto de la superficie es prácticamente constante, (varía de  $9,83 \text{ m/s}^2$  en los polos a  $9,78 \text{ m/s}^2$  en el ecuador y según la altura que se encuentre el cuerpo con respecto al nivel del mar) también lo es el peso de un cuerpo, que se expresa con el mismo número que representa su masa. Es decir, a la unidad de masa (1 gramo masa) le corresponde la unidad de peso (1 gramo fuerza). Esto hace que los términos masa y peso se utilicen indistintamente al referirse a un cuerpo, por lo que, con frecuencia se confunden.

Se aclara el concepto si pensamos que una persona de 100 kilogramos de peso en la tierra, pesa una sexta parte en la luna (aproximadamente 16 kg) porque la atracción de la luna es una sexta parte de la que existe en la tierra y que en el espacio

interestelar, su peso es cero, porque no hay atracción de ningún tipo. Pero la masa, es la misma tanto en la tierra, como en el espacio o en la luna.

La masa por unidad de volumen de un cuerpo es la **densidad absoluta**, que se expresa en  $\text{gr/cm}^3$ . Si fuera un gas se expresa en  $\text{gr/l}$ .

La **densidad relativa**, es la relación entre la masa de un volumen dado de una sustancia, a una dada temperatura y la masa de un volumen igual de agua a la misma temperatura.

Si en lugar de la relación de masa sobre volumen, utilizamos la relación entre el peso de un cuerpo y el volumen ocupado, tenemos el peso específico o el peso específico relativo si lo comparamos con el peso de un volumen igual de agua a la misma temperatura.

## 7. Propiedades físicas y químicas.

Una **propiedad física** es una característica que se puede observar en un objeto sin que cambie básicamente su identidad. Características tales como el color, dureza, densidad, punto de fusión o de ebullición son propiedades físicas. Un proceso en el cual un objeto cambia su apariencia física pero no su composición se denomina cambio físico. Por ejemplo los cambios de estado. Así cuando un cubo de hielo se convierte en agua, como ésta se diferencia del hielo tan solo en su apariencia y no en su composición, la transformación que ha tenido lugar es un cambio físico.

Si estas propiedades no dependen de la cantidad de sustancia considerada se denominan **propiedades específicas, o propiedades intensivas**, tal como: color, olor, sabor, solubilidad, densidad, conductividad del calor y de la electricidad, brillo, transparencia, dureza, maleabilidad, ductilidad, estructura cristalina, punto de fusión o de ebullición, etc.

Si las propiedades dependen de la cantidad de muestra investigada, se denominan **propiedades extensivas**, como ser el peso, volumen, el tamaño, etc.

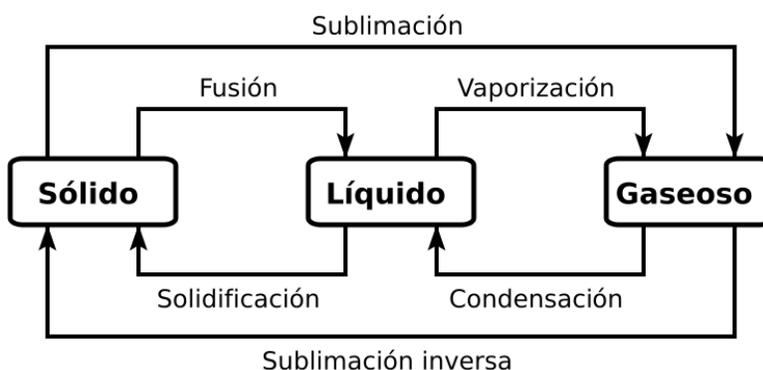
Las **propiedades químicas** de los cuerpos, se ponen de manifiesto, cuando se transforman en otro distinto, es decir cuando reaccionan químicamente. Por ejemplo: si reacciona o no con el oxígeno, con el agua, o con el hidrógeno, que pasa si se le agrega un ácido, etc.

## 8. Estado de la materia: Cambio de estado

La materia se presenta en tres estados distintos que son: estado sólido, estado líquido y estado gaseoso. En el **estado sólido**, los cuerpos tienen forma definida y volumen propio, son prácticamente incompresibles, son rígidos y no pueden fluir. En el **estado líquido**, los cuerpos tienen volumen propio pero no tienen forma propia, sino que adoptan la forma del recipiente que los contiene. Son poco compresibles y pueden fluir. En el **estado gaseoso**, los cuerpos no tienen ni forma ni volumen propio, pues ocupan totalmente el recipiente que los contiene, se expanden fácilmente y son muy compresibles.

Los cuerpos pueden cambiar de estado cuando se modifican las condiciones de presión y temperatura a las cuales están sometidos. Así un sólido que se calienta, se transforma en líquido y el proceso se llama **fusión**. Inversamente si se enfría un líquido se transforma en sólido, llamándose **solidificación**.

Un líquido que pasa a gas se dice que se **vaporiza o evapora** y la forma gaseosa se denomina vapor. Si un gas (vapor) pasa a líquido decimos que se **condensa**. Algunos sólidos pueden pasar al estado gaseoso y de éste al estado sólido, sin pasar por el estado líquido. Ambos fenómenos se llaman **sublimación**.



## 9. Temperatura y calor. Unidades

La sensación de caliente o frío que tenemos al tocar un cuerpo, nos permite conocer aproximadamente, el grado o nivel térmico que posee y que se denomina temperatura.

Al poner en contacto dos cuerpos a distintas temperaturas, se nota que al cabo de un cierto tiempo las temperaturas se igualan, alcanzando ahora un valor intermedio entre ellas. El más caliente se enfría y el de menor temperatura se calienta. En éste proceso, algo ha pasado de un cuerpo al otro y es lo que se designa como **calor**. El **calor** es una forma de **energía**.

La temperatura se mide en la **escala Celsius** ( $^{\circ}\text{C}$ ) originariamente conocida como escala centígrada y que se toma como límite inferior  $0^{\circ}\text{C}$  a la temperatura de solidificación del agua en contacto con el aire a la presión atmosférica normal y como límite superior de la escala  $100^{\circ}\text{C}$  a la temperatura de ebullición del agua en las mismas condiciones. La unidad en  $^{\circ}\text{C}$  resulta de dividir por 100 la distancia que separa ambos extremos de la escala, a lo largo de un tubo capilar.

Existen otras escalas para medir temperatura. Una de ellas, es la **escala Kelvin** de temperatura. Se conoce como escala de temperatura absoluta y donde el  $0^{\circ}\text{C}$  corresponde a  $-273,15^{\circ}\text{K}$ , siendo el valor de la unidad de grado, idéntica a la escala Celsius.

Por ello la relación entre ambas es:

$$^{\circ}\text{K} = 273,15 + ^{\circ}\text{C}$$

Cuando un cuerpo absorbe calor su temperatura aumenta, a no ser que ocurra una transformación (cambio de fase). El aumento de temperatura, depende de la cantidad de calor absorbido, de la naturaleza del cuerpo y de su masa. Esto permite definir la unidad de calor que en el sistema métrico es la caloría (cal).

**La caloría es la cantidad de calor necesaria para elevar en  $1^{\circ}\text{C}$  la temperatura de un gramo de agua que está a  $14,5^{\circ}\text{C}$ .**

## 10. Sistema Material

Definimos un sistema material, como una porción del espacio que puede ser real o imaginario y que será sometida a examen u observación. Así un sistema puede ser el aula, delimitada por las cuatro paredes, ó un tubo de ensayo. Podemos ver lo que ocurre dentro de nuestro sistema. También pueden ser mi sistema, por ejemplo los límites imaginarios de mí Ciudad y analizar qué es lo que ocurre dentro de dichos

límites con la contaminación gaseosa que se produce en su interior por el uso de automóviles, por ejemplo.

### **11. Sistemas materiales homogéneos y heterogéneos**

Cuando un sistema material posee las mismas propiedades intensivas en cualquier punto de su masa se dice que es un sistema material homogéneo. En otros casos nos encontramos con sistemas materiales que no poseen esta característica y presentan cambios en sus propiedades intensivas, se trata de sistemas denominados heterogéneos conformados por dos o más fases que poseen superficies que las delimitan. Dentro de cada fase se cumple que las propiedades intensivas son iguales en cualquier punto de su masa o sea que una fase se puede definir como un sistema material homogéneo. Al atravesar la superficie que delimita dos fases las propiedades intensivas del sistema cambian bruscamente.

### **12. Sistemas materiales inhomogéneos**

Estos son sistemas materiales muy particulares ya que sus propiedades intensivas varían como en los sistemas heterogéneos pero no bruscamente sino gradualmente y no existe superficie que delimite diferentes fases. El ejemplo más típico es la atmósfera terrestre que posee diferente composición según la distancia de la superficie de la tierra por lo cual también cambian sus propiedades intensivas sin embargo es un sistema que se presenta como de una sola fase o sea homogéneo.

### **13. Mezclas y Disoluciones. Sustancia pura**

Un sistema material heterogéneo es una mezcla y cada porción homogénea de la misma es una fase y puede estar constituido por un mismo componente o por componentes distintos. Ejemplo, un trozo de hielo en agua, es una mezcla heterogénea de dos fases pero con un mismo componente: agua. Pero un trozo de granito tiene varias fases de distintos componentes como lo es la mica, el feldespato y cuarzo. En general cada fase de una mezcla heterogénea, puede ser separado por medios mecánicos.

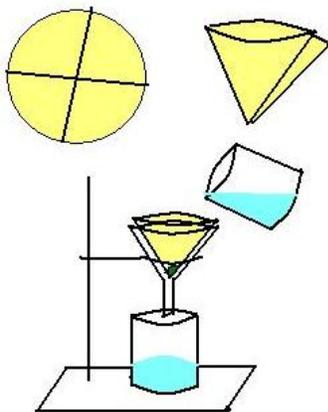
Una fase homogénea de composición uniforme e **invariable** constituye una **sustancia pura**. Si tuviera una composición **variable** estaríamos en presencia de una mezcla homogénea que a su vez se denomina **disolución**.

En síntesis, una mezcla es un sistema material conformado por más de una sustancia pura. Puede ser heterogénea u homogénea (disolución). Los componentes de una mezcla se pueden separar por procedimientos físicos.

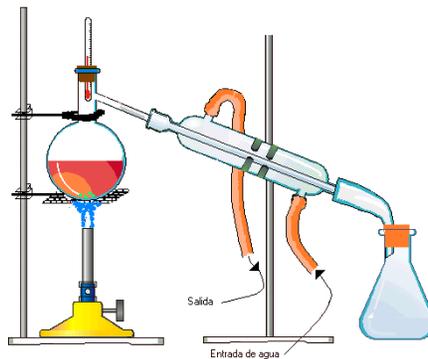
#### 14. Separación de mezclas

Los elementos y compuestos rara vez se encuentran en la naturaleza en forma pura, por lo que es necesario separarlos de las mezclas en las que se encuentran. Tal separación se basa en las diferencias que hay en las propiedades de los componentes de una mezcla. Muchos de los procedimientos de separación son muy simples, cuando colamos el café estamos llevando a cabo uno de ellos denominado filtración, muchos otros son más complejos. A continuación se describen algunos métodos para separar las sustancias puras de las mezclas.

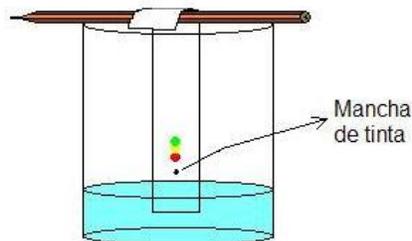
- a. **Disolución:** si se tiene una mezcla donde uno de los componentes es soluble en agua y el otro no, se le agrega agua y posteriormente se filtra. El filtrado, que contiene la sustancia soluble, se puede evaporar para obtenerla en forma cristalina.
- b. **Filtración:** es para separar los sólidos que se encuentran suspendidos en los líquidos al pasar la mezcla a través de un material filtrante que permite el paso de la fase líquida a la vez que retiene la sólida.



- c. **Destilación:** es el método por el cual se pueden separar los componentes de una disolución conformada por líquidos de volatilidad diferente. Se lleva a ebullición la mezcla y se recoge y condensa el vapor, se obtiene de esta manera una nueva fase líquida que es más rica que la original en el componente más volátil. Si este procedimiento se repite se logra una separación total de los componentes de la mezcla.



- d. **Cromatografía:** Este método de separación de los componentes de una disolución se basa en la diferencia de velocidad de difusión de los mismos en un soporte común,



Existen, además muchos otros procedimientos de separación, como tamización, levigación, lixiviación, decantación, etc.

## 15. Elementos y compuestos.

El gran número de sustancias distintas que se conocen, se caracterizan por tener una composición invariable y propiedades definidas a temperatura y presión dada. Pero la mayoría de ellas puede ser transformada en otra sustancia al ser sometida a alguna forma de energía.

Si se calienta azúcar, se obtiene vapor de agua y carbón. El carbón puro no puede ser transformado en otro cuerpo más sencillo, pero el agua, con pasaje de corriente eléctrica, se descompone en hidrógeno y oxígeno gaseoso.

Lo mismo ocurre si descompongo cloruro de sodio (sal) con electricidad, obtengo un gas amarillo verdoso, sofocante y venenoso (cloro) y un depósito en el electrodo negativo de un metal sólido y que es muy activo (sodio).

El carbón, el oxígeno, el hidrógeno, el cloro y el sodio no pueden descomponerse en otros cuerpos más sencillos y se denominan **elementos**, lo que significa que son constituyentes elementales de la materia.

Las sustancias formadas por dos o más elementos y que se pueden descomponer en elementos se conocen como **compuestos**. Los compuestos se diferencian de las mezclas en lo siguiente:

- a. Los componentes de una mezcla pueden separarse por medios físicos y los componentes de un compuesto, no.
- b. Las mezclas tienen las propiedades variables dependiendo de la naturaleza y de las proporciones de sus componentes mientras que los compuestos poseen propiedades específicas definidas.
- c. Las mezclas pueden existir en cualquier proporción mientras que los compuestos se forman en proporciones invariables.
- d. La formación o descomposición de un compuesto requiere el aporte o liberación de energía, mientras que para la mezcla el efecto calorífico es nulo o muy pequeño.

## 16. Transformaciones físicas y químicas

Los cambios que experimentan las sustancias son de dos clases: físicos y químicos. Un cambio físico modifica algunas propiedades, pero no hay nada que indique que se ha formado una nueva sustancia. Ejemplo: al convertir un trozo de hielo en agua o en

vapor, se sigue teniendo agua en distintos estados. Los cambios químicos, por el contrario, producen un cambio profundo en las propiedades del cuerpo, lo que indica que se ha formado una nueva sustancia. Ha habido una **reacción química**. Ambos procesos, se diferencian en lo siguiente:

a) Los cambios químicos producen una modificación profunda de las propiedades de los reactivos, mientras que los cambios físicos, provocan una alteración pequeña y a veces parcial de las propiedades del cuerpo.

b) Los cambios químicos son generalmente permanentes, mientras que los cambios físicos persisten mientras dura la causa que lo produjo.

c) Los cambios químicos van acompañados por una variación importante de energía, mientras que los cambios físicos producen o necesitan una variación de energía pequeña.

## CUESTIONARIO

- 1.- ¿Qué estudia la química? ¿Qué es el método científico, cuáles son sus pasos?
- 2.- ¿Qué es materia? ¿Cuáles son sus propiedades? ¿Qué entiende por masa?
- 3.- ¿Qué diferencia existe entre masa y peso? ¿Cuáles son las unidades de cada uno? ¿Cómo se mide cada uno?
- 4.- La materia se nos presenta en varios estados de agregación: ¿Cuáles y qué propiedades caracterizan a cada uno de ellos? ¿Cómo se llama el cambio de cada estado de agregación a otro?
- 5.- Indique qué entiende por densidad absoluta y densidad relativa ¿En qué unidades se mide cada una?
- 6.- Expresar la ley de conservación de la materia.
- 7.- ¿Cómo distinguimos las diferentes clases de materia?
- 8.- Propiedades de la materia: intensivas, extensivas, físicas y químicas. Cambios físicos y químicos.
- 9.- Indique qué entiende por energía y cómo se relaciona con la masa ¿Qué tipos de energía conoce?
- 10.- Precisar que son: Sistemas materiales. Clasificación. Sistemas homogéneos y heterogéneos. Fase. Componentes.
- 11.- ¿Qué métodos de separación de fases conoce? Describirlos.
- 12.- Dar ejemplos e indicar que entiende por cuerpo, sustancia pura, átomo, molécula, sustancia simple, sustancia compuesta, elemento y variedad alotrópica.

## TAREA N° 1

1) Completar el siguiente cuadro y revisar los conceptos básicos involucrados.

Sistema material	Tipo de sistema (*)	Número de fases	Número de componentes	Clasificación de cada componente (**)
Agua – sal común – arena				
Oxígeno – nitrógeno – monóxido de carbono				
Limaduras de hierro – polvo de azufre				
Agua – hielo				
Leche				
Aire				
100 g de agua + 10 g de sal común				
100 g de agua + 1000 g de sal común				

(\*) Homogéneo, heterogéneo o inhomogéneo; (\*\*) Sustancia simple, sustancia compuesta, disolución.

2) Completar el siguiente cuadro y revisar los conceptos básicos involucrados.

Propiedad	Intensiva	Extensiva	Definición
Color			
Densidad			
Temperatura o punto de fusión			
Concentración			
Electronegatividad			
Energía de ionización molar			

3) Describir tres métodos para separar las sustancias puras contenidas en una mezcla. Dar ejemplos de la vida diaria.

4) Completar la siguiente tabla.

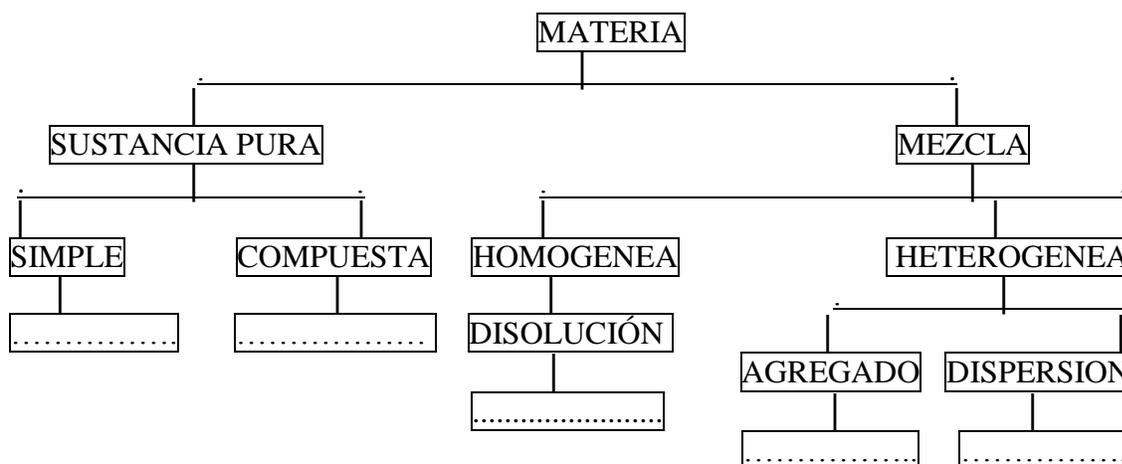
Tipo de fase	Tipo de mezcla				
	Disolución de agua en sal	Humo	Niebla	Suspensión	Emulsión de aceite en agua
Dispersa					
Dispersante					

5) Transcribir el contenido de una etiqueta de lavandina e identificar propiedades físicas y químicas, símbolos de seguridad y datos que permitan establecer su fórmula química y su concentración.

6) Completar la siguiente tabla fundamentando cada elección.

Evidencia experimental	Propiedad Física	Propiedad Química	Propiedad Físicoquímica
El corcho flota en agua			
Un acero contiene 95%Fe, 4%C y 1% de otros elementos			
La densidad del Hg es de 13,6 g/ml			
El Fe se disuelve en ácido clorhídrico con desprendimiento de gas hidrógeno			
El fósforo blanco es blando			
El yodo se disuelve en alcohol			
Se calienta azufre en polvo, primero funde y luego arde			
Al pasar electricidad por agua salada se desprenden dos tipos de gases			

7) Revisar los conceptos involucrados en el siguiente esquema y completar los casilleros en blanco con los ejemplos que correspondan.



8) Investigar.

¿Cuál es el elemento cuyo nombre fue establecido en honor a una física austríaca-sueca que falleció en 1968? ¿Qué particularidades tiene ese elemento? ¿Con qué nombres de elementos químicos están asociadas las siguientes denominaciones referidas a propiedades?

- Aurora resplandeciente
- Engendrador de agua
- De arco iris
- Retoño verde

- Piedra pesada
- Destello o rayo

9) a) Calcular la energía cinética de un cuerpo de 250 gramos de masa que tiene una velocidad de 7,5 m/s. b)¿ A qué altura sobre el nivel del mar debería encontrarse el mismo para que su energía potencial fuera igual a la energía cinética calculada? Expresar el resultado de: a) en Joules, ergios y calorías b) en metros. Datos:  $g = 9,806 \text{ m/s}^2$  ,  $1\text{Joule} = 10^7 \text{ ergios}$ ,  $1 \text{ Joule} = 0,239 \text{ cal}$

10) Una masa de hierro de 19,65 g se coloca en una probeta con 25 ml de agua y el nivel asciende a 27,5 ml. ¿Cuál será la densidad del hierro?

## CAPÍTULO 2

### ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

## ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

### Espectro electromagnético:

Se denomina espectro electromagnético o simplemente espectro a la radiación electromagnética que emite (espectro de emisión) o absorbe (espectro de absorción) una sustancia. Dicha radiación sirve para identificar la sustancia de manera análoga a una huella dactilar. Los espectros se pueden observar mediante espectroscopios que además de permitir observar el espectro, permiten realizar medidas sobre éste, como la longitud de onda, la frecuencia y la intensidad de una radiación. El espectro electromagnético se extiende desde la radiación de menor longitud de onda, como los rayos gamma y los rayos X, pasando por la luz ultravioleta, la luz visible y los rayos infrarrojos, hasta las ondas electromagnéticas de mayor longitud de onda, como son las ondas de radio.

La energía electromagnética en una particular longitud de onda  $\lambda$  (en el vacío) tiene una frecuencia  $f$  asociada y una energía de fotón  $E$ . Por tanto, el espectro electromagnético puede ser expresado igualmente en cualquiera de esos términos. Se relacionan en las siguientes ecuaciones:

$$c = f \lambda$$

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Dónde  $c = 300.000.000$  m/seg (velocidad de la luz) y  $h$  es la constante de Planck ( $6,63 \cdot 10^{-34}$  J x seg). Por lo tanto, las ondas electromagnéticas de alta frecuencia tienen una longitud de onda corta y mucha energía mientras que las ondas de baja frecuencia tienen grandes longitudes de onda y poca energía. El comportamiento de las radiaciones electromagnéticas depende de su longitud de onda. Cuando la radiación electromagnética interactúa con átomos y moléculas puntuales, su comportamiento también depende de la cantidad de energía por quantum que lleve.

### Modelo atómico de Bohr:

La estructura electrónica de un átomo describe las energías y la disposición de los electrones alrededor del átomo. Gran parte de lo que se conoce acerca de la

estructura electrónica de los átomos se averiguó observando la interacción de la radiación electromagnética con la materia.

Sabemos que el espectro de un elemento químico es característico de éste y que del análisis espectroscópico de una muestra puede deducirse su composición.

El origen de los espectros era desconocido hasta que la teoría atómica asoció la emisión de radiación por parte de los átomos con el comportamiento de los electrones, en concreto con la distancia a la que éstos se encuentran del núcleo. El físico danés *Niels Bohr* (Premio Nobel de Física 1922), propuso un nuevo modelo atómico que se basa en tres postulados:

1. Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias sin emitir energía.
2. Los electrones solo pueden girar alrededor del núcleo en aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón es un múltiplo entero de  $h/2\pi$ .

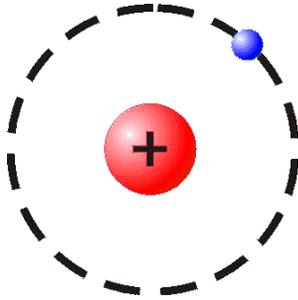
$$m r v = n \frac{h}{2 \pi}$$

siendo:  $h$  la constante de Planck,  $m$  la masa del electrón,  $v$  su velocidad,  $r$  el radio de la órbita y  $n$  un número entero ( $n=1, 2, 3, \dots$ ) llamado número cuántico principal (que lo veremos más adelante).  $n$  indica la órbita en la que se encuentra el electrón, para  $n=1$  el electrón se encuentra cerca del núcleo, a medida que  $n$  aumenta, el electrón se aleja del núcleo.

3. Cuando un electrón pasa de una órbita externa a una más interna, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética. Mientras el electrón se mueve en cualquiera de esas órbitas no radia energía, sólo lo hace cuando cambia de órbita. Si pasa de una órbita externa (de mayor energía) a otra más interna (de menor energía) emite energía, y la absorbe cuando pasa de una órbita interna a otra más externa. Por tanto, la energía absorbida o emitida será:

$$E_2 - E_1 = h \nu$$

En resumen podemos decir que los electrones se disponen en diversas órbitas circulares que determinan diferentes niveles de energía.



**Figura 1:** Bohr describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo, y girando a su alrededor un electrón. En éste modelo los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo; ocupando la órbita de menor energía posible, o sea la órbita más cercana posible al núcleo.

Cada órbita se corresponde con un nivel energético que recibe el nombre de número cuántico principal, se representa con la letra "  $n$  " y toma valores desde 1 hasta 7. La teoría de *Bohr* predice los radios de las órbitas permitidas en un átomo de hidrógeno.

$$r_n = n^2 a_0$$

dónde  $n = 1, 2, 3, \dots$  y  $a_0 = 0.53 \text{ \AA}$

La teoría también nos permite calcular las velocidades del electrón en estas órbitas, y la energía. Por convenio, cuando el electrón está separado del núcleo se dice que está en el cero de energía. Cuando un electrón libre es atraído por el núcleo y confinado en una órbita  $n$ , la energía del electrón se hace negativa, y su valor desciende a:

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

$R_H$  es una constante que depende de la masa y la carga del electrón y cuyo valor es  $2.179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ .

Normalmente el electrón en un átomo de hidrógeno se encuentra en la órbita más próxima al núcleo ( $n=1$ ). Esta es la energía permitida más baja, o el **estado fundamental**. Cuando el electrón adquiere un cuanto de energía pasa a un nivel

más alto ( $n=2,3, \dots$ ) se dice entonces que el átomo se encuentra en un **estado excitado**. En este estado excitado el átomo no es estable y cuando el electrón regresa a un estado más bajo de energía emite una cantidad determinada de energía, que es la diferencia de energía entre los dos niveles.

La energía de un fotón, bien sea absorbido o emitido, se calcula de acuerdo con la **ecuación de Planck**.

El electrón puede acceder a un nivel de energía superior pero para ello necesita "absorber" energía. Cuando vuelve a su nivel de energía original, el electrón necesita emitir la energía absorbida (por ejemplo en forma de radiación).

Planck postuló que la emisión de radiación electromagnética se produce en forma de "paquetes" o "cuantos" de energía (fotones). Esto significa que la radiación no es continua, es decir, los átomos no pueden absorber o emitir cualquier valor de energía, sino sólo unos valores concretos. La energía correspondiente a cada uno de los "cuantos" se obtiene multiplicando su frecuencia,  $\nu$ , por la cte. de Plank,  $h$  ( $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  Julios  $\cdot$  segundo).

$$E = h \cdot \nu$$

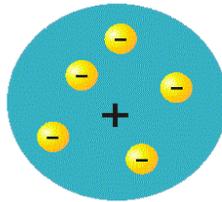
### **Modelo atómico de Thomson**

Los experimentos de *Thomson* sobre los rayos catódicos en campos magnéticos y eléctricos dieron pie al descubrimiento del electrón e hizo posible medir la relación entre su carga y su masa; el experimento de gota de aceite de *Millikan* proporcionó la masa del electrón; el descubrimiento de la radioactividad (la emisión espontánea de radiación por átomos) fue una prueba adicional de que el átomo tiene una subestructura.

Una vez considerado el electrón como una partícula fundamental de la materia existente en todos los átomos, los físicos atómicos empezaron a especular sobre cómo estaban incorporadas estas partículas dentro de los átomos.

El modelo comúnmente aceptado era el que a principios del siglo XX propuso *Joseph John Thomson*, quién pensó que la carga positiva necesaria para contrarrestar la carga negativa de los electrones en un átomo neutro estaba en

forma de nube difusa, de manera que el átomo consistía en una esfera de carga eléctrica positiva, en la cual estaban embebidos los electrones en número suficiente para neutralizar la carga positiva.



### **Modelo atómico de Rutherford**

Para *Ernest Rutherford*, el átomo era un sistema planetario de electrones girando alrededor de un núcleo atómico pesado y con carga eléctrica positiva.

El modelo atómico de *Rutherford* puede resumirse de la siguiente manera:

El átomo posee un núcleo central pequeño, con carga eléctrica positiva, que contiene casi toda la masa del átomo.

Los electrones giran a grandes distancias alrededor del núcleo en órbitas circulares.

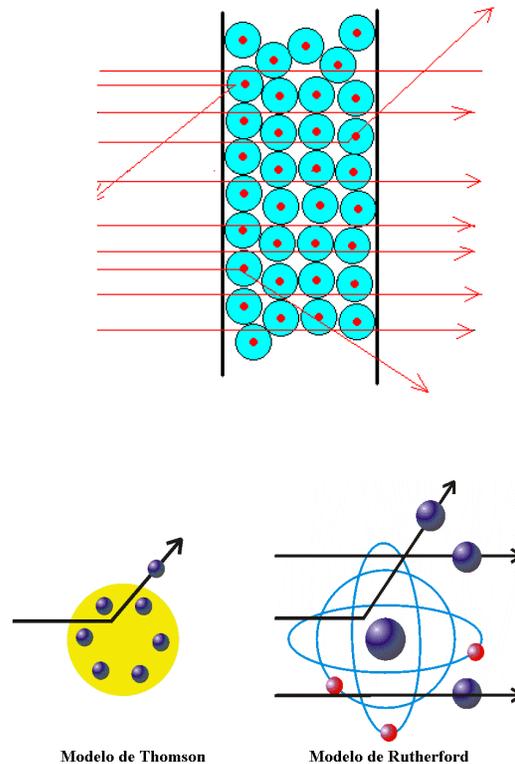
La suma de las cargas eléctricas negativas de los electrones debe ser igual a la carga positiva del núcleo, ya que el átomo es eléctricamente neutro.

*Rutherford* no solo dio una idea de cómo estaba organizado un átomo, sino que también calculó cuidadosamente su tamaño (un diámetro del orden de  $10^{-10}$  m) y el de su núcleo (un diámetro del orden de  $10^{-14}$  m). El hecho de que el núcleo tenga un diámetro unas diez mil veces menor que el átomo supone una gran cantidad de espacio vacío en la organización atómica de la materia.

Para analizar cuál era la estructura del átomo, *Rutherford* diseñó un experimento:

El experimento consistía en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa (núcleos de helio). De ser correcto el modelo atómico de *Thomson*, el haz de partículas debería atravesar la lámina sin sufrir desviaciones significativas a su trayectoria. *Rutherford* observó que un alto porcentaje de partículas atravesaban la lámina sin sufrir una desviación apreciable, pero un cierto número de ellas era desviado significativamente, a veces bajo ángulos de difusión mayores de 90

grados. Tales desviaciones no podrían ocurrir si el modelo de *Thomson* fuese correcto.



**Figura 2:** Representación esquemática de la dispersión de partículas  $\alpha$  en los experimentos realizados por *Rutherford* con láminas de oro. El bombardeo de una lámina de oro con partículas  $\alpha$  mostró que la mayoría de ellas atravesaba la lámina sin desviarse. Ello confirmó a *Rutherford* que los átomos de la lámina debían ser estructuras básicamente vacías.

En el año 1927, *E.Schrödinger* (Premio Nobel de Física 1933), apoyándose en el concepto de dualidad onda-corpúsculo enunciado por *L.de Broglie* (Premio Nobel de Física 1929), formula la Mecánica Ondulatoria, relacionando la longitud de onda ( $\lambda$ ) con la constante de Planck y la cantidad de movimiento  $m$  (masa) por  $v$  (velocidad),

$$\lambda = \frac{h}{m v}$$

A partir de aquí, diferentes científicos han dado lugar a lo que actualmente se denomina Mecánica Cuántica. Frente al determinismo de la Mecánica Clásica, la Mecánica Cuántica, es esencialmente probabilística y utiliza una ecuación matemática más complicada que la Mecánica Clásica. Actualmente, el modelo atómico que se admite es el modelo propuesto por la Mecánica Cuántica (modelo de Schrödinger).

El modelo de *Bohr* es un modelo unidimensional que utiliza un número ( $n$ ) para describir la distribución de electrones en el átomo. El modelo de *Schrödinger* permite que el electrón ocupe un espacio tridimensional. Por lo tanto requiere tres números conocidos como números cuánticos para describir los orbitales en los que se puede encontrar al electrón. La descripción del átomo mediante la mecánica ondulatoria está basada en el cálculo de las soluciones de la ecuación de *Schrödinger* (Figura 3); esta es una ecuación diferencial que permite obtener los números cuánticos de los electrones.

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

**Figura 3:** Ecuación de Schrödinger. Ecuación diferencial que permite obtener los números cuánticos de los electrones.

En esta ecuación:  $\Psi$  es la llamada función de onda. Contiene la información sobre la posición del electrón. También se denomina orbital, por analogía con las órbitas de los modelos atómicos clásicos. El cuadrado de la función de onda  $|\Psi|^2$  es la llamada densidad de probabilidad relativa del electrón y representa la probabilidad de encontrar al electrón en un punto del espacio ( $x, y, z$ ).

$E$  es el valor de la energía total del electrón.

$V$  representa la energía potencial del electrón en un punto ( $x, y, z$ ). Por tanto,  $E - V$  es el valor de la energía cinética cuando el electrón está en el punto ( $x, y, z$ ).

Las soluciones, o funciones de onda,  $\Psi$ , son funciones matemáticas que dependen de unas variables que sólo pueden tomar valores enteros. Estas variables de las funciones de onda se denominan números cuánticos: número cuántico principal, ( $n$ ),

angular ( $l$ ) y número cuántico magnético ( $m_l$ ). Estos números describen el tamaño, la forma y la orientación en el espacio de los orbitales en un átomo.

El número cuántico principal ( $n$ ) describe el tamaño del orbital, por ejemplo: los orbitales para los cuales  $n=2$  son más grandes que aquellos para los cuales  $n=1$ . Puede tomar cualquier valor entero empezando desde 1:

$$n=1, 2, 3, 4, \text{ etc.}$$

El número cuántico del momento angular orbital ( $l$ ) describe la forma del orbital atómico. Puede tomar todos los valores naturales desde 0 hasta  $n-1$  (siendo  $n$  el valor del número cuántico principal). Por ejemplo si  $n=5$ , los valores de  $l$  son:

$$l = 0, 1, 2, 3, 4.$$

Siguiendo la antigua terminología de los espectroscopistas, se designa a los orbitales atómicos en función del valor del número cuántico secundario,  $l$ , como:

$l = 0$  orbital s (*sharp*)

$l = 1$  orbital p (*principal*)

$l = 2$  orbital d (*diffuse*)

$l = 3$  orbital f (*fundamental*)

El número cuántico magnético ( $m_l$ ), determina la orientación espacial del orbital. Se denomina magnético porque esta orientación espacial se acostumbra a definir en relación a un campo magnético externo. Puede tomar valores enteros desde  $-l$  hasta  $+l$ . Por ejemplo, si  $l=2$ , los valores posibles para  $m_l$  son:

$$m_l = -2, -1, 0, 1, 2.$$

El número cuántico de espín ( $s$ ), sólo puede tomar dos valores:  $+1/2$  y  $-1/2$ . Indican el sentido de la rotación del electrón sobre su eje, como las agujas del reloj o en sentido contrario.

### Capas y Subcapas principales

Todos los orbitales con el mismo valor del número cuántico principal,  $n$ , se encuentran en la misma capa electrónica principal o nivel principal, y todos los orbitales con los mismos valores de  $n$  y  $m_l$  están en la misma subcapa o subnivel.

El número de subcapas en una capa principal es igual al número cuántico principal, esto es, hay una subcapa en la capa principal con  $n=1$ , dos subcapas en la capa

principal con  $n=2$ , y así sucesivamente. El nombre dado a una subcapa, independientemente de la capa principal en la que se encuentre, está determinado por el número cuántico  $l$ , de manera que como se ha indicado anteriormente:  $m_l=0$  (subcapa s),  $m_l=1$  (subcapa p),  $m_l=2$  (subcapa d) y  $m_l=3$  (subcapa f).

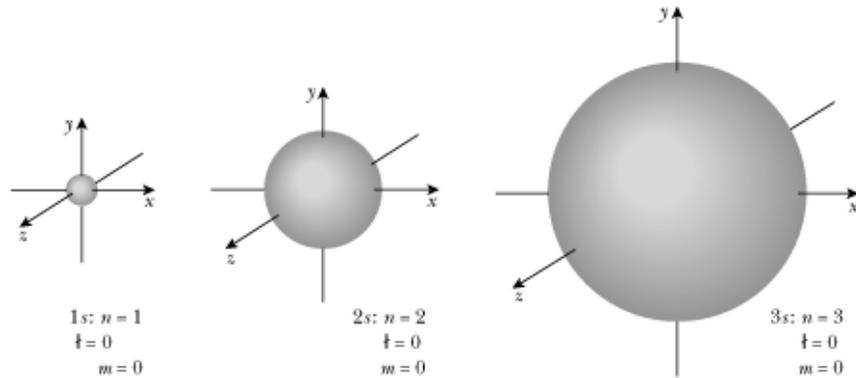
El número de orbitales en una subcapa es igual al número de valores permitidos de  $m_l$  para un valor particular de  $l$ , por lo que el número de orbitales en una subcapa es  $2m_l+1$ . Los nombres de los orbitales son los mismos que los de las subcapas en las que aparecen.

Orbitales s	Orbitales p	Orbitales d	Orbitales f
$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$
$m_l = 0$	$m_l = -1, 0, 1$	$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$	$m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$
Un orbital s en una subcapa s	Tres orbitales p en una subcapa p	Cinco orbitales d en una subcapa d	Siete orbitales f en una subcapa f

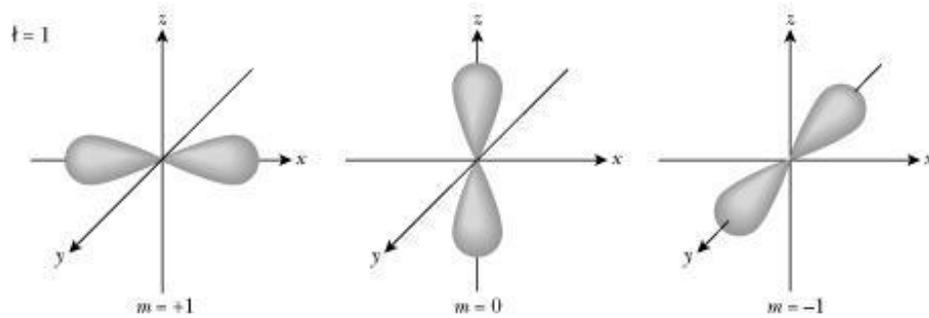
### Forma y tamaños de los orbitales

La imagen de los orbitales empleada habitualmente por los químicos consiste en una representación del orbital mediante superficies límite que engloban una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es del 99%. La extensión de estas zonas depende básicamente del número cuántico principal,  $n$ , mientras que su forma viene determinada por el número cuántico secundario,  $m_l$ .

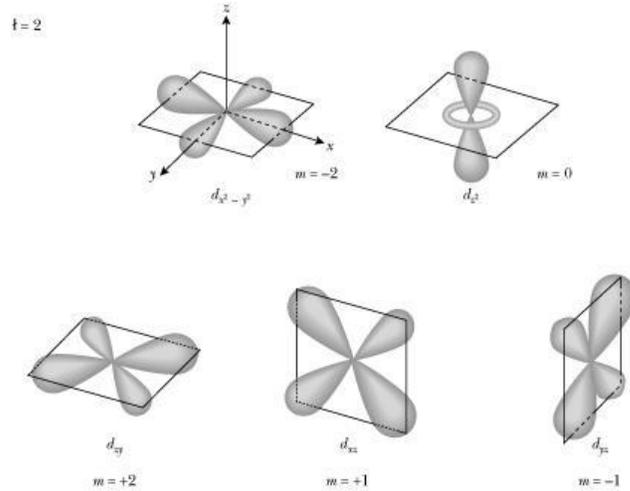
Los **orbitales s** ( $m_l=0$ ) tienen forma esférica. La extensión de este orbital depende del valor del número cuántico principal, así un orbital 3s tiene la misma forma pero es mayor que un orbital 2s.



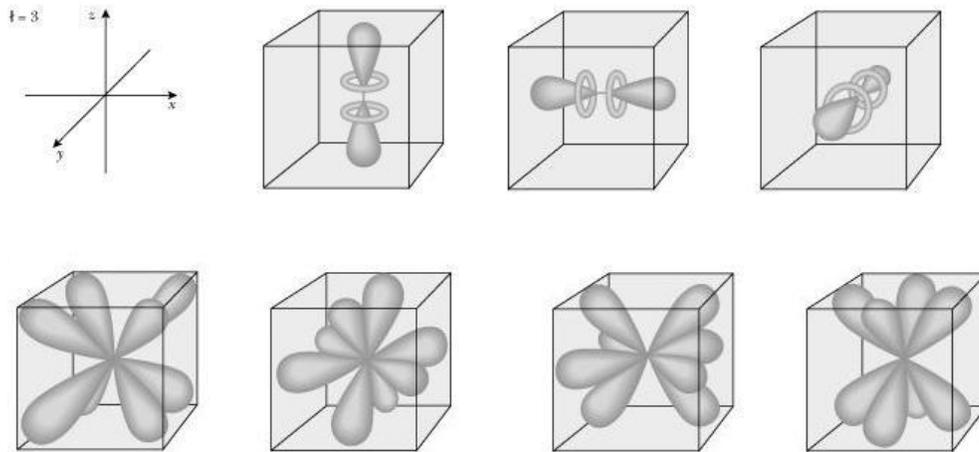
Los **orbitales p** ( $m_l=1$ ) están formados por dos lóbulos idénticos que se proyectan a lo largo de un eje. La zona de unión de ambos lóbulos coincide con el núcleo atómico. Hay tres orbitales p ( $m_l=-1$ ,  $m_l=0$  y  $m_l=+1$ ) de idéntica forma, que difieren sólo en su orientación a lo largo de los ejes x, y o z.



Los **orbitales d** ( $m_l=2$ ) también están formados por lóbulos. Hay cinco tipos de orbitales d (que corresponden a  $m_l=-2$ ,  $-1$ ,  $0$ ,  $1$ ,  $2$ )



Los **orbitales f** ( $l=3$ ) también tienen un aspecto multiplobular. Existen siete tipos de orbitales f (que corresponden a  $m_l=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ).



Una vez descritos los cuatro números cuánticos, podemos utilizarlos para describir la estructura electrónica del átomo de hidrógeno:

El electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental se encuentra en el nivel de energía más bajo, es decir,  $n=1$ , y dado que la primera capa principal contiene sólo un orbital s, el número cuántico orbital es  $m_l=0$ . El único valor posible para el número cuántico magnético es  $m_l=0$ . Cualquiera de los dos estados de spin son posibles para el electrón. Así podríamos decir que el electrón de un átomo de

hidrógeno en el estado fundamental está en el orbital 1s, o que es un electrón 1s, y se representa mediante la notación:



En donde el superíndice 1 indica un electrón en el orbital 1s. Ambos estados de espín están permitidos, pero no designamos el estado de espín en esta notación.

## ÁTOMOS MULTIELECTRÓNICOS.

La resolución de la ecuación de *Schrödinger* para átomos con más de un electrón es un proceso matemático muy complejo que obliga a realizar cálculos aproximados. En los átomos multielectrónicos aparece un nuevo factor: las repulsiones mutuas entre los electrones. La repulsión entre los electrones se traduce en que los electrones en un átomo multielectrónico tratan de permanecer alejados de los demás y sus movimientos se enredan mutuamente.

### Configuraciones electrónicas

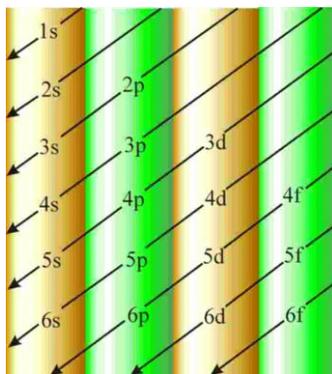
Escribir la configuración electrónica de un átomo consiste en indicar cómo se distribuyen sus electrones entre los diferentes orbitales en las capas principales y las subcapas. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos pueden relacionarse con las configuraciones electrónicas.

Esta distribución se realiza apoyándonos en tres reglas: *energía de los orbitales*, *principio de exclusión de Pauli* y *regla de Hund*.

1. Los electrones ocupan los orbitales de forma que se minimice la energía del átomo. El orden exacto de llenado de los orbitales se estableció experimentalmente, principalmente mediante estudios espectroscópicos y magnéticos, y es el orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas a los elementos. El orden de llenado de orbitales es:



Para recordar este orden más fácilmente se puede utilizar el diagrama siguiente:



Empezando por la línea superior, sigue las flechas y el orden obtenido es el mismo que en la serie anterior. Debido al límite de dos electrones por orbital, la capacidad de una subcapa de electrones puede obtenerse tomando el doble del número de orbitales en la subcapa. Así, la subcapa s consiste en un orbital con una capacidad de dos electrones; la subcapa p consiste en tres orbitales con una capacidad total de seis electrones; la subcapa d consiste en cinco orbitales con una capacidad total de diez electrones; la subcapa f consiste en siete orbitales con una capacidad total de catorce electrones.

En un determinado átomo los electrones van ocupando, y llenando, los orbitales de menor energía; cuando se da esta circunstancia el átomo se encuentra en su estado fundamental. Si el átomo recibe energía, alguno de sus electrones más externos puede saltar a orbitales de mayor energía, pasando el átomo a un estado excitado

### **Principio de exclusión de Pauli.**

En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Los tres primeros número cuánticos,  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  determinan un orbital específico. Dos electrones, en un átomo, pueden tener estos tres números cuánticos iguales, pero si es así, deben tener valores diferentes del número cuántico de espín. Podríamos expresar esto diciendo lo siguiente: en un orbital solamente puede estar ocupado por dos electrones y estos electrones deben tener espines opuestos.

## Regla de Hund.

Al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales p, los cinco orbitales d, o los siete orbitales f) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos, es decir, desapareados.

Ejemplo:

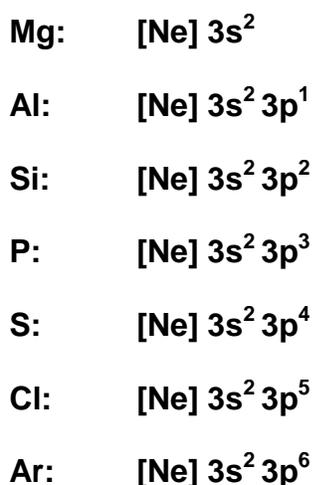
La estructura electrónica del 7N es:  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Para asignar las configuraciones electrónicas a los elementos por orden de su número atómico creciente, veamos el siguiente ejemplo de cómo sería la configuración electrónica para  $Z=11$ , hasta  $Z=18$ , es decir desde el Na hasta el Ar:

Cada uno de estos elementos tiene las subcapas 1s, 2s y 2p llenas. Como la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6$  corresponde a la del neón, la denominamos "configuración interna del neón" y la representamos con el símbolo químico del neón entre corchetes, es decir, [Ne]. Los electrones que se sitúan en la capa electrónica del número cuántico principal más alto, los más exteriores, se denominan electrones de valencia. La configuración electrónica del Na se escribe en la forma denominada "configuración electrónica abreviada interna del gas noble" de la siguiente manera:

Na: [Ne]  $3s^1$  (consta de [Ne] para la configuración interna del gas noble y  $3s^1$  para la configuración del electrón de valencia).

De manera análoga podemos escribir la configuración electrónica para Mg, Al, Si, P como sigue:



## **Tabla Periódica de los elementos.**

A continuación se estudiará la Tabla Periódica y la periodicidad química, la variación de los elementos según su posición en la Tabla Periódica.

En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeleev y el químico alemán Lotear Meyer, publicaron en forma independiente ordenamientos de los elementos conocidos. La clasificación de Mendeleev se basó principalmente en las propiedades químicas de los elementos, mientras que la de Meyer se basó en las propiedades físicas. Las tabulaciones fueron sorprendentemente similares. Ambos indicaron la periodicidad o repetición periódica regular de propiedades al incrementarse el peso atómico.

Debido a que el ordenamiento de Mendeleev de los elementos se basó en el incremento de peso atómico, aparentemente varios elementos quedaron fuera de lugar en su tabla. La resolución del problema de los elementos “fuera de sitio” tuvo que aguardar al desarrollo del concepto de número atómico. Entonces pudo formularse la ley periódica en la forma que se conoce en la actualidad:

***Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.***

La ley periódica indica que si se ordenan los elementos conforme aumenta su número atómico, se encuentran en forma periódica elementos con propiedades físicas y químicas similares. Las Tablas Periódicas que se emplean en la actualidad son ordenamiento de este tipo. Las columnas verticales se conocen como **grupos** o **familias** y las líneas horizontales como **períodos**.

Los elementos de un grupo tienen propiedades físicas y químicas similares, y los que se encuentran dentro de un período tienen propiedades que cambian en forma progresiva a través de la tabla. Los elementos del grupo IA, con excepción del H, se conocen como **metales alcalinos**, y los elementos del grupo IIA se llaman **tierras alcalinas** o **metales alcalinotérreos**. Los elementos del grupo VIIA se llaman **halógenos** (formadores de sales) y los del grupo VIII se llaman **gases nobles**.

A continuación se da una clasificación útil de los elementos:

**Gases nobles:** durante muchos años, los elementos del grupo VIII se conocieron como gases inertes, por que se creían que no participaban en reacciones químicas.

En la actualidad se sabe que los miembros mas pesados forman compuestos, en su mayoría con flúor y oxígeno. Con excepción del helio, estos elementos tienen ocho electrones en el nivel de energía superior ocupado. Sus estructuras pueden representarse como  $ns^2np^2$

**Elementos representativos:** los elementos del grupo A de la Tabla Periódica se llaman elementos representativos. Sus niveles de energía mas altos están parcialmente ocupados. Su último electrón entra en un orbital s o p. estos elementos muestran variaciones diferentes y bastante regulares de sus propiedades con su número atómico.

**Elementos de transición d:** los elementos del grupo B (con excepción del IIB) de la Tabla Periódica se conocen como elementos de transición d o en forma más sencilla, elementos de transición o metales de transición. Se consideraban como transición entre los elementos alcalinos (que forman bases) de la izquierda y los que forman ácidos en la derecha. Todos ellos son metales y se caracterizan por que tienen electrones en los orbitales d. Los elementos del grupo IIB (zinc, cadmio y mercurio) no son metales de transición d por que sus últimos electrones penetran a orbitales s. Suelen estudiarse junto con los metales de transición d, por que sus propiedades químicas son similares.

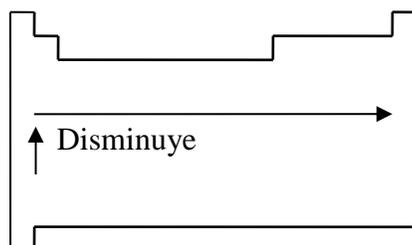
**Elementos de transición interna:** estos elementos se conocen en ocasiones como elementos de transición f. Son elementos en los que se añaden electrones en los orbitales f. Todos son metales. Los elementos de transición f se localizan entre los grupos IIIB y IVB de la tabla periódica.

**Propiedades periódicas:** muchas propiedades físicas, como el punto de fusión, punto de ebullición y volúmenes atómicos, muestran variaciones periódicas. Las variaciones de estas propiedades dependen de las configuraciones electrónicas, en especial de la configuración de la capa externa ocupada y de su distancia con respecto al núcleo.

**Radio atómico:** el tamaño de un átomo depende del medio inmediato, es decir, de su interacción con los átomos circundantes. Además es imposible aislar un solo

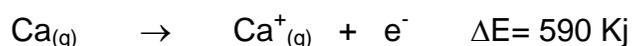
átomo y medir su diámetro como si se tratara de una pelota de golf. Por tanto, no puede decirse que el átomo tenga tamaño constante.

Al ir de izquierda a derecha atravesando un periodo en la Tabla Periódica, los radios atómicos de los elementos representativos disminuyen en forma regular a medida que se agregan electrones a determinado nivel de energía. Al aumentar la carga nuclear y al añadirse electrones al mismo nivel de energía principal, el aumento de carga nuclear atrae a la nube electrónica más cerca del núcleo. Al descender por un grupo, se observa que los radios atómicos aumentan cuando se añaden mas electrones a los orbitales de gran tamaño en niveles de energía altos. Para los elementos de transición, las variaciones no son tan regulares, por que se están añadiendo electrones en una capa interna. Todos los elementos de transición tienen radios más pequeños que los elementos precedentes del grupo IA y IIA en el mismo período.

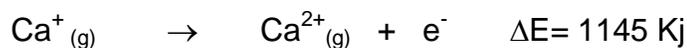


**Energía de ionización:** es la energía necesaria para que un átomo aislado en estado gaseoso pierda un electrón.

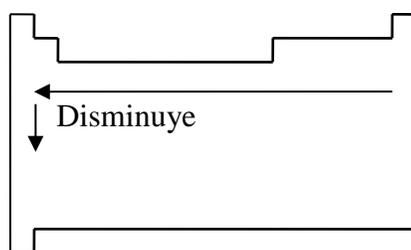
**Primera energía de ionización o Primer potencial de ionización (EI1):** es la cantidad mínima de energía que se requiere para remover al electrón enlazado con menor fuerza, en un átomo aislado, para formar un ión con carga 1+



**Segunda energía de ionización (EI2):** es la cantidad de energía que se requiere para desplazar el segundo electrón.

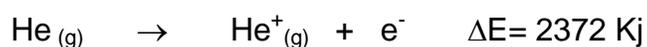


Para un elemento dado, *EI2 siempre es mayor que EI1*, porque siempre es más difícil desplazar a un electrón de un ión con carga positiva que del átomo neutro correspondiente.



Las energías de ionización miden la fuerza con que los electrones se encuentran enlazados a los átomos. Las energías de ionización bajas indican que los electrones se eliminan con facilidad, y por tanto, se forma fácilmente un ión positivo (catión).

Los gases nobles tienen las primeras energías de ionización más altas. Esto no resulta sorprendente ya que se sabe que estos elementos reaccionan muy poco. Se requiere más energía para eliminar a un electrón de un átomo de He que para un átomo neutro de cualquier otro elemento.



Los metales del grupo IA tienen primeras energías de ionización muy bajas. Estos elementos tienen un solo electrón en sus niveles de energía superiores y son los átomos de mayor tamaño en sus períodos. El primer electrón añadido a un nivel de energía principal puede eliminarse con facilidad para formar la configuración de un gas noble. Al descender por el grupo, las primeras energías de ionización se hacen más bajas. Al aumentar los radios atómicos en un grupo dado, las primeras energías

de ionización disminuyen porque los electrones de valencia se encuentran más lejos del núcleo.

Las primeras energías de ionización de los elementos del grupo IIA son significativamente más altas que las de los elementos del grupo IA en los mismos períodos. Esto se debe a que los elementos del grupo IIA tienen radios atómicos más pequeños. Es más difícil eliminar un electrón de un par que se encuentra en los orbitales s más externos y llenos en los elementos del grupo IIA, que eliminar al único electrón que se encuentra en los orbitales más externos semilleros de los elementos del grupo IA.

Las primeras energías de ionización para los elementos del grupo IIIA son excepciones a las tendencias horizontales generales. Son inferiores a las de los elementos IIA del mismo período porque los elementos IIIA tienen un solo electrón en los orbitales p más externos.

El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización ayuda a predecir si es probable que el elemento forme compuestos iónicos o moleculares. Los elementos con energías de ionización bajas forman compuestos iónicos al perder electrones, dando lugar a compuestos iónicos con cargas positivas (cationes). Los elementos con energías de ionización intermedias, por lo general, forman compuestos moleculares compartiendo electrones con otros elementos. Los elementos con energías de ionización muy alta, por ejemplo, grupo VIA y el VIIA, a menudo ganan electrones para formar elementos con cargas negativas (aniones).

**Afinidad electrónica (AE):** se define como la cantidad de energía que se pone en juego (puede absorber o emitir) cuando se añade un electrón a un átomo gaseoso aislado para formar un ión con carga 1-.

Por conveniencia se asigna valor positivo a la energía que se absorbe y valor negativo a la que se libera. En la mayoría de los elementos se absorbe energía.

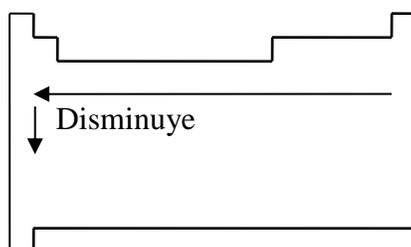


La primera ecuación indica que cuando los átomos de berilio gaseosos ganan un electrón para formar iones gaseosos, se absorben 241 KJ/mol de iones (reacción endotérmica). La segunda ecuación dice que cuando un mol de átomo de cloro gaseoso gana un electrón para formar iones cloro gaseoso, se liberan 348 KJ de energía (energía exotérmica).

La afinidad electrónica es la adición de un electrón a un átomo gaseoso neutro.

Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan electrones con facilidad para formar iones negativos (aniones). Las afinidades electrónicas, por lo general, se hacen más negativas de izquierda a derecha a lo largo de la Tabla Periódica (excluyendo a los gases nobles). Esto significa que los elementos representativos de los grupos IA a VIIA muestran mayor atracción para un electrón adicional de izquierda a derecha. Los halógenos que tienen la configuración electrónica externa  $ns^2np^5$ , tienen afinidades electrónicas de tipo más negativo. Forman aniones estables con configuración de gas noble  $ns^2np^6$ , al obtener un electrón.

Por diversos motivos, las variaciones de afinidades electrónicas no son regulares a lo largo de un período. La tendencia general es que las afinidades electrónicas de los elementos se hacen más negativas de izquierda a derecha en cada período.



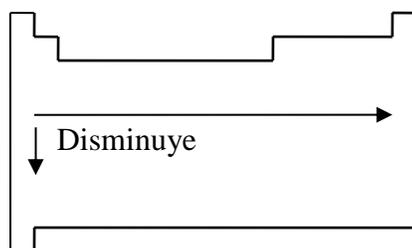
Algunas excepciones notables son los elementos del grupo IIA y del grupo VA. Estos tienen valores menos negativos de lo que sugiere la tendencia. La afinidad electrónica de un metal IIA es muy positiva por que implica la adición de un electrón a un átomo que tiene orbitales  $ns$  completamente llenos y orbitales  $np$  vacíos. Los valores para los elementos VA son ligeramente menos negativos de lo esperado

porque implican la adición de un electrón a un conjunto semilleno y relativamente estable de orbitales np.

La adición de un electrón para formar un ión con carga 2- siempre es endotérmica, de manera que las afinidades electrónicas de aniones siempre son positivas.

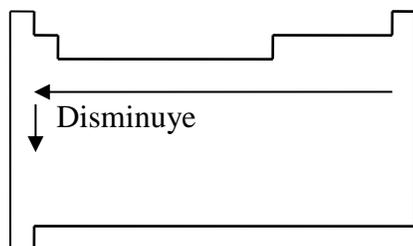
**Radios iónicos:** muchos elementos del lado izquierdo de la Tabla Periódica reaccionan con otros elementos perdiendo electrones para formar iones con cargas positivas. Los elementos del grupo IA tienen un solo electrón en su nivel de energía superior y reaccionan con otros elementos perdiendo un electrón para adquirir configuración de gases nobles.

Los iones simples con cargas negativas (aniones) siempre son más grandes que los átomos neutros de los cuales se derivan. Los iones con cargas positivas (cationes) siempre son más chicos que los átomos neutros de los cuales se originan. Dentro de la serie isoelectrónica de iones, los radios iónicos disminuyen al aumentar el número atómico.



**Electronegatividad:** la electronegatividad de un elemento mide la tendencia relativa del átomo a atraer los electrones hacia él, cuando se combina químicamente con otros átomos para formar un enlace químico. Las electronegatividades de los elementos se expresan en una escala llamada escala de Pauling. Por ejemplo, la electronegatividad del flúor es la más alta de todos los elementos. Esto indica que cuando el ión flúor está enlazado químicamente a otros elementos muestra mayor tendencia a atraer el par de electrones aumentando la densidad electrónica hacia él. El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo.

Para los elementos representativos, las electronegatividades suelen aumentar de izquierda a derecha a lo largo de los períodos y de abajo hacia arriba dentro de los grupos.



Por lo general, tanto las energías de ionización como las electronegatividades son bajas para los elementos que se encuentran en la parte inferior izquierda de la Tabla Periódica y altas para los que están en la parte superior derecha.

Los elementos con grandes diferencias de electronegatividad tienden a reaccionar entre sí para formar compuestos iónicos. El elemento menos electronegativo cede su electrón (o electrones) al elemento más electronegativo. Los elementos con pequeñas diferencias de electronegatividad tienden a formar enlaces covalentes entre sí, es decir, comparten sus electrones. En este proceso, el elemento más electronegativo atrae más a los electrones.

**Metales, no metales y metaloides:** los elementos se pueden clasificar de acuerdo a su ubicación en la Tabla Periódica, como metales, no metales y metaloides.

<b>Algunas propiedades físicas de metales y no metales</b>	
<b>Metales</b>	<b>No metales</b>
La elevada conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura	Mala conductividad eléctrica (excepto el carbono en forma de grafito)
Alta conductividad térmica	Buenos aislantes térmicos (excepto el carbono en forma de diamante)
Gris metálico o brillo plateado	Sin brillo metálico
Casi todos son sólidos	Sólidos, líquidos o gases
Maleables (pueden laminarse para	Quebradizos en estado sólido

formar placas)	
Dúctiles (se pueden formar alambres)	No dúctiles
El estado sólido se caracteriza por enlace metálico	Moléculas con enlaces covalentes
<b>Algunas propiedades químicas de metales y no metales</b>	
<b>Metales</b>	<b>No metales</b>
Las capas externas contienen pocos electrones, por lo general 3 o menos	Las capas externas contienen 4 o más electrones
Energías de ionización bajas	Energías de ionización altas
Afinidades electrónicas ligeramente negativas o positivas	Afinidades electrónicas muy negativas
Electronegatividades bajas	Electronegatividades altas
Forman cationes perdiendo electrones	Forman aniones ganando electrones
Forman compuestos iónicos con los no metales	Forman compuestos iónicos con metales y compuestos moleculares (covalentes) con otros no metales.

Los metaloides muestran algunas propiedades características tanto de metales como de no metales. Muchos de los metaloides como el silicio, germanio y el antimonio actúan como semiconductores y son muy importantes para los circuitos electrónicos en estado sólido. Los semiconductores son aislantes a temperaturas inferiores, pero algunos son conductores a temperaturas más altas.

El aluminio es el más metálico de los metaloides y en ocasiones se clasifica como metal. Tiene apariencia metálica y es un conductor excelente de la electricidad, pero su conductividad eléctrica aumenta al elevarse la temperatura.

## CUESTIONARIO

- 1.- ¿Cuáles son las partículas integrantes de los átomos? Indique su masa, carga y ubicación dentro del mismo.
- 2.- ¿A qué llamamos núcleo y a qué nube electrónica? ¿Cuáles son sus masas y sus volúmenes relativos?
- 3.- ¿Cómo está caracterizada una especie nuclear? ¿Qué son isótopos, qué son isóbaros?
- 4.- Explicar las experiencias de Rutherford y su modelo atómico.
- 5.- ¿Cuáles son las ideas modernas sobre la constitución de los átomos (mecánica cuántica)?.
- 6.- ¿Qué son los números cuánticos, que valores pueden tomar y cuál es su significado?
- 7.- ¿Qué son orbitales atómicos, cuáles son sus formas y sus tamaños relativos?
- 8.- Realice un esquema del diagrama de niveles de energía: a) para un átomo de hidrógeno b) para un átomo polielectrónico.
- 9.- Para obtener las estructuras electrónicas de los átomos de la Tabla Periódica a partir de lo visto en el inciso b) de la anterior pregunta ¿Qué reglas se tienen en cuenta?
- 10.- ¿Qué es el estado fundamental de un electrón en un átomo?
- 11.- Construya la tabla periódica de los átomos e indique cómo se caracteriza un período y cómo un grupo desde los números cuánticos.
- 12.- Distinguir entre metales, no metales, elementos s, p, d y f, elementos representativos y de transición.
- 13.- ¿Qué son las propiedades periódicas? ¿Cuáles son?
- 14.- ¿Cómo varía el radio atómico en un grupo y en un período de la Tabla Periódica?
- 15.- Justificar las siguientes afirmaciones:

- a) El radio de un átomo neutro es mayor que el de su ión positivo correspondiente.
- b) El radio de un átomo neutro es menor que el de su ión negativo correspondiente.

16.- ¿Qué propiedades se utilizan para estudiar la atracción por electrones de los átomos? Nombrarlas e indicar cuáles son absolutas y cuales son relativas.

17.- Definir potencial de ionización. ¿Cómo varía en un período y en un grupo de la Tabla Periódica?

18.- Definir Electroafinidad (Afinidad Electrónica) y analizar su variación en la Tabla Periódica.

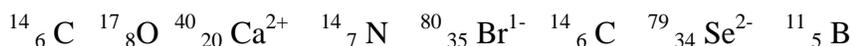
19.- ¿Qué entiende por electronegatividad? ¿Cómo varía en la Tabla Periódica?

## TAREA Nº 2

1.- La estructura propuesta para el átomo ha ido evolucionando a medida que se ampliaba el conocimiento científico. Realiza las representaciones propuestas por cada uno de los científicos mencionados:

Conocimiento implícito en el modelo	Teoría o modelo atómico	Representación
Unidad sin estructura. Masa atómica	Teoría de Dalton	
Descubrimiento del electrón. Experiencia de Millikan. Carga negativa. Masa del electrón	Modelo de Thomson	
Descubrimiento del núcleo positivo	Modelo de Rutherford	
Cuantificación de la energía (Planck). Orbitas estacionarias planas	Modelo planetario de Bohr	
De Broglie: dualidad onda-partícula. Efecto fotoeléctrico. Mecánica cuántica. Ecuación de ondas	Modelo atómico moderno (Schrödinger)	

2.- Indicar el número de neutrones, protones y electrones de los siguientes elementos:



3.- Completar el siguiente cuadro:

Especie	Nº atómico (Z)	Nº de protones $p^+$	Nº de electrones $e^-$	Nº de neutrones (n)	Nº de masa (A)
K	19			20	
Sr	38				87
V		23		28	
S			16		32
I				74	127

4.-a) Escribir las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos. Indicar además cuales tienen igual cantidad de electrones (son isoelectrónicas).

Kr Cl<sup>1-</sup> Ar Mg<sup>2+</sup> Se<sup>-2</sup> Ne A<sup>3+</sup> Ca<sup>2+</sup>

b) Determinar si los siguientes iones Mg<sup>2+</sup> y O<sup>2-</sup> son isoelectrónicos. Justifique su respuesta.

5.- Analice y determine cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos no es permitido.

	<b>n</b>	<b>l</b>	<b>m</b>	<b>s</b>
<b>a)</b>	5	4	-3	1
<b>b)</b>	3	-2	0	½
<b>c)</b>	1	0	0	0
<b>d)</b>	4	2	1	½

6.- ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos no es permitido?

	<b>n</b>	<b>l</b>	<b>m</b>	<b>s</b>
<b>a)</b>	1	0	0	-½
<b>b)</b>	3	0	0	-½
<b>c)</b>	2	2	0	-½
<b>d)</b>	4	3	-2	½

7.- De los siguientes subniveles ¿Cuáles existen y cuáles no? 5s, 1p, 4f, 2d, 3p, 5d, 3f.

8.- Escribir configuración electrónica de los siguientes elementos e indicar a qué grupo y a qué período de la Tabla Periódica pertenecen.

a) Z=11 b) Z=33 c) Z=9 d) Z=17 e) Z=19 f) Z=3 g) Z=21 h) Z=15

9.- Conteste con verdadero o falso las siguientes afirmaciones, justificando en cada caso la respuesta:

- a) Los protones ocupan la zona nuclear.
- b) El número atómico es la suma de protones y neutrones.
- c) La masa de un protón es mucho menor que la de un neutrón.
- d) Los electrones forman parte del núcleo.
- e) Los neutrones ocupan la zona extranuclear
- f) El número de protones es igual al número de electrones.

- g) Con el número atómico se puede determinar el número de neutrones.
- h) La zona extranuclear ocupa un pequeño lugar sin masa.

10.- Conteste las siguientes afirmaciones con verdadero o falso, justificando en cada caso la respuesta:

- a) Los isótopos son átomos que tienen igual número de neutrones.
- b) Si dos átomos tienen igual número de masa son isótopos.
- c) El número de masa es suficiente para saber la estructura nuclear.
- d)  $^{12}\text{C}$  y  $^{14}\text{C}$  son isótopos.
- e) Un par de isótopos tienen igual número de masa pero distinto número atómico.

11.- ¿Cuál de los siguientes enunciados es correcto para la Ley Periódica de los elementos?:

- a) Las propiedades de los elementos dependen de la estructura del átomo y varían de forma regular con el peso atómico.
- b) Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

12.- Usando los siguientes términos completar las definiciones de las propiedades periódicas que se enuncian: (Primer Potencial de Ionización – Radio Atómico – Radio Iónico – Electroafinidad – Electronegatividad)

- a) .....es la distancia que hay desde el centro del núcleo hasta el nivel electrónico más externo del átomo.
- b).....es una medida relativa de la fuerza con que un átomo atrae los electrones que lo unen a otro en un enlace químico.
- c).....energía que se pone en juego cuando a un átomo al estado gaseoso se le extrae el electrón más externo para formar un ión positivo gaseoso.
- d).....energía liberada o absorbida cuando un átomo al estado gaseoso captura un electrón para transformarse en un ión negativo gaseoso.

13.- Responder:

- a) ¿Por qué hay elementos con propiedades físicas y químicas parecidas?  
¿Existe alguna relación entre estructura electrónica y número de grupo y período de la Tabla Periódica a la cuál un elemento pertenece?
- b) Explique cómo varía el radio atómico en función del número atómico en los diferentes grupos y períodos.

14.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y si fueran falsas cambiando una palabra conviértalas en verdaderas.

- a) Para un mismo período la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico.
- b) Para un mismo período el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico.
- c) Para un mismo período el potencial de ionización disminuye al aumentar el número atómico.
- d) Para un mismo grupo la electronegatividad aumenta al aumentar el número atómico.
- e) Para un mismo grupo el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico.
- f) Para un mismo grupo el potencial de ionización disminuye al aumentar el número atómico.

## CAPÍTULO 3

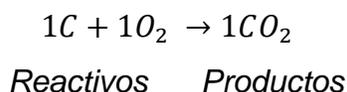
### NOMENCLARUTA QUÍMICA

## NOMENCLATURA QUÍMICA

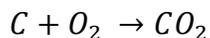
La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (I.U.P.A.C.) ha enunciado una serie de normas que periódicamente se mejoran con la finalidad de que en un futuro exista una formulación y una nomenclatura única y válida en todos los países. Sin embargo, hace mucho tiempo que se conocen y nombran compuestos químicos usándose nomenclaturas diversas por lo que por ahora se deben conocer tanto las nomenclaturas antiguas como la moderna pues ello nos permitirá el acceso a cualquier texto de química.

### Introducción

Una *Ecuación Química* es la representación en el papel de una Reacción Química. Se escriben en el primer miembro (a la izquierda) las sustancias que se consumen o Reactivos y en el segundo miembro (a la derecha) las sustancias que se forman o Productos. Los reactivos y los productos se separan por una raya o flecha. Por ejemplo, cuando representamos la combustión del carbón escribimos:



El número 2 que se encuentra a la derecha del átomo de O en el primer miembro y el que se encuentra a la derecha del CO en el segundo se denomina *Subíndice* e indica el número de átomos presentes en cada molécula de compuesto. El número 1 que se encuentra adelante de cada reactivo o producto se llama *Coefficiente estequiométrico* e indica el número de moléculas de compuesto presentes en la ecuación. Por lo general si el coeficiente estequiométrico es la unidad no se escribe, por lo tanto la ecuación química quedaría:



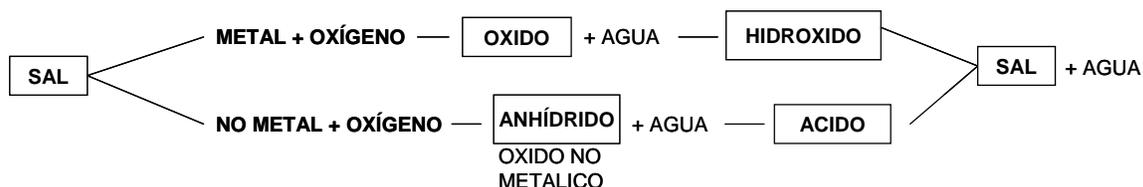
Se llama **atomicidad** al número de átomos que hay en la molécula de una sustancia simple.

1. Los gases nobles y los metales forman moléculas *monoatómicas*. (He, Ne, Li, K, Ca, etc.)

- Los no metales que se detallan forman moléculas *diatómicas*: Cl<sub>2</sub> Br<sub>2</sub> F<sub>2</sub> I<sub>2</sub> H<sub>2</sub> y O<sub>2</sub>.
- El azufre forma molécula de 8 átomos y el fósforo de 4 por lo tanto serán S<sub>8</sub> y P<sub>4</sub>, respectivamente.

Cuando en una ecuación química se usa un elemento debe tenerse en cuenta su atomicidad.

En el siguiente esquema se detallan las combinaciones de compuestos más importantes que se desarrollarán en este módulo.

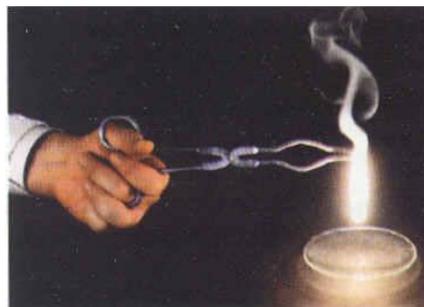


Para comenzar a nombrar los compuestos químicos se tomarán las principales combinaciones de los elementos de la tabla periódica con oxígeno e hidrógeno

Elemento	+	OXIGENO	→	OXIDO
METAL	+	OXIGENO	→	OXIDO BASICO
NO METAL	+	OXIGENO	→	OXIDO ACIDO (ANHIDRIDO)
Elemento	+	HIDROGENO	→	HIDRURO
METAL	+	HIDROGENO	→	HIDRURO METALICO
NO METAL	+	HIDROGENO	→	HIDRURO NO METALICO

## ÓXIDOS

Los óxidos son compuestos binarios del oxígeno con cualquier otro elemento. *El oxígeno actúa con número de oxidación (valencia) -2.* El elemento unido al oxígeno figura en primer lugar en las fórmulas. *Estos elementos llevan números de oxidación positivos, con la excepción para el flúor que siempre actúa con valencia -1.*



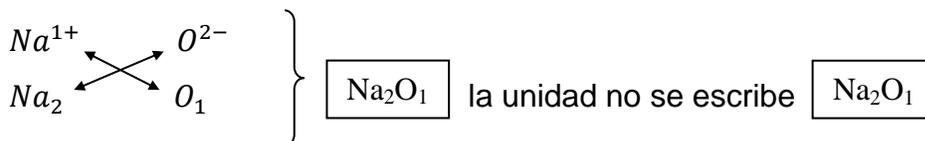
### 1. Óxidos Básicos

Son compuestos sólidos que se producen cuando el elemento que reacciona con el oxígeno es un metal.

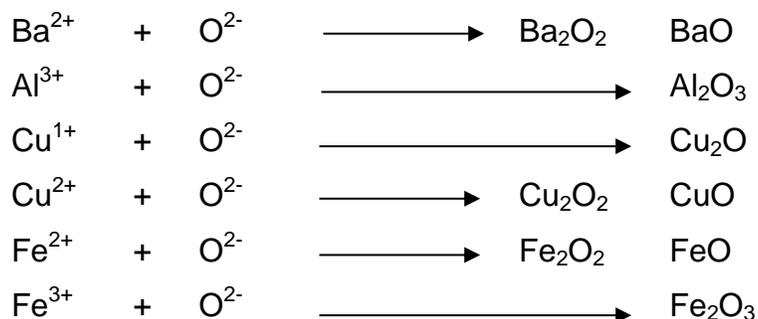


#### Formulación

Para escribir la fórmula del óxido se escribe el símbolo químico del metal y a continuación el del oxígeno y se colocan como subíndices los números de oxidación intercambiados como se muestra a continuación.



Si los subíndices son múltiplos pueden simplificarse, de manera que se obtenga siempre el menor número entero posible. Cuando el metal tiene más de un estado de oxidación pueden formarse tantos óxidos como números de oxidación tenga el metal, por ejemplo:



## Nomenclatura

Existen diferentes formas de nombrar los compuestos:

### Nomenclatura Sistemática (recomendada por IUPAC)

Se usan prefijos numerales hasta doce, y desde trece números arábigos: mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, enea, deca, endeca, dodeca, 13,14 etc. Se permite hemi para 1/2 y sesqui para 3/2. El prefijo puede no usarse si ello no supone ambigüedad

### Nomenclatura de Stock

Se coloca la valencia en números romanos, entre paréntesis, a continuación el nombre del elemento. Si se trata de un elemento sin combinar se usa el número cero. Si la valencia no es variable no es necesario indicarlo.

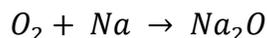
### Nomenclatura Tradicional

Consiste en designar el estado de valencia mayor por la terminación *ico* y el menor con *oso*. Cuando es invariable se usa *ico*. Así, para los ejemplos anteriores

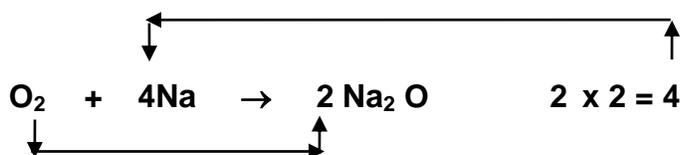
Oxido	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional
Na <sub>2</sub> O	Oxido de sódio	Oxido de sodio	Oxido de sodio (Oxido sódico)
BaO	Oxido de bário	Oxido de bario	Oxido de bario (Oxido bórico)
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Oxido de alumínio	Oxido de aluminio	Oxido de aluminio (Oxido aluminico)
Cu <sub>2</sub> O	Monóxido de dicobre	Oxido de cobre (I)	Oxido cuproso
CuO	Monóxido de cobre	Oxido de cobre (II)	Oxido cúprico
FeO	Monóxido de hierro	Oxido de hierro (II)	Oxido ferroso
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de dihierro	Oxido de hierro (III)	Oxido férrico

En los tres primeros ejemplos al no haber ambigüedad no es necesario el uso de prefijos en la nomenclatura sistemática y no es necesario colocar entre paréntesis la valencia en la nomenclatura de Stock. En estos casos la terminación *ico* de la nomenclatura tradicional no se acostumbra a usar actualmente, aunque algunos textos antiguos la tienen.

Ahora se analizará como se escribe la ecuación química que representa la formación de un óxido básico. Este cambio no es más que la reacción entre el oxígeno del aire que se encuentra formado por moléculas diatómicas gaseosas y el metal que, en general, es sólido y monoatómico.

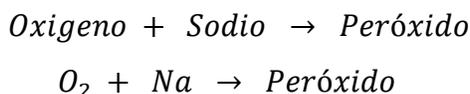


Esta ecuación está incompleta y por lo tanto debe ser balanceada, es decir hacer que el número de átomos de cada elemento en los reactivos sea igual al número de átomos de cada elemento en los productos. Para ello, se coloca el subíndice del oxígeno (2) como coeficiente de la molécula de producto formada. El coeficiente del metal en el primer miembro es igual al producto del coeficiente del compuesto por el subíndice del metal en el producto:



**Peróxidos:** son óxidos básicos formados por la unión de un metal con el ión peróxido:  $O_2^{2-}$

Estos compuestos son formados por elementos de los grupos I y II según la siguiente reacción:



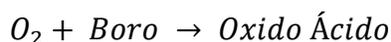
Todos los peróxidos de los elementos del **grupo I** tienen por fórmula general **(Metal)<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**: Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>O<sub>2</sub> y los del **grupo II**, **(Metal) O<sub>2</sub>**: CaO<sub>2</sub>, BaO<sub>2</sub>.



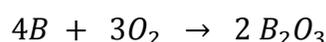
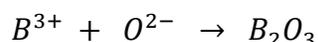
En este caso **no se puede** simplificar.

## 2. Óxidos Ácidos

Cuando el elemento que reacciona con el oxígeno es un no metal se forma un óxido ácido



De la misma manera que en los óxidos básicos obtendremos su fórmula, escribiremos la ecuación que corresponda a la reacción de formación y lo nombraremos:



La nomenclatura adecuada es la Sistemática: *trióxido de diboro* o *trióxido de boro*; puesto que el boro tiene solamente valencia 3+ y no existe ambigüedad. La nomenclatura de Stock no es aconsejada para compuestos binarios de no metales. En la nomenclatura Tradicional a los compuestos de no metales con oxígeno se los llamó **anhídridos** (sin agua) y si el no metal forma un solo anhídrido por ejemplo, carbono y boro se usa la terminación **ico**, si forma dos anhídridos (por tener dos valencias) por ejemplo 4 y 6 para S; 3 y 5 para N y P; se usa la terminación **ico** para la mayor valencia y la **oso** para la menor y si existen más valencias que dos por ejemplo en los halógenos (cloro 1 3 5 y 7) se usan además de las terminaciones **oso**

(para 1 y 3) e **ico** (para 5 y 7) los prefijos **hipo** para la menor (1) y **per** para la mayor (7).

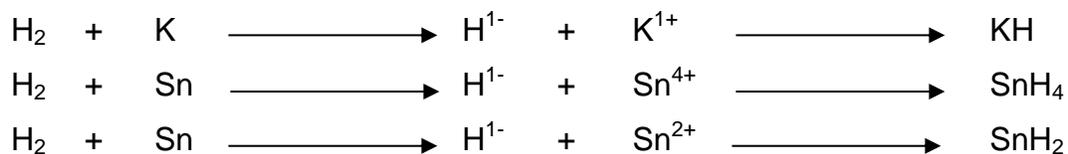
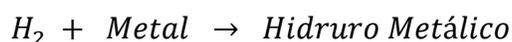
Oxido	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional
CO <sub>2</sub>	Dióxido de carbono	Oxido de carbono (IV)	Anhídrido carbónico
SO <sub>2</sub>	Dióxido de azufre	Oxido de azufre (IV)	Anhídrido sulfuroso
SO <sub>3</sub>	Trióxido de azufre	Oxido de azufre (VI)	Anhídrido sulfúrico
Cl <sub>2</sub> O	Monóxido de di cloro	Oxido de cloro (II)	Anhídrido hipocloroso
Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de di cloro	Oxido de cloro (III)	Anhídrido cloroso
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Pentóxido de di cloro	Oxido de cloro (V)	Anhídrido clórico
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Heptóxido de di cloro	Oxido de cloro (VII)	Anhídrido perclórico

## HIDRUROS

Son compuestos binarios del hidrógeno con otro elemento metálico o no metálico.

### 1. Hidruros Metálicos

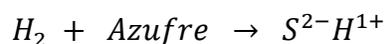
El hidrógeno en estos compuestos actúa con estado de oxidación -1. Como el hidrógeno en estado libre es una molécula diatómica se escribe:



Hidruro	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional
KH	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio
SnH <sub>4</sub>	Tetrahidruro de estaño	Hidruro de estaño (IV)	hidruro estánnico
SnH <sub>2</sub>	Dihidruro de estaño	Hidruro de estaño (II)	Hidruro estannoso

## 2. Hidruros No Metálicos

Se forman por la reacción de un no metal con hidrógeno. En general, son gases. Aquí el no metal actúa con el menor estado de oxidación.



Los hidruros de F, Cl, Br, I y S se nombran haciendo terminar en uro el nombre de los no metales: Fluoruro, Cloruro, Bromuro, Ioduro, Sulfuro, Seleniuro.

Como disueltos en agua las disoluciones tienen carácter ácido se suelen llamar *hidrácidos*. Para designarlos se nombra ácido seguido del nombre del no metal terminado en hídrico: Ácido Fluorhídrico (HF), Ácido Clorhídrico (HCl), Ácido Bromhídrico (HBr), Ácido Yodhídrico (HI) y Ácido Sulfhídrico (H<sub>2</sub>S).

SH <sub>2</sub>	Sulfuro de hidrógeno	Ácido Sulfhídrico
ClH	Cloruro de hidrógeno	Ácido Clorhídrico

Los hidruros de O, N, P, As, C, Si, y B pueden nombrarse empleando la nomenclatura Sistemática pero se admiten nombres especiales.

Hidruro	Nombres especiales	Nomenclatura Sistemática
H <sub>2</sub> O	Agua	Dihidruro de oxígeno
NH <sub>3</sub>	Amoníaco	Trihidruro de oxígeno
PH <sub>3</sub>	Fosfina	Trihidruro de fósforo
CH <sub>4</sub>	Metano	Tetrahidruro de carbono
SiH <sub>4</sub>	Silano	Tetrahidruro de silicio

### 3. Compuestos Binarios Metal No Metal

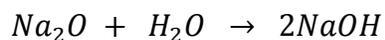
Compuesto	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional
NiCl <sub>2</sub>	Dicloruro de níquel	Cloruro de níquel (II)	Cloruro níqueloso
CuI <sub>2</sub>	Diyoduro de cobre	Yoduro de cobre (II)	Yoduro cúprico
Au <sub>2</sub> S	Sulfuro de dioro	Sulfuro de oro (I)	Sulfuro auroso

### 4. Compuestos Binarios entre No Metales

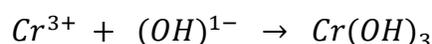
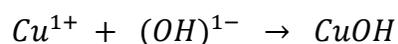
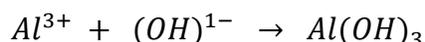
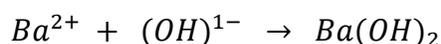
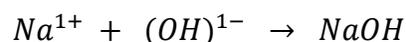
Se nombran como derivados de hidruros de no metales y únicamente se usa la nomenclatura sistemática

Compuesto	Nomenclatura Sistemática
PCl <sub>3</sub>	Tricloruro de fósforo
IF <sub>7</sub>	Heptafluoruro de yodo
CS <sub>2</sub>	Disulfuro de carbono
NF <sub>3</sub>	Trifloruro de nitrógeno

Cuando los óxidos básicos reaccionan con agua, dan lugar a la formación de soluciones básicas o alcalinas las cuales se denominan hidróxidos.



Estos compuestos se caracterizan por tener el grupo (OH) que tiene número de oxidación -1, este grupo se denomina hidróxido, hidroxilo u oxidrilo. Se formulan escribiendo primero el símbolo del metal y luego el grupo (OH)<sup>-1</sup> y se intercambian las valencias .



En general la fórmula resulta  $M(\text{OH})_x$  siendo M símbolo del metal y X su estado de oxidación.

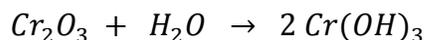
Compuesto	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional
Na (OH)	Hidróxido de sodio		
Ba (OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de bario		
Al (OH) <sub>3</sub>	Hidróxido de aluminio		
Cu (OH)	monohidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (I)	Hidróxido cuproso
Cr (OH) <sub>3</sub>	Trihidróxido de cromo	Hidróxido de cromo (III)	Hidróxido crómico

Pasos a seguir para realizar un balance de una ecuación de formación general



Una manera de realizarlo sería:

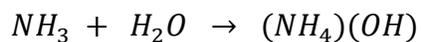
- 1) Se completa el balance del metal



2) En el producto hay  $2 \times 3 = 6$  hidrógenos, como ellos son provistos por el agua y cada molécula provee dos, se necesitan tres moléculas de agua

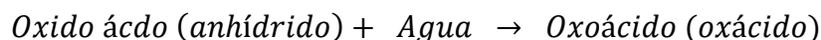


Un caso muy especial e importante por su uso, es el hidróxido de amonio que se forma cuando el trihidruro de nitrógeno, amoníaco, se disuelve en agua.

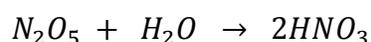
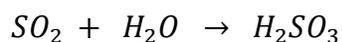


## OXOACIDOS, OXACIDOS U OXIACIDOS

Son compuestos de carácter ácido formados por un no metal, hidrógeno y oxígeno.



En algunos casos el no metal es reemplazado por un metal de transición en un estado de oxidación alto. Se forman por la reacción de un óxido ácido (anhídrido) con el agua:



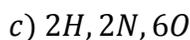
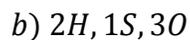
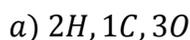
### Formulación

Se escriben los elementos que están en los reactivos uno a continuación del otro en el siguiente orden

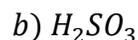
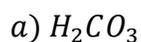
- 1) hidrógeno
- 2) no-metal
- 3) oxígeno

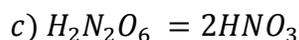


A continuación se coloca a cada elemento un subíndice que es igual al número total de átomos del elemento que hay del lado de los reactivos



Si son múltiplos se simplifican y se coloca el mínimo común divisor como coeficiente estequiométrico



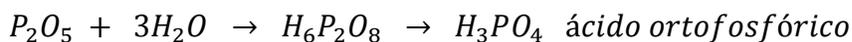
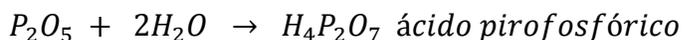
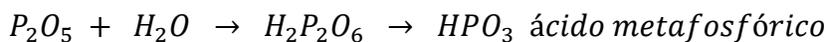


Para nombrarlos en la nomenclatura Tradicional se cambia la palabra anhídrido por ácido. Así

- a) ácido carbónico
- b) ácido sulfuroso
- c) ácido nítrico

Los anhídridos de P, As, Sb, Si y B pueden formar más de un oxoácido y en este caso se usan los prefijos *meta*, *orto* y *piro* (*di*).

Los ácidos *meta*- se forman sumando una molécula de agua al anhídrido, los *orto*- sumando tres moléculas de agua al anhídrido. El *piro*- (*di*) se forma sumando dos moléculas de agua al anhídrido.



Según la nomenclatura Sistemática el nombre del ácido resulta de indicar el número de átomos de oxígeno *oxo* con prefijos numerales griegos, a continuación el nombre del átomo central (A) terminado en *ato* y el número de oxidación del átomo central entre paréntesis en números romanos (como en la notación de Stock); terminando el nombre con la expresión *de hidrógeno*. Conociendo los números de oxidación de hidrógeno (1+) y de oxígeno (2-) puede obtenerse el del átomo central.

Compuesto	Nombre común	Nomenclatura Sistemática
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Acido carbónico	Trioxo carbonato (IV) de hidrogeno
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Acido sulfuroso	Trioxo sulfato (IV) de hidrogeno
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Acido sulfúrico	Tetraoxo sulfato (VI) de hidrogeno
HNO <sub>3</sub>	Acido nítrico	Trioxo nitrato (V) de hidrógeno
HPO <sub>3</sub>	Acido meta fosfórico	Trioxofosfato (V) de hidrógeno

En la Nomenclatura Sistemática Funcional es idéntica a la anterior pero se suprime la terminación “de hidrógeno”, se agrega el nombre “ácido” al comienzo y se sustituye la terminación *ato* del átomo central por *ico*.

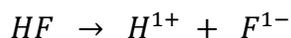
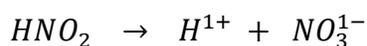
Compuesto	Nombre común	Nomenclatura Sistemática Funcional
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Acido carbônico	Acido trioxo carbónico (IV)
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Acido sulfuroso	ácido trioxo sulfúrico (IV)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Acido sulfúrico	ácido tetraoxo sulfúrico (VI)
HNO <sub>3</sub>	Acido nítrico	ácido trixonítrico (V)

Existen numerosos nombres tradicionales admitidos por la IUPAC y estos resultan ser los más usados.

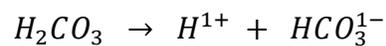
Compuesto	Nombres tradicionales	Compuesto	Nombres tradicionales
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Acido ortórico o bórico	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Acido sulfuroso
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Acido carbônico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Acido sulfúrico
HNO <sub>3</sub>	Acido nítrico	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Acido crómico
HNO <sub>2</sub>	Acido nitroso	HClO <sub>4</sub>	Acido perclórico
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Acido ortofosfórico o fosfórico	HClO <sub>3</sub>	Acido clórico
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Acido ortoarsénico o arsénico	HClO <sub>2</sub>	Acido cloroso
HClO	Acido hipocloroso	HMnO <sub>4</sub>	Acido permangánico

## ÁCIDOS

Los ácidos inorgánicos están formados por oxoácidos y los hidrácidos vistos anteriormente. Se caracterizan por que en disolución acuosa forman iones hidrógeno positivo H<sup>+</sup> (protón).



Si el ácido tiene más de un hidrógeno por ejemplo  $H_2CO_3$  (Acido carbónico) puede producir al disolverse en agua más de un protón, en este caso dos, y tendremos dos reacciones que representan la disociación.



En la nomenclatura Tradicional el anión (ión negativo) se nombra cambiando la terminación del ácido *oso* por *ito* e *ico* por *ato*. En el caso de un hidrácido ya se ha visto que la terminación *hídrico* se cambia por *uro*.

Compuesto	Nombre común	Nomenclatura Tradicional
$HNO_2$	Acido nitroso	anión nitrito $NO_2^{1-}$ ( $NO_2^-$ )
$HF$	Acido fluorhídrico	anión fluoruro $F^{1-}$ ( $F^-$ )
$H_2CO_3$	Acido carbónico	anión hidrógenocarbonato $HCO_3^-$ anión carbonato $CO_3^{2-}$

## SALES

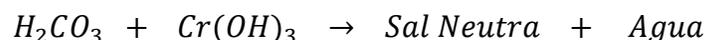
Este tipo de compuestos se puede obtener cuando se combina un ácido con un hidróxido.



Al reaccionar el ácido con el hidróxido se cambian (sustituyen) total o parcialmente los hidrógenos del ácido por los iones positivos (cationes) de hidróxido.

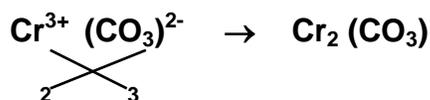
### 1. Sales Neutras

Son las que se obtienen al reemplazar todos los hidrógenos del ácido por el metal provenientes de la base. Cuando así ocurre, todos los hidrógenos que tiene el ácido se unen con la misma cantidad de iones hidróxido que proporciona la base. La reacción química que tiene lugar se denomina *de neutralización*.



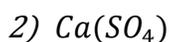
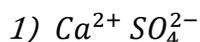
### Formulación

- 1- Se escribe el ión metálico que forma parte de la base y luego el anión que proviene del ácido.
- 2- Se colocan como subíndices las cargas intercambiadas.
- 3- Se simplifica, si es posible.

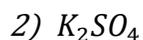
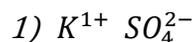
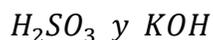


Ejemplos:

La sal proveniente del ácido sulfúrico y el hidróxido de calcio será:



La sal neutra proveniente del ácido sulfuroso e hidróxido de potasio:



## Nomenclatura

### Nomenclatura sistemática

Igual que oxácidos sustituyendo “*de hidrógeno*” por “*de*” y el “*nombre del metal*”. Si el número de oxidación del metal es variable se coloca entre paréntesis en números romanos.

### Nomenclatura tradicional

Se cambian las terminaciones *oso* e *ico* del ácido por *ito* y *ato* agregando el nombre del metal; si el número de oxidación del mismo es variable se usan las terminaciones *oso* e *ico* aunque se considera conveniente usar la notación de Stock.

Compuesto	Nomenclatura
$Cr_2(CO_3)_3$	Trioxocarbonato (IV) de cromo ( III )
	Carbonato crômico
	Carbonato de cromo ( III )

Compuesto	Nomenclatura
$CaSO_4$	Tetraoxosulfato (VI) de calcio
	Sulfato de cálcio

Compuesto	Nomenclatura
$K_2SO_3$	Trioxosulfato ( IV ) de potasio
	Sulfito de potasio

Compuesto	Nomenclatura
$Fe(ClO_3)_2$	trioxoclorato ( V ) de hierro ( II )
	clorato ferroso
	clorato de hierro ( III )

### Balance de la ecuación de formación



- 1) Igualar el número de hidrógenos del ácido con el número de hidróxidos de la base.

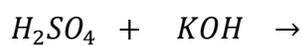
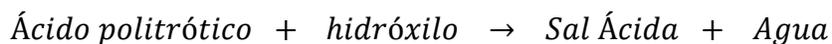


- 2) Los hidrógenos del ácido con los hidroxilos de la base formarán agua y el anión del ácido con el catión de la base forman la sal. Seis  $H^+$  y seis  $OH^-$  formarán seis  $H_2O$



## 2. Sales Ácidas

Son las que se forman cuando se hace reaccionar un ácido y un hidróxido, la sustitución de los hidrógenos se produce de manera parcial (no es completa) .El ácido debe tener por lo menos dos hidrógenos reemplazables.



Se formula escribiendo el metal y luego el anión del ácido. Los hidrógenos que no se reemplazan se escriben antes del anión y forman parte del mismo.

El metal fue cambiado por el hidrógeno del ácido. Al completar la reacción debe tenerse en cuenta que al reaccionar un solo hidrógeno del ácido será necesario una sola molécula de hidróxido.

Si el ácido posee más de dos hidrógenos reemplazables aparecerá más de una sal ácida.

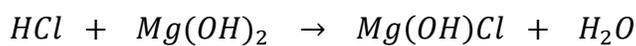
Se nombran como las sales neutras anteponiendo la palabra hidrógeno y el prefijo que indica el número de los mismos. Cuando el hidrógeno es uno no es necesario usar el prefijo mono.

Compuesto	Nomenclatura	Nomenclatura Tradicional
KHSO <sub>4</sub>	Hidrógeno sulfato de potasio Hidrógeno tatraoxosulfato (VI) de potasio	Sulfato ácido de potasio o Bisulfato de potasio
NaHCO <sub>3</sub>	Hidrógeno carbonato de sodio Hidrógeno trioxocarbonato (VI) de sodio	Carbonato ácido de sódio o Bicarbonato de sodio
KH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	Dihidrógeno fosfato da potasio Dihidrógeno tetraoxofosfato (V) de potasio	Fosfato diácido de potasio
K <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	Hidrógeno fosfato de potasio Hidrógeno tetraoxofosfato (V) de potasio	Fosfato ácido de potasio

### 3. Sales Básicas

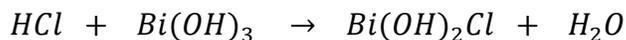
Se originan cuando iones hidróxido de una base se reemplazan de manera parcial. I.U.P.A.C. las reconoce como sales hidróxido y sales óxido por contener iones OH<sup>-</sup> y O<sub>2</sub><sup>-</sup>.

#### ✓ Sales hidróxido

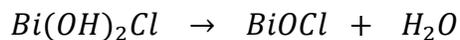


El nombre de la sal básica es *cloruro hidróxido de magnesio* o *hidróxicloruro de magnesio*. El nombre tradicional es *cloruro básico de magnesio*.

#### ✓ Sales óxido



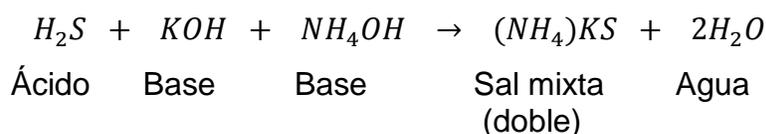
Y a continuación la sal hidróxido pierde una molécula de agua



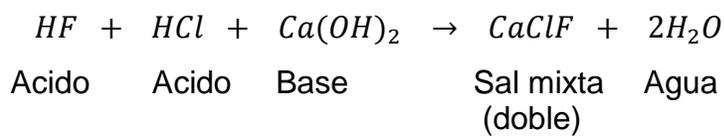
La sal aquí formada se llama cloruro óxido de bismuto o también oxiclорuro de bismuto. En la formación de una sal óxido se forma primero la sal hidróxido por reemplazo parcial de algún ión hidróxido de la base y luego ésta pierde agua.

#### 4. Sales Mixtas (dobles, triples, etc.)

Se originan cuando los hidrógenos de un ácido son reemplazados por cationes (átomos metálicos) o cuando los hidróxidos de una base se cambian por aniones diferentes. Para que esto ocurra: el ácido deberá reaccionar con dos bases.



o la base reaccionar con dos ácidos.



Cuando se nombran, en primer lugar se mencionan los aniones por orden alfabético y a continuación los cationes por orden alfabético.

Compuesto	Nomenclatura
(NH <sub>4</sub> )KS	Sulfuro doble de amonio y potasio o sulfuro de amonio y potasio
Ca ClF	Cloruro fluoruro de calcio
(NH <sub>4</sub> )Mg PO <sub>4</sub>	Fosfato de amonio y magnesio
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> FeS O <sub>4</sub>	Sulfato de amonio y hierro (II)
CrK(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Sulfato de cromo(III) y potasio

## PARTE 1: ÓXIDOS E HIDRUROS

1. Identificar los siguientes elementos químicos, con sus respectivos símbolos

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Carbono		Sodio		Fluor		Cobre	
Hierro		Oxígeno		Azufre		Plata	
Cinc		Cloro		Fósforo		Plomo	
Calcio		Hidrógeno		Nitrógeno		Mercurio	

2. Indicar el/los estados de oxidación más usados de los siguientes elementos y nombrarlos

Fe	Ba	Zn	Cu	Pb
Na	Cl	H	K	Al
Ca	P	O	Hg	Ag

3. Indicar cuántos átomos componen las siguientes moléculas

Oxígeno	Hierro	Hidrógeno	Cobre
Potasio	Azufre	Flúor	Carbono
Cloro	Calcio	Nitrógeno	Bromo

4. Escribir la ecuación ajustada de formación de los siguientes óxidos. Clasificarlos en básicos y ácidos e indicar el nombre de cada uno de ellos

HgO	FeO	Li <sub>2</sub> O	Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SiO <sub>2</sub>
MgO	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	PbO <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

5. Escribir las fórmulas empíricas de los siguientes óxidos

Óxido de Hierro (III)	Tetróxido de dinitrógeno
Óxido de Cobre (I)	Dióxido de Silicio
Dióxido de Carbono	Heptóxido de dicloro
Óxido de Sodio	Óxido de Oro (III)
Monóxido de dicloro	Óxido de Aluminio
Óxido de Hierro (II)	Trióxido de dibromo

6. Escribir la ecuación ajustada de formación de los siguientes compuestos

Hidruro de Potasio  
Cloruro de Hidrógeno  
Hidruro de Bario  
Sulfuro de Hidrógeno  
Hidrógeno de Sodio

7. Escribir la ecuación ajustada de formación de los siguientes compuestos. Clasificarlos en óxidos básicos o ácidos o en hidruros metálicos y no metálicos



## PARTE 2: HIDRÓXIDOS Y ÁCIDOS

1. Dadas las siguientes reacciones, indicar los nombres de los compuestos formados. Escribir las correspondientes ecuaciones y ajustarlas

Trióxido de Dinitrógeno + Agua  $\longrightarrow$

Óxido de Manganeso (II) + Agua  $\longrightarrow$

Amoníaco + Agua  $\longrightarrow$

Trióxido de Difósforo + 3 Agua  $\longrightarrow$

Pentóxido de Difósforo + 3 Agua  $\longrightarrow$

Monóxido de Dicloro + Agua  $\longrightarrow$

Heptóxido de Dicloro + Agua  $\longrightarrow$

Óxido de Zinc + Agua  $\longrightarrow$

2. Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos y su ecuación de formación

Ácido Nitroso

Hidróxido de Magnesio

Ácido Nítrico

Hidróxido de Hierro (III)

Hidróxido de Estaño (IV)

Hidróxido de Mercurio (II)

Sulfuro de Hidrógeno

Hidróxido de Calcio

Ácido Sulfuroso

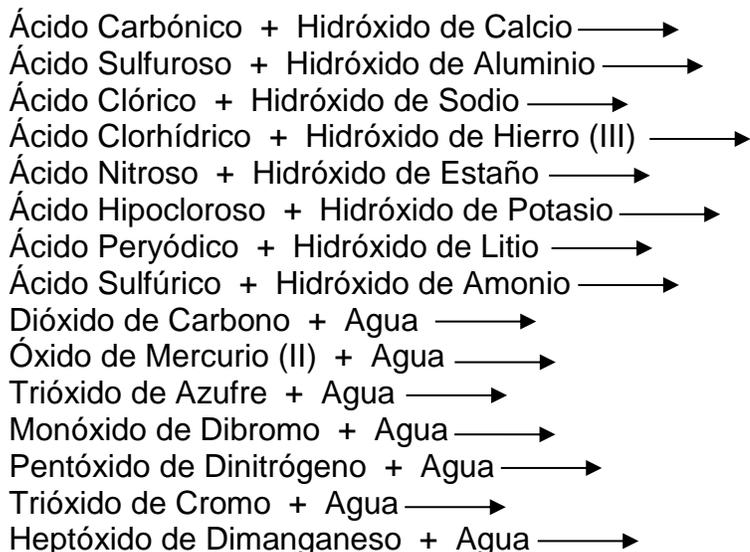
Hidróxido de Potasio

3. Escribir las ecuaciones de formación de los siguientes compuestos. Balancear y nombrar los reactivos y productos de cada reacción

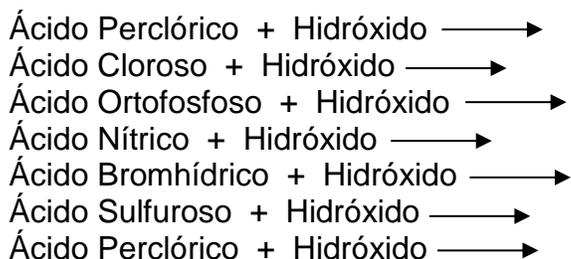
$I_2O$	$NaH$	$Mn_2O_7$
$I_2O_7$	$Co(OH)_3$	$CrO_3$
$HBrO$	$Cr(OH)_3$	$CaO$
$H_2CO_3$	$Fe(OH)_2$	$Li_2O$

### PARTE 3: SALES

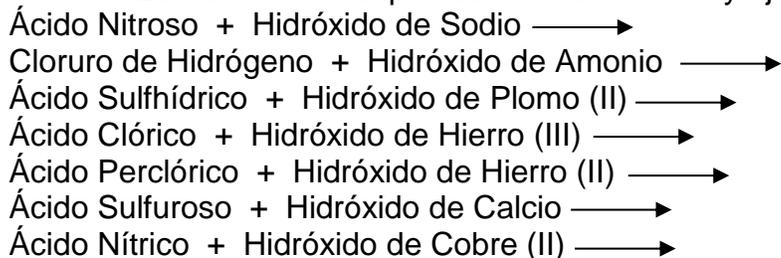
1. Dadas las siguientes reacciones, indicar los nombres de los compuestos formados. Escribir las correspondientes ecuaciones y ajustarlas



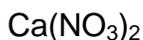
2. Dadas las siguientes reacciones en las cuales se hacen reaccionar los ácidos con un hidróxido, indicar los nombres de las sales formadas y balancear la reacción



3. a) En las siguientes reacciones de neutralización indicar el nombre de la sal formada Escribir las correspondientes ecuaciones y ajustarlas



- b) Escribir los nombres de las siguientes sales



$\text{Na}_2\text{CO}_3$   
 $\text{NaHCO}_3$   
 $\text{CuBr}_2$   
 $\text{Cu I}$

$\text{K}(\text{NO}_2)$   
 $\text{ZnS}$   
 $\text{KNH}_4\text{S}$   
 $\text{Na}_2\text{HPO}_4$

$\text{KHSO}_3$   
 $\text{NaK}(\text{SO}_4)$   
 $\text{Na}_3\text{PO}_4$   
 $\text{K Ca PO}_4$

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$   
 $\text{NaH}_2\text{PO}_4$   
 $\text{BiBrCl}$   
 $\text{CuNaAsO}_4$

c) Escribir las ecuaciones de formación de las sales anteriores.

## Ejercitación complementaria.

1. Escribir el nombre de los siguientes compuestos

$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{H}_3\text{PO}_4$
HCl	HBr
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	NaCl
$\text{NaClO}_2$	NaOH
$\text{AgNO}_3$	$\text{H}_2\text{O}_2$
$\text{FeCl}_2$	$\text{LiClO}_3$
$\text{LiClO}_2$	$\text{CaCr}_2\text{O}_7$
CuO	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
FeO	$\text{Cu}_2\text{O}$
$\text{CO}_2$	$\text{NH}_3$
$\text{H}_2\text{O}$	LiOH
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	LiClO
$\text{LiClO}_4$	$\text{Fe}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)_3$
CaO	ZnO
$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{Ni}_2\text{O}_3$
CdO	$\text{Cs}_2\text{O}$
$\text{PbO}_2$	$\text{CO}_2$
$\text{N}_2\text{O}_3$	$\text{As}_2\text{O}_5$
$\text{Cl}_2\text{O}_3$	$\text{SO}_3$
$\text{Mn}_2\text{O}_3$	BaO
$\text{SnO}_2$	HCl
HBr	$\text{H}_2\text{S}$
$\text{H}_2\text{Te}$	HI
LiOH	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	HLi
$\text{H}_2\text{Ba}$	$\text{NH}_3$
$\text{CH}_4$	$\text{PH}_3$
$\text{H}_2\text{SO}_3$	HClO
$\text{HIO}_3$	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{HNO}_3$
$\text{HMnO}_4$	$\text{H}_2\text{CrO}_4$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HBrO}_4$
KBr	$\text{Na}_2\text{S}$
$\text{PbI}_2$	$\text{MgCl}_2$
$\text{NH}_4\text{Cl}$	$\text{BaSO}_4$
$\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$	$\text{KIO}_4$
$\text{FeCrO}_4$	$\text{KMnO}_4$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
$\text{CrCl}_2$	$\text{KNO}_3$
$\text{Cu}(\text{BrO})_2$	$\text{Ag}_2\text{CO}_3$
$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{NaNO}_3$

(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
MgCrO<sub>4</sub>  
KNO<sub>2</sub>  
H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>  
PbO<sub>2</sub>  
PbO  
CrO  
Cu<sub>2</sub>O  
PtO<sub>2</sub>  
NiO  
SnO<sub>2</sub>  
K<sub>2</sub>O  
Au<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
FeO  
ZnO  
NO  
N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>  
N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>  
Br<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
SO<sub>2</sub>  
CO<sub>2</sub>  
LiH  
CaH<sub>2</sub>  
PbH<sub>2</sub>  
FeH<sub>3</sub>  
CuH<sub>2</sub>  
NiH<sub>2</sub>  
CaF<sub>2</sub>  
FeCl<sub>3</sub>  
KBr  
CuBr  
CaCl<sub>2</sub>  
Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub>  
BrCl  
ClF  
Hg<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
Au<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>  
HNO<sub>3</sub>  
Hg(OH)<sub>2</sub>  
Ca(OH)<sub>2</sub>

CaCO<sub>3</sub>  
AlAsO<sub>3</sub>  
H<sub>2</sub>O  
MgO  
Hg<sub>2</sub>O  
HgO  
CuO  
PtO  
Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
SnO  
SrO  
BaO  
Li<sub>2</sub>O  
Ag<sub>2</sub>O  
N<sub>2</sub>O  
N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  
NO<sub>2</sub>  
Br<sub>2</sub>O  
ClO<sub>2</sub>  
SO<sub>3</sub>  
NaH  
KH  
SnH<sub>4</sub>  
FeH<sub>2</sub>  
AlH<sub>3</sub>  
AuH  
CuH  
FeCl<sub>2</sub>  
PbI<sub>2</sub>  
CuBr<sub>2</sub>  
AgI  
FeS  
CuS  
ICI  
Pb(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>  
Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>  
Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
CaCO<sub>3</sub>  
CuOH  
NaOH

2. Indicar la fórmula de los siguientes compuestos:

sulfato de sodio  
permanganato de sodio  
sulfito estánico

perclorato  
carbonato  
óxido de cesio

de  
de

potasio  
sodio

óxido de bario  
anhídrido fosforoso  
óxido de antimonio III  
anhídrido sulfúrico  
óxido de yodo V  
hidruro de plomo II  
ácido fluorhídrico  
ácido crómico  
ácido ortofosfórico  
ácido dicrómico  
ácido peryódico  
nitrito de amonio  
metafosfato de calcio  
hipoclorito de sodio  
dicromato de potasio  
cloruro de cromo III  
sulfuro ferroso  
cloruro de bario  
metafosfito de litio  
hidróxido de plata I  
hidróxido cúprico  
Óxido de cobre (II)  
Óxido de sodio  
Óxido airoso  
Óxido de fósforo (III)  
Óxido de boro  
Óxido de selenio (VI)  
Trióxido de difósforo  
Hidruro de cesio  
Hidruro de magnesio  
Hidruro de estaño (IV)  
Hidruro de cromo (III)  
Cloruro de plomo (II)  
Fluoruro de plata  
Bromuro de manganeso (III)  
Dicloruro de níquel  
Trifluoruro de aluminio  
Ácido sulfúrico  
Hidróxido férrico  
Nitrato de aluminio  
Sulfato de estaño (IV)

óxido férrico  
anhídrido carbónico  
óxido de cobalto III  
anhídrido perclórico  
hidruro de sodio  
ácido sulfhídrico  
ácido nitroso  
ácido sulfúrico  
ácido mangánico  
ácido clórico  
carbonato de magnesio  
piroarseniato de fierro III  
sulfato de plata  
bromato cobaltoso  
permanganato de sodio  
yoduro plumboso  
acetato de plomo II  
tiosulfato de sodio  
hidróxido de amonio  
hidróxido cobaltoso  
Óxido de titanio (IV)  
Óxido de calcio  
Óxido férrico  
Heptaóxido de dimanganeso:  
Pentaóxido de difósforo  
Trióxido de diyodo  
Óxido de arsénico (III)  
Óxido de yodo (V)  
Hidruro de cinc  
Hidruro de titanio (IV)  
Hidruro de cobalto (II)  
Dihidruro de estaño  
Bromuro de calcio  
Yoduro de hierro (III)  
Cloruro de cobalto (III)  
Pentafluoruro de bismuto  
Sulfato sódico  
Carbonato de sodio  
Sulfato cúprico  
Nitrato de cobre (I)  
Fosfato de calcio