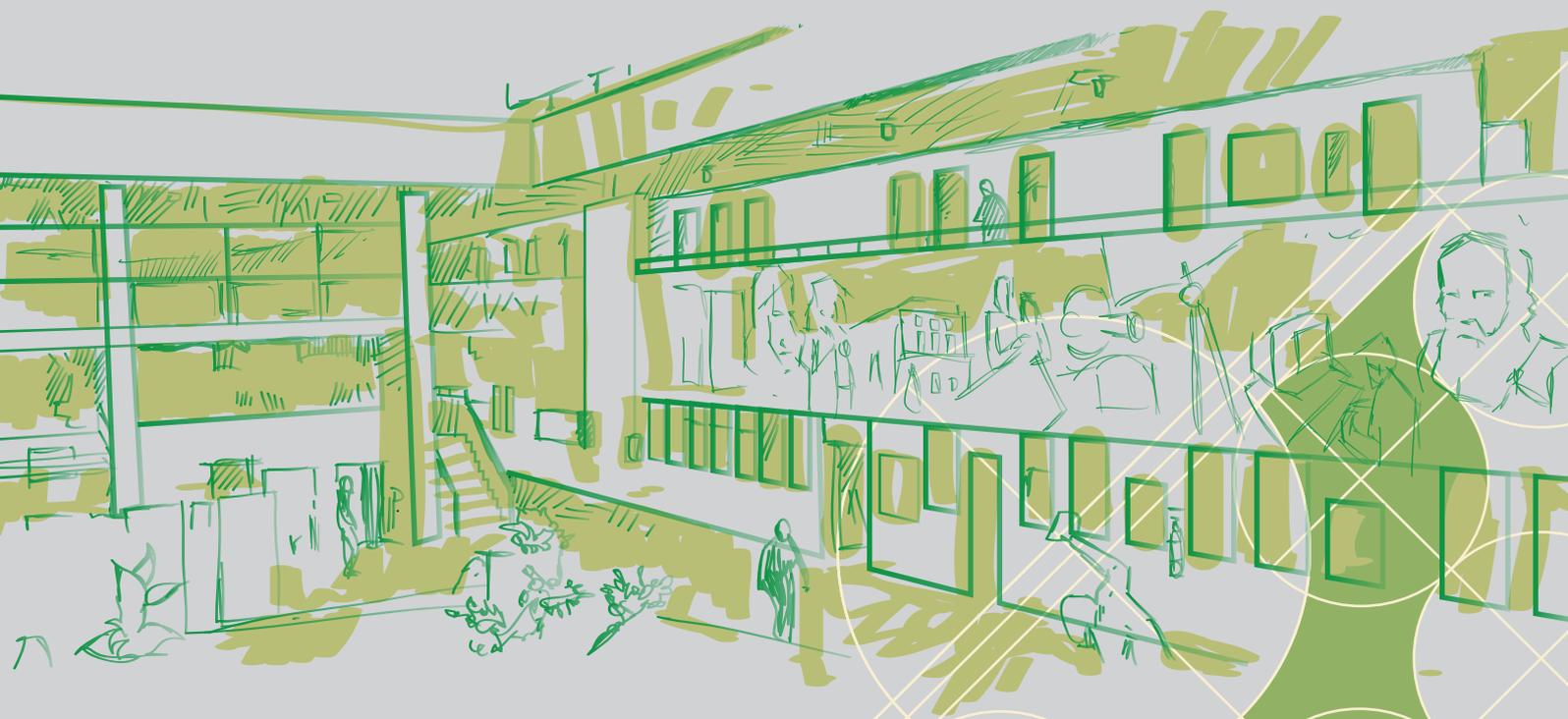


Universidad Nacional de Córdoba  
Facultad de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales  
Departamento Ingreso

CICLO DE INTRODUCCIÓN A LOS ESTUDIOS UNIVERSITARIOS

# QUÍMICA



UNIVERSIDAD NACIONAL DE CÓRDOBA  
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICAS Y NATURALES  
DEPARTAMENTO INGRESO  
CICLO DE INTRODUCCIÓN A LOS ESTUDIOS UNIVERSITARIOS  
QUÍMICA

**Diseño y diagramación:**

Sebastián Prevotel / Lucía Navarro  
sebastianprevotel@gmail.com



## **Autoridades de la FCEFyN**

### **Decano**

Mg. Ing. Pablo Recabarren

### **Vice-Decana**

Mg. Ing. Adriana Cerato

### **Secretario General**

Ing. Daniel Lago

### **Secretaría Académica (Área Ingeniería)**

Dra. Inga. Magalí Evelín Carro Pérez

### **Secretaría Académica (Área Biología)**

Bióloga Analía González

### **Secretaría Académica (Área Geología)**

Geólogo Raúl Paredes

### **Secretaría Académica de Investigación y Post-Grado (Área Ingeniería)**

Dr. Ing. Federico Pinto

### **Secretaría Académica de Investigación y Post-Grado (Área Ciencias Naturales)**

Dra. Marcela Cioccale

### **Secretaría de Extensión**

Ing. Luis Antonio Bosch

### **Secretaría Técnica**

Ing. Julio Alfredo Capdevila Aliaga

### **Secretaría Administrativa**

Sr. Ángel H. Giménez

### **Secretaría de Bienestar Estudiantil**

Ing. Oscar Alberto Cáceres

### **Prosecretaría Académica Área Ingeniería**

Ing. Lisandro A. Capdevila

### **Prosecretaría de Concursos**

Ing. Germán Naldini

## INFORMACIÓN IMPRESCINDIBLE CINEU

TODA LA INFORMACIÓN DEL INGRESO LA PUEDE ENCONTRAR EN LA PÁGINA WEB DE LA FACULTAD <http://www.portal.efn.uncor.edu/> en la sección INGRESANTES.

Es IMPRESCINDIBLE que lea TODOS los archivos que figuran allí. Los exámenes de Química se rinden de manera presencial, y deberá llevar documento oficial que acredite fehacientemente su identidad, con foto, y los elementos necesarios para realizar la evaluación (lapicera azul o negra, hojas y calculadora). En una pizarra dispuesta a la entrada del edificio estará publicada el aula que le corresponde por carrera. Habrá personal para indicarle su ubicación. La duración del examen es de una hora y media y al finalizar se le informará cuándo estarán las calificaciones obtenidas en los avisadores de Ingreso y el día y hora en que usted podrá revisar su examen. Recuerde que para aprobar el examen final de Química del Ciclo de Nivelación es necesario alcanzar un 60% del puntaje total asignado a la evaluación. Las calificaciones posibles serán Aprobado o No aprobado. Si no aprobara el examen en diciembre, recuerde que deberá reinscribirse durante ese mismo mes (consultar las fechas en la página web de la facultad) para poder cursar Química en la modalidad presencial.

Recuerde que para ingresar al **Laboratorio de Educación Virtual (LEV)**, utilice tanto para su usuario como su contraseña su DNI (en caso de error de contraseña recupere la misma).

Recuerden que el e-mail que usted cargó en el sistema Guaraní cuando se inscribió, será a donde le lleguen las notas del CINEU y mensajes varios del LEV, por lo que debe de mantenerlo actualizado.

¡Esperamos contarle entre nuestros alumnos!

# ÍNDICE

<b>PRESENTACIÓN</b> .....	<b>11</b>
<b>PARTE 1</b> .....	<b>13</b>
¿QUÉ ES LA QUÍMICA?.....	14
LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA.....	14
TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA .....	16
Transformaciones físicas .....	17
Transformaciones químicas.....	17
PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LAS SUSTANCIAS .....	18
Propiedades extensivas y propiedades intensivas.....	22
UNIDADES DE MEDICIÓN.....	24
Unidades del Sistema Internacional-SI.....	24
Unidades SI derivadas .....	25
NOTACIÓN CIENTÍFICA .....	27
ÁTOMOS Y MOLÉCULAS, ELEMENTOS Y SISTEMA PERIÓDICO .....	28
Metales, No Metales y Metaloides.....	30
SUSTANCIAS, COMPUESTOS Y MEZCLAS.....	31
SISTEMAS MATERIALES: CLASIFICACIÓN .....	33
Fases de un sistema .....	36
COMPONENTES DE UN SISTEMA MATERIAL .....	37
COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS SISTEMAS MATERIALES .....	39
COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE DISOLUCIONES.....	42
SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UN SISTEMA MATERIAL.....	45
PROBLEMAS DE EJERCITACIÓN .....	47
RESPUESTAS DE LOS PROBLEMAS DE EJERCITACIÓN .....	59
EVALUACIÓN .....	61
Resolución de la evaluación .....	62
<b>PARTE 2</b> .....	<b>63</b>
<b>TEMA II</b> .....	<b>64</b>
LA DISCONTINUIDAD DE LA MATERIA ÁTOMOS, MOLÉCULAS, IONES.....	64
COMPONENTES DE UN ÁTOMO .....	65
Electrones.....	65
Protones y neutrones. El núcleo atómico .....	66
ELEMENTOS .....	66
Símbolo .....	66
Número atómico .....	67
Número másico. Isótopos .....	67
MOLÉCULAS .....	69
Atomicidad.....	70

IONES.....	71
<b>TEMA III .....</b>	<b>74</b>
MASAS DE LOS ÁTOMOS.....	74
Número másico y masas atómicas. La escala del carbono-12.....	74
Masas atómicas elementales y abundancia isotópica .....	75
MASA DE ÁTOMOS INDIVIDUALES NÚMERO DE AVOGADRO .....	76
MOL.....	77
Masas molares .....	78
Conversiones mol-gramo .....	79
VOLUMEN MOLAR.....	81
<b>TEMA IV .....</b>	<b>82</b>
FÓRMULAS QUÍMICAS .....	82
COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UN COMPUESTO A PARTIR DE LA FÓRMULA ....	82
NÚMEROS DE OXIDACIÓN .....	84
Reglas para calcular los números de oxidación .....	86
FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS .....	87
Iones monoatómicos .....	88
Iones poliatómicos.....	88
NOMBRES DE LOS COMPUESTOS: NOMENCLATURA QUÍMICA .....	90
REGLAS DE NOMENCLATURA .....	91
I - Fórmulas y nombre de moléculas constituidas por un solo elemento químico .....	91
II - Fórmulas y nombre de compuestos binarios: formados por dos elementos químicos .....	92
III - Fórmulas y nombre de compuestos constituidos por más de dos elementos químicos .....	95
<b>TEMA V .....</b>	<b>99</b>
REACCIONES QUÍMICAS.....	99
TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS .....	99
ESCRITURA Y AJUSTE DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS.....	100
REACCIONES DE FORMACIÓN DE COMPUESTOS .....	103
a -Formación de hidruros .....	104
b - Formación de óxidos.....	105
c - Formación de bases o hidróxidos:.....	107
d - Formación de ácidos: oxoácidos .....	107
e - Formación de sales:.....	108
RELACIONES DE MASA EN LAS REACCIONES .....	113
REACTIVO LIMITANTE .....	116
RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES .....	117
<b>PARTE 3 .....</b>	<b>122</b>
<b>PROBLEMAS DE EJERCITACIÓN .....</b>	<b>122</b>

Tema 2.....	123
Tema 3.....	125
Tema 4.....	133
Tema 5.....	140
<b>BIBLIOGRAFÍA .....</b>	<b>153</b>

# PRÓLOGO

*Joven estudiante:*

*¡Bienvenido a la Facultad de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales! Imaginamos tu sueño. Lo imaginamos como un sueño ya en marcha pero que recién comienza. Como un sueño que comenzó este año o tal vez hace ya algunos años. Lo imaginamos similar al de los varios miles de jóvenes que año tras año y para avanzar sobre distintos campos del conocimiento humano, inundan nuestra casa de estudios. Lo imaginamos como un intento de formarse para la vida. Lo imaginamos como un sueño repleto de dudas, con miedos, pero con la firme convicción de probar que con esfuerzo se puede alcanzar. Para acompañarte en esta importante etapa de tu formación, el grupo de docentes del ciclo de nivelación te brindaremos nuestro apoyo, que consistirá en orientar el carácter de los estudios que llevarás a cabo, a través de clases teórico-prácticas y clases de consulta que te prepararán para que puedas desarrollar todo tu potencial y afrontar con éxito los requerimientos de las diferentes asignaturas que estén involucradas en tu carrera. También recibirás como apoyo, este material escrito que creemos será una importante guía de estudio. En relación con la metodología de trabajo, es significativo destacar que si bien estaremos en contacto durante las clases y las aulas virtuales, la lectura que hagas por tu cuenta de este material de estudio que pone a tu disposición la Facultad, y el esfuerzo por resolver los problemas aquí planteados, serán de gran importancia a la hora de medir el grado de comprensión de las principales ideas involucradas en este curso de nivelación. Como importante, te adelantamos que a medida que avances en el desarrollo del curso, podrás auto-evaluarte a través de instrumentos (pruebas espejo) que pondremos a tu disposición. Estas evaluaciones, también nos servirán a los docentes encargados del curso, para evaluar nuestro desempeño. Los contenidos que abordaremos, en su mayoría debieran resultarte conocidos. En tu paso por la Escuela Media, seguro que estuviste en contacto con ellos, y además seguro que el nivel de profundidad con el que serán abordados en este Ciclo de Nivelación, no será distinto al que emplearon tus profesores del nivel medio. Es nuestra intención, por un lado nivelar conocimientos y capacidades, y por otro, definir tendencias y vocaciones. Los problemas planteados, intentan acercarte la problemática de las distintas carreras de la Facultad, naturalmente desde la sencillez con la cual se puede plantear en un curso introductorio, con el propósito de que puedas, al menos, vislumbrar tu futuro profesional.*

*Te deseamos suerte y que tus sueños comiencen a cumplirse.*

# PROGRAMA

## LINEAMIENTOS GENERALES

Química del CINEU se dicta de manera presencial o no presencial. Corresponde al primer semestre de la carrera de Ingeniería Química. A través del desarrollo de esta materia se espera colaborar en la provisión de herramientas básicas que el alumno requiere para introducirse en la comprensión de los fenómenos químicos fundamentales sobre los que se apoyan las restantes disciplinas. Como expectativa de logro más importante se puede mencionar la afirmación o adquisición de los conceptos claves, ligados al empleo del vocabulario específico de la materia. El alumno es introducido al mundo de la química, utilizando como estrategia principal la resolución de situaciones problemáticas que estimulen además, su capacidad de asociación e integración, el razonamiento lógico-formal necesario para el análisis de los fenómenos naturales, tratando de fijar un nivel general para todos los educandos, teniendo en cuenta que los mismos provienen de los centros educativos más diversos.

## METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA

Se pretende que en cada unidad el alumno desarrolle habilidades en el planteo y la resolución de problemas que involucren herramientas de la Química, como así también adquiera precisión en sus razonamientos. Para lograr estos objetivos se dispone de un guía de Química con contenidos teóricos y prácticos que consta de cinco unidades y consiste en:

- Una primer parte que desarrolla la teoría, la cual además es explicada y debatida en clases presenciales con los alumnos, ejemplificada con algunos ejercicios prácticos resueltos.
- En la segunda parte se presenta un conjunto de ejercicios de complejidad creciente, cuya finalidad es que el alumno adquiera destreza en su resolución. El objetivo es que el alumno trabaje sin la presencia del docente y previo a las respectivas clases, aunque dispone de clases de consulta con el docente que tendrá la tarea de guiarlo.

Durante las actividades presenciales se discutirán los conceptos y se desarrollarán los ejercicios planteados en la guía. El docente tendrá la tarea de guiar y asesorar al alumno.

Al final de cada unidad se evaluará el grado de aprendizaje con la idea de ayudar al estudiante a autoevaluar su desarrollo, organizar sus conocimientos y su tiempo de estudio.

Como se expresó anteriormente estas actividades destinadas a promover el aprendizaje, se desarrollarán de dos maneras:

Modalidad No Presencial: Clases de consulta (2 hs. semanales) en horarios y lugar a confirmar. Exposición dialogada-Resolución de problemas.

Modalidad Presencial: Clases y horarios de consulta con modalidad de exposición dialogada y resolución de problemas.

Los alumnos podrán consultar la página web de la facultad donde encontrarán una serie de ejercicios y evaluaciones modelo. Las mismas estarán acompañadas por la correspondiente bibliografía para que los estudiantes tengan el soporte teórico necesario para la resolución de problemas.

## EVALUACIÓN

La aprobación se obtiene con el 60 % del puntaje asignado a los ítems de la evaluación. Las calificaciones posibles son Aprobado o No aprobado.

## CONTENIDOS TEMÁTICOS

UNIDAD 1: Materia y energía. Ley de conservación de la materia y de la energía. Propiedades físicas y químicas de la materia. Transformaciones de la materia. Sistemas materiales: clasificación. Fases de un sistema. Componentes de un sistema material. Sustancias y mezclas. Sustancias simples y compuestas. Composición porcentual de los sistemas materiales. Notación científica. Cifras significativas.

UNIDAD 2: Átomos. Componentes de un átomo. Número atómico. Número másico. Isótopos. Tipos de orbitales. Niveles energéticos. Distribución electrónica. Relación con el ordenamiento de los elementos en la tabla periódica. Sistema periódico. Moléculas. Enlace químico. Tipos de enlaces químicos: iónico, covalente y covalente dativo Regla del octeto.

UNIDAD 3: Atomicidad. Iones. Masa de los átomos. Número de Avogadro. Mol. Masas molares. Conversiones mol-gramo. Volumen molar. Gases ideales. Mezclas homogéneas: Disoluciones. Unidades de concentración: Composición porcentual, porcentaje P/P, porcentaje P/V, Porcentaje V/V. Molaridad.

UNIDAD 4: Concepto de número de oxidación. Diferencia entre número de oxidación y valencia. Concepto de variación del número de oxidación asociado a la transferencia de electrones. Fórmulas químicas. Nombres de los compuestos: nomenclatura química. Reglas de nomenclatura.

UNIDAD 5: Reacciones químicas. : Concepto de velocidad de reacción. Coordenada de reacción, energía de activación. Catalizadores de reacción. Concepto de equilibrio químico. Tipo de reacciones. Formación de compuestos a partir de elementos. Reacciones entre compuestos. Escritura y balance de las reacciones químicas. Relaciones de masa en las reacciones. Reactivo limitante y rendimiento teórico.

# PRESENTACIÓN

---

Esta Guía Teórico-Práctica ha sido preparada para que cuentes con un material que te sirva de base para repasar (o estudiar) los temas que figuran en el Programa de Química del CINEU de la FCEFYN. Debido a que la mayoría de los temas, están incluidos en los programas de Química del nivel medio, podrás emplear cualquier libro de texto de Química General, Química Básica o Química Inorgánica correspondiente a ese nivel. Este material cuenta sólo con definiciones de algunos conceptos, ejercicios resueltos, ejercicios propuestos y autoevaluaciones que te servirán de apoyo.

La modalidad de las clases de Química del CINEU no contempla que los temas sean desarrollados exclusiva y extensivamente por los docentes, ya que las clases se destinan a presentar y discutir conceptos, aclarar dudas y resolver problemas para repasar y afianzar lo estudiado.

La primera parte (Parte I) abarca conceptos básicos, que deberás repasar (o estudiar) antes de comenzar el curso. A fin de que puedas corroborar si comprendiste los conceptos teóricos, en las últimas páginas de la Parte I encontrarás una Guía de Problemas de Ejercitación con las respuestas de la mayoría de ellos y una evaluación que deberás entregar obligatoriamente el primer día de clase de esta asignatura. Si encontrás dificultades en esos temas, podrás aclarar tus dudas en los horarios de consulta asignados durante el dictado de la misma.

Sugerencias para este curso:

- Asegúrate de comprender acabadamente los conceptos básicos que aparecen en la Parte I (materia, energía, átomo, elemento, compuesto, etc.) ya que sin éstos se te dificultará el avance en los temas siguientes.
- Antes de comenzar el Ciclo de Nivelación estudiá/repasá también los temas siguientes: símbolos de los elementos, sus números de oxidación (o valencias), los diferentes compuestos y las reglas de nomenclatura química. (las semanas del CINEU pasan muy rápido).
- Asistí a las clases y tomá nota de todo lo discutido.
- Usá este apunte como complemento y la bibliografía recomendada para el estudio de los temas.
- Estudiá diariamente, para adquirir el hábito de estudio que te servirá en toda la carrera.
- Asistí a las clases de consulta y no dudes en preguntar al profesor tus interrogantes.
- Trata de juntarte a estudiar con compañeros. Ten en mente que todos están en esta misma etapa, y los grupos de estudio amenizan el momento y ayudan en todo sentido.

# PARTE 1

---

Esta parte contiene conceptos generales que Ud. deberá traer estudiados para la primera clase. El contenido se encuentra disponible en los libros de Química del nivel Secundario; sin embargo, las dudas que le surjan, podrá resolverlas a través del aula virtual.

## ¿QUÉ ES LA QUÍMICA?

La química es la ciencia que describe la materia, sus propiedades físicas y químicas, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichos procesos de cambio.

Notá la extraordinaria amplitud de esta definición: la materia incluye todo lo intangible y lo tangible, desde el cuerpo humano, y las cosas cotidianas, hasta los grandes objetos del universo.

La química se apoya en los fundamentos matemáticos y físicos, y por ser una disciplina experimental, en ella se hace uso tanto de la teoría como de la observación y trabajo en laboratorio, complementándose y retroalimentándose entre sí los principios y los hechos.

La química como ciencia no es muy antigua, pudiéndose fijar sus comienzos alrededor del año 1800. Por esta época aparecieron las primeras teorías confirmadas experimentalmente. En el siglo XIX recién se desarrollaron los fundamentos que permitieron realizar aplicaciones industriales. En la primera mitad del siglo XX, químicos y físicos, trabajando juntos, establecieron la estructura de la materia a nivel submicroscópico.

Durante las 24 horas del día, cada uno de nosotros está relacionado, en una u otra forma, con la química. El cuerpo humano es un ejemplo de gran actividad química, e incluso el pensamiento está relacionado con la energía química.

## LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA

Materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un espacio.

La **masa** es una medida de la cantidad de materia. Los términos “masa” y “peso” se usan a menudo como sinónimos, aunque en rigor se refieren a cantidades diferentes. En la física clásica, la masa es una constante de un cuerpo. En el lenguaje científico, el **peso** es la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto (que tiene una masa dada). Matemáticamente, la fuerza  $F$ , es:

$$F = m \cdot a$$

donde  $m$  es la masa y  $a$  es la aceleración que experimenta el cuerpo.

La masa de un objeto se puede determinar con facilidad empleando una balanza, proceso que, mal llamado se denomina pesar y cuya denominación correcta es tarar. Así, una masa desconocida pueda determinarse comparándola con masas estándar o conocidas. Cuando se “pesan” o taran materiales en una balanza, la fuerza con la que es atraído el objeto hacia la tierra recibe el nombre de peso (**P**) y la aceleración producida por la acción de la gravedad sobre un objeto se representa por **g**, la ecuación toma la forma:

$$P = m \cdot g \text{ y } m = P / g$$

Por ejemplo, una manzana que cae es atraída hacia abajo por la fuerza de gravedad de la Tierra. La masa de la manzana es constante y no depende de su situación, pero su peso sí. En la superficie de la luna la manzana pesaría sólo la sexta parte de lo que pesa en la Tierra, dado que la gravedad lunar es sólo un sexto de la terrestre:

$$\text{masa} = 0,25 \text{ kg}$$

$$P_{\text{tierra}} = m \cdot g_{\text{tierra}} = 2,45 \text{ Newton y } P_{\text{luna}} = m \cdot g_{\text{luna}} = 0,41 \text{ Newton}$$

Con respecto a la materia, numerosos experimentos han demostrado que en una reacción química la masa de los productos de reacción es exactamente igual a la masa de las sustancias que reaccionan, es decir no hay cambios apreciables de masa. Esto se debe a que las reacciones químicas “ordinarias” se producen por cambios en la estructura electrónica externa de los átomos o de las moléculas y debido a que la masa de los electrones es muy pequeña con respecto a la masa de los átomos, su ganancia o pérdida no afecta la masa total de la reacción. Lo anterior puede resumirse en la ley de conservación de la materia que dice: "Durante una reacción química común no se produce ningún cambio apreciable en la cantidad de la materia que participa".

Sin embargo, hay reacciones en las cuales existen cambios que tienen lugar dentro del núcleo atómico. Estas se denominan reacciones nucleares y en ellas la energía que se produce excede enormemente a los cambios de energía asociados a las reacciones químicas ordinarias. Esta liberación de energía está relacionada con los cambios de masa que se observan en una reacción donde participan núcleos y en éstas se observa frecuentemente pérdida de materia, la cual puede relacionarse con la energía liberada. Ejemplos de estas reacciones se encuentran en la desintegración radioactiva, en la fusión nuclear y en la fisión nuclear.

La energía suele definirse como la capacidad de realizar un trabajo.

Todos estamos familiarizados en nuestra vida diaria con varias formas de energía, como la energía mecánica, eléctrica, calorífica y luminosa. Por ejemplo, las plantas emplean la energía luminosa del sol para crecer y producir alimentos, la energía eléctrica se usa para iluminar, etc. Por razones de comodidad la energía se clasifica en dos tipos principales: energía potencial y energía cinética.

La **energía potencial** es aquella que un objeto o una muestra de material poseen por *su situación y composición*. Cuando levantamos un objeto desde su posición a nivel del suelo hasta una cierta altura, se realiza un trabajo (se cambia la posición del cuerpo y para ello debe vencerse la resistencia representada por la fuerza de la gravedad). El trabajo realizado queda entonces almacenado en el objeto bajo la forma de energía potencial, que se hará evidente en forma de energía cinética (movimiento) si se deja caer el cuerpo a su nivel original. La energía potencial es pues, la energía almacenada en un cuerpo y depende de su posición o relación con respecto a otros. Un cuerpo en movimiento, tiene energía a causa de ese movimiento. Esta energía se denomina **energía cinética**, la cual representa la capacidad de realizar trabajo directamente y se transfiere fácilmente de un cuerpo a otro.

La **energía química** es una forma de energía potencial, almacenada entre las unidades estructurales de las sustancias, esta cantidad está determinada por el tipo y organización de los átomos en la sustancia. Cuando las sustancias participan en las reacciones químicas, la energía química

se libera, almacena o se convierte en otras formas de energía. El carbón, por ejemplo, tiene energía química debido a su composición. Muchas usinas generadoras de electricidad queman carbón que produce calor y, a continuación energía eléctrica.

Se ha demostrado experimentalmente que, cualesquiera sean los cambios energéticos que consideremos, toda la energía que participa en ellos aparece después de una u otra forma. Estas observaciones se resumen en la ley de conservación de la energía: "La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma".

Einstein demostró que la ley de conservación de la materia no es estrictamente cierta. Según su teoría el universo es un sistema dinámico en el cual la materia y la energía son manifestaciones de la misma entidad física. En determinadas condiciones, la masa puede transformarse en energía y viceversa, de acuerdo a la siguiente equivalencia:

$$E = m c^2$$

donde E es la cantidad de energía; m es la masa, y c la velocidad de la luz en el vacío (300.000 km/s). También se puede escribir como:

$$m = E/c^2$$

Observa que la energía está dividida por un número muy grande:  $(300.000 \text{ km/s})^2 = 90.000.000.000$ . Por lo cual, la energía producida debe ser muy grande para que la pérdida de masa sea considerable.

Dicha relación, postulada como parte de la teoría de la relatividad de Einstein, nos indica que la cantidad de energía obtenida cuando la materia se transforma en energía, es el producto de la masa de la materia por el cuadrado de la velocidad de la luz. La transformación de materia en energía ocurre de manera natural en el sol y en las estrellas. El hombre ha utilizado estas reacciones, para la obtención de energía en forma artificial, mediante la fabricación de reactores nucleares. En ellos, la energía liberada es directamente proporcional a la disminución de masa del elemento radioactivo.

A pesar de que, hasta el momento no se ha observado (conscientemente) la transformación de energía en materia en magnitudes significativas, esto sí se ha observado en experimentos realizados en una escala extremadamente pequeña en los aceleradores de partículas, empleados para inducir reacciones nucleares.

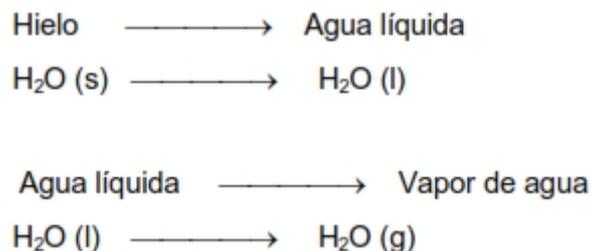
Ahora que se ha demostrado la equivalencia entre materia y energía, las leyes de conservación de ambas pueden combinarse en una sola formulación: "La cantidad total de materia y de energía del universo se mantiene constante".

## TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

Es importante establecer la diferencia entre los cambios de tipo físico y los de tipo químico que puede sufrir la materia.

## TRANSFORMACIONES FÍSICAS

Transformaciones físicas son aquellos procesos que modifican la materia pero **no** dan lugar a la formación de nuevas sustancias: sólo cambian sus propiedades físicas (color, densidad, punto de fusión o de ebullición y conductividades térmica y eléctrica). Por ejemplo:



Adviértase que el hielo, agua líquida y vapor de agua, son la misma sustancia aunque en estados diferentes (sólido, líquido y gaseoso respectivamente).

Todas las sustancias tienen propiedades físicas que pueden observarse en ausencia de cualquier reacción química. Estas propiedades varían cuando la materia es sometida a condiciones físicas cambiantes. Por ejemplo, el hielo (agua sólida) puede transformarse en agua líquida con sólo aumentar la temperatura. En forma similar, el agua líquida hierve y se transforma en vapor (agua gaseosa). En ambos casos, la composición química del agua no ha variado y por lo tanto, sus propiedades químicas no se alteran. Sin embargo, las propiedades físicas del hielo, agua líquida y vapor de agua son muy diferentes.

En este punto conviene recordar que los materiales pueden presentarse, fundamentalmente, en tres estados físicos diferentes (estados de agregación de la materia): sólido, líquido y gaseoso. El cuarto estado de la materia corresponde al de plasma, pero a los fines del curso, trabajaremos con los tres primeros.

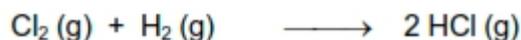
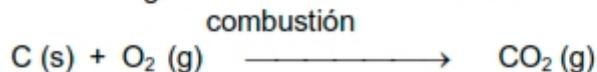
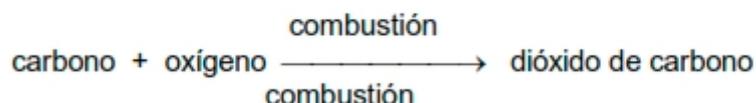
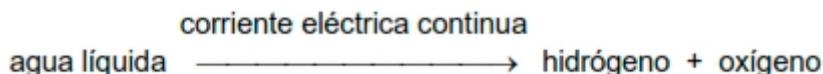
Los tres estados se diferencian por propiedades físicas muy concretas. Los gases llenan completamente cualquier espacio en que se encuentren y son fácilmente compresibles (disminuyen o aumentan su volumen frente a una compresión o a una descompresión). Los líquidos, a semejanza de los gases, adoptan la forma del recipiente que los contiene. Sin embargo, mientras que un gas no tiene superficie límite, un líquido tiene una superficie que limita la extensión del espacio (volumen) que puede ocupar, además los líquidos son prácticamente incompresibles. Los sólidos son incompresibles y poseen volumen y forma definida. Los sólidos son rígidos, los líquidos y los gases pueden fluir.

Los materiales pueden pasar de un estado a otro (cambios de estado) mediante procesos físicos, es decir, transformaciones que **no modifican** su identidad.

## TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

Los cambios químicos, a diferencia de los físicos involucran la formación de nuevas sustancias a partir de una o más iniciales. Las transformaciones químicas, son procesos mediante los que desaparecen unas sustancias o **reactivos** para aparecer otras nuevas o **productos**.

Las reacciones o transformaciones químicas, se representan mediante ecuaciones químicas con dos miembros: en el primero, se encuentran los reactivos (frecuentemente con la inicial indicando el estado en que se encuentran entre paréntesis) y en el segundo, los productos. Entre ellos se coloca el signo  $\longrightarrow$  para señalar el sentido en que se produce la reacción. Por ejemplo:



Estos procesos conllevan un cambio en las propiedades de los reactivos, teniendo los productos otras distintas. Además van acompañados de una variación de energía, que se absorbe o se desprende durante la transformación, principalmente en forma de calor o de luz.

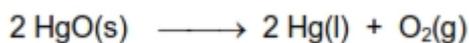
## PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LAS SUSTANCIAS

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades individuales y algunas veces únicas. Así, toda sustancia pura tiene una serie de propiedades características que la distinguen de las demás.

El color, punto de fusión, punto de ebullición y densidad son ejemplos de las propiedades físicas de una sustancia. Una **propiedad física** se puede medir y observar sin modificar la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo el punto de fusión del hielo se puede determinar calentando un trozo de él y registrando la temperatura a la cual se transforma en agua líquida. Pero dado que el hielo difiere del agua sólo en apariencia y no en composición, éste es un cambio físico: se puede congelar el agua para recuperar el hielo original.

Por otro lado, el enunciado “el hidrógeno gaseoso se quema en presencia de oxígeno gaseoso para formar agua” describe una **propiedad química** del hidrógeno, porque *para observar esta propiedad se debe realizar un cambio químico, en este caso la combustión*. Después del cambio, los gases originales, hidrógeno y oxígeno, habrán desaparecido y todo lo que quedará será agua. No es posible recuperar el hidrógeno y el oxígeno por un cambio físico como la ebullición

o la congelación del agua. Las propiedades químicas, son aquellas que se observan cuando una sustancia participa en una reacción a partir de la cual se transforma en una o más sustancias diferentes. Por ejemplo, se puede demostrar que el óxido de mercurio (II), es un sólido rojo que a 600 °C se descompone en mercurio (un líquido plateado), y oxígeno (un gas incoloro).



Lo más frecuente sin embargo, es que en lugar de las propiedades químicas, utilicemos las propiedades físicas, que son aquellas que se pueden medir sin cambiar la identidad química de la sustancia. Estas propiedades, sirven para identificar una sustancia y figuran en tablas que pueden encontrarse en los libros de química.

Dentro de las **propiedades físicas** que caracterizan a una sustancia, podemos citar:

## A - DENSIDAD

La densidad de una sustancia es la relación entre su masa y su volumen.

$$\text{densidad} = \text{masa/volumen}$$

La densidad de líquidos y sólidos se suele expresar en gramos por centímetro cúbico ( $\text{g/cm}^3$  o  $\text{g cm}^{-3}$ ) o lo que es lo mismo gramos por mililitro ( $\text{g/mL}$  o  $\text{g mL}^{-1}$ ). En gases, se suelen dar en gramos por litro ( $\text{g/L}$  o  $\text{g L}^{-1}$ ).

La densidad de un líquido o gas, se puede determinar midiendo independientemente la masa y el volumen de una muestra. En el caso de los sólidos, el problema es un poco más difícil. Un método corriente es aquel en el que primero se pesa el sólido en una balanza para determinar su masa, y el volumen se determina midiendo el volumen de líquido desplazado por el sólido.

Ejemplo: el mercurio es uno de los líquidos más densos. Un estudiante mide con una bureta  $12,1 \text{ cm}^3$  de Hg y al pesar determina que su masa es de 164,56 g. Calcule:

la densidad del mercurio

a) el peso de una muestra de mercurio que ocupa un volumen de  $2,15 \text{ cm}^3$ .

el volumen de una muestra que pesa 94,2 g.

Solución:

Puesto que la densidad es la relación de masa a volumen,

$$d = 164,56 \text{ g}/12,1 \text{ cm}^3 = 13,6 \text{ g/cm}^3$$

Quizás lo más simple sea considerar a la densidad como el factor de conversión que relaciona la masa con el volumen. Para el mercurio:

$$\begin{array}{r} 13,6 \text{ g Hg} = 1 \text{ cm}^3 \text{ de Hg} \\ 1 \text{ cm}^3 \text{ ————— } 13,6 \text{ g Hg} \\ 2,15 \text{ cm}^3 \text{ ————— } x = 29,24 \text{ g Hg} \end{array}$$

En este caso tenemos que transformar masa en volumen, por lo que:

$$\begin{array}{rcl} 13,6 \text{ g Hg} & \text{—————} & 1 \text{ cm}^3 \\ 94,2 \text{ g Hg} & \text{—————} & x = 6,93 \text{ cm}^3 \text{ Hg} \end{array}$$

## B - PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN

El punto de fusión es la temperatura a la que una sustancia pasa del estado sólido al líquido. Si le otorgamos energía a una sustancia pura, la temperatura se mantiene constante durante la fusión, y sólo una vez que se ha fundido todo el sólido, empieza a calentarse (subir su temperatura). El punto de fusión de un sólido impuro es muy diferente. Generalmente, el sólido comienza a fundir a una temperatura inferior al punto de fusión de la sustancia pura. Además, la temperatura aumenta progresivamente durante la fusión, lo que es una muestra de impurezas en el sólido.

El punto de ebullición es la temperatura a la que un líquido comienza a hervir. El punto de ebullición depende de la presión a la que esté sometido el líquido. Se denomina punto de ebullición **normal** a la temperatura a la que hierve el líquido cuando la presión es de 1 atm (760 mm de Hg). En un líquido puro, la temperatura se mantiene constante durante el proceso de ebullición. Si el líquido no es puro, la temperatura aumenta gradualmente durante la ebullición.

## C - SOLUBILIDAD

El grado en que una sustancia se disuelve en un determinado disolvente se puede expresar de varias maneras e indica su solubilidad en ese disolvente. Una de ellas es conociendo los gramos de sustancia que se disuelven en 100 g de disolvente a una cierta temperatura. A 25 °C se disuelven unos 40 g de nitrato de potasio en 100 g de agua. A 100 °C, la solubilidad de este sólido es mucho mayor, alrededor de 240 g/100 g de agua.

*Ejemplo: Calcule la masa de NaCl disuelto en 120 g de agua a 25 °C, si la solubilidad del NaCl a esta temperatura es de 36 g/100 g de agua.*

**Solución:**

$$\begin{array}{rcl} 36 \text{ g de NaCl} & \text{—————} & 100 \text{ g de agua} \\ x & \text{—————} & 120 \text{ g de agua} \\ \\ x = \frac{120 \text{ g de agua} \times 36 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de agua}} & = & 43,2 \text{ g de NaCl} \end{array}$$

## D - COLOR

Podemos identificar algunas sustancias, o al menos intentarlo, basándonos en su color. El dióxido de nitrógeno es un gas de color marrón, el vapor de bromo es rojizo y el yodo es violeta.

Una disolución de sulfato de cobre es azul, mientras que una de permanganato de potasio es violeta.

El color de gases y líquidos está dado por la absorción de la luz visible. La luz solar es una mezcla de radiaciones de distintas longitudes de onda ( $\lambda$ ) y cada longitud de onda está asociada a un determinado color. Por ejemplo, la luz en un intervalo de 400-450 nm es violeta, mientras que en un intervalo de 450-490 nm es azul. El bromo absorbe luz en estas regiones y refleja luz de las otras longitudes de onda. La sustracción de los componentes azul y violeta a la luz solar es lo que da el color rojo del bromo. En contraste, una disolución de permanganato de potasio en agua absorbe luz en la región del verde, situada a la mitad del intervalo visible. La luz reflejada por esta disolución es azul (longitud de onda corta) y roja (longitud de onda larga), por lo que aparece como violeta, una mezcla de azul y rojo.

Las sustancias que no absorben la luz visible son incoloras (o blancas si son sólidos). Estas sustancias, normalmente absorben radiación fuera de la región del intervalo visible. A veces ocurre en el ultravioleta, en longitudes de onda inferiores a 400 nm. El benceno, un líquido incoloro, absorbe luz de unos 255 nm. El ozono, una forma gaseosa del elemento oxígeno, es otra sustancia que absorbe en el ultravioleta. Por ese motivo, la mayor parte de la peligrosa radiación ultravioleta que poseen los rayos solares es absorbida por el ozono que hay en la estratósfera.

La absorción en la región del infrarrojo, en longitudes de onda superiores a 700 nm, es bastante corriente. Absorben en el infrarrojo, entre otras sustancias, el agua y el dióxido de carbono. Su presencia en la atmósfera tiene un efecto aislante. La tierra, como cualquier cuerpo caliente, cede calor en forma de radiación infrarroja, la cual es absorbida mayoritariamente por el agua y el dióxido de carbono presentes en la atmósfera, evitando una pérdida excesiva de calor hacia el espacio.

Casi todas las propiedades específicas de las sustancias pueden expresarse cuantitativamente y medirse con exactitud en un laboratorio convenientemente equipado. Con los datos numéricos reunidos se confeccionan **Tablas** que se usan como elementos de consulta y que figuran en la mayoría de los libros de cada especialidad.

Debe tenerse en cuenta que cuando se miden estas propiedades, las mismas dependen de las condiciones exteriores prefijadas, explícitamente indicadas. Por ejemplo, la densidad del aire,  $\delta = 1,293 \text{ kg/m}^3$ , ha sido determinada a 1 atm y 0 °C, y varía enormemente por poco que se modifique la presión, la temperatura o ambas condiciones a la vez.

El condicionamiento es imprescindible en el lenguaje químico. No es correcto decir: "El agua hierve a 100 °C". Se debe completar la afirmación señalando las condiciones correspondientes: "El agua hierve a 100 °C, cuando la presión exterior es de 1 atm".

Así, como el valor de una propiedad específica depende de las condiciones exteriores, se dice que:

- la propiedad específica es una variable dependiente.
- las condiciones son las variables independientes y, por lo tanto, pueden ser fijadas a voluntad.

Estas variables se correlacionan mediante una función (f), como en los ejemplos siguientes:

a) el punto de ebullición del agua, como se ha mencionado, es una función de la presión **exterior**:

$$P_{\text{eb.}} = f(p)$$

b) la densidad del aire depende de dos variables: presión y temperatura, luego, la función será:

$$\delta = f(p, t)$$

## PROPIEDADES EXTENSIVAS Y PROPIEDADES INTENSIVAS

Todas las propiedades medibles de la materia pertenecen a una de dos categorías: propiedades extensivas y propiedades intensivas. El valor medido de una **propiedad extensiva** depende de la cantidad de materia considerada. La longitud, la masa y el volumen son propiedades extensivas. A mayor cantidad de materia mayor masa. Los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar. Por ejemplo, dos piezas de alambre de cobre tendrán juntas una masa combinada igual a la suma de la de los dos alambres separados, y el volumen ocupado por el agua contenida en dos recipientes es la suma de los volúmenes de agua de cada uno de los recipientes individuales. **El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.**

$$V = f(m)$$

El valor medido de una **propiedad intensiva** no depende de cuánta materia se considere. La temperatura es una propiedad intensiva. Supóngase que se tienen dos recipientes de agua a la misma temperatura. Si se mezclan en un recipiente grande, la temperatura será la misma.

A diferencia de la masa y el volumen, la temperatura no es aditiva.

Otros ejemplos de propiedad intensiva son la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, la conductividad eléctrica, la conductividad térmica, etc. Un kilogramo, o un gramo de agua tienen (en las mismas condiciones) idéntica densidad. Igualmente, ambas masas entran en ebullición a 100 °C, a 1 atm.

### Ejercicio N° 1:

a) Si tenemos un sistema formado por agua a 4 °C y extraemos de éste dos muestras, una de 2 g y otra de 8 g ¿Tendrán ambas muestras el mismo volumen? ¿Por qué?

**Respuesta:**

No, porque el volumen es directamente proporcional a la masa. El volumen es una propiedad extensiva.  $V = m/\delta$

b) ¿Tendrán ambas muestras la misma densidad? ¿Por qué?

**Respuesta:**

Sí, porque la densidad a una dada temperatura es la constante de proporcionalidad entre la masa y el volumen.  $m = \delta \cdot V$  o lo que es lo mismo  $\delta = m/V$

La densidad del agua a 4 °C es de  $1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . La densidad es una propiedad intensiva, característica o específica. Cualquiera sea la cantidad de agua que consideremos, su densidad a 4 °C es de  $1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ .

#### *Ejercicio N° 2:*

Una pieza de oro de masa 12,82 g tiene un volumen de  $0,663 \text{ cm}^3$ .

- a) ¿Cuál es la densidad del oro?
- b) ¿Qué volumen ocuparán 200 mg de oro?

#### **Respuestas:**

- a)  $\delta = 19,34 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ; b)  $V = 10,3 \text{ mm}^3$

## UNIDADES DE MEDICIÓN

Durante muchos años, las unidades utilizadas en las ciencias fueron en general, unidades métricas. Las unidades métricas se relacionan entre sí decimalmente, esto es, en potencias de 10. Esta relación suele indicarse con un prefijo antepuesto a la unidad.

### UNIDADES DEL SISTEMA INTERNACIONAL-SI

En el año 1960 la Conferencia General de Pesos y Medidas, la autoridad internacional en lo que respecta a unidades, propuso una revisión y modernización del sistema métrico llamada Sistema Internacional de Unidades (abreviado SI). En la Tabla 1 se muestran las siete unidades SI básicas, las demás unidades necesarias para hacer mediciones se pueden derivar de estas unidades básicas.

Tabla 1. Unidades básicas del Sistema Internacional

CANTIDAD BÁSICA	NOMBRE DE LA UNIDAD	SÍMBOLO
<b>LONGITUD</b>	metro	m
<b>MASA</b>	kilogramo	kg
<b>TIEMPO</b>	segundo	s
<b>CORRIENTE ELÉCTRICA</b>	ampere	A
<b>TEMPERATURA</b>	kelvin	K
<b>CANTIDAD DE SUSTANCIA</b>	mol	mol
<b>INTENSIDAD LUMINOSA</b>	candela	cd

**Longitud.** La unidad SI básica para la longitud es el metro (m). Se usan comúnmente también el centímetro (cm), decímetro (dm) y kilómetro (km).

$$1 \text{ cm} = 0,01 \text{ m} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$$

$$1 \text{ dm} = 0,1 \text{ m} = 1 \times 10^{-1} \text{ m}$$

$$1 \text{ km} = 1000 \text{ m} = 1 \times 10^3 \text{ m}$$

**Masa.** La unidad SI para la masa es el kilogramo (kg). En Química, la unidad de masa que más se emplea es el gramo (g).

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

La longitud y la masa son propiedades extensivas

**Temperatura.** La unidad SI básica para la temperatura es el Kelvin (K). Esta notación no lleva la palabra grado en el nombre ni en el símbolo. El grado Celsius (°C), antes llamado grado centígrado, también se permite en el SI, sin embargo la escala Kelvin es fundamental en el estudio del comportamiento de los gases y en termodinámica.

La temperatura es una propiedad intensiva: no depende de la cantidad de materia considerada

**Tiempo.** La unidad SI básica para el tiempo es el segundo (s). Los intervalos de tiempo mayores se pueden expresar ya sea con el prefijo adecuado, como en el caso de kilosegundo (ks), o con las unidades familiares: minuto (min) y hora (h). De las unidades básicas restantes, el mol (mol) y el amperio (A) son importantes en Química. La séptima unidad es la candela (cd) que en general no se emplea en Química.

Las unidades SI cambian en múltiplos de 10 mediante una serie de prefijos como los que se muestran en la **Tabla 2** para la longitud. La mayoría de estos prefijos se utilizan frecuentemente en química.

Tabla 2. Prefijos usados para la longitud

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
Tera-	T	1 000 000 000 000 o $10^{12}$	1 terametro (Tm) = $1 \times 10^{12}$ m
Giga-	G	1 000 000 000 o $10^9$	1 gigametro (Gm) = $1 \times 10^9$ m
Mega-	M	1 000 000 o $10^6$	1 megametro (Mm) = $1 \times 10^6$ m
Kilo-	k	1 000 o $10^3$	1 kilómetro (km) = $1 \times 10^3$ m
Deci-	d	1/10 o $10^{-1}$	1 decímetro (dm) = 0,1 m o $1 \times 10^{-1}$ m
Centi-	c	1/100 o $10^{-2}$	1 centímetro (cm) = 0,01 m o $1 \times 10^{-2}$ m
Mili-	m	1/1000 o $10^{-3}$	1 milímetro (mm) = 0,001 m o $1 \times 10^{-3}$ m
Micro-	$\mu$	1/1 000 000 o $10^{-6}$	1 micrómetro ( $\mu$ m) = $1 \times 10^{-6}$ m
Nano-	n	1/1 000 000 000 o $10^{-9}$	1 nanómetro (nm) = $1 \times 10^{-9}$ m
Pico-	p	1/1 000 000 000 000 o $10^{-12}$	1 picómetro (pm) = $1 \times 10^{-12}$ m

## UNIDADES SI DERIVADAS

Las demás unidades se pueden derivar de las descritas como básicas. Por ejemplo, a partir de la longitud se puede definir el volumen, y a partir de las unidades de longitud, masa y tiempo se puede definir la energía. Estas unidades se encuentran frecuentemente en el estudio de la Química.

**Volumen.** Dado que el volumen es una longitud elevada al cubo, la unidad SI derivada es el metro cúbico,  $m^3$ . Son unidades relacionadas: el centímetro cúbico ( $cm^3$ ) y el decímetro cúbico ( $dm^3$ ).

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Otra unidad de volumen común (pero que no pertenece al SI) es el litro (L). Un *litro* es el *volumen ocupado por un decímetro cúbico*. Un volumen de un litro es igual a 1000 mililitros (mL) y un mililitro de volumen es igual a un centímetro cúbico.

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ mL} = 1 \times 10^{-3} \text{ L}$$

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

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \times 10^3 \text{ cm}^3$$

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

**Velocidad y aceleración.** Por definición, la *velocidad* es el cambio de la distancia con el tiempo, esto es:  $\text{velocidad} = \text{distancia}/\text{tiempo}$

La *aceleración* es el cambio de la velocidad con el tiempo, esto es:  $\text{aceleración} = \text{cambio de velocidad}/\text{tiempo}$

Por consiguiente, la velocidad tiene unidades de m/s (o cm/s) y la aceleración tiene unidades de  $\text{m/s}^2$  (o de  $\text{cm/s}^2$ ). Se requiere la velocidad para definir la aceleración, que a su vez es necesaria para definir la fuerza y en consecuencia la energía. Tanto la fuerza como la energía son importantes en muchas áreas de la Química.

**Fuerza.** De acuerdo a la segunda ley de Newton sobre el movimiento,  $\text{fuerza} = \text{masa} \times \text{aceleración}$

En el lenguaje común, la fuerza a menudo se considera sinónimo de empuje o tracción. En Química, las fuerzas estudiadas son principalmente las fuerzas eléctricas que existen entre iones, átomos y moléculas. La unidad SI de la fuerza es el newton (N), donde:  $1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$

**Presión.** *La presión se define como fuerza aplicada por unidad de área*, esto es:  $\text{presión} = \text{fuerza}/\text{área}$  la fuerza experimentada por cualquier área expuesta a la atmósfera terrestre, es igual al peso de la columna de aire que soporte dicha área. La presión ejercida por esta columna de aire se llama **presión atmosférica**. El valor real de la presión atmosférica depende de la ubicación geográfica, temperatura y condiciones ambientales. Una referencia común de presión es una atmósfera (1 atm), que representa la presión atmosférica ejercida por una columna de aire seco al nivel del mar a  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ . La unidad SI derivada para la presión se obtiene aplicando también derivada de la fuerza de un newton sobre un metro cuadrado, el cual a su vez es la unidad derivada de área. Una presión de un newton por metro cuadrado ( $1 \text{ N/m}^2$ ) se denomina un pascal (Pa). Entonces una atmósfera se define por medio de la siguiente equivalencia:

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$$

**Energía.** *La energía es la capacidad de realizar un trabajo o producir un cambio*. En Química, los efectos de la energía que revisten interés son los que implican cambios físicos o químicos. Dado que la energía se puede medir como trabajo, es posible expresar:

$$\text{energía} = \text{trabajo realizado} \quad \text{energía} = \text{fuerza} \times \text{distancia}$$

Así, la unidad SI derivada de energía tiene las unidades: newton x metro (N m) o  $\text{kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$ .

Esta unidad SI derivada de la energía se denomina **joule (J)**.

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2 = 1 \text{ N m}$$

Algunas veces, la energía se expresa en kilojoules (kJ), donde:

$$1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$$

Tradicionalmente, los químicos han expresado la energía en calorías (cal). La caloría se define por medio de la relación:

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

**Densidad.** Ya habíamos definido la densidad de un objeto como a la masa del mismo dividida por su volumen.

$$\text{densidad} = \text{masa}/\text{volumen}$$



## ÁTOMOS Y MOLÉCULAS, ELEMENTOS Y SISTEMA PERIÓDICO

Los átomos son las unidades más pequeñas que forman parte de una sustancia mientras que las moléculas están constituidas por átomos y representan las unidades funcionales de esa sustancia. En el capítulo 2 se verán más en detalle los átomos y moléculas.

**Un elemento**, es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por métodos químicos. Ejemplos de éstos son: nitrógeno (N), plata (Ag), aluminio (Al), cobre (Cu), oro (Au) y azufre (S). Un elemento químico es un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase. Se deben aprender los nombres y símbolos para los elementos conforme se vayan estudiando. Más adelante se ampliará sobre el tema de los elementos químicos.

Hasta la fecha se han identificado 118 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural en la Tierra. Los demás han sido producidos de modo artificial por científicos mediante reacciones nucleares. Los elementos se representan mediante **símbolos** que son combinaciones de letras. La primera letra del símbolo de un elemento es **siempre** mayúscula, pero la segunda y la tercera son siempre minúsculas. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, mientras que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. Los símbolos de algunos elementos derivan de sus nombres en latín y se han propuesto símbolos especiales de tres letras para los elementos sintetizados en fechas más recientes. Los símbolos de los elementos figuran en tablas y **deben memorizarse** antes de comenzar un curso de química, a fin de que hablemos en el mismo idioma.

Cuando los químicos comenzaron a observar que muchos elementos presentaban grandes similitudes entre sí, demostraron la regularidad en el comportamiento de las propiedades físicas y químicas de los mismos. De este modo se desarrolló la **Tabla Periódica**: una disposición tabular de los elementos que permite organizarlos según sus propiedades. De la tabla periódica por el momento, sólo nos interesan tres aspectos:

- Las filas horizontales se conocen como **períodos**.
- Las columnas verticales se conocen como **grupos**. Los grupos se numeran de 1 a 8, empezando por la izquierda. Los elementos de los grupos de los extremos izquierdo y derecho, se denominan elementos representativos o principales. Los elementos del centro (períodos 4 a 6), se llaman elementos de transición. Ciertos grupos reciben nombres especiales: los elementos del grupo 1 se llaman metales alcalinos, los del grupo 2 metales alcalino térreos, los del grupo 7 se llaman halógenos y los del grupo 8, gases raros o nobles.
- Los elementos de un mismo grupo presentan reacciones químicas muy parecidas. Por ejemplo, tanto el sodio (Na) como el potasio (K), del grupo 1, reaccionan violentamente con el agua para producir hidrógeno gaseoso:



# TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

GRUPO 1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIB	9 VIIB	10 VIIB	11 IIB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA		
1 1.0079 <b>H</b> HIDRÓGENO	2 4.0026 <b>He</b> HELIO	3 6.941 <b>Li</b> LITIO	4 9.0122 <b>Be</b> BERILIO	5 12.24305 <b>Na</b> SODIO	6 20.0178 <b>Mg</b> MAGNESIO	7 38.96385 <b>K</b> POTASIO	8 78.96 <b>Ca</b> CALCIO	9 87.62 <b>Sr</b> ESTRONCIO	10 137.33 <b>Ba</b> BARIO	11 223.0197 <b>Ra</b> RADIO	12 226 <b>Fr</b> FRANCIO	13 10.811 <b>B</b> BORO	14 12.011 <b>C</b> CARBONO	15 14.007 <b>N</b> NITRÓGENO	16 15.999 <b>O</b> OXÍGENO	17 18.998 <b>F</b> FLUOR	18 20.180 <b>Ne</b> NEÓN		
19 39.098 <b>K</b> POTASIO	20 40.078 <b>Ca</b> CALCIO	21 44.956 <b>Sc</b> ESCANDIO	22 47.867 <b>Ti</b> TITANIO	23 50.942 <b>V</b> VANADIO	24 51.996 <b>Cr</b> CROMO	25 54.938 <b>Mn</b> MANGANESO	26 55.845 <b>Fe</b> HIERRO	27 58.933 <b>Co</b> COBALTO	28 58.933 <b>Ni</b> NIOBELIO	29 63.546 <b>Cu</b> COBRE	30 65.38 <b>Zn</b> ZINC	31 69.723 <b>Al</b> ALUMINIO	32 72.64 <b>Ge</b> GERMANIO	33 74.922 <b>As</b> ARSENICO	34 78.96 <b>Se</b> SELENIO	35 79.904 <b>Br</b> BROMO	36 83.798 <b>Kr</b> KRIPTÓN		
37 85.468 <b>Rb</b> RUBIDIO	38 87.62 <b>Sr</b> ESTRONCIO	39 88.906 <b>Y</b> YTRIO	40 91.224 <b>Zr</b> CIRCONIO	41 92.906 <b>Nb</b> NIOBIO	42 95.96 <b>Mo</b> MOLIBDENO	43 101.07 <b>Tc</b> TECNICIO	44 101.07 <b>Ru</b> RUTENIO	45 102.91 <b>Rh</b> RODIO	46 106.42 <b>Pd</b> PALADIO	47 107.87 <b>Ag</b> PLATA	48 112.41 <b>Cd</b> CADMIO	49 114.82 <b>In</b> INDIO	50 118.71 <b>Sn</b> ESTAÑO	51 121.76 <b>Sb</b> ANTIMONIO	52 127.60 <b>Te</b> TELURO	53 126.90 <b>I</b> YODO	54 131.29 <b>Xe</b> XENÓN		
55 132.91 <b>Cs</b> CESIO	56 137.33 <b>Ba</b> BARIO	57-71 Lantánidos	72 178.49 <b>Hf</b> HAFNIO	73 180.95 <b>Ta</b> TANTALO	74 183.84 <b>W</b> WOLFRAMIO	75 186.21 <b>Re</b> RENIIO	76 190.23 <b>Os</b> OSMIO	77 192.22 <b>Ir</b> IRIDIO	78 195.08 <b>Pt</b> PLATINO	79 196.97 <b>Au</b> ORO	80 200.59 <b>Hg</b> MERCURIO	81 204.38 <b>Tl</b> TALIO	82 207.2 <b>Pb</b> PLOMBO	83 208.98 <b>Bi</b> BISMUTO	84 (209) <b>Po</b> POLONIO	85 (210) <b>At</b> ASTATO	86 (222) <b>Rn</b> RADÓN		
87 (223) <b>Fr</b> FRANCIO	88 (226) <b>Ra</b> RADIO	89-103 Actínidos	104 (267) <b>Rf</b> RUTHERFORDIO	105 (268) <b>Db</b> DUBNIO	106 (271) <b>Sg</b> SEABORGIO	107 (272) <b>Bh</b> BOHRIO	108 (277) <b>Hs</b> HASSIO	109 (276) <b>Mt</b> MEITNERIO	110 (281) <b>Ds</b> DARMSHTADTIO	111 (280) <b>Rg</b> ROENTGENIO	112 (285) <b>Cn</b> COPERNICIO	113 (...) <b>Uut</b> UNUNTRO	114 (287) <b>Fl</b> FLEROVIO	115 (...) <b>Uup</b> UNUNPENTIO	116 (291) <b>Lv</b> LIVERMORIO	117 (...) <b>Uus</b> UNUNSEPTIO	118 (...) <b>Uuo</b> UNUNOCTIO		
119 (...) <b>Uue</b> UNUNDECIO	120 (...) <b>Uub</b> UNUNDUDECIO	121 (...) <b>Uut</b> UNUNTRIO	122 (...) <b>Uuq</b> UNUNQUATRO	123 (...) <b>Uur</b> UNUNQUINQUE	124 (...) <b>Uus</b> UNUNSEXTIO	125 (...) <b>Uuq</b> UNUNSEPTIO	126 (...) <b>Uur</b> UNUNOCTIO	127 (...) <b>Uus</b> UNUNNOVENIO	128 (...) <b>Uuq</b> UNUNDECIO	129 (...) <b>Uur</b> UNUNDUDECIO	130 (...) <b>Uus</b> UNUNTRIO	131 (...) <b>Uut</b> UNUNQUATRO	132 (...) <b>Uuq</b> UNUNQUINQUE	133 (...) <b>Uur</b> UNUNSEXTIO	134 (...) <b>Uus</b> UNUNSEPTIO	135 (...) <b>Uur</b> UNUNOCTIO	136 (...) <b>Uus</b> UNUNNOVENIO	137 (...) <b>Uur</b> UNUNDUDECIO	138 (...) <b>Uus</b> UNUNTRIO

**ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)**

- Ne - gaseoso
- Fe - sólido
- Hg - líquido
- Ti - sintético

**Metales**

- Metales alcalinos
- Metales alcalinotérreos
- Elementos de transición
- Lantánidos
- Actínidos
- Semimetales
- No metales
- Antígenos
- Halógenos
- Gases nobles

**MASA ATÓMICA RELATIVA (1)**

**GRUPO IUPAC**

**GRUPO CAS**

**NÚMERO ATÓMICO**

**SÍMBOLO**

**NOMBRE DEL ELEMENTO**

Copyright © 2012 Eni Generalic

LANTÁNIDOS

57 138.91 <b>La</b> LANTANO	58 140.12 <b>Ce</b> CERIO	59 140.91 <b>Pr</b> PRASEODIMIO	60 144.24 <b>Nd</b> NEODIMIO	61 (145) <b>Pm</b> PROMETIO	62 150.36 <b>Sm</b> SAMARIO	63 151.96 <b>Eu</b> EUROPIO	64 157.25 <b>Gd</b> GADOLINIO	65 158.93 <b>Tb</b> TERBIO	66 162.50 <b>Dy</b> DISPROSIO	67 164.93 <b>Ho</b> HOLMIO	68 167.26 <b>Er</b> ERBIO	69 168.93 <b>Tm</b> TULIO	70 173.05 <b>Yb</b> YTERBIO	71 174.97 <b>Lu</b> LUTECIO
-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

ACTÍNIDOS

89 (227) <b>Ac</b> ACTINIO	90 232.04 <b>Th</b> TORIO	91 231.04 <b>Pa</b> PROTACTINIO	92 238.03 <b>U</b> URANIO	93 (237) <b>Np</b> NEPTUNIO	94 (244) <b>Pu</b> PLUTONIO	95 (243) <b>Am</b> AMERICIO	96 (247) <b>Cm</b> CURIO	97 (247) <b>Bk</b> BERKELIO	98 (251) <b>Cf</b> CALIFORNIO	99 (252) <b>Es</b> EINSTEINIO	100 (257) <b>Fm</b> FERMIO	101 (258) <b>Md</b> MENDELEVIO	102 (259) <b>No</b> NOBELIO	103 (262) <b>Lr</b> LAWRENCIO
----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)  
 Las masas atómicas relativas se expresada con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen un composición isotópica terrestre característica, y para estos es tabulado un peso atómico.

## METALES, NO METALES Y METALOIDES

Los elementos se pueden dividir en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un **metal** es un buen conductor del calor y la electricidad. Con excepción del mercurio (que es líquido), todos los metales son sólidos a temperatura ambiente. Un **no metal** suele ser un mal conductor del calor y la electricidad y tiene propiedades físicas más variadas que los metales.

Un **metaloides**, tiene propiedades intermedias entre las de un metal y las de un no metal.

En la Tabla Periódica, la división de los elementos en metales y no metales, significa un principio de ordenamiento. Como una primera aproximación, podemos decir que los elementos **no metálicos** están separados de los **metálicos** por una línea más gruesa escalonada, que va de la parte superior izquierda hasta la inferior derecha (en la mayoría de las tablas). Así, los no metales quedan en el extremo derecho las mismas, excepto el hidrógeno que está ubicado en el extremo superior izquierdo.

La mayoría de los elementos conocidos son metales, sólo 17 son no metales y 8 son metaloides. Los metaloides se encuentran ubicados en la zona adyacente a la línea de separación entre metales y no metales y éstos son: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At.

Una característica que permite diferenciar los metales de los no metales es la **atomicidad** (la cantidad de átomos del elemento que forman una molécula de esa sustancia). Cuando se unen dos átomos del elemento oxígeno para formar la sustancia simple oxígeno, se dice que esta última tiene una atomicidad igual a dos debido a que la molécula es biatómica.

Así podemos diferenciar a los metales de los no metales a partir de su atomicidad:

Se dice que una molécula es **monoatómica** cuando está constituida por **un** solo átomo.

Son monoatómicos **todos** los metales. Ej.: Fe, Cu, Ni, Al, Mg, etc.

Son monoatómicos **sólo un grupo** de no metales, los **gases nobles**: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Para los restantes **no metales**:

- Son **biatómicos** los que se encuentran en estado gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 0 °C), o son fácilmente gasificables. Sus fórmulas moleculares son: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> y I<sub>2</sub>.
- Los no metales sólidos tienen moléculas complicadas y **poliatómicas**. El fósforo blanco es tetraatómico: P<sub>4</sub> y las variedades alotrópicas comunes del azufre son octoatómicas: S<sub>8</sub>. Sin embargo, es usual representarlos sólo por el símbolo, sin aludir a la atomicidad.

En donde presentan mayores diferencias metales y no metales es en el comportamiento químico: los primeros al reaccionar con oxígeno dan **óxidos básicos** que al combinarse con agua dan **hidróxidos**. Los no metales al reaccionar con oxígeno dan **óxidos ácidos** los que al combinarse con agua dan **ácidos**.

Por otro lado, al combinarse químicamente los metales actúan siempre con números de oxidación positivos, mientras que los no metales pueden actuar con números de oxidación positivos o negativos.

## SUSTANCIAS, COMPUESTOS Y MEZCLAS

Una sustancia es cualquier tipo de materia cuyas muestras tienen composición idéntica, y en condiciones iguales, propiedades idénticas. Puede estar formada por un mismo elemento o por dos o más elementos diferentes combinados en una proporción constante.

Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar por su aspecto, olor, sabor y otras propiedades. Hasta la fecha el número de sustancias conocidas supera los cinco millones y todos los días se descubren o se sintetizan nuevas. Algunos ejemplos son: agua, azúcar (sacarosa), oxígeno, oro, hidrógeno, sal de cocina (cloruro de sodio), ácido sulfúrico.

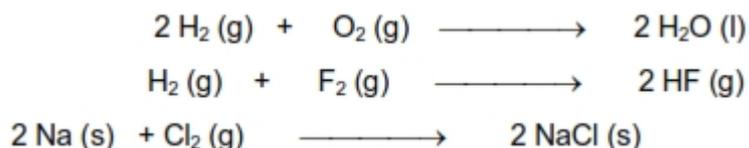
Las sustancias pueden ser simples o compuestas:

Una **sustancia simple** es aquella que está formada por átomos del mismo elemento.

- Por ejemplo: Na, Ca, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, C, He, Ne. Puede observarse que en el caso de sustancias monoatómicas, el término sustancia simple es equivalente al de elemento.

Ejemplo: Na, Ca, Pb, Ag, He.

- Una **sustancia compuesta o compuesto químico** está formada por átomos de distintos elementos unidos químicamente en proporciones definidas. Por ejemplo: H<sub>2</sub>O, HF, BaCl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Estas generalmente se forman cuando reaccionan entre sí dos o más sustancias simples. Por ejemplo:



Las sustancias compuestas tienen propiedades muy diferentes de aquellas que presentan las sustancias simples a partir de las cuales se formaron. En el ejemplo anterior, el agua líquida se forma a partir de la combustión del hidrógeno (gas) y oxígeno (gas). En cualquier unidad de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Esta proporción no cambia, independientemente de que el agua se encuentre en la Tierra o en Marte, o si ésta se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso. Sigue siendo agua. La sal común, cloruro de sodio (NaCl), es un sólido blanco, no reactivo. El sodio (Na), es un metal brillante y muy reactivo y el cloro (Cl<sub>2</sub>) es un gas amarillo verdoso y tóxico. Es evidente que, cuando estos dos elementos se unen para formar cloruro de sodio, ha tenido lugar un cambio profundo.

También, todos los compuestos se pueden separar en sustancias más simples, ya sean elementos o compuestos más sencillos. Por ejemplo, el compuesto agua, se puede descomponer en sus elementos constituyentes, hidrógeno y oxígeno. Hay métodos para descomponer compuestos en sus elementos. A veces basta con calentarlos. El óxido de mercurio (II), un compuesto formado por oxígeno y mercurio, se descompone en sus elementos cuando se lo calienta a 600 °C. Otro método para separar los elementos de un compuesto es el de la electrólisis, que consiste en hacer pasar una corriente eléctrica a través de un compuesto, generalmente en estado líquido. De esta manera es posible separar los elementos del agua: oxígeno e hidrógeno. Las reacciones químicas también pueden separar elementos de un compuesto. Por ejemplo:



Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias, en la cual cada sustancia mantiene su identidad (composición) y propiedades.

La proporción de las sustancias constituyentes de la mezcla, puede ser muy distinta. Algunos ejemplos son el aire, bebidas gaseosas, leche y cemento. Las mezclas no tienen composición fija: muestras de aire colectadas en dos ciudades distintas probablemente tendrán composiciones diferentes como resultado de sus diferencias en altitud, contaminación, etc.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas, como se ampliará más adelante. Cuando una cucharada de sal se disuelve en agua, la composición de la mezcla, después de agitar lo suficiente, es la misma en toda la disolución. Esta disolución es una **mezcla homogénea** y todos sus componentes se encuentran en la misma **fase**. Las disoluciones por lo tanto son mezclas homogéneas, en las cuales el compuesto que está en mayor proporción se denomina disolvente, y el que está en menor proporción soluto. Las disoluciones más comunes son las acuosas, donde el disolvente es el agua; por ejemplo, sal en agua, azúcar en agua, etc.

Sin embargo, si se colocan juntas arena y virutas de hierro resulta una **mezcla heterogénea** pues los componentes individuales permanecen físicamente separados y se pueden ver como tales. A cada uno de estos se le denomina químicamente **fase**. Por ejemplo, en un trozo de granito, podemos identificar (a simple vista) tres fases, que son distintas y se encuentran desigualmente repartidas en la roca: cuarzo, feldespato y mica.

Cualquier mezcla, ya sea homogénea o heterogénea, se puede separar en sus componentes puros por **métodos físicos** sin cambiar la identidad de dichos componentes. Así, la sal se puede separar de la solución o mezcla homogénea antes descrita evaporando el agua hasta llegar a la sequedad. Si se condensa el vapor de agua que se libera, es posible obtener el agua pura, quedando la sal en el recipiente que contenía la disolución. En el ejemplo de la mezcla heterogénea, se puede emplear un imán para separar las virutas de hierro de la arena. En los dos casos, después de la separación, no habrá ocurrido ningún cambio en la composición química de cada una de las sustancias que constituían la mezcla.

En este punto pueden surgir dudas sobre cómo diferenciar a una mezcla homogénea de una sustancia, cuestión que es imposible dilucidar a nivel macroscópico o microscópico. De hecho, las dos representan sistemas homogéneos que se encuentran en una sola fase. Sin embargo, esto no presenta inconvenientes si se comparan sus propiedades intensivas ya que las propiedades intensivas de una solución (por ejemplo su densidad, su conductividad eléctrica, etc.) varían al modificar su composición, mientras que las de una sustancia son constantes (su composición no varía).

Podemos mencionar algunas diferencias entre las propiedades de las mezclas heterogéneas y las mezclas homogéneas:

- a) En una mezcla heterogénea cada componente conserva su identidad y manifiesta sus propiedades características. En una mezcla homogénea (disolución) las propiedades de ésta pueden ser muy distintas a las de sus componentes. Por ejemplo ni el agua, ni la sal común (en estado sólido) son conductores de la corriente eléctrica, mientras que el agua salada sí lo es.

Los componentes de una mezcla heterogénea pueden estar en cualquier proporción, mientras que la composición de las mezclas homogéneas o disoluciones en general, sólo puede variar dentro de ciertos límites. Por ejemplo, a 20 °C no se disuelven más de 36 g de sal común (NaCl) en 100 g de agua.

Los diferentes tipos de materia y las relaciones entre mezclas y sustancias, así como entre sustancias simples y compuestas se muestran en la **Figura 1**.

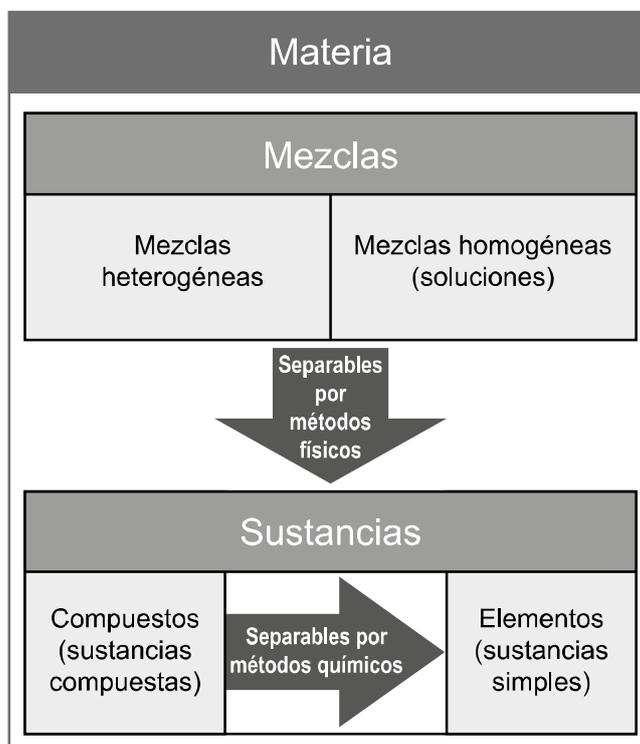


Figura 1. Clasificación de los sistemas materiales.

## SISTEMAS MATERIALES: CLASIFICACIÓN

Para llevar a cabo estudios químicos nos resulta útil definir la porción del universo que será objeto de dichos estudios. Esta porción constituye un sistema material, que independizamos del resto del universo en forma real o imaginaria y que lo medimos gracias a su masa.

A los sistemas materiales se los puede clasificar según:

- a) las interacciones que tengan con el medio circundante y las propiedades que presenten en su interior.

## A) SEGÚN LAS INTERACCIONES CON EL MEDIO:

como por definición un sistema ha sido separado del ambiente que le rodea, el mismo queda circundado por el **medio**. Un sistema material puede interactuar con el medio o entorno, existiendo la posibilidad de que intercambie con éste materia y/o energía.

Cuando se observa un sistema material debe prestarse atención al medio circundante. Por ejemplo: cuando se coloca agua en un erlenmeyer, o un sólido dentro de un vaso de precipitado, el medio circundante es el aire.

En todos los casos hay **una superficie de contacto** entre el sistema y su respectivo medio. En la mayoría de los casos esta superficie es visible y se localiza sin dificultad, pero si el sistema es vapor de agua, que se difunde en su medio: aire, la demarcación concreta es problemática. Aun así, al menos imaginariamente, siempre es determinable una superficie de separación. Tal superficie es importante, porque permite considerar la **transferencia de masa y energía** del sistema hacia su medio, o viceversa. Entonces, de acuerdo a esta clasificación, hay tres tipos de sistemas:

- **Sistemas abiertos:** en ellos hay transferencia de masa y energía entre el sistema y su medio.

Ejemplo: Agua, calentada en un vaso de precipitación. El sistema: la masa de agua, recibe calor (energía térmica) procedente del medio. Simultáneamente, parte de la masa de agua, convertida en vapor, pasa al medio.

- **Sistemas cerrados:** solamente se intercambia energía entre el sistema y su medio.

Ejemplo: Agua, calentada dentro de un recipiente tapado. Hay transferencia de calor, pero como el vapor de agua no puede escapar, la masa del sistema se mantiene constante.

- **Sistemas aislados:** no hay pasaje de masa ni de energía del sistema al medio o viceversa.

Ejemplo: Un termo tapado, con agua en su interior. Como su doble pared de vidrio no es atravesada por la masa de agua ni por el calor, constituye un sistema térmicamente aislado.

La realidad no siempre responde estrictamente a las definiciones establecidas. Paredes absolutamente aislantes, que impidan todo tipo de intercambio energético, no existen. A lo sumo se dispone de aislantes "bastante" eficientes que pueden utilizarse en la práctica y las pérdidas de calor o de frío, llegado el caso, son calculables. La **Figura 2** esquematiza los tres tipos de sistemas descriptos.

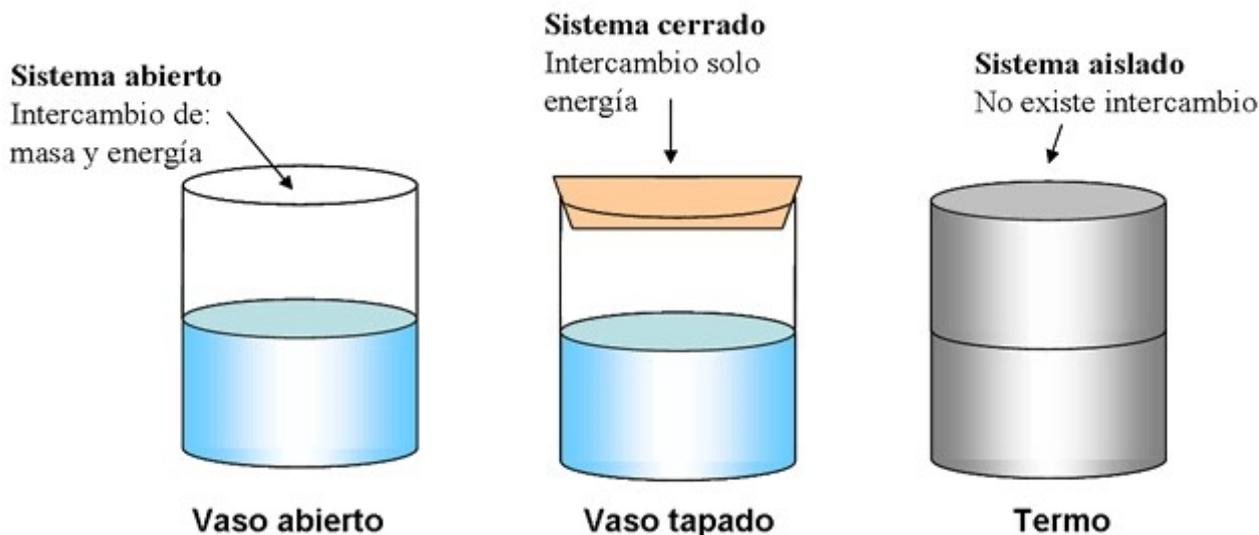


Figura 2. Sistemas materiales abiertos, cerrados y aislados.

## B) SEGÚN LAS PROPIEDADES INTENSIVAS QUE PRESENTEN EN SU INTERIOR:

Un sistema material puede estar formado por uno o varios componentes (o sustancias). Ya hemos visto que si en un sistema existe más de un componente decimos que dicho sistema es una mezcla, la cual puede ser homogénea o heterogénea (a las mezclas homogéneas se las denomina disoluciones o soluciones).

Si se adopta este criterio clasificador existen dos posibilidades:

**b1 - Sistemas homogéneos:** en ellos las propiedades son idénticas en toda su masa. Ejemplos

- agua pura
- yodo disuelto en alcohol
- agua salada

**b2 - Sistemas heterogéneos:** no tienen idénticas propiedades en toda su masa. Se encuentra variación en los valores de las propiedades intensivas en por lo menos dos zonas del sistema. Vulgarmente a los sistemas heterogéneos se los llama mezclas, aunque en Química este concepto carece de precisión, a menos que se diga explícitamente, **mezcla heterogénea**. Ejemplos:

- aire de una ciudad
- granito: una roca compuesta de cuarzo, feldespato y mica
- agua, hielo y vapor de agua, dentro del mismo recipiente
- aceite y vinagre
- agua de un lago

En este tipo de sistemas encontramos distintas porciones en las cuales los valores de las propiedades intensivas son constantes, se trata de las distintas fases del sistema heterogéneo.

Homogeneidad y heterogeneidad son conceptos relativos, que dependen de las condiciones experimentales. Por ejemplo, la sangre humana a simple vista es un sistema homogéneo. Observada con un microscopio revela heterogeneidad, ya que se aprecian glóbulos rojos, glóbulos blancos y plaquetas, diferenciados del suero. En consecuencia, todo depende de cómo se ha realizado la observación y qué instrumento se ha empleado. Dado que son numerosísimos los instrumentos utilizables: lupa, microscopio óptico común, ultramicroscopio, microscopio electrónico, equipos de rayos X, etc., se ha convenido que la homogeneidad y la heterogeneidad serán establecidas mediante el ultramicroscopio o microscopio de luz polarizada.

Se definen como sistemas homogéneos a aquellos que aparecen como tales aun observados con el ultramicroscopio (microscopio en el cual la luz incide en forma lateral, es decir, perpendicular a la dirección en que se observa). Sistemas como la leche y la sangre, son heterogéneos aunque a simple vista nos parezcan homogéneos. Al observar la leche con el microscopio se aprecian pequeñas partículas de grasa dispersas en el medio acuoso.

En un sistema homogéneo, tal como el caso del agua azucarada, las partículas de azúcar disueltas en el agua no son visibles ni aun con el ultramicroscopio.

En un sistema heterogéneo, tal como la suspensión de material particulado (restos orgánicos, arcilla, microalgas, etc.) en agua, las partículas son visibles a simple vista o por medio del microscopio.

Entre estos dos casos tenemos por ejemplo, el de la mezcla de almidón y agua o la gelatina. En estas mezclas las partículas no son visibles con el microscopio común pero sí con el ultramicroscopio. Se trata de dispersiones coloidales. Los sistemas coloidales tienen algunas propiedades semejantes a las de los sistemas heterogéneos y otras a las de los sistemas homogéneos. Las propiedades especiales de las dispersiones coloidales pueden ser atribuidas a la gran relación entre la superficie y el volumen de las partículas dispersas cuyos diámetros oscilan entre  $10^{-4}$  cm y  $10^{-7}$  cm. **Un sistema coloidal es un sistema heterogéneo cuya fase dispersa posee un alto grado de subdivisión**, por lo cual no puede ser observado en el microscopio común, pero sí utilizando el ultramicroscopio. Las partículas se aprecian como puntos luminosos debido a la luz que dispersan, dando origen al llamado "efecto Tyndall". Ejemplos de sistemas coloidales son, además de la gelatina, las nubes y el protoplasma celular.

Cuando sea estudiado un sistema desconocido, se lo colocará en un **ultramicroscopio**. Si presenta uniformidad de propiedades en toda su masa, será declarado homogéneo. Si más adelante, por medio de otro instrumento se detectan partículas de menor tamaño que el convenido, la homogeneidad no será cuestionada y para calificar las nuevas características descubiertas se usará otra terminología apropiada.

## FASES DE UN SISTEMA

Dentro de un sistema heterogéneo hay porciones tanto de iguales como de distintas propiedades. En el granito, todas las escamas de mica son iguales entre sí, y se distinguen bien de los trozos de cuarzo blanco y de feldespato rosado. Todas estas porciones están delimitadas por superficies de separación. Para un mejor entendimiento se ha introducido la palabra **fase**.

La Fase de un sistema es el conjunto de porciones homogéneas entre sí.

En el granito, se localizan tres fases: la fase mica, la fase cuarzo y la fase feldespato.

Cada una de estas fases tiene sus propiedades distintivas coincidentes, aunque las distintas porciones no estén unidas entre sí. Se denominan **interfases** a las superficies de separación entre las fases. También hay tres fases cuando se considera el agua en sus tres estados de agregación: sólido (hielo), líquido y gaseoso (vapor de agua). Cualquiera sea la cantidad de cubitos de hielo, siempre habrá una sola fase sólida. La subdivisión física no afecta las propiedades.

Con el número de fases se mejora la clasificación de los sistemas, dentro de las categorías creadas:

- **Sistemas homogéneos:**
  - **Monofásicos:** constituidos por una sola fase
  - En su interior no hay interfaces
  - Iguales propiedades en toda su masa
- **Sistemas heterogéneos:**
  - **Polifásicos:** están formados por dos o más fases
  - En su interior se observan interfases, separando las distintas fases
  - Propiedades no uniformes en su masa

## COMPONENTES DE UN SISTEMA MATERIAL

A menudo resulta complicado definir el tipo de componentes que constituyen un sistema material, sin embargo resulta más sencillo determinar el **número de componentes**, ya que:

- En un metal: aluminio, cobre, hierro, etc., hay un solo componente (**n = 1**)
- En la disolución acuosa de sal (cloruro de sodio) hay dos componentes: agua y sal, siendo **n = 2**.
- En el granito, roca que asocia cuarzo, feldespato y mica, hay tres componentes (**n = 3**).

El problema más serio se presenta cuando coexisten diferentes estados de agregación, como ser agua líquida, hielo y vapor de agua. Se interpreta en estos casos, que hay **un solo componente**, porque cada uno de dichos estados es convertible en otro, calentando o enfriando (por cambios físicos).

Podemos ver que en los sistemas homogéneos, los cuales están constituidos por una sola fase y tienen iguales propiedades en toda su masa, encontramos según el número de componentes:

a) **Sustancias puras:** constan de un solo componente ( $n = 1$ ). Ejemplos:

- agua
- plomo
- oxígeno
- azúcar (sacarosa)

Una misma sustancia pura, colocada en iguales condiciones, manifiesta siempre las mismas propiedades específicas.

**Disoluciones o soluciones:** son sistemas homogéneos formados por la mezcla de dos o más componentes ( $n > 1$ ). Ejemplos:

- cloruro de sodio disuelto en agua (solución salina)
- aleación de hierro y cromo
- yodo disuelto en alcohol
- aire puro: nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono y otros gases disueltos entre sí

Debemos tener en cuenta que una diferente composición de una solución (distinta proporción de sus componentes) hace variar las propiedades específicas.

A partir de estos conceptos, vemos que:

- a) Una sustancia pura es un sistema homogéneo no fraccionable, porque sólo cuenta con un componente.
- b) Las disoluciones son sistemas homogéneos fraccionables, porque sus componentes son separables.

#### Ejercicio N° 1:

Dado el siguiente sistema: agua - aceite – arena

¿Es homogéneo o heterogéneo?

¿Cuáles son sus componentes?

¿Cuántas fases hay y cuáles son?

#### Ejercicio N° 2:

Se tiene azúcar y sal (cloruro de sodio) disueltos en agua. Señale las afirmaciones que son correctas y justifique su respuesta en cada caso.

- a) La densidad es igual en todas las porciones del sistema.
- b) El sistema está constituido por más de una sustancia.
- c) El sistema tiene una sola fase a cualquier temperatura.

## Ejercicio N° 3:

Dé un ejemplo de:

- Un sistema formado por 3 fases y 2 componentes.
- Un sistema formado por 1 fase y 3 componentes.

## COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS SISTEMAS MATERIALES

A los fines de un trabajo en el laboratorio, o en la aplicación de la química a otras disciplinas, es sumamente importante conocer la composición de los sistemas materiales que se utilizan. Los métodos de separación de los componentes mencionados anteriormente, son el primer paso para conocer el aspecto cualitativo, es decir, saber cuáles son los componentes del sistema en estudio.

Ahora bien, conociendo la masa total del sistema, una medida de la masa de cada componente en el mismo (gravimetría) nos informará sobre el aspecto cuantitativo. Por ejemplo, podemos indicar que un sistema (mezcla heterogénea) está formado por 100 g de cuarzo, 25 g de hierro y 125 g de arcilla. En general, resulta útil expresar estos datos en forma de porcentajes, en cuyo caso estamos indicando la **composición porcentual o centesimal** del sistema, es decir, referida a 100 g de mezcla. En el ejemplo, tendremos 40% de cuarzo, 10% de hierro y 50% de arcilla, ya que:

$$\text{masa total: } 100 \text{ g} + 25 \text{ g} + 125 \text{ g} = 250 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} 250 \text{ g de masa total} \quad \text{-----} \quad 100 \text{ g de cuarzo} \\ 100 \text{ g de masa total} \quad \text{-----} \quad x = \frac{100 \text{ g} \times 100 \text{ g}}{250 \text{ g}} = 40 \text{ g de cuarzo} \\ \phantom{100 \text{ g de masa total}} \phantom{\text{-----}} \phantom{x =} = 40 \% \text{ de cuarzo} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 250 \text{ g de masa total} \quad \text{-----} \quad 25 \text{ g de hierro} \\ 100 \text{ g de masa total} \quad \text{-----} \quad x = \frac{100 \text{ g} \times 25 \text{ g}}{250 \text{ g}} = 10 \text{ g de hierro} \\ \phantom{100 \text{ g de masa total}} \phantom{\text{-----}} \phantom{x =} = 10 \% \text{ de hierro} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl}
 250 \text{ g de masa total} & \text{-----} & 125 \text{ g de arcilla} \\
 100 \text{ g de masa total} & \text{-----} & x = \frac{100 \text{ g} \times 125 \text{ g}}{250 \text{ g}} = 50 \text{ g de arcilla} \\
 & & = 50 \% \text{ de arcilla}
 \end{array}$$

Del mismo modo podemos decir que un suelo está formado por un 50% de partículas minerales (arena, arcilla, caliza, óxidos e hidróxidos de hierro y sales), un 15% de materia orgánica (restos vegetales en descomposición) y un 35% de agua. A la vez, podríamos expresar su composición diciendo que la fracción mineral está compuesta por un 22% de arcilla, un 10% de arena, un 17% de caliza, un 30% de óxidos e hidróxidos de hierro y un 21% de sales. Cada una de estas partes representa fases distintas, lo que muestra la complejidad de suelo como mezcla heterogénea. Aun así, es posible separar sus componentes para estudiarlos por separado.

Pregunta. ¿Cuál sería el porcentaje de arcilla en 100 g de ese suelo?

Respuesta: 11%

En Química, se denomina **PUREZA** al porcentaje de la fracción que nos interesa utilizar. En el ejemplo anterior, podríamos decir que la mezcla tiene un 40% de pureza de cuarzo, un 10% de pureza de hierro o un 50% de pureza de arcilla, según lo que estemos buscando.

En el caso de las disoluciones (mezclas homogéneas), existen diversas formas de expresar su composición, ya sea utilizando la masa de cada componente, el volumen de los mismos, o el de la solución. Este tema aquí no se tratará en detalle, por lo cual sólo daremos algunos ejemplos. Una solución acuosa al 20% P/V (peso en volumen) de cloruro de sodio tendrá disueltos 20 g del sólido en 100 cm<sup>3</sup> (100 mL) de disolución. Si en cambio, el sistema en estudio está formado por 20 mL del líquido A disueltos en 30 mL del líquido B, siendo 50 mL el volumen de la solución resultante, su composición porcentual en volumen será 40% V/V (volumen en volumen) de A y 60% V/V (volumen en volumen) de B.

En las sustancias compuestas o compuestos, también se utiliza la composición porcentual para indicar la relación en la que los elementos están presentes en ellas. Por ejemplo, si se determina que 0,560 g de un compuesto contienen 0,480 g de carbono y 0,080 g de hidrógeno, la composición porcentual será:

$$\begin{array}{l}
 0,560 \text{ g del compuesto} \quad \text{—————} \quad 0,480 \text{ g de carbono} \\
 \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 100 \text{ g} \times 0,480 \text{ g} \\
 100 \text{ g del compuesto} \quad \text{—————} \quad x = \frac{\qquad \qquad \qquad}{0,560 \text{ g}} = 85,7 \text{ g de carbono} \\
 \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad = 85,7 \% \text{ de carbono}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 0,560 \text{ g del compuesto} \quad \text{—————} \quad 0,080 \text{ g de hidrógeno} \\
 \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 100 \text{ g} \times 0,080 \text{ g} \\
 100 \text{ g del compuesto} \quad \text{—————} \quad x = \frac{\qquad \qquad \qquad}{0,560 \text{ g}} = 14,3 \text{ g de hidrógeno} \\
 \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad = 14,3 \% \text{ de hidrógeno}
 \end{array}$$

Si la suma de los porcentajes de los elementos no da 100 (dejando de lado el error experimental), es porque existe otro u otros elementos cuya presencia habrá que determinar primero cualitativamente.

#### Ejercicio N°1:

Se tienen 25,0 g de azufre; 50,0 g de limaduras de hierro; 15,0 g de cuarzo y 50,0 cm<sup>3</sup> de agua contenidos en un recipiente:

- ¿Por qué decimos que forman un sistema?
- ¿Cuáles son sus componentes? Indique cuáles son sustancias simples y cuáles son sustancias compuestas.
- Si necesitamos las limaduras de hierro para un experimento ¿cómo podemos separarlas? ¿En qué nos basamos para hacerlo?
- Si en el sistema hubiera 100 g de limaduras de hierro ¿utilizaríamos el mismo procedimiento? ¿Por qué?
- ¿Cómo podríamos expresar cuantitativamente la composición del sistema original?
- Después de extraer el hierro, ¿cuál sería la composición porcentual del sistema resultante?

#### Respuestas:

- Porque es la parte del universo que nos interesa en este momento y que hemos separado para su estudio.

- b) Azufre (sustancia simple), hierro (sustancia simple), cuarzo (sustancia compuesta) y agua (sustancia compuesta).
- c) Con un imán podríamos sacar el hierro, basándonos en la propiedad física del hierro de ser atraído por un imán (magnetismo).
- d) Sí, porque la capacidad de ser atraído por un imán es una propiedad intensiva, independiente de la masa de hierro.
- e) Si consideramos la densidad del agua igual a  $1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ , la masa del agua es 50,0 g. La masa total será:

25,0 g de azufre + 50,0 g de limaduras de hierro + 15,0 g de cuarzo +  
50,0 g de agua = 140,0 g

Calculando los porcentajes obtenemos:

Para el azufre

$$\frac{25 \text{ g de masa}}{140 \text{ g de masa}} \times 100\% = \frac{25 \text{ g} \times 100\%}{140 \text{ g}} = 17,9\%$$

Los otros porcentajes son:

35,7 % de hierro; 10,7 % de cuarzo y 35,7% de agua.

¿Se anima a resolverlo?

## COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE DISOLUCIONES

Hasta ahora, por razones didácticas, hemos hablado de sustancias, agua, etanol, cloruro de sodio, oxígeno, etc. Sin embargo muy pocas veces las sustancias se encuentran como tales en la naturaleza. Generalmente se las encuentra mezcladas por lo cual debe separárselas para utilizarlas en el laboratorio o en la industria, o bien directamente pueden emplearse estas mezclas que las contienen.

Como ya discutimos, las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. El aire puro, formado por nitrógeno, oxígeno y un pequeño porcentaje de otros gases es un ejemplo de una disolución gaseosa. El agua de mar filtrada es un ejemplo de una disolución líquida. Una aleación es una solución sólida de metales.

Numerosas reacciones químicas tanto naturales como de laboratorio se producen cuando los reactivos se encuentran en disolución. Las disoluciones líquidas proveen un medio conveniente de poner en contacto cantidades de reactivos cuidadosamente medidas. Se habla de disolución binaria cuando está formada por dos componentes, por ejemplo: agua azucarada; ternaria si son tres componentes, por ejemplo: agua, azúcar y alcohol.

En el estudio de las disoluciones binarias, es útil emplear los términos soluto y solvente (o disolvente). En general suele llamarse disolvente al componente que se halla en mayor proporción y determina la fase en la cual esta disolución se encuentra. Esta denominación es arbitraria y sólo responde a razones de conveniencia práctica ya que no existe diferencia conceptual entre ambos términos. En una disolución, las partículas que corresponden al soluto y al disolvente están mezcladas en toda su masa y no se distinguen entre sí.

En particular, cuando uno de los componentes de una disolución es el agua, se considera que ésta es el disolvente. Esto se debe a que son muchas y muy importantes las reacciones químicas que tienen lugar en medio acuoso, por ejemplo, todas las que se producen en las células de los organismos animales y vegetales.

Las mezclas y dentro de ellas las disoluciones, tienen una composición determinada de acuerdo a las proporciones de cada una de las sustancias que las componen. En el caso de las disoluciones, esto se denomina su **concentración**.

Así, llamamos concentración de una disolución a la relación entre la cantidad de soluto y la del disolvente o la de la disolución.

La concentración de una disolución se puede expresar de acuerdo a su composición porcentual de acuerdo a:

- Porcentaje peso en peso (% P/P): g de soluto/100 g de solución
- Porcentaje peso en volumen (% P/V): g de soluto/100 mL de solución
- Porcentaje volumen en volumen (% V/V): mL de soluto/100 mL de solución

El porcentaje peso en peso (% P/P): indica cuántos gramos (g) de soluto están disueltos en 100 gramos (g) de disolución.

Cuando se indica que una disolución tiene una concentración de 5 % P/P se quiere expresar que en 100 g de disolución están disueltos 5 g de soluto.

$$5 \% \text{ P/P} = 5 \text{ g soluto}/100 \text{ g de disolución}$$

Ejemplo: Una disolución contiene 30 g de NaCl en 80 g de disolución. Expresar la concentración en:

- a) g de soluto/100 g de agua
- b) % P/P

**Solución:**

- a) Si 80 g de solución contienen 30 g de NaCl (soluto) habrá:  
80 g de solución - 30 g de soluto = 50 g de disolvente (agua)

Por lo tanto:

$$\begin{array}{rcl}
 50 \text{ g de agua} & \text{-----} & 30 \text{ g de soluto} \\
 100 \text{ g de agua} & \text{-----} & x = 60 \text{ g de soluto}
 \end{array}$$

*La solución tiene una concentración de 60 g de soluto/100 g de agua*

Si:

$$\begin{array}{rcl}
 80 \text{ g de solución} & \text{-----} & 30 \text{ g de soluto} \\
 100 \text{ g de solución} & \text{-----} & x = 38 \text{ g de soluto}
 \end{array}$$

*La solución tiene una concentración de 38 % P/P.*

Dado que los líquidos se pueden medir y trasvasar en forma simple, es conveniente en el trabajo químico cuantitativo utilizar las concentraciones expresadas en forma tal que podamos determinar la cantidad de soluto midiendo simplemente el volumen de solución en el cual está disuelto. Por eso es frecuente expresar la concentración de una solución en función de su volumen. Para ello se define el % P/V y el % V/V.

El porcentaje peso en volumen (% P/V): indica cuántos gramos (g) de soluto están disueltos en 100 mililitros (mL) de disolución.

#### *Ejemplo 1:*

Si 100 mL de una disolución contienen 2,00 g de soluto, entonces la concentración de dicha solución será de 2 % P/V. ¿Qué masa de soluto estará contenida en 30 mL de la solución anterior?

**Solución:**

Si:

$$\begin{array}{rcl}
 100 \text{ mL de solución} & \text{-----} & 2 \text{ g de soluto} \\
 30 \text{ mL de solución} & \text{-----} & x = 0,60 \text{ g de soluto}
 \end{array}$$

#### *Ejemplo 2:*

¿Qué volumen de solución al 75 % P/V de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> deberá utilizarse si en un proceso industrial se necesitan 523,7 g de este ácido?

**Solución:**

Si:

$$\begin{array}{ccc}
 100 \text{ mL de solución} & \text{-----} & 75 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \\
 x & \text{-----} & 523,7 \text{ g de H}_2\text{SO}_4
 \end{array}$$

$$x = 698,27 \text{ mL de solución}$$

*Se deberán emplear 698,27 mL de solución de ácido H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al 75 % P/V.*

**Nota:** Para preparar 100 mL de una disolución acuosa, se disuelve la masa calculada de soluto en un pequeño volumen de agua y luego se completa con agua hasta un volumen total de 100 mL. Debe puntualizarse que esto no es lo mismo que disolver el soluto en 100 mL de agua. Debe recordarse que esta forma de expresar la concentración es por 100 mL de disolución y no 100 mL de disolvente. Cuando dos sustancias se mezclan homogéneamente, la masa final del sistema es igual a la suma de las masas iniciales. En cambio, el volumen del sistema obtenido, en general, resulta menor que la suma de los volúmenes iniciales.

El porcentaje volumen en volumen (% V/V): indica cuántos mililitros (mL) de soluto están disueltos en 100 mililitros (mL) de disolución.

*Ejemplo:*

¿Cuál será la concentración en % V/V de una solución que se preparó disolviendo 84,5 mL de etanol en agua hasta llegar a un volumen de 500 mL de disolución?

**Solución:**

$$\begin{array}{ccc}
 84,5 \text{ mL de etanol} & \text{-----} & 500 \text{ mL de solución} \\
 x & \text{-----} & 100 \text{ mL de solución}
 \end{array}$$

$$x = 16,9 \text{ mL de etanol}$$

*La solución tendrá una concentración de etanol de 16,9 % V/V.*

## SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UN SISTEMA MATERIAL

Podemos utilizar las diferencias en las propiedades de los sistemas materiales para lograr la separación de sus componentes. Así, las distintas fases que forman un sistema heterogéneo pueden separarse, aprovechando sus diferentes propiedades, por métodos físicos, como por ejemplo:

- Tamizado
- Decantación
- Centrifugación
- Filtración
- Disolución

Después de aplicados uno o más de estos métodos, cada una de las fases separadas puede estar formada por uno o varios componentes, que forman un sistema homogéneo. En este segundo caso, la aplicación de métodos de fraccionamiento permitirá separar cada uno de ellos.

Entre los métodos de fraccionamiento más comunes encontramos:

- Destilación
- Cristalización
- Precipitación fraccionada

Mediante los métodos de fraccionamiento se aíslan sustancias y se logra su obtención en estado puro.

Analicemos en un ejemplo de la vida diaria el uso de los métodos de separación. Al preparar café, utilizamos agua caliente para disolver algunas de las sustancias presentes en el café molido (no instantáneo), que se separan así de las que son insolubles. Luego filtramos, para separar la fase sólida (la borra) de la solución (el café). Si efectuáramos una destilación de la solución podríamos separar a partir de ella: 1) el agua que utilizamos para la preparación (ya que por calentamiento ésta se evapora y después por enfriamiento se condensa, pudiéndose recoger) y 2) el residuo de la destilación que estaría formado por las sustancias que se disolvieron en el agua al preparar el café.

El químico continuamente aplica estos métodos para analizar sistemas materiales a los que debe aplicar métodos de separación de fases o métodos de fraccionamiento, algunos de los cuales son tan comunes como los que se acaban de mencionar. En determinados casos, la utilización de estos métodos no es suficiente, y entonces debe recurrir a otros más complicados, como por ejemplo la cromatografía o la electroforesis.

Una vez aplicados ciertos métodos de separación a un determinado sistema, llegaremos a obtener las sustancias que lo componían inicialmente. ¿Será posible separar cada una de estas sustancias en otras? es decir, ¿será posible obtener un cierto número de sustancias a partir de las cuales se puedan formar el resto de las sustancias conocidas?, en otras palabras, ¿hasta qué punto podremos separar los componentes de un sistema material? Para responder estas preguntas necesitamos continuar en el siguiente capítulo con el concepto de **reacciones químicas**.

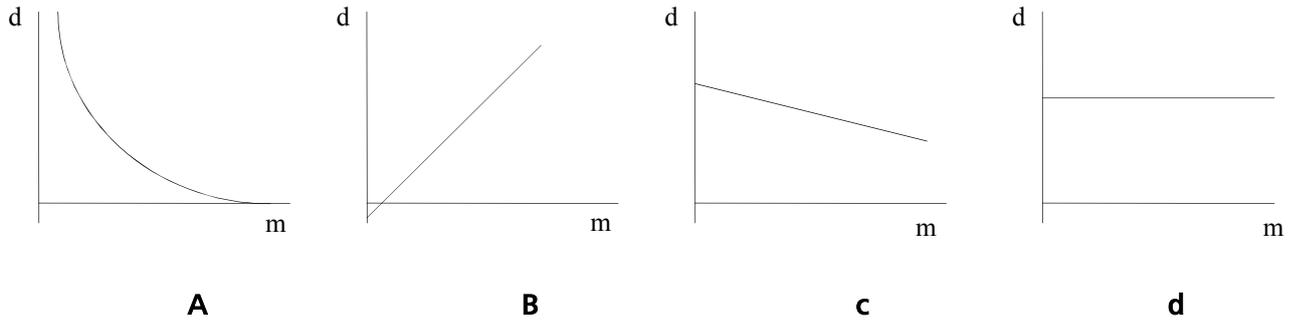
## PROBLEMAS DE EJERCITACIÓN

- 1 - ¿Qué transformaciones puede sufrir la materia? Explique las diferencias entre ellas.
- 2 - ¿Qué propiedades sirven para caracterizar e identificar los distintos componentes de un sistema?
- 3 - En base a las modificaciones que sufren los siguientes sistemas, clasifique estos cambios como físicos o químicos:
  - a) oxidación de una varilla de hierro.
  - b) congelamiento de una masa de agua,
  - c) corte de una lámina de vidrio.
  - d) cocción de un alimento.
  - e) digestión de alimentos.
  - f) secado de una placa de cemento.
  - g) soplado de una burbuja de jabón.
  - h) desprendimiento de vapor de un radiador.
  - i) prensado de uvas para producir jugo.
  - j) fermentación del jugo de uvas para producir vino.
- 4 - Para cada par de la siguiente lista, cite una o dos propiedades que permitan distinguir una sustancia de otra. Indique si dichas propiedades son físicas o químicas.
  - a) hierro y madera.
  - b) jarabe de azúcar y agua salada.
  - c) mármol y vidrio.
  - d) arena y sal de mesa.
- 5 - ¿Qué métodos se pueden aplicar para la separación de los componentes de un sistema?
- 6 - ¿Cómo es posible decidir si un sistema material homogéneo es una solución o una sustancia?

- 7 - ¿Cómo se puede describir cuantitativamente la composición de un sistema?
- 8 - ¿Qué criterio experimental aplicaría para saber si una sustancia es simple o compuesta?
- 9 - Determine cuáles de las siguientes características corresponden al estado gaseoso:
- a) tiene volumen propio y adopta la forma del recipiente que lo contiene.
  - b) no tiene forma propia y es incompresible.
  - c) tiene fluidez y es compresible.
- 10 - Explique cuál es la diferencia entre masa y peso.
- 11 - Demuestre cuándo una propiedad es intensiva o extensiva empleando métodos gráficos.  
Para lograrlo:
- a) Calcule la masa de diferentes cubos de plata conociendo la relación masa/volumen (densidad). (Densidad de la plata a 20 °C = 10,5 g cm<sup>-3</sup>)

Volumen del cubo de plata (cm <sup>3</sup> )	Masa del cubo de plata (g)
1	
2	
3	
4	
5	

- b) Grafique la densidad (en ordenadas) en función de la masa (en abcisas) utilizando papel milimetrado. d(f)m
  - c) Grafique el volumen en función de la masa utilizando papel milimetrado. V(f)m
  - d) ¿Qué conclusiones extrae de los gráficos? ¿Qué tipo de propiedades son la densidad y el volumen?
- 12 - ¿Cuál de los siguientes gráficos representa la densidad de una sustancia (a una dada temperatura) en función de su masa? Justifique su respuesta.



13 - ¿En qué condiciones  $1 \text{ cm}^3$  (1 mL) de agua equivale a un gramo?

14 - Se desea determinar la densidad de una cierta solución de sal en agua. Se sabe que un frasco contiene exactamente 56,3 mL de la solución y se halla que el peso de la misma es de 63,2 g. ¿Cuál es la densidad de la solución?

15 - Se desea hallar el volumen exacto de cierto recipiente. Vacío, el mismo pesa 13,724 g y cuando está lleno de agua, el peso total es de 27,937 g. Tomando como densidad del agua el valor de 0,997 g/mL, calcule el volumen del recipiente.

16 - Un virus fue examinado por microscopía electrónica y se encontró que consistía en partículas uniformemente cilíndricas de 150 nm de diámetro y 3000 nm de longitud. Si el virus tiene una densidad de  $1,37 \text{ g/cm}^3$ . ¿Cuál será la masa de cada virus?

volumen del cilindro:  $\pi r^2 l$  (donde: r es radio y l la longitud).

17 - Discuta si los siguientes sistemas son homogéneos o no:

- a) Aire que respiramos.
- b) Carbón y kerosene.
- c) Leche.
- d) Agua potable.
- e) Agua destilada.
- f) Agua de río filtrada.

18 - Indique en los siguientes sistemas, cuáles son homogéneos y cuáles heterogéneos:

- a) Agua y aceite
- b) Tinta disuelta en alcohol
- c) Agua con hielo
- d) Agua y arena
- e) Sal común
- f) Varios trozos de hielo
- g) Agua con sal (diluida)

19 - En los sistemas heterogéneos del ejercicio anterior, indique las fases.

20 - Indique en los ejemplos siguientes cuáles son sustancias puras:

- a) Agua
- b) Sal
- c) Sal disuelta en agua
- d) Aire
- e) Arena

21 - Dé ejemplos de sistemas heterogéneos formados por:

- a) Una fase líquida y una sólida
- b) Dos sólidas
- c) Dos sólidas y una líquida
- d) Dos líquidas
- e) Dos líquidas y dos sólidas

22 - En el sistema agua-hielo-vapor de agua, indique el número de fases.

23 - Se agita carbón en polvo en una solución de sal común (NaCl). El carbón en polvo es insoluble. Señalar:

- a) ¿El sistema es homogéneo o heterogéneo?
- b) ¿Qué método emplearía para separar la sal, el agua y el polvo de carbón.
- c) ¿Cuántas y cuáles son sus fases?

24 - En un sistema formado por tres trozos de cinc, una solución de cloruro de cinc en agua, nitrógeno gaseoso y vapor de agua:

- a) ¿Cuáles son las fases?
- b) ¿Cuáles son los componentes?

25 - Mencione las características generales de las mezclas: a) homogéneas y b) heterogéneas. Dé ejemplos de sistemas naturales para cada una de ellas.

26 - Escriba los símbolos de 5 metales y de 5 no metales.

27 - Dé ejemplos de sustancias simples y compuestas.

28 - Qué criterio experimental se emplea para diferenciar:

- a) Una solución
- b) Una sustancia pura
- c) Una sustancia pura simple
- d) Una sustancia pura compuesta

29 - Describa brevemente, una experiencia que permita comprobar que una sustancia pura es compuesta.

30 - Dados los siguientes sistemas, señalar cuál es la fase dispersa, cuál es la fase dispersante y el estado de agregación de cada una:

- a) Aire con material particulado.
- b) Espuma de jabón.
- c) Diez gramos de limaduras de hierro mezcladas con un kilogramo de arena.
- d) Diez gramos de arena mezclados con un kilogramo de limaduras de hierro.
- e) Oxígeno disuelto en agua.
- f) 100,0 mL de una disolución de cloruro de sodio en agua.

31 - A un litro de agua se le agrega una masa elevada de sal común, de modo que cierta masa del sólido permanece depositada en el fondo del recipiente (disolución saturada).

¿Cuántas fases presenta el sistema? ¿Cuántos componentes?

32 - Clasifique los siguientes sistemas homogéneos en soluciones y sustancias puras:

- a) Hierro
- b) Etanol
- c) Aire
- d) Agua de mar filtrada
- e) Nafta
- f) Oxígeno

33 - Proponga un ejemplo de sistema constituido por tres fases y cuatro componentes.

34 - Dadas las siguientes afirmaciones, indique cuál es verdadera y cuál es falsa:

- a) Existen sistemas heterogéneos formados por un solo componente.
- b) El sistema formado por agua y cloruro de sodio en concentración menor que la de saturación, es un sistema homogéneo.
- c) Un sistema heterogéneo está formado por una sola fase.

- d) Para diferenciar un sistema homogéneo de uno heterogéneo, se utiliza como criterio, la observación macroscópica.

35 - ¿Cuáles de estas afirmaciones son correctas y cuáles no? Justifique su respuesta.

- a) Un sistema con un solo componente debe ser homogéneo.
- b) Un sistema con dos componentes gaseosos debe ser homogéneo.
- c) Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- d) Un sistema con varios componentes distintos debe ser heterogéneo.
- e) El agua está formada por el elemento oxígeno y por el elemento hidrógeno.
- f) Por descomposición del agua se obtiene el elemento oxígeno y la sustancia hidrógeno.
- g) Cuando el elemento oxígeno reacciona con el elemento hierro se obtiene un óxido de hierro.
- h) Si se calienta una determinada cantidad de un líquido su volumen aumenta y en consecuencia aumenta su masa.

36 - Se tiene azúcar y sal (cloruro de sodio) disueltos en agua. Señalar si las siguientes afirmaciones son correctas o falsas, justificando su respuesta:

- a) El peso específico es igual en todas las porciones del sistema.
- b) El sistema está constituido por más de una sustancia.
- c) El sistema tiene una sola fase a cualquier temperatura.

37 - Un sistema heterogéneo consta de agua con una sal disuelta más hielo. Indicar cuáles son las fases y cuáles los componentes.

38 - Señalar cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles no, justificando su respuesta:

- a) Un sistema con un solo componente debe ser homogéneo.
- b) Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- c) Un sistema con varios componentes gaseosos debe ser homogéneo.
- d) Un sistema con varios componentes distintos debe ser heterogéneo.

39 - Cuáles de las siguientes propiedades del bromo son físicas y cuáles químicas?

- a) Densidad a 25 °C y 1 atm = 3,12 g/mL.

- b) Reacciona con el flúor.
- c) El vapor de bromo tiene color naranja.
- d) Punto de ebullición normal = 58,8 °C.

40 - Los siguientes datos se refieren al elemento carbono. Clasifique cada una de las propiedades según sea física o química:

- a) Reacciona con el oxígeno para dar óxidos.
- b) Es prácticamente insoluble en agua.
- c) Existe en varias formas; por ejemplo diamante y grafito.
- d) A 25 °C y 1 atm es sólido.

41 - Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de hierro. Indicar cuáles de ellas son intensivas y cuáles extensivas, justificando su respuesta:

- a) Masa = 40 g
- b) Densidad = 7,8 g/cm<sup>3</sup>
- c) Color: grisáceo brillante
- d) Punto de fusión = 1535 °C
- e) Volumen = 5,13 cm<sup>3</sup>
- f) Se oxida en presencia de aire húmedo
- g) Insoluble en agua

42 - Un trozo de metal que pesa 16,52 g se introduce en un matraz de 24,5 mL. Para llenar el frasco de agua hay que añadir 19,6 g de agua (d=1,00 g/mL). Cuál es :

- a) ¿El volumen del metal?
- b) ¿La densidad del metal?

43 - El volumen del plasma sanguíneo de un adulto es de unos 3,1 L. Su densidad es de 1,020 g/mL. ¿Alrededor de cuántos gramos de plasma sanguíneo hay en su cuerpo?

44 - El aire tiene un 21 por 100 en volumen de oxígeno, y la densidad del oxígeno es 1,31 g/L. ¿Cuál es el volumen, en litros de una habitación que tiene 60,0 kg de oxígeno?

45 - El calor específico del aluminio sólido es 0,902 J/g · °C. Calcular la cantidad de calor absorbida cuando se eleva la temperatura de 27,0 a 29,6 °C en una muestra de 3,50 g de Al.

46 - El calor específico del platino sólido es  $0,133 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$ . Calcule la variación de temperatura en  $^\circ\text{C}$  de una muestra de  $25,0 \text{ g}$  de Pt que absorbe  $75,0 \text{ J}$  de calor.

47 - Complete el siguiente cuadro:

a)	$1 \times 10^{-2}$
b) 0,000023	
c)	$1 \times 10^{-5}$
d) 0,00052	
e) 162000000	
f)	$5,4 \times 10^{-6}$
g)	$3,27 \times 10^7$

48 - Indique el múltiplo o fracción de 10 por la que se debe multiplicar una cantidad cuando está precedida de los siguientes prefijos:

- |         |          |
|---------|----------|
| a) Mega | b) pico  |
| c) deci | e) centi |
| f) Kilo | g) micro |
| h) nano | i) mili  |

49 - En los siguientes ejercicios elija todas las unidades que aparecen en la lista que podrían utilizarse para expresar i) distancia o longitud, ii) masa o peso, iii) área, y iv) volumen.

- |                  |       |                 |
|------------------|-------|-----------------|
| a) km            | b) dL | c) mL           |
| d) $\text{cm}^3$ | e) cm | f) kg           |
| g) $\text{mm}^2$ | h) m  | i) dg           |
| j) nm            | k) mg | l) $\text{m}^3$ |

50 - Comparar y ordenar en forma creciente los siguientes volúmenes:

- a)  $10^{-3} \text{ L}$     b)  $70 \text{ dm}^3$     c)  $1570 \text{ mL}$     d)  $1,20 \text{ cm}^3$     e)  $0,052 \text{ m}^3$     f)  $38000 \mu\text{L}$

51 - Clasifique cada una de las siguientes sustancias como un elemento o un compuesto:

- a) hidrógeno, b) agua, c) oro, d) azúcar (sacarosa).

52 - Dado el conjunto de elementos:

- sodio – neón – cobre – bromo – carbono – mercurio – nitrógeno – cloro - estaño

a) Indique los símbolos correspondientes a cada uno de ellos.

b) Clasifíquelos en metales y no metales.

53 - Escriba los símbolos químicos de cuatro elementos de cada una de las siguientes categorías: a) no metal, b) metal, c) metaloide.

54 - En la siguiente tabla, indique el nombre del no metal correspondiente a su símbolo químico:

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
H		F		O	
He		Cl		S	
Ne		Br		Se	
Ar		I		Te	
Kr		At		C	
Xe		P		Si	
Rn		As		B	

55 - ¿Cuáles de las siguientes entidades son elementos, cuáles moléculas pero no compuestos, cuáles son compuestos pero no moléculas y cuáles son compuestos y moléculas?

a) SO<sub>2</sub>

d) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

g) O<sub>3</sub>

j) S

b) S<sub>8</sub>

e) O

h) CH<sub>4</sub>

k) P<sub>4</sub>

c) Cs

f) O<sub>2</sub>

i) CO

l) HCl

56 - En la siguiente lista:

a) Coloque los símbolos correspondientes a cada elemento.

b) Clasifíquelos marcando: con un signo (+) los que considere metales, con un signo (-) los que considere no metales y con un signo (±) a los metaloides.

Elemento		Elemento		Elemento		Elemento	
Aluminio		Cesio		Yodo		Platino	
Argón		Cloro		Litio		Plomo	
Arsénico		Cobalto		Magnesio		Potasio	
Azufre		Cobre		Mercurio		Radio	
Bario		Estroncio		Neón		Silicio	

Berilio		Flúor		Níquel		Sodio	
Bismuto		Fósforo		Nitrógeno		Titanio	
Boro		Helio		Oro		Uranio	
Cadmio		Hierro		Oxígeno		Calcio	
Carbono		Hidrógeno		Plata		Zinc	

- 57 - a) ¿Cuántos g de una solución de ácido HCl al 37,9% P/P, contendrán 5,0 g de ácido HCl puro? b) Si la densidad del ácido es  $d = 1,15 \text{ g mL}^{-1}$  cuántos mL de esa solución de ácido contendrán los 5,0 g de ácido puro?
- 58 - Qué peso de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  se necesita para preparar 500 mL de una solución que contenga 70,0 mg de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  por mL?
- 59 - Calcule el volumen que ocupan 100 g de una solución de hidróxido de sodio (NaOH), la cual tiene una densidad de 1,20 g/mL.
- 60 - Una solución de hemocianina (proteína extraída de cierta especie de cangrejos), fue preparada disolviendo 7,50 g del pigmento en 300,00 mL de etanol y luego se completó con agua destilada hasta 1000,00 mL. ¿Cuál será el porcentaje P/V de hemocianina en la solución?
- 61 - ¿Cuántos g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  se necesitan para preparar 500 mL de una solución que contenga 10,0 mg de ese compuesto en 1 mL?
- 62 - La sal cloruro de potasio (KCl), tiene una solubilidad en agua a 30 °C de 37,0 % P/P.
- Calcular:
- La masa (g) de cloruro de potasio disuelta en 18,4 g de agua.
  - La masa de agua necesaria para disolver 18,4 g de cloruro de potasio a esa temperatura.
- 63 - A 300 g de una mezcla formada por hierro y arena, cuyas proporciones eran de 60 % P/P y 40 % P/P respectivamente, se agregaron 135 g de cobre y 2,77 g de aluminio. ¿Cuál será la concentración final en % P/P de cada uno de los componentes en la nueva mezcla?
- 64 - Una excelente solución desengrasante se prepara a partir de una mezcla formada por tetracloruro de carbono: 80% V/V, ligroína: 16 % V/V y alcohol amílico: 4 % V/V. ¿Cuántos mL de cada compuesto deben mezclarse para preparar 75,0 mL de solución?

- 65 - La concentración de una mezcla insecticida de  $As_2O_5$ , empleada en agricultura tiene una concentración del 28 % P/V. ¿Cuántos mg de arsénico (elemento tóxico) estarán contenidos en medio litro de la misma?
- 66 - Se tiene una disolución acuosa formada por 10,0 g de azúcar (sacarosa) ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) disueltos en 250,0 mL de disolución. Expresa su concentración en:
- % P/V
  - g de sacarosa/1000 mL de disolución
- 67 - ¿Qué masa de  $Mg(OH)_2$  estará contenida en 250,0 mL de disolución al 0,15 % P/V?
- 68 - ¿Cuántos mL de agua deben agregarse a 200 mL de una disolución de NaCl al 75 % P/V para obtener una disolución al 50 % de la misma sal?
- 69 - Se desean preparar 200 mL de una disolución acuosa de HCl al 10 % P/P, la cual deberá tener una densidad de  $1,02 \text{ g mL}^{-1}$ .
- ¿Cuál es el peso de soluto que se necesita?
  - ¿Cuál será la concentración de la solución en % P/V?
- 70 - ¿Hasta qué volumen se deben diluir 100 mL de una disolución de KCl al 35 % P/V para obtener una solución al 0,35 % P/V ?
- 71 - Una solución de sal en agua tiene una masa de 1,54 kg y contiene 40% P/P de sal.
- Calcular la masa de la sal y la de agua que forman dicha solución.
  - Indicar cuántos componentes y cuántas fases tiene este sistema.
- 72 - Se dispone de 80,0 mL de una disolución de KOH al 30 % P/V, a la cual se le agregan 40,0 mL de agua. ¿Cuál es la concentración en % P/V de la nueva solución?

## RESPUESTAS DE LOS PROBLEMAS DE EJERCITACIÓN

3 - a) Químico      b) Físico      c) Físico      d) Químico      e) Químico  
 f) Físico      g) Físico      h) Físico      i) Físico      j) Químico

12 - d

14 - 1,12 g/mL

15 - 14,25 mL

16 -  $7,26 \times 10^{-14}$  g

17 - a) no    b) no    c) no    d) no    e) si

18 - a) Heterog.    b) Homog.    c) Heterog.    d) Heterog    e) Homog.    f) Homog.  
 g) Homog.

20 - a) si      b) si      c) no      d) no      e) no

22 - 3

23 - a) Heterog.    b) 1 - Filtración    2 - Destilación

c) 2 fases (fase sólida: carbón; fase líquida : solución de NaCl en agua

24 - a) a1 - cinc, a2 - solución de  $ZnCl_2$  en agua, a3 -  $N_2$  y  $H_2O$  vapor  
 b) Zn,  $ZnCl_2$ ,  $H_2O$  y  $N_2$

28 - a) Se separa por métodos de fraccionamiento  
 b) Tiene propiedades físicas características  
 c) Por métodos químicos de separación dan un elemento  
 d) Por métodos químicos de separación dan mas de un elemento

30 - a) fase dispersa: polvo, fase dispersante: aire, estado de agregación: gaseoso

31 - 2

32 - a) sust. pura      b) sust. pura      c) solución  
 d) solución      e) solución      f) sust. pura

34 - a) V      b) V      c) F      d) F

35 - a) F      b) V      c) F      d) F  
 e) V      f) F      g) V      h) F

36 - a) V    b) V    c) F

37 - Fases: 1) disolución líquida 2) hielo. Componentes: NaCl,  $H_2O$

39 - a) Fis.    b) Quim.    c) Fis.    d) Fis

40 - a) Quim.      b) Fis.      c) Quim.      d) Fis.

42 - a) 4,9 mL      b) 3,37 g/mL

43 -  $m = 3.162 \text{ g}$ .

44 - 218.102,5 L

45 - 8,21 J

46 - 22,56 °C

57 - a) 13,2 g    b) 11,5 mL

58 - 35,0 g

59 - 83,3 mL

60 - 0,75 %

64 - 60,0 mL; 12,0 mL; 3,0 mL

65 -  $9,13 \times 10^4 \text{ mg As}$

66 - a) 4 % P/V    b) 40 g

67 - 0,375 g

68 - 100 mL

69 - a) 20,4 g; b) 10,2 %

70 - 10.000 mL

71 - 20 %

## EVALUACIÓN

(Debe ser completada en la página siguiente)

1. Determine: a) el número de fases, b) la composición porcentual y c) número y tipo de componentes de un sistema material que contiene: 100 mL de una disolución (que se preparó disolviendo 74 g de nitrato de potasio en 250 mL de agua), 40 g de oxígeno gas y 55 g de virutas de aluminio.

2. Determine el número de componentes y de fases de los siguientes sistemas cerrados:

- a) Iodo (s) y vapores de Iodo.
- b) Nitrógeno (g), Oxígeno (g), agua (l), Estaño (s) y vapor de agua.
- c) Solución acuosa saturada de sulfato de cobre, cristales de sulfato de cobre y 10 trocitos de alambre de cobre.

	a	b	c
Nº de Componentes:			
Nº de Fases:			

3. Indicar si las siguientes reacciones corresponden a procesos endotérmicos o exotérmicos:

- $3 \text{NO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2 \text{HNO}_2 (\text{l}) + \text{NO} (\text{g}) \quad \Delta H = -17,14 \text{ kcal}$
- $\text{SnO}_2 (\text{s}) + 2 \text{CO} (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{Sn} (\text{s}) \quad \Delta H = 3,54 \text{ kcal}$
- $\text{OF}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \longrightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{HF} (\text{g}) \quad \Delta H = -323 \text{ kJ}$

4. A 475 mL de agua se le agregan 45 g de sal común (NaCl), de modo que todo el sólido se disuelve y la solución ocupa un volumen de 500 mL.

- ¿Cuántas fases se observarán en el sistema?
- ¿Cuántos componentes se encuentran?
- ¿Cuál será la composición porcentual de la solución en % P/V ?

5. Escriba los nombres para las siguientes fórmulas:

- |                                   |                                   |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| a) Ba(OH) <sub>2</sub>            | f) NH <sub>3</sub>                |
| b) K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | g) Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> |
| c) Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | h) Ag <sub>2</sub> O              |
| d) H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> | i) HF                             |
| e) CaS                            | j) Cu (HS) <sub>2</sub>           |

**RESOLUCIÓN DE LA EVALUACIÓN**

(Deben figurar todos los cálculos realizados)

Nombre y apellido:	Grupo:
Nº de DNI:	

RESULTADO (no completar):
---------------------------

1. a)  
b)  
c)
- 

2.

	a	b	c
Nº de Componentes:			
Nº de Fases:			

3. a)  
b)  
c)
- 

4. a)  
b)  
c)
- 

5. a) f)  
b) g)  
c) h)  
d) i)  
c) j)

# PARTE 2

---

## TEMA II

### LA DISCONTINUIDAD DE LA MATERIA ÁTOMOS, MOLÉCULAS, IONES

Mecánicamente (por corte, trituración o pulverización) cualquier cuerpo puede ser dividido en trozos de menor tamaño. Esta observación, cuando la subdivisión continúa, determina que todo cuerpo sea imaginado como un conjunto de partículas separadas entre sí. Estas partículas -ya no fragmentables- dada su pequeñez, no serían visibles ni siquiera con el microscopio.

Aceptar la discontinuidad de la materia exige:

- Suponer que todos los sistemas materiales están formados por partículas aisladas.
- Establecer las características de esas partículas.
- Interpretar las propiedades de la materia mediante esas características.

Toda teoría científica recurre a **modelos estructurales**, esquemas que representan más o menos completamente la realidad. Pero un modelo no es la reproducción en menor escala de la realidad, sino una estructura imaginada. Cuando un modelo deja de ser conveniente, se lo reforma o se lo sustituye. Este cambio de modelo no modifica la naturaleza, pero mejora su comprensión.

La teoría atómico-molecular clásica, expuesta por Dalton en 1803, fue la primera en explicar con bases científicas el comportamiento de la materia. Según Dalton, todos los sistemas materiales están constituidos por partículas separadas entre sí, suficientemente pequeñas como para ser invisibles al microscopio óptico. Si bien algunas hipótesis de esta teoría tuvieron que ser descartadas a medida que los químicos aprendieron más sobre la naturaleza de la materia, lo esencial ha persistido en el tiempo.

Tres de los postulados de esta teoría son:

1. **Un elemento está constituido por partículas muy pequeñas llamadas átomos.** Todos los átomos de un mismo elemento tienen las mismas propiedades. Estos átomos son demasiado pequeños como para poder verlos o pesarlos. Todos los átomos de un mismo elemento se comportan químicamente de la misma manera.
2. **Los átomos de distintos elementos tienen distintas propiedades. En una reacción química común, ningún átomo de ningún elemento desaparece o cambia para dar otro átomo u otro elemento.** El comportamiento químico de los átomos de oxígeno es diferente del de los de hidrógeno o del de cualquier otro átomo. Cuando reaccionan hidrógeno y oxígeno, todos los átomos que han reaccionado están presentes en el agua que se ha formado, sin que se formen átomos de otros elementos.
3. **Cuando se combinan átomos de dos o más elementos, se forman compuestos, siendo constante y definido el número relativo de átomos de cada clase. En general, estos números relativos se pueden expresar como números enteros o como fracciones simples.** En el compuesto agua, los átomos de oxígeno e hidrógeno se combinan entre sí.

Por cada átomo de oxígeno presente hay siempre dos átomos de hidrógeno.

La teoría atómica de Dalton explica dos de las leyes básicas de la química:

- a) **Ley de la conservación de la masa:** esta ley fue propuesta por Lavoisier en 1789. En lenguaje actual establece que *en una reacción química ordinaria no hay cambio detectable de la masa*. Si en una reacción se conservan los átomos (postulado 2), también se debe conservar la masa.
- b) **Ley de la composición constante o definida:** dice que *un compuesto siempre contiene los mismos elementos en las mismas proporciones*. Si la relación entre el número de átomos de los elementos que forman un compuesto es fija (postulado 3), sus relaciones de masa también deben ser constantes.

El tercer postulado de la teoría atómica es, en muchos aspectos, el más importante. Entre otras cosas, condujo a Dalton a formular la **ley de las proporciones múltiples**. Esta ley se aplica en el caso de que dos elementos formen más de un compuesto. Dice que, en estos compuestos, *las masas de un elemento que se combinan con una masa constante de un segundo elemento están en una relación de números enteros* (por ejemplo 2:1). Los argumentos de Dalton para derivar la ley de proporciones múltiples fueron los siguientes: Supongamos que los elementos C y O forman dos tipos de compuestos. En uno de ellos (CO), el átomo C se combina con un átomo de O. En el segundo compuesto (CO<sub>2</sub>), lo hace con dos átomos de O. Esto implicaría que la masa de O que se combina con una cantidad fija de C (digamos un gramo) debe ser doble en el segundo compuesto que en el primero o, en otras palabras, la relación entre las masas de O, por gramo de C, cuando se comparan los dos compuestos es 2:1.

Una de las mayores insuficiencias del modelo de Dalton se encontraba en la **indivisibilidad** de los átomos que postulaba. Con el avance de la ciencia, nuevos modelos fueron modificando esta hipótesis, sin embargo sigue siendo cierto que un átomo conserva sus propiedades mientras mantiene su integridad, por lo tanto no tiene significado real referirse a **fracciones de átomos**.

## COMPONENTES DE UN ÁTOMO

Como cualquier teoría científica, la teoría atómica de Dalton dejaba sin contestar más preguntas que las que resolvía. Los científicos se preguntaron si los átomos, siendo tan pequeños, se podrían descomponer en otras partículas. Casi pasaron cien años antes de que se pudiese confirmar experimentalmente la existencia de partículas subatómicas.

### ELECTRONES

La primera evidencia de la existencia de partículas subatómicas surgió a partir del estudio de la conducción de la electricidad en gases a bajas presiones. Mediante una serie de experimentos, Thomson en 1897 y Millikan en 1909, encontraron que cada átomo contiene un determinado número de electrones (e<sup>-</sup>), el cual oscila entre 1 y alrededor de 100, y es igual al número de protones (p<sup>+</sup>) que ese elemento tenga en el núcleo de un átomo neutro. En el **modelo atómico de Thomson** (1904), los electrones eran pequeñas partículas con carga negativa distribuidas uniformemente en una nube de carga positiva, razón por la cual se lo conoce como **"modelo del budín de pasas"**.

Un modelo más reciente, el de Rutherford, demostró que en realidad la carga positiva del átomo se encontraba en una zona central (núcleo atómico), mientras que los electrones se distribuían en las regiones exteriores del átomo, formando como una nube de partículas cargadas negativamente alrededor del núcleo.

## PROTONES Y NEUTRONES. EL NÚCLEO ATÓMICO

En el año 1911, Rutherford y colaboradores demostraron mediante una serie de experimentos que en todos los átomos hay un núcleo central que:

- Tiene una carga positiva de la misma magnitud que la carga negativa que poseen los electrones fuera del núcleo.
- Tiene el 99,9 % de la masa total del átomo.
- Tiene un diámetro de sólo el 0,01 % del que tiene el propio átomo. Si se pudiese ampliar un átomo para que ocupase el tamaño de esta página, el núcleo apenas sería visible como un pequeño punto del tamaño de la décima parte del punto que aparece al final de este párrafo.

Desde la época de Rutherford, se ha aprendido mucho sobre las propiedades del núcleo. Para nuestros fines en el CINEU, supondremos que el núcleo de un átomo consta de dos clases de partículas:

- a) El **protón ( $p^+$ )**, cuya masa es aproximadamente igual a la del átomo más liviano, el hidrógeno. Con esta base asignamos al protón el 1 como número másico y una masa de 1 uma (unidad de masa atómica). La carga del protón es una unidad positiva (+1), igual en magnitud a la del electrón (-1) pero con signo opuesto.
- b) El **neutrón ( $n^0$ )**, que es una partícula sin carga y de igual masa que el protón. El número másico del neutrón es, como el del protón, igual a 1, su masa es de 1 uma.

## ELEMENTOS

Un elemento es una especie con características físicas y químicas únicas, y por lo tanto no puede ser descompuesto en sustancias más simples sin perder sus propiedades. En la química clásica, de la cual nos ocuparemos en este curso, una barra de hierro o una tonelada de carbono en estado grafito conservan sus propiedades a medida que se reduce su tamaño, hasta llegar a la unidad de un átomo de hierro o carbono, respectivamente. De esta manera, los elementos suelen identificarse mediante tres identidades, el **SÍMBOLO**, el **NÚMERO ATÓMICO** y el **NÚMERO MÁ-SICO**.

### SÍMBOLO

Solamente hay átomos de elementos y para representar el átomo de cada elemento se utilizan los **símbolos**. El símbolo, se escribe con una letra mayúscula (de imprenta), agregando, cuando sea necesario, una segunda letra, minúscula. El símbolo proviene en la mayoría de los casos de

la primera y segunda letra de su nombre en latín, como por ejemplo Ag: plata (argentum), K: potasio (kalium), etc.

Los últimos elementos descubiertos llevan nombres en honor a científicos o a lugares geográficos. Así, el fermio (Fm) proviene del nombre del físico italiano Enrico Fermi, el einstenio (Es) de Albert Einstein, el californio (Cf) de California, etc. Obsérvese que la segunda letra se escribe **siempre** en minúscula (cursiva o de imprenta) y la primera letra se debe escribir en mayúscula (de imprenta). Los símbolos tienen validez internacional, independientemente del idioma.

## NÚMERO ATÓMICO

Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo. Este número es una propiedad básica del elemento, se llama **número atómico** y se denomina con la letra **Z**.

$$Z = \text{número atómico} = \text{número de protones}$$

En un átomo neutro, el número de protones que hay en el núcleo es igual al de electrones que hay fuera del núcleo.

El número atómico aumenta gradualmente a medida que nos movemos a lo largo en el sistema periódico. De hecho, la posición de un elemento en el sistema periódico está fijada por su número atómico.

Átomos	Protones (p <sup>+</sup> )	Electrones (e <sup>-</sup> )	Número atómico (Z)
Átomo de H	1	1	1
Átomo de He	2	2	2
Átomo de U	92	92	92

## NÚMERO MÁSIKO. ISÓTOPOS

De la misma manera que a los protones y a los neutrones se les asignó un número másico, se puede hacer con los átomos. Recordemos que tanto un protón como un neutrón, tienen número másico 1. El número másico de un átomo se obtiene sumando el número de neutrones y protones que tiene su núcleo, y se representa mediante la letra **A**:

$$A = \text{número másico} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

Para un átomo con 17 protones y 20 neutrones en el núcleo:

$$A = \text{número másico} = 17 + 20 = 37$$

Como hemos visto, todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico (número de protones). Sin embargo, pueden tener una masa diferente y, por tanto, diferir en su número másico. Esto es debido a que, el número de protones que hay en el núcleo de un cierto elemento es siempre el mismo pero el número de neutrones puede variar. Los átomos que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones, se llaman isótopos. Por ejemplo entre los varios isótopos del uranio (U) están los siguientes:

Isótopo	Número atómico	Número másico	Número de protones	Número de neutrones
Uranio 235	92	235	92	143
Uranio 238	92	238	92	146

La composición de un núcleo se indica por su símbolo nuclear. El número atómico aparece como un subíndice en la parte inferior izquierda del símbolo del elemento, y el número másico como un superíndice en la parte superior derecha. Los símbolos de los isótopos de uranio descritos son:



#### Ejercicio N° 1:

El radón 222 es uno de los principales responsables de la radioactividad del aire. Escriba el símbolo nuclear de este isótopo del Rn.

#### Ejercicio N° 2:

Uno de los isótopos del hierro se puede representar por  ${}_{26}\text{Fe}^{57}$  o por Fe-57 pero no por  ${}_{26}\text{Fe}$ . Explíquelo.

#### Ejercicio N° 3:

Un isótopo del yodo usado en enfermedades de la glándula tiroides es el I131 o  ${}_{53}\text{I}^{131}$ . Diga cuántos:

- protones hay en su núcleo
- neutrones hay en su núcleo
- electrones hay en un átomo de I
- neutrones, protones y electrones hay en un ion  $\text{I}^-$ , obtenido a partir de este isótopo.

## MOLÉCULAS

Los átomos raramente se presentan en la naturaleza en forma aislada, ya que la mayoría son demasiado reactivos. Los átomos tienden a combinarse unos con otros de distintas maneras, por lo que las unidades estructurales de la mayoría de los elementos y de todos los compuestos son más complejas que las de los simples átomos. Toda sustancia que esté formada por más de dos átomos, simple o compuesta, está constituida ya sea por moléculas o por compuestos iónicos. Las moléculas son definidas de dos maneras distintas:

**De acuerdo a las propiedades:** una **molécula es la menor porción aislable de una sustancia.**

**Desde un punto de vista estructural:** una **molécula está constituida por una agrupación de átomos unidos mediante enlace covalente, según una relación numérica constante y entera.**

Se sabe que una molécula conserva sus propiedades mientras mantiene su integridad, por lo tanto no tiene significado real referirse a media molécula.

La división de una molécula, modificando la agrupación atómica que la caracteriza, provoca la desaparición de la sustancia considerada. Por lo tanto, **no existen fracciones de moléculas de una sustancia específica.**

La unidad estructural básica de la mayoría de las sustancias gaseosas y volátiles es la molécula. Cuando a la molécula la componen dos o más átomos, éstos se encuentran unidos por fuerzas llamadas enlaces covalentes. Muchas sustancias constan de moléculas diatómicas. La molécula de hidrógeno ( $H_2$ ), tiene una estructura que se suele indicar como:



donde la línea se usa para representar el enlace covalente que une ambos átomos de hidrógeno. La molécula de cloruro de hidrógeno (HCl), un compuesto gaseoso, también es una molécula diatómica y su estructura es:



Más simple es utilizar la **fórmula molecular**, en la que el número de átomos de cada clase se indica por un subíndice al lado del elemento. Las fórmulas moleculares de las dos sustancias anteriores son:

Hidrógeno:  $H_2$  (2 átomos de hidrógeno por molécula)

Cloruro de hidrógeno: HCl (1 átomo de H y 1 átomo de Cl por molécula)

(Cuando sólo hay un átomo de cada clase, **no se coloca** el subíndice 1)

La mayoría de las sustancias moleculares están formadas por moléculas más complejas que las citadas. Por ejemplo, la molécula de agua ( $H_2O$ ) consta de un átomo de oxígeno central unido a dos átomos de hidrógeno. En la molécula de amoníaco ( $NH_3$ ), el nitrógeno central está unido a tres átomos de hidrógeno. El metano, componente principal del gas natural, tiene como unidad estructural una molécula en la que hay un átomo de carbono central unido a cuatro átomos de hidrógeno.

## ATOMICIDAD

Se define como atomicidad de una molécula a la cantidad de átomos que la integran, cualesquiera sean éstos.

De acuerdo a la atomicidad, encontramos moléculas:

- **Monoatómicas**: integradas por un átomo.  
Ejemplo de sustancias monoatómicas: Na, Fe, He, etc.  
Generalizando: **A**  
No existen sustancias compuestas monoatómicas por razones obvias.
- **Diatómicas o biatómicas**: integradas por dos átomos.  
Ejemplo de sustancias simples diatómicas: O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, etc.  
Generalizando: **B<sub>2</sub>**  
Ejemplo de sustancias compuestas con moléculas diatómicas: CO, NaF, etc.  
Generalizando: **AB**
- **Triatómicas**: integradas por tres átomos.  
Ejemplo de sustancias simples: O<sub>3</sub>  
Generalizando: **C<sub>3</sub>**  
Ejemplo de sustancias compuestas triatómicas: H<sub>2</sub>O, HClO, etc.  
Generalizando: **A<sub>2</sub>B , ABC**

Nótese que la molécula de H<sub>2</sub>O está formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. **No** está formada por un átomo de oxígeno y una molécula de hidrógeno.

- **Tetraatómicas**: integradas por cuatro átomos.  
Ejemplo para sustancias simples: P<sub>4</sub>  
Generalizando **D<sub>4</sub>**  
Ejemplo para sustancias compuestas: BF<sub>3</sub> , etc.  
Generalizando: **A<sub>3</sub>B**
- **Poliatómicas**: integradas por varios átomos.  
Ejemplo para sustancias simples: S<sub>8</sub>, etc.  
Generalizando: **X<sub>n</sub>**  
Ejemplo para sustancias compuestas: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, etc.  
Generalizando: **AB<sub>p</sub>C<sub>q</sub>**

De acuerdo a la cantidad de átomos que componen a las moléculas, se deducen dos conclusiones:

- No hay sustancias compuestas o compuestos cuyas moléculas sean monoatómicas.
- En las sustancias simples puede haber moléculas de distinta atomicidad

### Ejercicio N° 1:

Indica en cada una de las opciones que se dan a continuación cuántos átomos y cuántas moléculas se encuentran, señalando si éstas son monoatómicas, biatómicas, triatómicas o poliatómicas:

- |                        |                        |                                     |
|------------------------|------------------------|-------------------------------------|
| a) 8 O <sub>2</sub>    | b) 5 K                 | c) H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>   |
| d) Fe(OH) <sub>2</sub> | e) 2 HCN               | f) Na                               |
| g) BaCl <sub>2</sub>   | h) 2 HClO <sub>2</sub> | i) 3 O <sub>3</sub>                 |
| j) 2 CaO               | k) 5 P <sub>4</sub>    | l) 10 H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> |

### Respuestas:

a) Se encuentran 8 moléculas biatómicas de oxígeno.

Se encuentran 16 átomos de oxígeno

d) Se encuentra una molécula poliatómica.

Se encuentran: 1 átomo de hierro, 2 átomos de oxígeno y 2 átomos de hidrógeno.

Hacen un total de 5 átomos.

### Ejercicio N° 2:

Clasifica las siguientes moléculas según su atomicidad y distingue si son sustancias simples o compuestas:

- |                                   |                     |                                   |
|-----------------------------------|---------------------|-----------------------------------|
| a) NaH                            | b) H <sub>2</sub>   | c) Mg                             |
| d) H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | e) S <sub>8</sub>   | f) Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> |
| g) BaO                            | h) H <sub>2</sub> S | i) N <sub>2</sub>                 |

## IONES

Como se indicó previamente, una sustancia puede estar formada por moléculas o por iones. En el caso de una sustancia iónica, los átomos ganan o pierden electrones mientras que el núcleo permanece estable (el núcleo de un átomo no participa en las reacciones químicas ordinarias), de modo tal que los iones positivos (cationes) provenientes de átomos o de moléculas, se unirán por atracción electrostática (enlace iónico) a los iones negativos (aniones) provenientes de átomos o moléculas, para formar una sustancia iónica.

En las reacciones químicas que forman iones, los electrones (cargados negativamente) se ganan o se pierden con facilidad. Cuando un átomo o a una molécula neutros pierden electrones se forma un **cation** (carga positiva). Cuando un átomo o una molécula ganan electrones, se forma

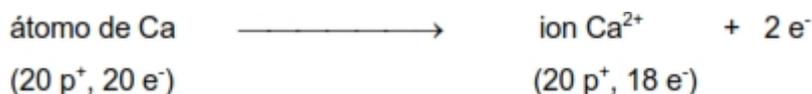
un **anión** (carga negativa). Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) puede perder con facilidad un electrón para convertirse en un catión, representado por  $\text{Na}^+$  (catión sodio).



La cantidad de protones y electrones en el átomo y en el ion es:

<i>Átomo de Na</i>	<i>Ion Na<sup>+</sup></i>
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Del mismo modo, un átomo de calcio puede perder dos electrones para convertirse en el catión calcio ( $\text{Ca}^{2+}$ )



Por otra parte, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón y convertirse en un anión, representado por  $\text{Cl}^-$  (anión cloruro).



Para el cloro, el número de protones y electrones en el átomo y en el anión es:

<i>Átomo de Cl</i>	<i>Ion Cl<sup>-</sup></i>
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Un átomo de oxígeno puede aceptar dos electrones para formar el ion óxido ( $\text{O}^{2-}$ )



Debe señalarse que cuando se forma un ion, el número de protones del núcleo **no se altera**, siendo el número de electrones el que aumenta o disminuye. Los iones negativos tienen más electrones que protones, mientras que los positivos tienen menos. La carga del ion se indica por un superíndice en la parte superior derecha. El ion  $\text{O}^{2-}$  tiene una carga negativa igual a la de dos electrones. El ion  $\text{Na}^+$ , tiene una carga positiva igual a la de un protón. El ion  $\text{O}^{2-}$  con una carga de -2, tiene dos electrones más que el átomo de oxígeno. El ion  $\text{Na}^+$  con una carga +1, tiene un electrón menos que el átomo de sodio.

Desde luego, un átomo puede ganar o perder más de un electrón, como los casos de  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$  y  $\text{N}^{3-}$ . Más aún, un grupo de átomos se pueden unir para formar un ion de carga neta positiva

o negativa como  $\text{OH}^-$  (ion hidróxido),  $\text{CN}^-$  (ion cianuro),  $\text{NH}_4^+$  (ion amonio),  $\text{NO}_3^-$  (ion nitrato),  $\text{SO}_4^{2-}$  (ion sulfato) y  $\text{PO}_4^{3-}$  (ion fosfato).

Los iones que tienen un solo átomo se llaman **iones monoatómicos**, y los que tienen más de un átomo se llaman **iones poliatómicos**

Cuando se unen dos iones de carga opuesta, forman compuestos llamados **iónicos**.

Así, una muestra sólida de cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) está formada por igual número de iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ . En tal compuesto la relación catión-anión es 1:1, de modo que el compuesto es eléctricamente neutro.

Los compuestos formados por la unión de **aniones** y **cationes** se llaman **compuestos iónicos**

Muchos compuestos están formados por iones. Puesto que la materia, en conjunto es eléctricamente neutra, los compuestos iónicos tienen el mismo número de cargas positivas que de cargas negativas. El óxido de calcio (cal),  $\text{CaO}$ , está formado por el mismo número de iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{O}^{2-}$  ya que los dos iones tienen cargas numéricamente iguales y de signo contrario. En este compuesto no existen moléculas, sino una red continua de iones negativos unidos a iones positivos que se denomina **unidad fórmula**.

Si formáramos los compuestos iónicos óxido de sodio ( $\text{Na}_2\text{O}$ ) y cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ), nos encontraríamos con que en estos hay un número desigual de cationes y aniones. Para mantener la neutralidad eléctrica, debe haber dos iones  $\text{Na}^+$  por cada ion  $\text{O}^{2-}$ . La situación es similar en el cloruro de calcio, donde son necesarios dos iones  $\text{Cl}^-$  para equilibrar un ion  $\text{Ca}^{2+}$ .

La composición de un compuesto iónico se indica mediante su fórmula, en la que el número relativo de cada ion se indica mediante subíndices.

#### Ejercicio N° 1:

¿Cuál es el número de protones y electrones del ion  $\text{Sc}^{3+}$ ?

Solución:

Por medio de la Tabla Periódica vemos que el número atómico del Sc es 21. Por tanto, el  $\text{Sc}^{3+}$  tiene 21 protones y  $21 - 3 = 18$  electrones

#### Ejercicio N° 2:

¿Cuál es el símbolo de un ion que tiene 10  $e^-$  y 7  $p^+$ ? ¿Cuál el de uno con 10  $e^-$  y 12  $p^+$ ?

## TEMA III

### MASAS DE LOS ÁTOMOS

Como ya hemos indicado, los átomos son demasiado pequeños como para poder verlos, y mucho menos medir su masa mediante técnicas convencionales. Sin embargo, es posible **determinar** la masa relativa de los distintos átomos, es decir, determinar cuánto pesa un átomo en relación a otro, como así también **calcular** la masa absoluta. De esta manera, se pueden encontrar distintas formas de expresar la masa o el peso de un átomo o elemento. Debido a que estas unidades se encuentran relacionadas entre sí, las diferencias entre los distintos conceptos pueden ser despreciables en este momento del estudio.

En primera instancia debemos recordar que la **masa** y el **peso** si bien son propiedades diferentes, pueden encontrarse de manera indistinta en diversos libros de texto haciendo referencia a la misma magnitud. La **masa** de un cuerpo es una magnitud que depende únicamente de la cantidad de materia de dicho cuerpo y posee unidades de gramo, kilogramo, libra, etc. Por otro lado, el **peso** de un cuerpo es una magnitud que depende de campo gravitacional que soporta, por esta razón dos cuerpos con la misma **masa** tendrán distinto **peso** en la Tierra que en la Luna. El **peso** tiene unidades de Newton, kilogramo fuerza, libra fuerza, etc.. Sin embargo se emplea erróneamente la palabra peso al referirnos a la masa de un cuerpo.

### NÚMERO MÁSCICO Y MASAS ATÓMICAS. LA ESCALA DEL CARBONO-12

Como se definió previamente, el número másico se encuentra definido como la suma de protones y neutrones en el núcleo de un átomo. Es un valor adimensional, no cuenta con unidades, y tiene en todos los casos un valor entero, es decir que no tiene sentido físico hablar de una fracción de número másico de un átomo. Este valor es representativo de **cada átomo**, ya que isótopos de un **mismo elemento** pueden tener **distintos números másicos**.

El concepto más cercano al **número másico** es el de masas atómicas o masas atómicas relativas. **La masa atómica de un elemento es un número que nos dice cuánto pesa en promedio, el átomo de un elemento en comparación con el átomo de otro elemento.** Para establecer una escala de masas atómicas es necesario fijar un valor patrón en una de las especies, como ocurre en cualquier sistema de medición.

A lo largo del tiempo se han utilizado distintos tipos de patrones. Inicialmente se utilizó el Hidrógeno como patrón, por ser el elemento más liviano, y luego se utilizó el Oxígeno, por reaccionar con la gran mayoría de los elementos conocidos hasta ese entonces. Finalmente, en 1961 se acordó asignar una masa atómica de **exactamente 12 unidades de masa atómica (uma)**, al isótopo más abundante del carbono  ${}^6\text{C}^{12}$ . Las masas atómicas usadas en la actualidad se basan en la escala del carbono 12.

Si establecimos previamente que la masa de un protón y un neutrón eran de 1 uma, sería lógico pensar que el isótopo  ${}^8\text{O}^{16}$  pese **exactamente 16 uma**. Sin embargo, debido a un efecto conocido como el **defecto de masa**, la energía que se libera en la formación de un núcleo atómico se traduce en una pérdida de masa dada por la ecuación ( $E = mc^2$ ). En realidad el isótopo  ${}^8\text{O}^{16}$  pesa

15,9949 uma. Con pocas excepciones, las masas atómicas aumentan con el número atómico del elemento.

Es indistinto hablar de masas atómicas o pesos atómicos

## MASAS ATÓMICAS ELEMENTALES Y ABUNDANCIA ISOTÓPICA

Como se puede observar en la Tabla Periódica, la masa atómica del elemento carbono es ligeramente superior a 12 uma, para ser exactos, igual a 12,011 uma. Puesto que la masa atómica del  ${}^6\text{C}^{12}$  es exactamente 12 uma, se preguntará de dónde salen estos 0,011 uma de más. La explicación es simple. El elemento carbono se presenta en la naturaleza como una mezcla de isótopos. Alrededor del 99 % de todos los átomos de carbono son del tipo de  ${}^6\text{C}^{12}$ . La presencia de un isótopo natural más pesado pero menos abundante que el  ${}^6\text{C}^{12}$  es la razón de que la masa atómica del carbono natural sea ligeramente superior a 12 uma. Esta situación es común a la mayoría de los elementos que existen en la naturaleza. En estos casos, la masa atómica del elemento es un promedio ponderado del peso de estos isótopos. Para calcular la masa atómica debemos saber:

- **Las masas de los isótopos individuales en la escala del carbono-12.** Estas son iguales o muy parecidas a las de los números másicos del isótopo. Por ejemplo, las masas atómicas de los isótopos  ${}^6\text{C}^{12}$  y  ${}^6\text{C}^{13}$  son 12,00 y 13,00 respectivamente; mientras que las de los tres isótopos más estables del hierro,  ${}_{26}\text{Fe}^{54}$ ,  ${}_{26}\text{Fe}^{56}$  y  ${}_{26}\text{Fe}^{57}$ , son 53,94, 55,93 y 56,94 uma, respectivamente.
- **Las abundancias isotópicas (porcentajes).** Esto nos indica la fracción del número total de átomos de un cierto isótopo. En el carbono natural, las abundancias de  ${}^6\text{C}^{12}$  y  ${}^6\text{C}^{13}$  son 98,9 % y 1,1 % respectivamente. Esto quiere decir que el 98,9 % de los átomos de carbono tienen una masa atómica de 12,00 uma y el 1,1 % de 13,00 uma.

Conociendo la masa atómica y la abundancia de cada isótopo, se puede calcular fácilmente la masa atómica de cada elemento. Para un elemento X, que consta de los isótopos  $X_1$  y  $X_2$ :

$$\text{masa atómica de X} = [(\text{masa atómica de } X_1) \times (\% \text{ de } X_1/100)] + [(\text{masa atómica de } X_2) \times (\% \text{ de } X_2/100)]$$

Los porcentajes de los distintos isótopos deben sumar 100:

$$\% \text{ de } X_1 + \% \text{ de } X_2 = 100 \%$$

Así, la masa atómica del elemento carbono es:

$$\text{masa atómica de C} = [(12) \times 98,9/100] + [(13) \times (1,1/100)] = 12,011 \text{ uma}$$

*Ejemplo:*

El elemento boro tiene dos isótopos  ${}^5\text{B}^{10}$  y  ${}^5\text{B}^{11}$ . Sus masas en la escala del carbono 12 son 10,01 y 11,01 respectivamente. La abundancia del  ${}^5\text{B}^{10}$  es del 20,0 por 100.

¿Cuál es: a) la abundancia del  ${}^5\text{B}^{11}$ ? y b) ¿Cuál es la masa atómica del B?

**Solución:**

a) la suma de las abundancias debe ser 100%. Por tanto:

$$\text{abundancia del } {}_5\text{B}^{11} = 100,0\% - 20,0\% = 80,0\%$$

b) sustituyendo en la ecuación:

$$\text{masa atómica de X} = [(\text{masa atómica de } X_1) \times (\% \text{ de } X_1/100)] + [(\text{masa atómica de } X_2) \times (\% \text{ de } X_2/100)]$$

$$\text{masa atómica del B} = (10,01 \times 20,0/100) + (11,01 \times 80,0/100) = 10,81 \text{ uma}$$

Obsérvese que este es el valor dado para el boro en el sistema periódico. La masa atómica del boro es más cercana a 11 que a 10, lo que quiere decir que el isótopo más pesado es el más abundante.

## MASA DE ÁTOMOS INDIVIDUALES NÚMERO DE AVOGADRO

En química, en general, basta con conocer la masa relativa de los átomos, sin embargo, podemos calcular la masa en gramos de los átomos individuales. Además, la uma no es una unidad convencional de medida, ya que si necesitamos usar una determinada masa de una sustancia sólida emplearemos una balanza para “pesar” la cantidad elegida expresándola en gramos o kilogramos.

Si se toman tres muestras de elementos diferentes, por ejemplo 12,01 g de carbono, 32,06 g de azufre y 63,55 g de cobre. La pregunta que surge es: ¿qué tienen en común las tres muestras? Ni su masa ni su aspecto son los mismos, sin embargo tienen en común una propiedad muy importante y es que cada una de ellas contienen una cantidad de cada sustancia igual a su peso atómico expresado en gramos. Esto puede deducirse de la siguiente manera: si la masa atómica de **un átomo** de carbono (el promedio de sus isótopos) es de 12,01 uma y la de **un átomo** de azufre es 32,06 uma, entonces la masa de **1 átomo de S** es

32,06/12,01 veces la masa de **1 átomo de C**. De la misma manera, la masa de **10 átomos de S** será 32,06/12,01 veces la masa de **10 átomos de C** o, generalizando, la masa de **n átomos de S** será 32,06/12,01 veces la masa de **n átomos de C**.

Si relacionamos esta masa en gramos con el número de átomos que contiene, basados en la escala del Carbono, es decir que la masa de esos **n átomos de C** son 12,01 gramos, podemos ver que **n átomos de S** pesarán  $32,06/12,01 \times 12,01$  gramos (la masa de **n átomos de C**), o sea 32,06 gramos. En otras palabras, el número de átomos que hay en 32,06 g de S es el mismo que el número de átomos de carbono que hay en 12,01 g de C.

Esto podemos calcularlo para todos los elementos de la Tabla Periódica. Veremos que en cada caso existe una cantidad de átomos, que es constante para todos los elementos cuyo peso es el mismo que su masa atómica expresada en gramos. A raíz de esto, surge la pregunta de cuál es dicha cantidad de átomos.

Este problema fue estudiado por Avogadro y como podrá imaginarse, este número es enorme (recordemos que los átomos son muy pequeños y que debe haber una gran cantidad de ellos en

12,01 g de C, en 32,06 g de S o en 63,55 g de Cu). Con cuatro cifras significativas, esta magnitud que se conoce como el número de Avogadro, es:

$$\text{N}^\circ \text{ de Avogadro} = 6,022 \times 10^{23}$$

En química, el número de Avogadro representa el número de átomos de un elemento que hay en la masa atómica del mismo elemento, expresada en gramos

Por lo tanto hay:

6,022 x 10 <sup>23</sup> átomos de C en 12,01 g de C	(masa atómica del C=12,01)
6,022 x 10 <sup>23</sup> átomos de S en 32,06 g de S	(masa atómica del S=32,06)
6,022 x 10 <sup>23</sup> átomos de Cu en 63,55 g de Cu	(masa atómica del Cu=63,55)
6,022 x 10 <sup>23</sup> átomos de O en 16,00 g de O	(masa atómica del O=16,00)

Conociendo el número de Avogadro y la masa atómica del elemento, es posible calcular la masa de un átomo individual:

$$\begin{array}{l} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de S pesan } \text{-----} 32,06 \text{ g} \\ 1 \text{ átomo de azufre } \text{-----} x = 1 \text{ át.} \times 32,06 \text{ g} / 6,022 \times 10^{23} \text{ át.} = \\ x = \mathbf{5,324 \times 10^{-23} \text{ g}} \end{array}$$

También podemos calcular el número de átomos que hay en una cantidad determinada de masa de cualquier elemento:

$$\begin{array}{l} \text{si en } 32,06 \text{ g de S hay } \text{-----} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de azufre} \\ \text{en } 1,000 \text{ g de S } \text{-----} x = 1 \text{ g} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ át.} / 32,06 \text{ g} \\ x = \mathbf{1,878 \times 10^{22} \text{ átomos}} \end{array}$$

### Ejercicio N° 1:

Calcule:

- a) la masa de un átomo de cobre
- b) el número de átomos de Cu que hay en una muestra de 6,785 g de ese elemento.

## MOL

Puesto que los átomos y moléculas son tan pequeños, es conveniente emplear una escala para poder medirlos. Esta escala abarca grupos de  $6,022 \times 10^{23}$  de ellos y representa una unidad que se emplea frecuentemente en química y recibe un nombre especial: el **mol**. Un **mol** es equivalente a un **número de Avogadro de unidades**. Así:

1 mol de átomos de H	=	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de H
1 mol de átomos de O	=	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de O
1 mol de moléculas de H <sub>2</sub>	=	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H <sub>2</sub>
1 mol de moléculas de H <sub>2</sub> O	=	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H <sub>2</sub> O
1 mol de electrones	=	$6,022 \times 10^{23}$ electrones

## MASAS MOLARES

Definido el número de Avogadro y su relación con la masa atómica, se puede calcular fácilmente la masa en gramos de un mol de átomos. En 1,01 g de hidrógeno (masa atómica = 1,01 uma) hay  $6,022 \times 10^{23}$  átomos, y el mismo número de átomos hay en 16,00 g de oxígeno (masa atómica = 16,00 uma). Por tanto, 1 mol de átomos de H pesa 1,01 g y 1 mol de átomos de O pesa 16,00 g

En general, un mol de átomos de cualquier elemento, pesa X gramos, donde **X es el peso atómico del elemento expresado en gramos.**

Este concepto se puede extender a moléculas en las cuales un mol de moléculas, pesa Y gramos, donde Y es el peso molecular expresado en gramos, y a iones, en los cuales un mol de iones pesa Z gramos donde Z es el peso atómico (si el ion es monoatómico) o el peso fórmula del ion (si es poliatómico) expresados en gramos.

*Ejemplo:*

Calcule cuánto pesa 1 mol de las siguientes sustancias: a) H<sub>2</sub>, b) H<sub>2</sub>O y c) NaCl Solución:

- 1 mol de H<sub>2</sub> contiene 2 moles de átomos de H, y pesa  $2(1,01 \text{ g}) = 2,02 \text{ g}$
- 1 mol de H<sub>2</sub>O contiene 2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O, y pesa:  $2(1,01 \text{ g}) + 16,00 \text{ g} = 18,02 \text{ g}$
- 1 mol de NaCl contiene 1 mol de iones Na<sup>+</sup> (22,99 g) y 1 mol de iones Cl<sup>-</sup> (35,45 g), y pesa:  $22,99 \text{ g} + 35,45 \text{ g} = 58,44 \text{ g}$

En este último ejemplo, el compuesto iónico NaCl contiene 1 mol de iones Na<sup>+</sup> y 1 mol de iones Cl<sup>-</sup>. Como el peso de los iones es prácticamente igual al de los átomos originales (debido a que la masa de los electrones es despreciable), se toma el peso atómico para cada uno de ellos.

En general, podemos decir **para cualquier sustancia que un mol pesa X gramos**, donde X es el peso de la fórmula, es decir, la suma de los pesos atómicos de la fórmula

*Por ejemplo:*

Especie	Masa relativa	Masa molar
Na	22,99 uma	22,99 g/mol
Sr	87,02 uma	87,02 g/mol
O <sub>2</sub>	2(16,00) = 32,00 uma	32,00 g/mol
H <sub>2</sub>	2(1,01) = 2,02 uma	2,02 g/mol
H <sub>2</sub> O	2(1,01)+16,00 = 18,02 uma	18,02 g/mol
CO	12,01 + 16,00 = 28,01 uma	28,01 g/mol
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2(1,01)+32,06+4(16,0) = 98,08 uma	98,08 g/mol

En otras palabras, la masa molar de una sustancia (en gramos por mol, g/mol), es numéricamente igual al peso molecular o peso fórmula.

*Ejemplo:*

Calcular las masas molares (g/mol) de:

a) cromato de potasio, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>

b) Sacarosa, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>

**Solución:**

a) Comenzamos calculando el peso de la fórmula del K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>:

$$\text{peso del K}_2\text{CrO}_4 = 2(\text{peso atómico del K}) + \text{peso atómico del Cr} + 4(\text{peso atómico del O}) = 2(39,10) + 52,00 + 4(16,00) = 194,20 \text{ uma.}$$

$$\text{Masa molar del K}_2\text{CrO}_4 = \mathbf{194,20 \text{ g/mol}}$$

b) peso de la molécula C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub> = 12(12,01) + 22(1,01) + 11(16,00) = 342,34 uma  
masa molar de C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub> = **342,34 g/mol**

*Ejercicio N° 1: ¿Cuál es la masa molar del ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)?*

Hay otro punto que debemos tener en cuenta al hablar de masas molares. Para poder especificar la masa molar de una sustancia **debemos conocer su fórmula y escribirla correctamente**. Sería ambiguo hablar de la “masa molar del oxígeno”. Un mol de átomos de oxígeno, pesan 16,00 g, que es su peso atómico expresado en gramos, mientras que un mol de moléculas de O<sub>2</sub> pesan 32,00 g y la masa molar del O<sub>2</sub> es de 32,00 g/mol. Por lo general, al hablar de “oxígeno” nos estaremos refiriendo a la molécula O<sub>2</sub>, ya que este es el estado más estable, mientras que se suele especificar “átomos de oxígeno” cuando se quiere hacer referencia al elemento.

## CONVERSIONES MOL-GRAMO

En química es corriente tener que transformar moles a gramos, y viceversa. Tales conversiones se hacen fácilmente si se conoce el peso molecular de las sustancias por convertir.

*Ejemplo 1:*

Calcule el número de moles que hay en 212 g de: a)  $K_2CrO_4$  y b)  $C_{12}H_{22}O_{11}$  Solución:

a) Masa molar del  $K_2CrO_4 = 194,20$  g/mol

$$194,20 \text{ g de } K_2CrO_4 \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$212,00 \text{ g de } K_2CrO_4 \text{ ————— } x = 212,00 \text{ g} \times 1 \text{ mol}/194,20 \text{ g} = \mathbf{1,09 \text{ moles}}$$

b) Masa molar de  $C_{12}H_{22}O_{11} = 342,34$  g/mol

$$342,34 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$212,00 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} \text{ ————— } x = 212,00 \text{ g} \times 1 \text{ mol}/342,34 \text{ g} = \mathbf{0,619 \text{ moles}}$$

*Ejercicio N°1:*

¿Cuántos moles hay en 212,00 g de  $H_2SO_4$ ?

*Ejemplo 2:*

Calcule la masa en gramos de 1,69 moles de ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ ) Solución: En primer lugar, necesitamos conocer el peso molecular del  $H_3PO_4$ :

$$\text{peso de la fórmula} = 3(1,01) + 30,97 + 4(16,00) = 98,00 \text{ una}$$

$$\text{masa molar del } H_3PO_4 = \mathbf{98,00 \text{ g/mol}}$$

A partir de éste:

$$\text{mol de } H_3PO_4 \text{ ————— } 98,00 \text{ g}$$

$$1,69 \text{ moles de } H_3PO_4 \text{ ————— } x = 1,69 \text{ moles} \times 98,00 \text{ g}/1 \text{ mol} = \mathbf{166 \text{ g}}$$

*Ejercicio N° 2:*

¿Cuál es la masa en gramos de 1,69 moles de  $H_2O$ ?

Las transformaciones de este tipo se utilizan continuamente en química, por lo tanto debe entenderse el significado de la palabra **mol**. Recuérdese que un mol es un número determinado de unidades,  $6,022 \times 10^{23}$ . Su masa, sin embargo difiere de acuerdo a la sustancia implicada. Un mol de  $H_2O$  (18,02 g), pesa considerablemente más que un mol de  $H_2$  (2,02 g), aunque en ambos haya el mismo número de moléculas.

## VOLUMEN MOLAR

Cuando se necesita trabajar con sustancias en estado gaseoso, puede interesar conocer no sólo los gramos, sino también el volumen que ocupa una determinada cantidad de sustancia (de hecho es más corriente medir así a un gas). En tal sentido, la densidad está dada por el cociente entre la masa (m) y su respectivo volumen (V).

$$\delta = m/V$$

Cuando la masa corresponde a la de **1 mol** y las condiciones en las cuales se determina su densidad son constantes (1 atm y 0 °C), el volumen es una constante igual a **22,4 litros (22,4L)**.

Estas condiciones (1 atm y 0 °C), se denominan **CONDICIONES NORMALES** de presión y temperatura (**CNPT**).

Otras unidades que se emplean para expresar la presión y la temperatura son:

**Para la presión:**  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr}$

donde la unidad mm Hg también se llama torr en recuerdo del científico italiano Evangelista Torricelli, quien inventó el barómetro. En unidades **SI**, la presión se mide en pascales (Pa), que se define como un newton por metro cuadrado:

$$\text{Presión} = \text{Fuerza} / \text{área}$$

La relación entre atmósferas y pascales es:

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

**Para la temperatura:**  $T \text{ (K)} = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15 \text{ }^\circ\text{C}$

donde K es la temperatura en Kelvin y °C es la temperatura en grados Celsius (o centígrados). La ecuación puede escribirse como:

$$K = (^\circ\text{C} + 273,15 \text{ }^\circ\text{C}) \frac{1K}{^\circ\text{C}}$$

El factor unitario (1 K/1 °C) se coloca para hacer congruentes las unidades a ambos lados de la ecuación. En la mayoría de los casos se usa 273 en lugar de 273,15 como el término para relacionar K y °C. Por convención se emplea T para indicar temperatura absoluta (en Kelvin) y t para indicar temperatura en grados Celsius. La relación entre las dos escalas se muestra en los siguientes ejemplos:

Cero absoluto:	0 K	=	-273 °C
Punto de congelación del agua:	273 K	=	0 °C
Punto de ebullición del agua:	373 K	=	100 °C

Podemos decir por lo tanto, que: un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso y en CN de presión y temperatura, ocupa 22,4 L

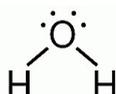
## TEMA IV

### FÓRMULAS QUÍMICAS

Una fórmula es la representación, por medio de símbolos químicos y de números, de la cantidad de átomos de cada elemento que constituyen una molécula, o de la cantidad de iones que componen una unidad fórmula. En química existen tres clases de fórmulas: **empírica**, es la más sencilla y expresa la relación más simple con números enteros del número de átomos o de iones de los distintos elementos presentes en un compuesto. Un ejemplo es el  $\text{H}_2\text{O}$ , que nos dice que en el agua hay el doble del número de átomos de hidrógeno que de oxígeno. Otro ejemplo es el del  $\text{SrF}_2$ , que nos dice que el fluoruro de estroncio hay el doble de iones  $\text{F}^-$  que el número de iones  $\text{Sr}^{2+}$ .

Por otro lado, la fórmula **molecular** nos indica el número de átomos diferentes que hay en la molécula. La fórmula molecular puede ser la misma que la empírica. Este es el caso del  $\text{H}_2\text{O}$ . En otros casos, la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica. Consideremos, por ejemplo, un compuesto de hidrógeno y oxígeno conocido como peróxido de hidrógeno (agua oxigenada). La fórmula molecular es  $\text{H}_2\text{O}_2$ , que nos muestra que en este compuesto se combinan dos átomos de hidrógeno con dos de oxígeno. La fórmula más simple, o empírica, de este compuesto sería  $\text{HO}$ .

A veces, al representar un compuesto, vamos más allá de su fórmula empírica o molecular, y escribimos su fórmula de tal manera que nos sugiera la estructura del compuesto. Estas fórmulas se denominan **estructurales** o **desarrolladas** y expresan además cómo están unidos los átomos. Por ejemplo, la molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  tiene la siguiente fórmula estructural:



### COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UN COMPUESTO A PARTIR DE LA FÓRMULA

81

Como hemos visto, la fórmula de un compuesto nos dice el número y la clase de los átomos presentes. Se puede utilizar además para determinar los porcentajes en masa de cada elemento en ese compuesto. Los porcentajes en peso se calculan averiguando la masa en gramos de cada uno de los elementos que hay en un mol del compuesto y refiriéndolos a 100 g del mismo.

*Ejemplo:*

El carbonato ácido de sodio, conocido comúnmente como bicarbonato de sodio, se emplea en muchos productos medicinales para combatir la acidez del estómago. Su fórmula es  $\text{NaHCO}_3$ .

¿Cuál es el porcentaje en masa del Na, H, C y O que hay en este compuesto? (Masas atómicas: Na = 22,99; H = 1,01; C = 12,01 y O = 16,00)

**Solución:**

en un mol de  $\text{NaHCO}_3$  hay

22,99 g de Na (1 mol de átomos de Na)

12,01 g de C (1 mol de átomos de C)

1,01 g de H (1 mol de átomos de H)

48,00 g de O (3 moles de átomos de O)

La masa de 1 mol de  $\text{NaHCO}_3$  es:

$$22,99 \text{ g} + 1,01 \text{ g} + 12,01 \text{ g} + 48,00 \text{ g} = 84,01 \text{ g}$$

El % de Na se calculará:

$$\begin{array}{l} 84,01 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ ————— } 22,99 \text{ g de Na} \\ 100,00 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ ————— } x = \mathbf{27,36 \%} \text{ (g de Na en 100 g de sal)} \end{array}$$

% de H:

$$\begin{array}{l} 84,01 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ ————— } 1,01 \text{ g de H} \\ 100,00 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ ————— } x = \mathbf{1,20 \%} \text{ (g de H en 100 g de sal)} \end{array}$$

% de C:

$$\begin{array}{l} 84,01 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ ————— } 12,01 \text{ g de C} \\ 100,00 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ ————— } x = \mathbf{11,30 \%} \text{ (g de C en 100 g de sal)} \end{array}$$

% de O:

$$\begin{array}{l} 84,01 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ ————— } 48,00 \text{ g de O} \\ 100,00 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ ————— } x = \mathbf{57,14 \%} \text{ (g de O en 100 g de sal)} \end{array}$$

La suma de los porcentajes debe dar 100:

$$27,36 + 1,20 + 11,30 + 57,14 = 100,00$$

Los cálculos del ejemplo anterior nos muestran una característica importante de las fórmulas. En un mol de  $\text{NaHCO}_3$  hay un mol de Na (22,99 g), 1 mol de H (1,01 g), 1 mol de C (12,01 g) y 3 moles de O (48,00 g). En otras palabras la relación molar es:

**1 mol de Na : 1 mol de H : 1 mol de C : 3 moles de O**

que es lo mismo que la relación atómica del  $\text{NaHCO}_3$ :

**1 átomo de Na : 1 átomo de H : 1 átomo de C : 3 átomos de O**

En general, podemos decir que los subíndices en una fórmula representan no sólo las relaciones en que se encuentran los átomos, sino también las relaciones de masas molares

## NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Para escribir la fórmula de cualquier sustancia inorgánica, generalmente se recurre a los números de oxidación, también conocidos como índices, grados o estados de oxidación.

Los números de oxidación se encuadran dentro de dos tipos de definición:

- Una definición conceptual, según la cual los números de oxidación se relacionan con la configuración electrónica de los átomos -libres o combinados- y los iones. Aquí interviene la electronegatividad de cada elemento.
- Una definición operacional, según la cual los números de oxidación son números algebraicos -la cifra es acompañada de signo positivo o negativo- asignados a los átomos libres o combinados- de acuerdo con ciertas reglas convencionales.

El número de oxidación se vincula con la cantidad de electrones que rodea a cada átomo cuando está formando parte de un compuesto determinado. Debido a este hecho, un mismo átomo puede tener diferentes estados de oxidación, dependiendo de los otros átomos a los cuales se una. En el caso de los iones, el número de oxidación representa la carga del ion.

A partir de estas Tablas, podemos deducir que:

- Los metales, siempre tienen números de oxidación positivos, y podemos agregar que son formadores de bases.
- Los no metales, tienen números de oxidación positivos y negativos, podemos decir que son formadores de ácidos.

### NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y CATIONES MONOATÓMICOS DE LOS METALES

<i>Carga 1+</i>	<i>Carga 2+</i>	<i>Carga 3+</i>
Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	
Ag <sup>+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	
	Zn <sup>2+</sup>	
	Ni <sup>2+</sup>	
	Co <sup>2+</sup>	

## METALES CON MÁS DE UN NÚMERO DE OXIDACIÓN Y SUS CATIONES

Menor N° de oxidación	Mayor N° de oxidación
Cu <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
Hg <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>
Au <sup>+</sup>	Au <sup>3+</sup>
Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>
Cr <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>
Mn <sup>2+</sup>	Mn <sup>3+</sup>
Sn <sup>2+</sup>	Sn <sup>4+</sup>
Pb <sup>2+</sup>	Pb <sup>4+</sup>

## NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS NO METALES\*

			1-		H	<u>1+</u>						
			1-		F							
			<u>1-</u>		Cl	<u>1+</u>	2+	<u>3+</u>	4+	<u>5+</u>	6+	<u>7+</u>
			<u>1-</u>		Br	<u>1+</u>	2+	<u>3+</u>	4+	<u>5+</u>	6+	<u>7+</u>
			<u>1-</u>		I	<u>1+</u>	2+	<u>3+</u>	4+	<u>5+</u>	6+	<u>7+</u>
		<u>2-</u>	1-	½-	O							
		<u>2-</u>	1-		S		2+		<u>4+</u>		<u>6+</u>	
		2-			Se				<u>4+</u>		<u>6+</u>	
		2-			Te				<u>4+</u>		<u>6+</u>	
	<u>3-</u>	2-	1-		N	1+	2+	<u>3+</u>	4+	<u>5+</u>		
	<u>3-</u>				P			<u>3+</u>		<u>5+</u>		
					As			<u>3+</u>		<u>5+</u>		
					Sb			<u>3+</u>		<u>5+</u>		
					Bi			<u>3+</u>		<u>5+</u>		
<u>4-</u>					C		2+		<u>4+</u>			
<u>4-</u>					Si		2+		<u>4+</u>			
					Cr						6+	
					Mn				<u>4+</u>		<u>6+</u>	<u>7+</u>

\* Se indican en negrita los números de oxidación más frecuentes

## Ejercicio N° 1:

Dada una sustancia desconocida A, el análisis de su molécula demostró que es gaseosa y sus números de oxidación son: 1-, 1+, 3+, 5+ y 7+. Se encontró además que es capaz de formar ácidos. Clasifíquela como metal o como no metal.

## REGLAS PARA CALCULAR LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Es costumbre escribir el número de oxidación antecediéndolo por el correspondiente signo, positivo o negativo. Basta aplicar metódicamente un pequeño conjunto de reglas, en las cuales siempre se asigna un número de oxidación a cada átomo.

Las reglas son:

- El número de oxidación del hidrógeno es +1 en todos los compuestos, excepto en los hidruros metálicos, en donde es -1.
- El oxígeno tiene número de oxidación -2 en todos los compuestos, excepto en los peróxidos en que tiene -1 y en los superóxidos en que tiene -1/2.
- El número de oxidación de un ion monoatómico, coincide con su carga.
- En una molécula monoatómica (He), o en cualquier molécula bi o poliatómica de una sustancia simple ( $H_2$ ,  $O_3$ ,  $S_8$ ), el número de oxidación del elemento es cero.
- En la molécula de cualquier compuesto eléctricamente neutro, la suma algebraica de todos los números de oxidación de sus átomos o iones es igual a cero.

Las reglas permiten calcular, por vía indirecta, el número de oxidación de un átomo, siempre que se conozca la fórmula molecular del compuesto que integra.

### Ejemplo 1:

¿Cuál será el número de oxidación del carbono en el metano,  $CH_4$ ?

#### Solución:

Como a cada átomo de hidrógeno le corresponde número de oxidación = +1; luego, para los cuatro átomos de hidrógeno presentes, la suma será = +4. Debido a que el metano es una molécula (no tiene carga como los iones), la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos será igual a cero. Entonces:

$$\text{Número de oxidación del carbono} = -4$$

### Ejemplo 2:

¿Cuál será el número de oxidación del azufre en el ion sulfato,  $SO_4^{2-}$ ?

#### Solución:

Como a cada átomo de oxígeno le corresponde un número de oxidación -2, para los cuatro átomos de oxígeno presentes, la suma será = -8. Debido a que se debe llegar a una carga total

igual a : -2 (que es la carga del ion poliatómico sulfato), el azufre tendrá número de oxidación = +6.

$$x + (-8) = -2, \text{ con lo que } x = +6$$

### Ejercicio N° 1:

A partir de las reglas anteriormente estudiadas ¿Cuál será el número de oxidación de átomo marcado?

- |   |                                |   |                                |
|---|--------------------------------|---|--------------------------------|
| a) <u>C</u> l <sub>2</sub>                | b) H <sub>2</sub> <u>O</u>     | c) <u>S</u> O <sub>3</sub>                | d) <u>H</u> Na                 |
| e) <u>N</u> a <sup>+</sup>                | f) <u>B</u> a(OH) <sub>2</sub> | g) <u>F</u> e <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | h) <u>C</u> H <sub>4</sub>     |
| i) H <sub>2</sub> <u>C</u> O <sub>3</sub> | j) H <u>C</u> l                | k) <u>K</u> OH                            | l) <u>F</u> e(OH) <sub>3</sub> |

### Ejercicio N° 2:

Establecer el número de oxidación para los distintos elementos en los siguientes compuestos e iones:

- NH<sub>3</sub>, HBr
- FeH<sub>3</sub>, SrH<sub>2</sub>
- N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, SO<sub>3</sub>, MgO, Cu<sub>2</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CrO<sub>3</sub> (no hay peróxidos)
- KOH, Ni(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub> (no hay peróxidos)
- HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, IO<sup>-</sup>

## FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Tal como se ha explicado para la determinación de las fórmulas empíricas y moleculares, con los compuestos iónicos ocurre algo parecido. Es posible predecir teóricamente, las fórmulas de muchos compuestos iónicos simples haciendo uso del principio de la electroneutralidad. Por ejemplo, para escribir la fórmula del compuesto iónico cloruro de calcio, debemos saber que los iones presentes son Ca<sup>2+</sup> y Cl<sup>-</sup>, por lo tanto podemos predecir correctamente que la fórmula será CaCl<sub>2</sub>, ya que para neutralizar la carga de un ion Ca<sup>2+</sup> se necesitan dos iones Cl<sup>-</sup>.

Para poder aplicar este principio, es necesario conocer no sólo la carga de los iones sino que existen iones monoatómicos y poliatómicos:

- Iones **monoatómicos**, formados cuando un átomo gana o pierde electrones.
- Iones **poliatómicos**, que son partículas cargadas con uno o más átomos y provienen de moléculas.

## IONES MONOATÓMICOS

Las tablas anteriores muestran las cargas de los iones monoatómicos más corrientes, de acuerdo a la división del sistema periódico en metales y no metales. Observe que los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$  y  $\text{O}^{2-}$  contienen en su configuración electrónica el mismo número de electrones, 10, que son los que hay en el átomo del gas noble neón ( $10 \text{ p}^+$ ,  $10 \text{ e}^-$ ). Vemos que, en general, los elementos cercanos a un gas noble (grupo 8) en el sistema periódico tienden a formar iones con el mismo número de electrones que el átomo de gas noble.

Los iones que tienen el mismo número de electrones que el átomo de gas noble más cercano, permiten inferir que:

- Los iones de los metales del grupo 1 tienen carga +1.
- Los iones de los metales del grupo 2 tienen carga +2.
- Los iones de los no metales del grupo 6 tienen carga -2.
- Los iones de los no metales del grupo 7 tienen carga -1.

Algunos de los metales alejados de los gases nobles en el sistema periódico, forman iones positivos, pero su estructura no está relacionada de una manera directa con la de los gases nobles y de hecho, no hay una manera simple para predecir sus cargas. Estos son los iones de los metales de transición (los que se encuentran situados en los grupos centrales de la Tabla Periódica) y de los metales más pesados, situados en los grupos 4 y 5. Como se puede observar, la carga más frecuente de estos iones es +2. Menos frecuentes son las cargas +1 ( $\text{Ag}^+$ ) y +3 ( $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ). Por otra parte, algunos de estos metales forman más de un catión, como por ejemplo:  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^+$  y  $\text{Cu}^{2+}$ .

*Ejemplo:*

Prediga las fórmulas de los compuestos iónicos formados por:

a) litio y oxígeno, b) níquel y azufre, c) magnesio y cloro, d) bismuto y flúor.

**Solución:**

a)  $\text{Li}_2\text{O}$ , b)  $\text{NiS}$  c)  $\text{MgCl}_2$ , d)  $\text{BiF}_3$

*Ejercicio N° 1:*

Escriba las fórmulas del yoduro de cinc, sulfuro de plata, cloruro de bario y óxido de aluminio.

Al escribir la fórmula de un compuesto iónico se escribe  
**en primer lugar el ion positivo.**

## IONES POLIATÓMICOS

Muchos compuestos conocidos contienen iones poliatómicos. El hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) contiene el ion hidróxido,  $\text{OH}^-$ . El carbonato de calcio (caliza),  $\text{CaCO}_3$ , tiene el ion carbonato,

$\text{CO}_3^{2-}$ . En la tabla siguiente se muestran algunos de los iones poliatómicos más corrientes con su nombre y carga. Obsérvese que, con la sola excepción del ion amonio,  $\text{NH}_4^+$ , todos los iones poliatómicos son aniones.

Las fórmulas de los compuestos iónicos con iones poliatómicos se pueden predecir de la misma manera que las de los monoatómicos. Para hallar el número de iones de cada clase se hace uso también del principio de electroneutralidad. Surge una pequeña complicación cuando el número de iones poliatómicos es más de uno. En este caso, el ion poliatómico se encierra entre paréntesis para evitar confusión.

**Por ejemplo:**

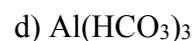
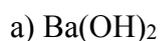


*Ejercicio 1:*

Con la ayuda de las tablas, prediga las fórmulas del:

a) hidróxido de bario, b) sulfato de potasio, c) fosfato de amonio, d) carbonato ácido de aluminio.

**Solución:**



### FORMULAS DE IONES POLIATÓMICOS MAS FRECUENTES

+1	-1	-2	-3	-4
$\text{NH}_4^+$ (amonio)	$\text{OH}^-$ (hidróxido)	$\text{CrO}_4^{2-}$ (cromato)	$\text{AsO}_4^{3-}$ (arseniato)	$\text{SiO}_4^{4-}$ (ortosilicato)
$\text{H}_3\text{O}^+$ (hidronio)	$\text{CN}^-$ (cianuro)	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (dicromato)	$\text{BO}_3^{3-}$ (borato)	
	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ (fosfato diácido)	$\text{HPO}_4^{2-}$ (fosfato monoácido)	$\text{PO}_4^{3-}$ (fosfato)	
	$\text{H}_2\text{PO}_3^-$ (fosfito ácido)	$\text{HPO}_3^{2-}$ (fosfito)		
	$\text{HSO}_4^-$ (sulfato ácido)	$\text{SO}_4^{2-}$ (sulfato)		
	$\text{HSO}_3^-$ (sulfito ácido)	$\text{SO}_3^{2-}$ (sulfito)		
	$\text{HCO}_3^-$ (carbonato ácido)	$\text{CO}_3^{2-}$ (carbonato)		
	$\text{NO}_3^-$ (nitrato)	$\text{SiO}_3^{2-}$ (metasilicato)		
	$\text{NO}_2^-$ (nitrito)			
	$\text{ClO}^-$ (hipoclorito)			
	$\text{ClO}_2^-$ (clorito)			
	$\text{ClO}_3^-$ (clorato)			
	$\text{ClO}_4^-$ (perclorato)			
	$\text{MnO}_4^-$ (permanganato)			

**Ejercicio 2:**

¿Cuáles serán las fórmulas de:

a) hidróxido de potasio, b) fosfato de bario, c) sulfato de amonio, d) carbonato de sodio?

**Ejercicio 3:**

Escriba las fórmulas de:

- a) Carbonato de hierro (III)
- b) Sulfato ácido de magnesio
- c) Nitrato de estroncio
- d) Cloruro de aluminio
- e) Fosfato diácido de sodio
- f) Sulfuro de plata
- g) Sulfito de calcio

## NOMBRES DE LOS COMPUESTOS: NOMENCLATURA QUÍMICA

El **nombre de un compuesto** es una consecuencia directa de la **fórmula** que lo representa

En la actualidad el número de compuestos químicos conocidos supera los cinco millones, por lo cual resultaría imposible memorizar todos sus nombres si no existieran reglas para hacerlo. A través de los años los químicos han diseñado formas claras y sistemáticas para nombrar las sustancias químicas. Los esquemas de nomenclatura son aceptados mundialmente, lo que facilita la comunicación entre los químicos y aporta medios útiles para trabajar con la gran cantidad de sustancias identificadas hasta el momento.

Para iniciar el estudio de la nomenclatura es necesario distinguir primero entre compuestos orgánicos e inorgánicos. Los **compuestos orgánicos** contienen carbono, generalmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. El resto de los compuestos se clasifican como **compuestos inorgánicos**. Sin embargo, algunos compuestos que contienen

carbono como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), disulfuro de carbono (CS<sub>2</sub>), los que tienen el grupo cianuro (CN<sup>-</sup>) y los grupos carbonato (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) y carbonato ácido (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) se consideran por conveniencia compuestos inorgánicos.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura química, los compuestos inorgánicos se dividirán en dos categorías: a) compuestos iónicos y b) compuestos moleculares.

- a) Compuestos iónicos: casi todos ellos contienen cationes que derivan de metales y aniones mono y poliatómicos.
- b) Compuestos moleculares: generalmente formados por la unión de dos o más átomos de elementos no metálicos.

## REGLAS DE NOMENCLATURA

La aplicación de reglas de nomenclatura se puede plantear a través de las siguientes preguntas:

a) Dado el nombre de un compuesto ¿cuál es su fórmula?, b) Dada su fórmula ¿cómo lo nombramos?

Es necesario sistematizar, dentro de lo posible, la nomenclatura de la química inorgánica para que todos hablemos el mismo "idioma". La fórmula de un compuesto se vincula con:

1. Su estructura
2. Las propiedades macroscópicas
3. Las propiedades químicas

En los primeros nombres de compuestos, dados en el siglo pasado se adoptaron criterios funcionales: el nombre de una sustancia aludía a la "función" química de esa sustancia y, por consiguiente, señalaba principalmente su comportamiento experimental.

La tendencia actual es preferentemente racional, así:

- Se fija el **nombre** de una sustancia en correspondencia con la **fórmula química**. El nombre informa, entonces, sobre la composición química y, en la medida de lo posible sobre la estructura del compuesto.
- Se acentúan la claridad y el entendimiento y se ordena la escritura de fórmulas con la menor cantidad posible de símbolos y signos adicionales.

Se debe aclarar que el uso histórico prolongado, hace que a muchos compuestos se los siga denominando con su nombre más común, como por ejemplo: agua al H<sub>2</sub>O, amoníaco al NH<sub>3</sub> y ácido sulfúrico al H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

## I - FÓRMULAS Y NOMBRE DE MOLÉCULAS CONSTITUIDAS POR UN SOLO ELEMENTO QUÍMICO

Las moléculas monoatómicas, por estar constituidas por un solo átomo, se representan únicamente por el símbolo del elemento químico. La monoatomicidad es característica de: los metales en forma de vapor, del boro, telurio, carbono, silicio y de los gases raros.

La mayoría de los no metales forman moléculas poliatómicas con un número par de átomos:

- Moléculas monoatómicas: Na, Fe, C, Si, B, Hg, Ne, Ar, etc.
- Moléculas diatómicas: F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>.
- Moléculas tetraatómicas: P<sub>4</sub>, As<sub>4</sub>.
- Moléculas octoatómicas: S<sub>8</sub>, Se<sub>8</sub>.

La denominación es sencilla: molécula de flúor (F<sub>2</sub>), molécula de fósforo (P<sub>4</sub>), molécula de azufre (S<sub>8</sub>), e idénticamente para las demás.

## II - FÓRMULAS Y NOMBRE DE COMPUESTOS BINARIOS: FORMADOS POR DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Para la formulación de estos compuestos se aplica la siguiente regla: Se escriben en primer lugar los **símbolos de los elementos**; a continuación, a cada símbolo se le coloca como **subíndice el número de oxidación del otro** y por último si los símbolos son múltiplos de un mismo número, **se dividen por éste** (simplificación de subíndices). Considere, al igual que en los compuestos iónicos, que el elemento con número de oxidación positivo se escribirá a la izquierda.

Ejemplo 1: Para la fórmula del compuesto que resulta de combinar oxígeno con calcio (óxido de calcio), se colocan el símbolo del calcio y al lado el del oxígeno **CaO**. En la formación de este compuesto el calcio participa con número de oxidación +2 y el oxígeno con número de oxidación -2, por lo tanto, al intercambiar los números de oxidación (sin los signos): **Ca<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**. Al simplificar: **Ca<sub>1</sub>O<sub>1</sub>**. Por lo tanto, la fórmula final será (el subíndice 1 no se escribe):



### Ejemplo 2:

Para escribir la fórmula del compuesto que surge de la combinación de azufre e hidrógeno:



Se intercambian los números de oxidación:



Al no ser posible la simplificación, la fórmula final queda:



Nótese que cuando se forma un compuesto, los números de oxidación de los elementos que intervienen tienen que tener signos opuestos. En el único caso en que no se simplifican los subíndices, es en los compuestos llamados peróxidos, en donde el oxígeno tiene número de oxidación -1. Ej: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> y Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

a. **Óxidos básicos**: se nombran con la palabra óxido seguida de la preposición **de** y, a continuación, el nombre del metal. Si éste puede actuar con dos o más números de oxidación, el que corresponda al compuesto se indica con números romanos y se encierra entre paréntesis.

Esta nomenclatura es la recomendada por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) organismo que desaconseja, al mismo tiempo, las antiguas denominaciones -oso para el número de oxidación menor, e -ico para el mayor, aunque, como dicho sistema aún se sigue empleando en algunas disciplinas que utilizan la química, es necesario conocerlo

Ejemplos:	IUPAC	CLÁSICA
FeO	óxido de hierro (II)	óxido ferroso
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	óxido de hierro (III)	óxido férrico
CaO	óxido de calcio	óxido de calcio
Ag <sub>2</sub> O	óxido de plata	óxido de plata

**b. Óxidos ácidos:** La IUPAC recomienda adoptar el sistema de proporciones, sin embargo la nomenclatura clásica aún se encuentra muy extendida. Aunque algunos no metales pueden presentar varios números de oxidación, sus estados de oxidación **no se indican** mediante números romanos o sufijos

- **Nomenclatura de proporciones:** se indican las proporciones elementales de los compuestos binarios mediante un sistema de prefijos para ambos elementos. Se trata de prefijos griegos o latinos y son: mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca, undeca y dodeca.
- **Nomenclatura clásica:** es más complicada y distingue a los elementos según los números de oxidación que poseen. Los óxidos que se forman se denominan por la palabra óxido, seguida por el nombre del no metal, en el cual un prefijo y un sufijo indican el número de oxidación.

Ejemplos:	IUPAC	CLÁSICA
Cl <sub>2</sub> O	monóxido de dicloro	óxido hipocloroso
SO <sub>2</sub>	dióxido de azufre	óxido sulfuroso
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	trióxido de dinitrógeno	óxido nitroso
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentóxido de dinitrógeno	óxido nítrico
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	heptóxido de dicloro	óxido perclórico

Debido a que al combinarse con el oxígeno, la mayoría de los no metales siempre actúan con sus números de oxidación positivos y, la mayoría de ellos tienen más de un número de oxidación, es necesario asignar diferentes categorías a los mismos. Por ejemplo: cloro, bromo y yodo (con números de oxidación +1, +3, +5 y +7), tienen el siguiente esquema:

	<b>+1</b>	<b>+3</b>	<b>+5</b>	<b>+7</b>
	hipo - oso	- oso	- ico	per - ico
<b>Para los que tienen +4 y +6:</b>		<b>+4</b>	<b>+6</b>	
		- oso	- ico	
<b>Para los que tienen +3 y +5</b>		<b>+3</b>	<b>+5</b>	
		- oso	- ico	
<b>Para los que tienen +2 y +4</b>		<b>+2</b>	<b>+4</b>	
		- oso	- ico	

**c. De combinaciones de un metal o de un no metal con hidrógeno: hidruros.**

El hidrógeno con los metales actúa con número de oxidación negativo (por ser un no metal), en cambio con los no metales adquiere número de oxidación positivo (comportándose como si fuera un metal). Así, en estas combinaciones, forma hidruros metálicos y no metálicos.

**EJEMPLOS**

**De hidruros metálicos:**

**IUPAC**

NaH hidruro de sodio  
CaH<sub>2</sub> hidruro de calcio  
CuH hidruro de cobre(I)

**CLÁSICA**

hidruro de sodio  
hidruro de calcio  
hidruro cuproso

**De hidruros no metálicos:**

en su mayoría, todavía se designan por nombres especiales.

**IUPAC**

H<sub>2</sub>O agua  
NH<sub>3</sub> amoníaco  
CH<sub>4</sub> metano  
PH<sub>3</sub> fosfano o fosfina

**CLÁSICA**

Agua  
Amoníaco  
Metano  
fósforo o fosfina

Cuando esto no ocurre, se nombra primero el no metal (con número de oxidación negativo), terminado en **uro** y luego al hidrógeno como si se tratara de un metal.

**IUPAC**

HCl (g) cloruro de hidrógeno  
HF (g) fluoruro de hidrógeno  
H<sub>2</sub>S (g) sulfuro de hidrógeno

**CLÁSICA**

cloruro de hidrógeno  
fluoruro de hidrógeno  
sulfuro de hidrógeno

Cuando los hidruros no metálicos, que originalmente son gases, se encuentran en disolución acuosa (ac), todavía son muy usados los nombres clásicos, formados por la palabra ácido seguida del nombre del no metal terminado en hídrico.

HCl (ac)	ácido clorhídrico
HF (ac)	ácido fluorhídrico
H <sub>2</sub> S (ac)	ácido sulfhídrico

### III - FÓRMULAS Y NOMBRE DE COMPUESTOS CONSTITUIDOS POR MÁS DE DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

**a. Hidróxidos o bases:** desde el punto de vista de su fórmula química, los hidróxidos derivan de la combinación entre un metal y el anión monovalente **OH<sup>-</sup>** (oxidrilo o hidroxilo). Por lo tanto, como un ion se comporta como si fuese un solo átomo (aunque conste de varios), la formulación de los hidróxidos sigue la misma pauta que los compuestos binarios.

En lo que respecta a la nomenclatura, a las palabras **hidróxido de**, sigue el nombre del metal (con el número de oxidación en cifras romanas, si el caso lo requiere)

#### Ejemplos

	IUPAC	CLÁSICA
Ca(OH) <sub>2</sub>	hidróxido de calcio	hidróxido de calcio
Fe(OH) <sub>3</sub>	hidróxido de hierro(III)	hidróxido férrico

**b. Oxoácidos (u oxácidos):** Desde el punto de vista de su fórmula, los oxoácidos son compuestos ternarios constituidos por hidrógeno, por un elemento que actúa como no metal y por oxígeno. Como sabemos, los oxoácidos se originan por la reacción:



Por consiguiente, de la nomenclatura de los óxidos ácidos se pasa a la de los oxoácidos, cambiando simplemente la palabra óxido por la de ácido. Esta nomenclatura resulta tan clara, que la IUPAC admite su utilización.

#### Ejemplos:

	IUPAC	CLÁSICA
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	sulfato (IV) de hidrógeno ó	ácido sulfuroso

	trioxo sulfato de dihidrógeno	
HClO	monoxoclorato de hidrógeno	ácido hipocloroso
HClO <sub>4</sub>	tetraoxoclorato de hidrógeno	ácido perclórico

Ciertos óxidos ácidos admiten la adición de una, dos o tres moléculas de agua, dando lugar a tres ácidos, que se nombran respectivamente con los prefijos **meta-, piro- y orto-**; yuxtapuestos al nombre del ácido.

Por ejemplo, en el ácido ortofosfórico o ácido fosfórico:



**c. Sales:** desde el punto de vista de su fórmula, surgen de la sustitución total (sales neutras) o parcial (sales ácidas) de los hidrógenos de los ácidos por un metal. El nombre de las sales según la nomenclatura clásica termina en:

- **uro** si el ácido acaba en **-hídrico**
- **ato** si el ácido acaba en **-ico**
- **ito** si el ácido acaba en **-oso**

Según el número de átomos de hidrógeno que se sustituyen, los ácidos dan lugar a varios tipos de sales.

#### Ejemplos:

1. Para nombrar el compuesto de fórmula NaClO, debemos considerar primero que el sodio, por ser un metal, actúa sólo con número de oxidación +1 y ClO<sup>-</sup>, es el anión que deriva del HClO, ácido hipocloroso; por lo tanto, sus sales serán hipocloritos. En consecuencia, la sal citada será hipoclorito de sodio.
2. Para escribir la fórmula del carbonato ácido de hierro (III) o carbonato ácido férrico (la IUPAC recomienda decir monohidrógeno-carbonato de hierro(III)) : en primer lugar se escriben el símbolo del hierro y el anión que resulta de sacar un solo hidrógeno a la fórmula del ácido carbónico (que tiene dos). Luego se intercambian sus números de oxidación (Fe)<sub>1</sub> (HCO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

Se suprime el subíndice 1, por lo que queda la fórmula final:



Según IUPAC las sales de los oxoácidos, tienen el mismo esquema de nomenclatura que los oxoácidos

Ejemplos	IUPAC	CLASICA
$\text{SnSO}_3$	sulfato (IV) de estaño (II)	sulfito estannoso
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	nitrato(V) de cobre(II)	nitrato cúprico
$\text{NaHS}$	hidrógeno sulfuro de sodio	sulfuro ácido de sodio
$\text{Cu}(\text{HS})_2$	hidrógeno sulfuro de cobre(II)	sulfuro ácido cúprico
$\text{NaHSO}_3$	hidrógeno sulfato(IV) de sodio	sulfito ácido de sodio
$\text{KH}_2\text{PO}_4$	dihidrógeno fosfato(V) de potasio	fosfato diácido de potasio

**La formulación constituye el lenguaje de la Química**, por lo tanto no es preciso insistir en lo importante que resulta el aprendizaje de la misma.

De ninguna manera debe interpretarse que el objetivo de un curso de Química es aprender a escribir fórmulas correctamente, más bien constituye el punto de partida para adquirir otros conocimientos básicos.

Para escribir la fórmula de sales resulta muy útil hacerlo a partir de los aniones que se originan cuando los ácidos pierden uno o más iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ), a los cuales se les une un metal. Del mismo modo se pueden escribir las fórmulas de ácidos (agregándoles  $\text{H}^+$ ), hidróxidos (a partir del ion hidróxido más el metal correspondiente) y óxidos (a partir del ion óxido más el correspondiente metal o no metal)

Ejemplo:  $\text{Na}_2\text{O}$ . Tiene dos elementos: sodio y oxígeno, por lo tanto debo recurrir a las reglas de nomenclatura para compuestos binarios. Por tener oxígeno y un metal (Na), será un óxido básico. El nombre del compuesto es **óxido de sodio**.

#### Ejercicio N° 1:

Con ayuda de las Tablas y de las reglas de nomenclatura, nombra los siguientes compuestos:

- |                           |                   |                             |                            |                  |                                 |
|---------------------------|-------------------|-----------------------------|----------------------------|------------------|---------------------------------|
| a) $\text{P}_2\text{O}_5$ | b) $\text{NaS}$   | c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | d) $\text{K}_3\text{PO}_4$ | e) $\text{NaCl}$ | f) $\text{AgNO}_2$              |
| g) $\text{NO}_2$          | h) $\text{LiClO}$ | i) $\text{HNO}_3$           | j) $\text{Cl}_2\text{O}_3$ | k) $\text{CO}$   | l) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ |

#### Ejercicio N° 2:

Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

- |                          |                        |                       |
|--------------------------|------------------------|-----------------------|
| a) Óxido de cesio        | b) Óxido de berilio    | c) Óxido de oro (III) |
| d) Óxido de mercurio (I) | e) Óxido de plomo (IV) |                       |

*Ejercicio N° 3: Nombre con prefijos orto-, meta- y piro- a los siguientes ácidos:*

- a)  $\text{HPO}_2$ , b)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , c)  $\text{HPO}_3$ , d)  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , e)  $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ , f)  $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$

*Ejercicio N° 4:*

Escriba la fórmula química de un compuesto binario formado por un anión poliatómico, cuyo número de oxidación sea  $1^-$ , con un catión monoatómico de número de oxidación  $3^+$ .

*Ejercicio N° 5:*

Escriba la fórmula química de los siguientes compuestos:

- |                                |                            |
|--------------------------------|----------------------------|
| a) sulfuro de cadmio           | b) bromuro de hierro (III) |
| c) óxido cloroso               | d) nitrato de cobre (II)   |
| e) hidróxido de manganeso (II) | f) ácido sulfuroso         |
| g) ácido sulfhídrico           |                            |

*Ejercicio N° 6:*

Nombre a las siguientes sales:

- |                                 |                               |                                |
|---------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|
| a) $\text{FeBr}_3$              | b) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | c) $\text{Ag}_2\text{S}$       |
| d) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ | e) $\text{AuF}_3$             | f) $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ |

*Ejercicio N° 7:*

Escriba la fórmula química y nombre según IUPAC a:

- cuatro óxidos ácidos
- cuatro óxidos básicos
- cuatro oxácidos
- cuatro hidróxidos
- cuatro haluros
- cuatro hidruros metálicos
- cuatro hidruros no metálicos cuatro haluros

## TEMA V

### REACCIONES QUÍMICAS

Ya hemos visto que las acciones mecánicas y los cambios de estado no modifican la composición química de las sustancias. En otras experiencias, por el contrario, hay transformaciones notables: las sustancias iniciales desaparecen gradualmente, mientras que, simultáneamente, se obtienen otras.

Por ejemplo: el hierro expuesto al aire húmedo, pierde sus propiedades metálicas y se transforma en un polvo pardo amarillento: óxido de hierro (III).



Cuando se calienta óxido de mercurio (polvo rojizo), se observa la formación de gotas plateadas de mercurio y el desprendimiento de un gas incoloro: oxígeno.



Cuando circula corriente eléctrica a través del agua, se generan dos gases: hidrógeno y oxígeno, que pueden recogerse mediante un equipo apropiado.



En estas experiencias las sustancias iniciales: los **reactivos**, se han convertido en otras: los **productos**. Estas transformaciones son de carácter químico y se denominan **reacciones químicas**, o más simplemente **reacciones**.

Una reacción química (o cambio químico), es un **proceso en el que, a partir de una o más sustancias se originan otra u otras diferentes de las iniciales**

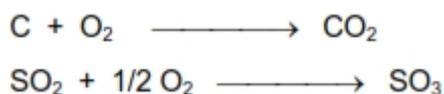
### TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es un proceso en el que a partir de una o más sustancias, se originan otra u otras diferentes de las iniciales.

La mayor parte de las reacciones químicas corresponden a uno de los tipos siguientes:

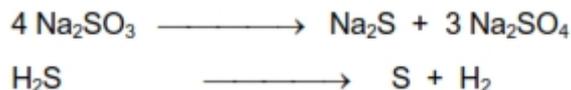
**a) Síntesis:** es la combinación entre dos o más sustancias para obtener un único compuesto. Estas dos sustancias pueden ser dos elementos, un elemento y un compuesto o dos compuestos.

**Ejemplos:**



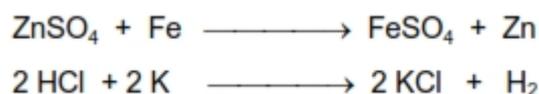
**b) Descomposición:** es la formación de dos o más sustancias a partir de un solo compuesto. Se pueden considerar opuestas a las anteriores. La descomposición puede lograrse mediante el aporte de algún tipo de energía, como la térmica, la eléctrica, etc.

**Ejemplos:**



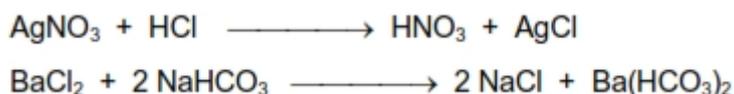
**c) Desplazamiento o sustitución:** es la reacción que se produce entre un compuesto y un elemento, uniéndose éste al compuesto y liberándose un elemento que formaba parte de él siendo, por tanto, desplazado.

**Ejemplos:**



**d) Doble intercambio o doble sustitución:** en este tipo de reacciones se intercambian los átomos de dos compuestos reaccionantes para formar dos nuevos compuestos..

**Ejemplos:**



**e) Reagrupamiento interno o cambio isomérico:** es la transformación de un compuesto en otro, manteniéndose el mismo número de átomos en el producto.

**Ejemplo:**



## ESCRITURA Y AJUSTE DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Cuando transcurre una reacción química, los materiales de partida, llamados **reactivos**, se transforman en otras sustancias, llamadas **productos**. Una reacción se puede describir por palabras, pero es más conveniente representarla por medio de una ecuación química. Las fórmulas de los reactivos aparecen a la izquierda de la ecuación química, y se separan por una flecha de las fórmulas de los productos, que se escriben a la derecha. Si la ecuación está ajustada, hay el mismo número de átomos de un elemento en cada lado de la ecuación.



Las sustancias **A y B** se denominan sustancias reaccionantes y a las sustancias **C y D**, productos de la reacción.

Existe cierta tendencia a creer que escribir una ecuación química es un proceso simple y mecánico. Nada más alejado de la realidad. Hay un punto que generalmente no se tiene en cuenta:

no se puede escribir una ecuación química, a menos que se sepa qué es lo que ocurre en la reacción. Todos los reactivos y productos deben estar identificados. Por otro lado se deben conocer sus fórmulas y estado físico.

Para ilustrar cómo se llega a la ecuación ajustada, consideremos la reacción que ocurre en la propulsión de un cohete. Los materiales de partida o reactivos son dos líquidos: hidracina ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) y tetróxido de dinitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ); los productos son nitrógeno gaseoso ( $\text{N}_2$ ) y agua líquida. Para escribir la ecuación ajustada de esta reacción procedemos como sigue:

**1. Escribir la ecuación sin ajustar.** En este caso, las fórmulas de los reactivos se ponen a la izquierda, y las de los productos, a la derecha. Ambos se separan por una flecha.



**2. Balance de la ecuación.** Se trata de que esté conforme con la ley de conservación de la masa, lo que requiere que haya el mismo número de átomos de cada elemento en cada miembro de la ecuación. Para empezar, ponemos un coeficiente 4 al  $\text{H}_2\text{O}$ , con lo que tenemos 4 átomos de oxígeno en cada lado:



Consideremos ahora los átomos de hidrógeno. Hay  $4 \times 2 = 8$  átomos de hidrógeno a la derecha. Para tener 8 átomos de H a la izquierda, le colocamos un coeficiente 2 al  $\text{N}_2\text{H}_4$ .



Consideremos por último al nitrógeno. En total hay  $(2 \times 2) + 2 = 6$  átomos de nitrógeno a la izquierda. Para ajustar el nitrógeno colocamos un 3 de coeficiente al  $\text{N}_2$ .



**2. Indicar el estado físico de los reactivos y productos.** Esto se hace usando:

- (g) para sustancias en estado gaseoso
- (s) para sólidos
- (l) para líquidos puros
- (ac) para una sustancia disuelta en agua En este caso, la ecuación final es:



Hay dos puntos que deben resaltarse en relación con el ajuste de esta ecuación y que son válidos para el ajuste de **todas las ecuaciones**:

**a. Las ecuaciones se ajustan a partir de los coeficientes de las fórmulas químicas, nunca cambiando los subíndices en las mismas.** Para ajustar el nitrógeno hemos escrito  $3 \text{N}_2$ , lo que quiere decir que hay tres moléculas de  $\text{N}_2$ . También podríamos haber colocado 6 átomos de nitrógeno escribiendo  $\text{N}_6$ , pero esto es absurdo de acuerdo con la atomicidad, ya que el nitrógeno natural existe como una molécula diatómica,  $\text{N}_2$ , no existiendo una molécula  $\text{N}_6$ .

b. Para ajustar una ecuación, lo mejor es empezar por un elemento que aparezca solo en una especie a cada lado de la ecuación. En este caso podríamos haber empezado por oxígeno o hidrógeno. La elección del nitrógeno no hubiese sido muy buena, ya que hay átomos de nitrógeno en ambas moléculas de reactivos:  $\text{N}_2\text{H}_4$  y  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

*Ejemplo: escriba la ecuación ajustada para la reacción entre: a) litio y azufre; b) bismuto y flúor*

**Solución:**

a) la fórmula es  $\text{Li}_2\text{S}$ . La reacción sin ajustar es:



Para ajustar los átomos de litio, es necesario agregar un coeficiente de 2 en el Li.



Incluyendo los estados físicos, se obtiene:



b) la fórmula del fluoruro de bismuto es  $\text{BiF}_3$ . La ecuación sin ajustar es:



y la ecuación final ajustada:



Cada una de las reacciones vistas en el ejemplo anterior, incluyen una transferencia de electrones desde los átomos metálicos a los no metálicos. Consideremos lo que ocurre por ejemplo, en la reacción entre litio y azufre de la que se deriva la ecuación final ajustada:



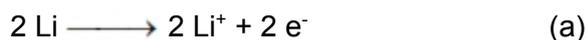
En esta reacción, los átomos de litio ceden electrones para convertirse en iones  $\text{Li}^+$ :



Los electrones cedidos por los átomos de litio son tomados por las moléculas de azufre para dar iones  $\text{S}^{2-}$ :



El producto, sulfuro de litio, consta de iones  $\text{Li}^+$  y  $\text{S}^{2-}$  en una relación 2:1, necesaria para la electroneutralidad. La reacción final, es la suma de las dos hemirreacciones o semirreacciones mostradas:



Una hemirreacción como la (a), en la que los electrones son cedidos o "perdidos" por una especie química, se conoce como una **oxidación**. Podemos decir que los átomos de litio, al ceder electrones y transformarse en iones  $\text{Li}^+$ , **se oxidan**.

Una hemirreacción como la (b) en la que los electrones son aceptados o "ganados" por una especie química, se conoce como una **reducción**. Se dice que el azufre al convertirse en iones  $\text{S}^{2-}$ , **gana electrones** o es **reducido**. Una reacción como la (c), en la que hay transferencia de electrones de una especie química a otra (por ejemplo, desde los átomos de litio a las moléculas de S), se conoce como una reacción de **oxidación-reducción** o una reacción **redox**.

Todas las reacciones redox tienen una característica común: **en la reacción total no hay ganancia ni pérdida de electrones**. También podemos decir que el número de electrones ganados por la especie que se reduce, es igual al número de electrones perdido por la especie que se oxida.

### Ejercicio:

En las siguientes reacciones de óxido-reducción, señale el número de oxidación de cada elemento e identifique a los que cambian su número de oxidación:



## REACCIONES DE FORMACIÓN DE COMPUESTOS

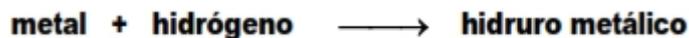
Cuando dos o más sustancias reaccionan químicamente para formar otra u otras sustancias, la nueva especie química representa una unidad independiente. A fin de comprender más acabadamente la nomenclatura química, es conveniente que veamos de qué manera se forman los distintos compuestos inorgánicos: hidruros, óxidos, ácidos, bases y sales.

Para explicar de qué manera se forman estos compuestos veremos qué es lo que ocurre cuando los distintos elementos reaccionan con hidrógeno y oxígeno, para dar hidruros y óxidos. Posteriormente, se entenderá cómo a partir de su combinación con agua forman ácidos y bases, los que cuando reaccionan entre sí dan lugar a la formación de sales.

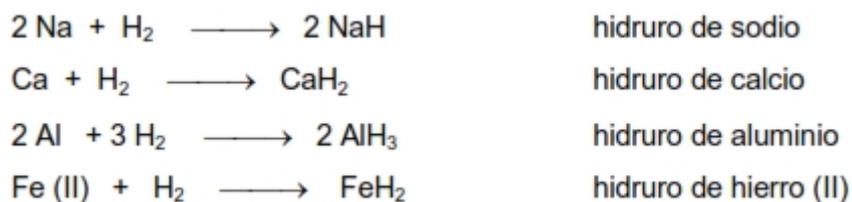
## A -FORMACIÓN DE HIDRUIROS

### A1- HIDRUIROS METÁLICOS:

en este caso el hidrógeno actúa con número de oxidación -1, lo cual representa una excepción ya que en los demás compuestos siempre tiene número de oxidación +1.



*Ejemplos:*

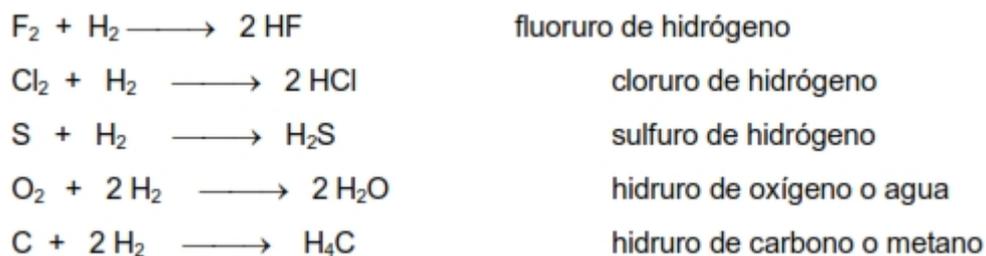


### A2- HIDRUIROS NO METÁLICOS:

en ellos, el hidrógeno actúa con número de oxidación +1.

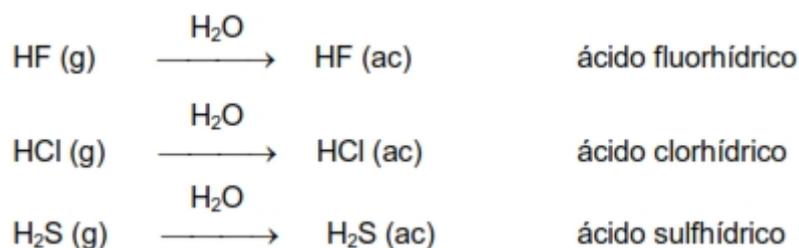


*Ejemplo:*



Los hidruos no metálicos forman un grupo particular de compuestos en cuanto a sus propiedades ácido-base. Por ejemplo, cuando se disuelven en agua los halógenos (F, Cl, Br, I) todos con número de oxidación -1 y el S, Se y Te (con número de oxidación -2) forman soluciones ácidas. Por eso estos hidruos se consideran formadores de ácidos.

Los ácidos formados por un no metal e hidrógeno se denominan hidrácidos.



El agua, en la cual el oxígeno actúa con número de oxidación -2, tiene carácter anfótero: puede actuar como ácido o como base. El amoníaco, molécula en la que el nitrógeno tiene número de oxidación -3, cuando se disuelve en agua tiene carácter básico, ya que forma en solución  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

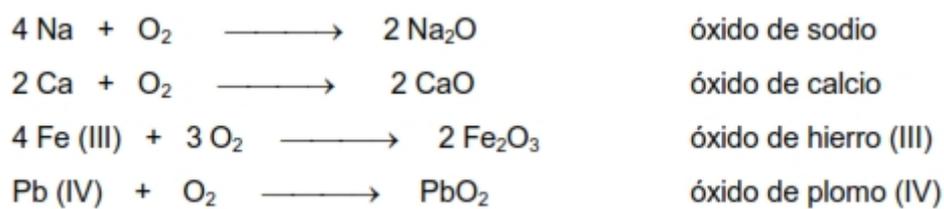
## B - FORMACIÓN DE ÓXIDOS

### B1 - ÓXIDOS BÁSICOS:

son los que se forman a partir de la reacción de un metal con oxígeno. Se denominan así porque al combinarse con agua forman bases o hidróxidos. En este tipo de compuestos el oxígeno tiene número de oxidación -2, y en la mayoría de ellos, por ser compuestos iónicos, el oxígeno tiene carga -2.

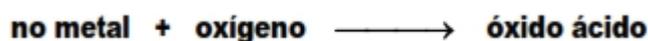


*Ejemplos:*



### B2 - OXIDOS ÁCIDOS:

se forman a partir de la reacción de un no metal con oxígeno. En estos compuestos los no metales siempre tienen números de oxidación positivos debido a que el oxígeno es más electronegativo que ellos y actúa con número de oxidación -2.



Debido a que los no metales presentan varios números de oxidación positivos, para la nomenclatura de los óxidos ácidos (formadores de ácidos) también se utiliza la nomenclatura clásica, fundamentalmente porque los ácidos siguen denominándose según la nomenclatura clásica. Por ejemplo: ácidos sulfúrico, nítrico, perclórico. Por otra parte, es necesario emplear reglas de nomenclatura química para referirnos a cada uno de esos estados de oxidación.

Por ejemplo: cloro, bromo y yodo (con números de oxidación +1, +3, +5 y +7), tienen el siguiente esquema:



En las reacciones de formación de estos óxidos se cumple para todos lo que ejemplificamos con el cloro:

		CLÁSICA	IUPAC
$\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{Cl}_2\text{O}$	óxido hipocloroso	monóxido de dicloro
$\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{Cl}_2\text{O}_3$	óxido cloroso	trióxido de dicloro
$\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{Cl}_2\text{O}_5$	óxido clórico	pentóxido de dicloro
$\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	óxido perclórico	heptóxido de dicloro

Para los que tienen +4 y +6:

		<b>4</b> <b>-oso</b>	<b>6</b> <b>-ico</b>		
				CLÁSICA	IUPAC
$\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{SO}_2$			óxido sulfuroso	dióxido de azufre
$\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{SO}_3$			óxido sulfúrico	trióxido de azufre

Para los que tienen +3 y +5

		<b>3</b> <b>-oso</b>	<b>5</b> <b>-ico</b>		
				CLÁSICA	IUPAC
$\text{N}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{N}_2\text{O}_3$			óxido nitroso	trióxido de dinitrógeno
$\text{N}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{N}_2\text{O}_5$			óxido nítrico	pentóxido de dinitrógeno

Debe señalarse que el nitrógeno representa un caso especial en cuanto a la posibilidad de formación de óxidos, ya que forma distintos óxidos actuando con todos los números de oxidación (+1, +2, +3, +4 y +5). Sin embargo sólo forma ácidos a partir de aquellos óxidos en los que el N tiene números de oxidación +3 y +5 (óxidos nitroso y nítrico). Pero, para confundir más la cuestión, vulgarmente también se denominan óxidos nitroso y nítrico a otros óxidos del nitrógeno que no son formadores de ácidos y que tienen números de oxidación +1 y +2. Ambos son importantes contaminantes del aire ( $\text{N}_2\text{O}$ : óxido nitroso y  $\text{NO}$ : óxido nítrico). Sin embargo por ahora no nos ocuparemos de estos óxidos a fin de evitar confusiones en la nomenclatura de los ácidos.

Para los que tienen +2 y +4

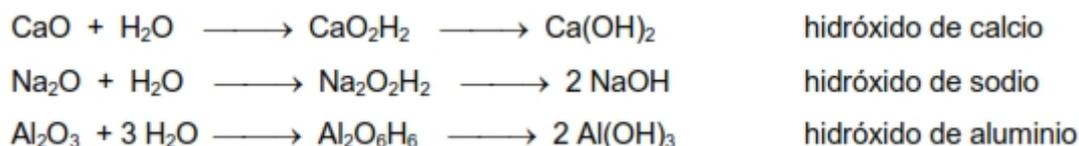
		<b>2</b> <b>-oso</b>	<b>4</b> <b>-ico</b>		
				CLÁSICA	IUPAC
$\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{CO}$			óxido carbonoso	monóxido de carbono
$\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow$	$\text{CO}_2$			óxido carbónico	dióxido de carbono

## C - FORMACIÓN DE BASES O HIDRÓXIDOS:

resultan de la combinación de un óxido básico con agua. Los hidróxidos son compuestos ternarios ya que tienen tres tipos de átomos: metal, hidrógeno y oxígeno. Se caracterizan por tener un ion oxhidrilo ( $\text{OH}^-$ ), monovalente y negativo.



*Ejemplos:*



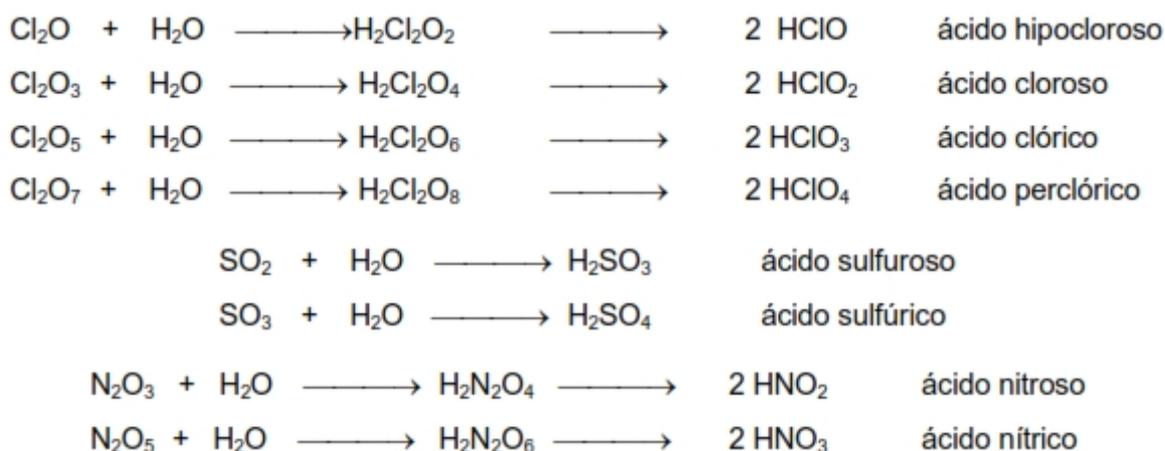
Para escribir las fórmulas de los hidróxidos resulta más conveniente hacerlo a partir del ion  $\text{OH}^-$  monovalente. Para esto se intercambia la carga del mismo con la carga del catión metálico.

## D - FORMACIÓN DE ÁCIDOS: OXOÁCIDOS

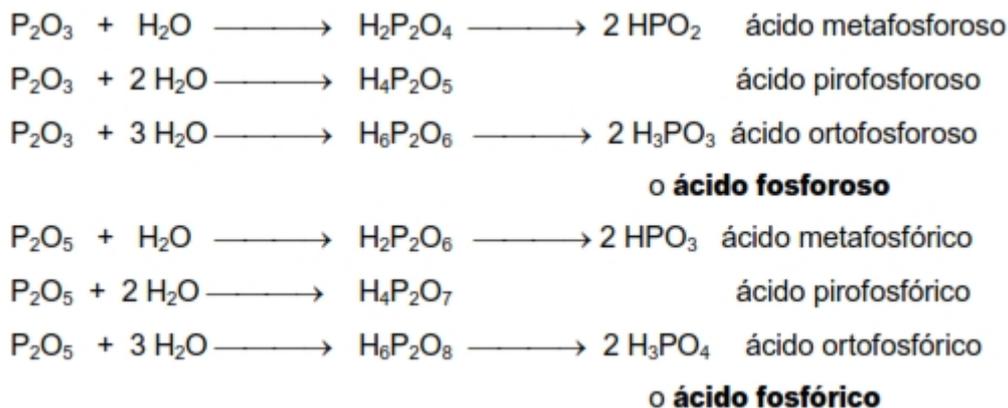
Se forman a partir de la reacción entre un óxido ácido y agua. La nomenclatura es similar a la de los óxidos ácidos (clásica) pero se antepone la palabra “ácido”. Generalmente se forman por la combinación de una molécula del óxido ácido con una molécula de agua, sin embargo existen excepciones como ocurre con los ácidos del fósforo y con los demás elementos del mismo grupo (As, Bi, Sb) en los que los óxidos se combinan con una y hasta tres moléculas de agua.



*Ejemplos:*



Para los oxoácidos del fósforo

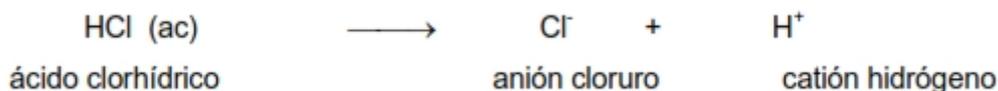


### E - FORMACIÓN DE SALES:

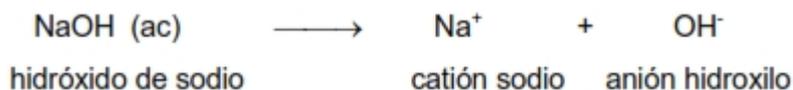
como regla general puede decirse que toda reacción entre un ácido y una base da como productos una sal más agua. Sin embargo debemos distinguir entre los distintos tipos de ácidos (hidrácidos y oxoácidos) a fin de determinar el tipo de sal que se forma.



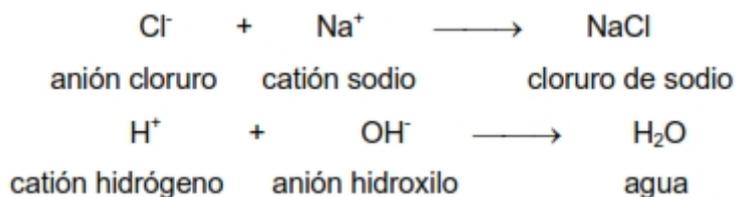
La formación de las sales (que son compuestos iónicos), puede explicarse debido a que los ácidos pierden iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) cuando se disuelven en agua y de este modo forman aniones.



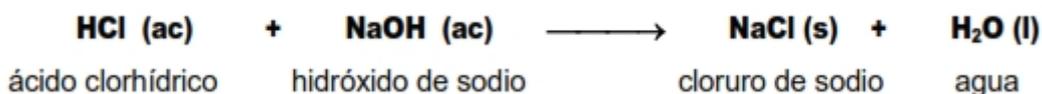
Las bases o hidróxidos, cuando se disuelven en agua se separan en iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) y cationes metálicos, los que formaban ese compuesto.



De esta manera cuando reaccionan en disolución un ácido y una base, los cationes y aniones se unen por interacción iónica y forman una sal. Los iones hidrógeno con los iones hidroxilo se unen para formar moléculas de agua.

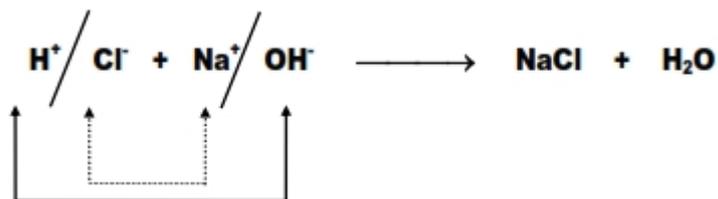


La reacción completa puede escribirse como:

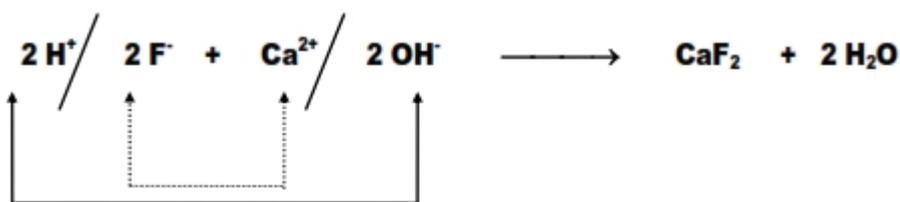


Estas reacciones se conocen como “**reacciones de neutralización**”

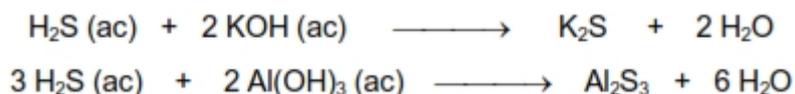
En la reacción:



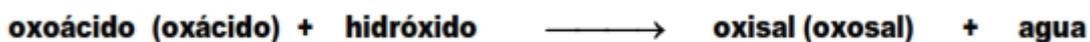
Otros ejemplos de formación de este tipo de sales son:



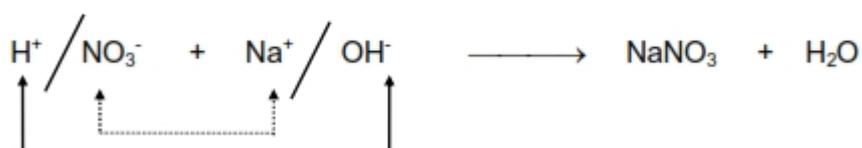
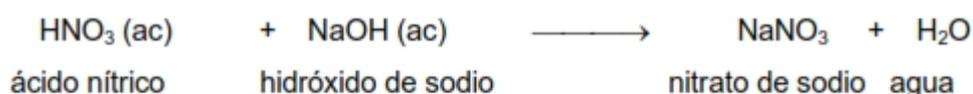
Debe notarse que en la formación de la sal se intercambian las cargas del catión y del anión, para que de este modo el producto formado (sal) sea eléctricamente neutro.



En el caso de los oxoácidos, cuando pierden uno o más iones hidrógeno forman oxoaniones. Estos oxoaniones cuando se unen a un metal dan oxisales. Por este motivo, cuando reacciona un oxoácido con un hidróxido para formar la sal correspondiente más agua, debemos saber no sólo el nombre del ácido inicial sino también si en la reacción, el mismo pierde todos o algunos de los átomos de hidrógeno que contenía.



*Ejemplo:*



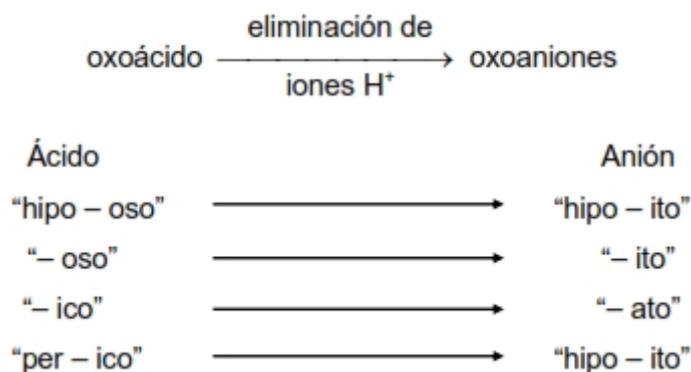
Para la nomenclatura de las oxisales (que llevan el nombre del oxoanión proveniente del oxoácido, más el del metal proveniente del hidróxido) deben tenerse en cuenta los nombres de los ácidos de los cuales derivan. Como se vio anteriormente, a partir del oxoácido se formará un oxoanión por pérdida de uno o más de los iones hidrógeno que contenía.

Las reglas para nombrar los aniones de los oxoácidos son las siguientes:

- Cuando todos los iones hidrógeno se han eliminado de un ácido que terminaba en "oso", el nombre del anión termina en "ito". Así a partir del HNO<sub>2</sub> (ácido nitroso), el anión derivado NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, se llama nitrito.
- Cuando todos los iones hidrógeno se han eliminado de un ácido que terminaba en "ico", el nombre del anión termina en "ato". Así a partir del HNO<sub>3</sub> (ácido nítrico), el anión derivado NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, se llama nitrato.
- Los nombres de los aniones en los cuales se han perdido uno o más iones hidrógeno pero no todos, deberán indicar el número de iones H presentes. Por ejemplo, si se consideran los aniones derivados del ácido fosfórico:

H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	ácido fosfórico
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	fosfato diácido
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	fosfato monoácido o fosfato ácido
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	fosfato

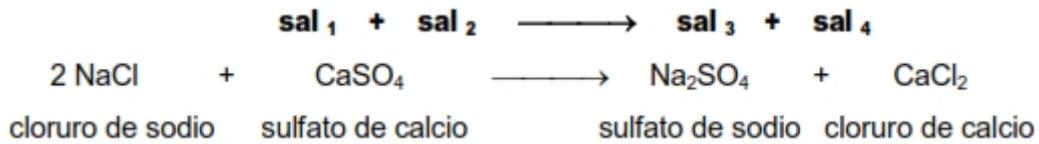
Debe notarse que el prefijo "mono" puede omitirse cuando sólo hay un H en el anión. La figura siguiente resume la nomenclatura de los oxoácidos y sus oxoaniones: eliminación de



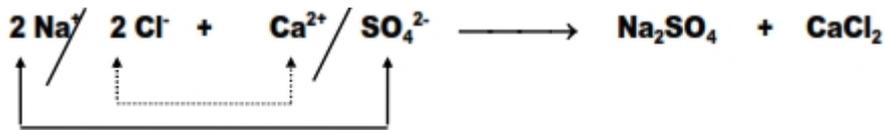
En la tabla que se muestra a continuación, se presentan los nombres de los oxoácidos y oxoaniones que contienen cloro:

Acido	Anión
HClO (ácido hipocloroso)	ClO <sup>-</sup> (hipoclorito)
HClO <sub>2</sub> (ácido cloroso)	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (clorito)
HClO <sub>3</sub> (ácido clórico)	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (clorato)
HClO <sub>4</sub> (ácido perclórico)	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (perclorato)

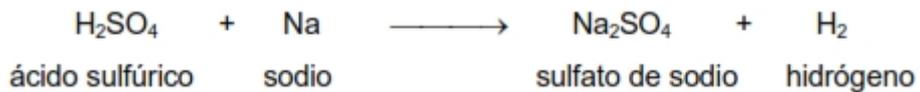
Cuando reaccionan dos sales, el producto son dos sales diferentes a las iniciales, formadas a partir de una reacción de doble sustitución:



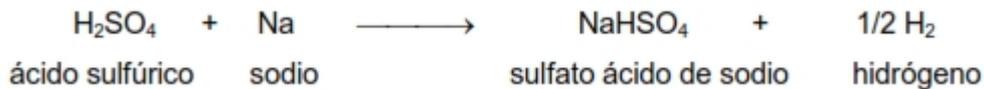
Debido a que esta es también una reacción de doble sustitución:



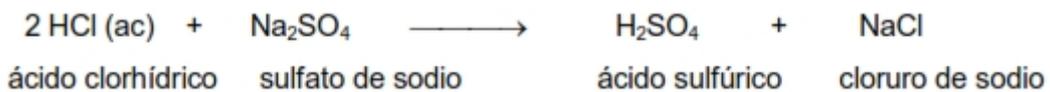
También pueden formarse sales a partir de la reacción entre un ácido y un metal con desprendimiento de hidrógeno gaseoso, en una reacción de sustitución simple:



Cuando la neutralización del ácido no es total, éste no pierde todos sus iones H<sup>+</sup>:

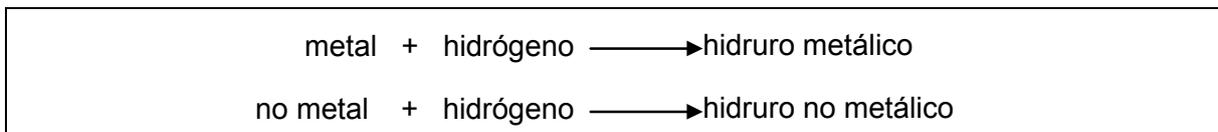


Del mismo modo una sal puede formarse por reacción entre un ácido y otra sal:

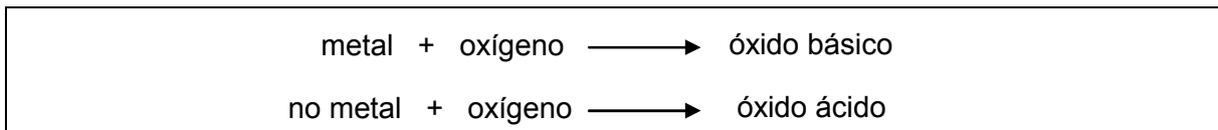


Las reacciones vistas anteriormente pueden resumirse en los siguientes cuadros:

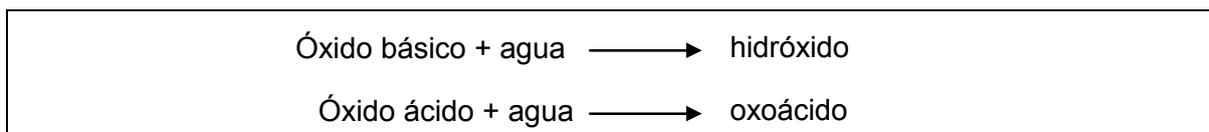
1. Reacción de metales y no metales con hidrógeno: formación de hidruros



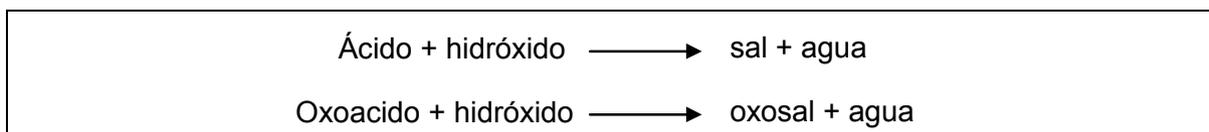
2. Reacción de metales y no metales con oxígeno: formación de óxidos



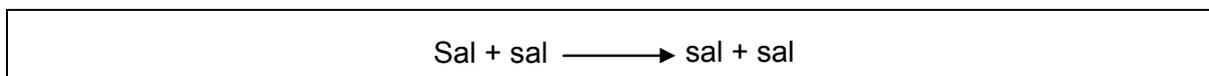
## 3. Reacción de óxidos con agua: formación de hidróxidos (bases) y oxoácidos



## 4. Reacción entre hidróxidos y ácidos: formación de sales



## 5. Reacción entre sales: formación de nuevas sales



## RELACIONES DE MASA EN LAS REACCIONES

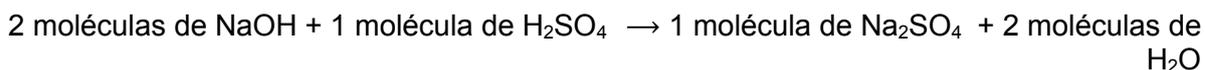
Uno de los usos principales de las ecuaciones químicas ajustadas es poder relacionar las masas de reactivos y productos de una reacción. Se puede utilizar una ecuación ajustada para calcular la cantidad necesaria de un reactivo, y la cantidad de producto que se va a formar, si se conoce la cantidad de otro de los reactivos. Los cálculos de este tipo se basan en un principio muy importante:

Los **coeficientes** de una ecuación ajustada **representan el número de moles** de los reactivos y productos

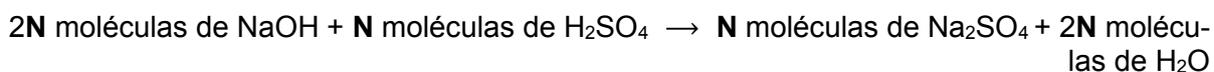
Para comprobar esto consideremos la reacción entre NaOH y H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:



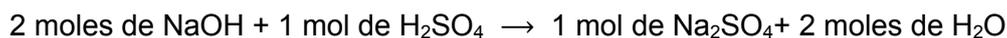
Los coeficientes de esta ecuación representan los números de moles, es decir:



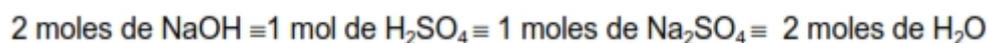
Sin embargo, una ecuación química no se altera si se multiplican sus coeficientes por el mismo número. El número puede ser 2,5 o cualquier otro; en particular, **N**, el **número de Avogadro**:



Como vimos anteriormente, un mol representa un número de Avogadro de unidades. Por lo tanto, podemos escribir:



que es la relación que queríamos demostrar. Desde un punto de vista algo diferente, también podemos decir que en esta ecuación:



donde el símbolo  $\equiv$  quiere decir que las cantidades relacionadas son químicamente equivalentes en la reacción.

### Ejemplo:

Para la reacción:

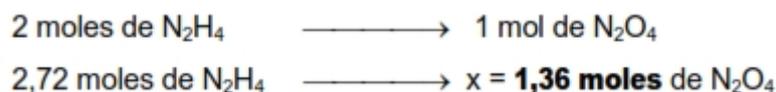


Calcule:

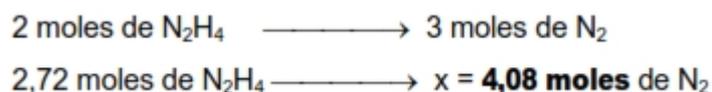
- el número de moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  necesarios para reaccionar con 2,72 moles de  $\text{N}_2\text{H}_4$ .
- el número de moles de  $\text{N}_2$  producidos por 2,72 moles de  $\text{N}_2\text{H}_4$ .

### Solución:

a) A partir de la ecuación ajustada:



b) En este caso:



### Ejercicio N° 1:

¿Cuántos moles de  $\text{AlI}_3$  se obtienen a partir de 1,68 moles de  $\text{I}_2$  en la reacción entre el aluminio y el yodo? La ecuación sin ajustar es:



La aproximación seguida en el ejemplo anterior se puede extender fácilmente a reacciones que incluyen la masa en gramos de los reactivos y productos. Para ello se debe transformar moles en gramos, conociendo el peso molecular de las sustancias implicadas. De esta manera es posible usar los coeficientes de una ecuación ajustada para relacionar:

- moles de una sustancia con gramos de otra

- gramos de una sustancia con gramos de otra

### Ejercicio N° 2:

El amoníaco usado para preparar fertilizantes, se obtiene haciendo reaccionar el nitrógeno del aire con hidrógeno. La ecuación ajustada es:



Calcular:

- la masa en gramos de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , formada a partir de 1,34 moles de  $\text{N}_2$ .
- la masa en gramos de  $\text{N}_2$  necesaria para formar 1,00 kg de  $\text{NH}_3$ .
- el número de moléculas de  $\text{H}_2$  necesario para reaccionar con 6,00 g de  $\text{N}_2$ .
- el volumen de  $\text{H}_2$  (en CN de presión y temperatura) necesario para obtener 100,0 g de  $\text{NH}_3$ .
- los moles de  $\text{H}_2$  y  $\text{N}_2$  que deben reaccionar para obtener 112,0 L de  $\text{NH}_3$  en CN.

Cálculos como los que aparecen en los ejercicios vistos recientemente, son comunes en química. El camino a seguir depende de las cantidades que necesite relacionar, pero siempre **el primer paso corresponde a verificar si la ecuación está ajustada**.

1. Para relacionar moles de una sustancia, A, con moles de otra sustancia, B, se trabaja directamente con los coeficientes de la reacción ajustada. El factor de conversión necesario se obtiene de la relación:

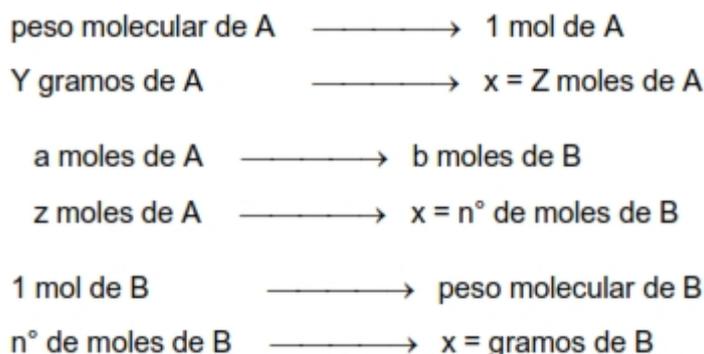
$$a \text{ moles de A} \equiv b \text{ moles de B}$$

donde a y b son los coeficientes de A y B, respectivamente, en la ecuación ajustada.

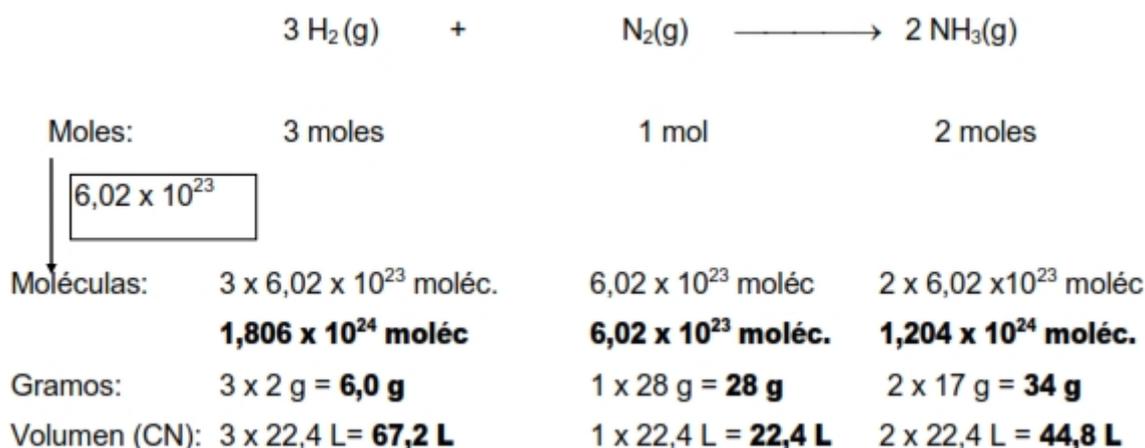
2. Para relacionar gramos de A con moles de B, o viceversa, se requieren dos conversiones sucesivas. Una incluye los coeficientes de la reacción ajustada como en 1. La otra es necesaria para relacionar moles con gramos, por medio del peso molecular.

$$\begin{array}{l} \text{peso molecular de A} \longrightarrow 1 \text{ mol de A} \\ \text{Y gramos de A} \longrightarrow x = Z \text{ moles de A} \\ \\ a \text{ moles de A} \longrightarrow b \text{ moles de B} \\ z \text{ moles de A} \longrightarrow x = n^\circ \text{ de moles de B} \end{array}$$

3. Para relacionar gramos de A con gramos de B se necesita realizar tres conversiones. En primer lugar, se transforma en moles de A; a continuación, en moles de B (haciendo uso de los coeficientes de la ecuación ajustada), y finalmente, en gramos de B.



Para una ecuación química pueden calcularse también los litros de gases que reaccionan en CN de presión y temperatura y del mismo modo, el número de moléculas, a partir del número de Avogadro. De este modo planteando todas las relaciones posibles en una ecuación ajustada estequiométricamente podremos relacionar entre sí a las distintas unidades, tal como se esquematiza en el siguiente ejemplo:



## REACTIVO LIMITANTE

Cuando un ingeniero químico efectúa una reacción en el laboratorio, los reactivos comúnmente no están presentes en las **cantidades estequiométricas** exactas, esto es, en las proporciones indicadas en la ecuación química balanceada. El reactivo que se consume primero en la reacción se llama **reactivo limitante**, dado que la máxima cantidad de producto formado depende de la cantidad presente del reactivo que se consume primero. Cuando se acaba este reactivo, no se puede formar más producto. Los *otros reactivos, presentes en cantidades mayores que las requeridas para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante*, quedarán sin reaccionar y se llaman **reactivos en exceso**.

*Ejemplo:*

Cuando se calientan los elementos yodo y aluminio, reaccionan para dar un compuesto: el yoduro de aluminio. La ecuación ajustada es:



Los coeficientes de esta reacción nos indican los números relativos de moles de reactivos y productos: dos moles de Al (54,0 g de Al) reaccionan exactamente con tres moles de I<sub>2</sub> (761,4 g de I<sub>2</sub>) para dar dos moles de AlI<sub>3</sub> (815,4 g de AlI<sub>3</sub>). Si se mezclan el aluminio y el yodo en la relación molar 2:3, es de esperar que ambos reactivos se consuman completamente para dar dos moles de yoduro de aluminio.

En general, en el laboratorio, los reactivos no se mezclan en la relación exacta necesaria para la reacción, sino que uno de los reactivos se usa en exceso, generalmente el más barato, para asegurarnos que la reacción ocurrió completamente. Por ejemplo, podríamos haber mezclado 3,00 moles de Al, con 3,00 moles de I<sub>2</sub>, en cuyo caso el Al estaría en exceso, ya que solo necesitamos 2,00 moles de Al para que reaccionen con 3,00 moles de I<sub>2</sub>. Después de efectuada la reacción, es de esperar que quede un mol de Al en exceso:

Exceso de Al = 3,0 moles presentes inicialmente - 2,0 moles consumidos en la reacción = 1,0 moles

Los 3,00 moles de I<sub>2</sub> se deberían haber gastado por completo para dar 2,00 moles de AlI<sub>3</sub>. Después de concluida la reacción, el sólido obtenido será una mezcla de producto: 2 moles de AlI<sub>3</sub> (815,4 g de AlI<sub>3</sub>) y 1,00 moles de Al sin reaccionar (27,0 g de Al).

En estas situaciones se debe distinguir entre reactivo en exceso (Al) y **reactivo limitante**. La cantidad de producto formado está determinada (limitada) por la cantidad de reactivo limitante (el que está en menor cantidad). Con 3,00 moles de I<sub>2</sub>, no se pueden obtener más de dos moles de AlI<sub>3</sub>, sea cual sea el exceso de Al que tengamos.

En los cálculos estequiométricos que incluyen reactivos limitantes, el primer paso es determinar cuál es el reactivo limitante. Después que el reactivo limitante ha sido identificado, el resto del problema se puede resolver como se ha indicado en el tema anterior, calculando las relaciones de masa entre reactivos y productos. Debe tenerse en cuenta que en estos ejercicios del reactivo que esté en exceso reaccionará sólo una parte de la cantidad inicial, la correspondiente a su relación estequiométrica en la reacción química ajustada.

En la práctica, los químicos por lo general eligen la sustancia más cara como reactivo limitante porque quieren asegurarse de que todo o su gran mayoría sea consumido en la reacción. A menudo es difícil o costoso recuperar el (los) reactivo (s) en exceso; no obstante, en muchos procesos industriales pueden reciclarse los reactivos en exceso.

## RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES

115

La *cantidad de reactivo limitante* presente al inicio de una reacción determina *la cantidad de producto que se puede obtener en esa reacción*. Esta cantidad se llama **rendimiento de la reacción**. Hay tres tipos de rendimientos relacionados con el estudio cuantitativo de las reacciones químicas:

a. **Rendimiento teórico** de una reacción: es la cantidad del producto que se predice se obtendrá mediante la ecuación balanceada, cuando ha reaccionado todo el reactivo limitante.

El rendimiento teórico es, entonces, el *rendimiento máximo* que se puede obtener.

**b. Rendimiento real** de una reacción: es la cantidad de producto que se obtiene en la práctica. Es casi siempre inferior al rendimiento teórico y existen varias razones para ello. Por ejemplo, muchas reacciones son reversibles, por lo que no ocurren en un 100 % de izquierda a derecha. Otras veces, aun cuando la reacción sea 100 % completa, es muy difícil recuperar todo el producto del medio de reacción (por ejemplo, de una disolución acuosa). Otra causa es que algunas reacciones son complejas debido a que los productos formados pueden reaccionar entre sí o con los reactivos para dar lugar a otros productos. Así, estas reacciones posteriores reducen el rendimiento de la primera reacción.

**c. Rendimiento porcentual** (% de rendimiento): es el término más empleado por los químicos y el mismo describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico. Se define como:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Los rendimientos porcentuales pueden variar dentro de una fracción de 1% hasta el 100%. Una meta importante para los químicos, es la optimización del rendimiento porcentual del producto de una reacción.

*Ejemplo:*

Si se mezclan 3,0 moles de  $I_2$  con exceso de Al, los coeficientes de la ecuación nos dicen que el rendimiento teórico del  $AlI_3$  es de 2,0 moles. A veces se dan las cantidades de dos reactivos diferentes y se pide que calculemos el reactivo limitante y el rendimiento teórico de la reacción. Para ello es conveniente usar un método sistemático, que consta de tres etapas:

1. Se calcula la cantidad de producto que se formaría si el primer reactivo se consumiera completamente.
2. Se repiten los cálculos para el segundo reactivo, es decir, se calcula cuánto producto se formaría si se consumiese todo el segundo reactivo.
3. Se elige la menor de las dos cantidades de 1 y 2. Esto es el rendimiento teórico de la reacción para formar el o los productos, y el reactivo que da la menor cantidad es el reactivo limitante. El otro reactivo está en exceso, y sólo se ha consumido una parte de él.

*Ejemplo:*

Consideremos la reacción:

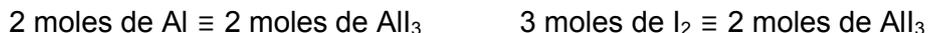


Calcular el reactivo limitante y el rendimiento teórico de la reacción si partimos de:

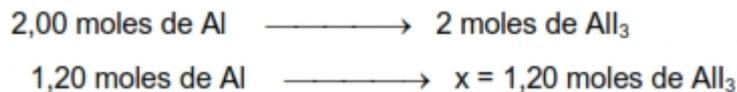
- a) 1,20 moles de Al y 2,40 moles de  $I_2$ .
- b) 1,20 g de Al y 2,40 g de  $I_2$ .

**Solución:**

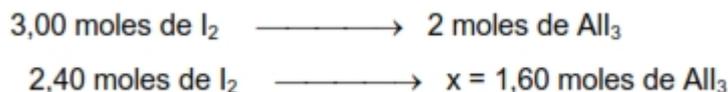
a) Se calcula la cantidad de producto formada por los dos reactivos, usando los factores de conversión que se obtienen directamente de los coeficientes de la reacción ajustada:



1. Si el aluminio es el reactivo limitante:



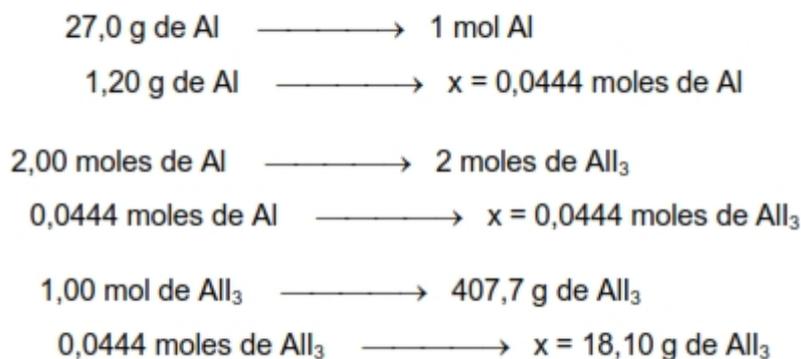
2. Si el yodo es el reactivo limitante:



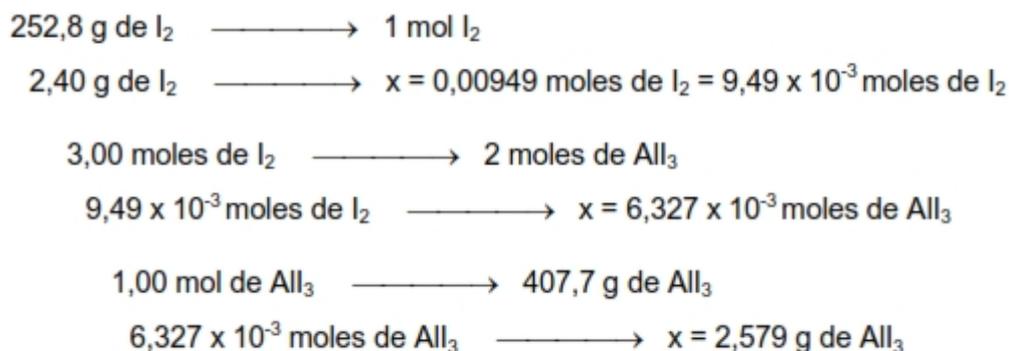
3. El rendimiento teórico el  $\text{AlI}_3$  es la cantidad **más pequeña**; 1,20 moles de, por lo que el reactivo limitante es el Al, habiendo un exceso de  $\text{I}_2$ .

b) Para calcular la cantidad de producto, se siguen las tres etapas mencionadas. Los pesos moleculares del Al,  $\text{I}_2$  y  $\text{AlI}_3$  son respectivamente: 27,0 g/mol; 252,8 g/mol y 407,7 g/mol.

1. Masa de  $\text{AlI}_3$  formada si se consumiese todo el Al:



2. Masa de  $\text{AlI}_3$  formada si se consumiese todo el  $\text{I}_2$ :



3. El rendimiento teórico del  $\text{AlI}_3$  es la cantidad más pequeña; 1,20 moles de  $\text{AlI}_3$ , por lo que el reactivo limitante es el Al, habiendo un exceso de  $\text{I}_2$ .

**Ejercicio:**

El titanio es un metal liviano y resistente a la corrosión. Se usa en la construcción de naves espaciales, aviones y motores. Se prepara por reducción del cloruro de titanio (IV) con magnesio fundido de 950 °C a 1150 °C, según la reacción:



En determinada operación se mezclan para que reaccionen  $3,54 \times 10^4$  kg de  $\text{TiCl}_4$  con  $1,13 \times 10^4$  kg de Mg.

- Calcule el rendimiento teórico de Ti en kg.
- Calcule el rendimiento porcentual si en realidad se obtienen  $7,91 \times 10^3$  kg de Ti.

**Respuesta:**

a) las masas molares de  $\text{TiCl}_4$  y Mg son 189,7g y 24,31 g respectivamente. Empleando el factor de conversión  $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ , pueden calcularse los moles de  $\text{TiCl}_4$  y de Mg que reaccionan

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol de TiCl}_4 \quad \text{-----} \quad 189,7 \text{ g de TiCl}_4 \\ x \quad \quad \quad \text{-----} \quad 3,54 \times 10^7 \text{ g de TiCl}_4 \\ \hline x = \mathbf{1,87 \times 10^5 \text{ moles de TiCl}_4} \\ \\ 1 \text{ mol de Mg} \quad \text{-----} \quad 24,31 \text{ g de Mg} \\ x \quad \quad \quad \text{-----} \quad 1,13 \times 10^7 \text{ g de Mg} \\ \hline x = \mathbf{4,65 \times 10^5 \text{ moles de Mg}} \end{array}$$

A continuación, se determina cuál de las dos sustancias es el reactivo limitante. De la ecuación balanceada se desprende que:



por lo tanto, el número de moles de Mg que se necesitan para reaccionar con  $1,87 \times 10^5$  moles de  $\text{TiCl}_4$  es:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol de TiCl}_4 \quad \text{-----} \quad 2 \text{ moles de Mg} \\ 1,87 \times 10^5 \text{ moles de TiCl}_4 \quad \text{-----} \quad x = \mathbf{3,74 \times 10^5 \text{ moles de Mg}} \end{array}$$

Como hay  $4,65 \times 10^5$  moles de Mg presentes, más que lo necesario para reaccionar con la cantidad de  $\text{TiCl}_4$  que se tiene, el Mg debe ser el reactivo en exceso y el  $\text{TiCl}_4$  el limitante.

Como  $1 \text{ mol de TiCl}_4 \equiv 1 \text{ mol de Ti}$ , la cantidad teórica de Ti formada es:

$$\begin{array}{r} 189,7 \text{ g de TiCl}_4 \quad \text{-----} \quad 47,88 \text{ g de Ti} \\ 3,54 \times 10^7 \text{ g de TiCl}_4 \quad \text{-----} \quad x = 8,93 \times 10^6 \text{ g de Ti} = \mathbf{8,93 \times 10^3 \text{ kg de Ti}} \end{array}$$

- Para encontrar el rendimiento porcentual se escribe:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{7,91 \times 10^3 \text{ kg}}{8,93 \times 10^3 \text{ kg}} \times 100$$

$$= \mathbf{88,6 \%}$$

# PARTE 3

---

## PROBLEMAS DE EJERCITACIÓN

## TEMA 2

La discontinuidad de la materia. Átomos. Componentes de un átomo. Número atómico. Número másico. Isótopos. Moléculas. Atomicidad. Iones.

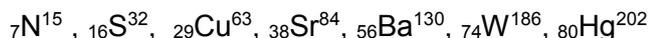
73 - ¿Por qué todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico, a pesar de que pueden tener diferentes números másicos?

74 - ¿Cuál será el número másico de un átomo de hierro si tiene 28 neutrones?

75 - Para cada una de las siguientes especies químicas, determine el número de protones y el número de neutrones en el núcleo:



76 - Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies químicas:



77 - El isótopo del sodio  ${}_{11}\text{Na}^{24}$  se usa como trazador radioactivo en química y biomedicina. Diga cuántos:

- Protones tiene el núcleo.
- Neutrones tiene el núcleo.
- Electrones hay en un átomo de sodio-24.
- electrones y protones hay en un ion  $\text{Na}^+$ .

78 - Un compuesto muy radioactivo presente en los residuos nucleares, es el isótopo del plutonio, Pu-239.

- Cuántos protones y neutrones hay en un átomo de este isótopo?.
- Cuál es la diferencia de éste con un átomo de plutonio normal?

79 - ¿Qué significa la expresión  $\text{P}_4$ ? ¿Cuál es la diferencia con  $4\text{P}$ ?

80 - ¿Cuál es la diferencia entre una molécula y un compuesto? Dé ejemplos de moléculas que sean compuestos y de moléculas que no sean compuestos.

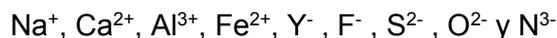
81 - Dé un par de ejemplos de cada uno de los siguientes enunciados:

- Una molécula diatómica formada por átomos del mismo elemento.

- b) Una molécula diatómica formada por átomos de diferentes elementos.
- c) Una molécula poliatómica formada por átomos del mismo elemento.
- d) Una molécula poliatómica formada por átomos de diferentes elementos.

82 - ¿Qué es un compuesto iónico? ¿Cómo se mantiene la neutralidad eléctrica en un compuesto iónico?

83 - Indique el número de protones y de electrones en cada uno de los siguientes iones presentes en los compuestos iónicos:



84 - En la siguiente tabla se indica el número de electrones, protones y neutrones en los átomos o iones de varios elementos.

- a) ¿Cuáles de las especies son neutras?
- b) ¿Cuáles están cargadas negativamente?
- c) ¿Cuáles tienen carga positiva?
- d) ¿Cuáles son los símbolos convencionales de todas las especies?

Átomos o iones de elementos	A	B	C	D	E	F	G
Número de electrones	5	10	18	28	36	5	9
Número de protones	5	7	19	30	35	5	9
Número de neutrones	5	7	20	36	46	6	10

## TEMA 3

Masa de los átomos: la escala del carbono-12. Masas atómicas y abundancia isotópica. Número de Avogadro. Mol. Masas molares. Conversiones mol-gramo. Volumen molar.

85 - Determine los pesos moleculares relativos o los pesos fórmula de los siguientes compuestos:

- |                              |  |  |
|------------------------------|--|--|
| a) $\text{H}_2\text{SO}_4$   | d) $\text{PbS}_2$                            | g) $\text{Ca}(\text{OH})_2$                            |
| b) $\text{FePO}_4$           | e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$              | h) $\text{Ni}(\text{HCO}_3)_2$                         |
| c) $\text{Mn}(\text{ClO})_2$ | f) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ | i) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ |

86 - Determine la masa molar de los siguientes compuestos representados por sus fórmulas:

- |                                 |                                |                            |
|---------------------------------|--------------------------------|----------------------------|
| a) $\text{HNO}_3$               | c) $\text{Na}_2(\text{HPO}_4)$ | e) $\text{H}_2\text{O}$    |
| b) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | d) $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$  | f) $\text{H}_3\text{PO}_4$ |

87 - El número de Avogadro ha sido descrito algunas veces como factor de conversión entre una y gramos. Utilice el átomo de flúor (19,0 uma) como un ejemplo para demostrar la relación entre la unidad de masa atómica y el gramo.

88 - ¿Cuántos átomos hay en 5,10 moles de azufre (S)?

$$R = 3,07 \times 10^{24} \text{ at.}$$

89 - ¿Cuántos moles de átomos de cobalto hay en  $6.00 \times 10^9$  (6000 millones) átomos de cobalto?

$$R = 9,97 \times 10^{-15} \text{ moles}$$

90 - ¿Cuál es la masa en gramos de un solo átomo de los siguientes elementos?

- |       |                                     |                                     |                                     |      |
|-------|-------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|------|
| a) Hg | b) Ne                               | c) As                               | d) Pb                               | e) U |
| R =   | a) $3,33 \times 10^{-22} \text{ g}$ | b) $3,35 \times 10^{-23} \text{ g}$ | c) $1,24 \times 10^{-22} \text{ g}$ |      |
|       | d) $3,44 \times 10^{-22} \text{ g}$ | e) $3,95 \times 10^{-22} \text{ g}$ |                                     |      |

91 - ¿Cuál es la masa en g de  $1,0 \times 10^{12}$  átomos de plomo?

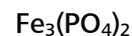
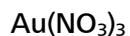
$$R = 3,44 \times 10^{-10} \text{ g}$$

100 - ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene más átomos: 1,10 g de átomos de hidrógeno o 14,7 g de cromo?

$$R = 1,10 \text{ g de átomos de hidrógeno}$$

101 - Calcule:

- a) El peso molecular relativo (peso fórmula, porque son compuestos iónicos) de las siguientes sustancias.  
 b) Cuánto pesa, en g, un mol de las mismas.



102 - Determine el peso de una molécula de agua.

$$R = 2,99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

103 - Se tienen 60,0 g de calcio cuyo peso molecular es 40 u.m.a. Calcule:

- a) Cuánto pesa un mol de átomos de calcio.  
 b) Cuántos moles de átomos de calcio hay en 60,0 g.  
 c) Cuántos átomos de calcio hay en 60,0 g.  
 d)Cuál es la atomicidad del calcio.

$$R = \begin{array}{ll} \text{a) } 40 \text{ g} & \text{b) } 1,5 \text{ moles de át.} \\ \text{c) } 9,03 \times 10^{23} \text{ át.} & \text{d) } 1 \end{array}$$

104 - ¿Cuál de las siguientes muestras está formada por el mayor número de átomos?

- a) 10,0 moles de He                      b) 1,8 moles de S<sub>8</sub>                      c) 4,0 moles de SO<sub>2</sub>  
 d) 3,0 moles de NH<sub>3</sub>                      e) 2,5 moles de CH<sub>4</sub>                      f) 0,75 moles de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

$$R = \text{b}$$

105 - Coloque las siguientes entidades en orden creciente de masa:

- a) 16 moléculas de agua  
 b) dos átomos de plomo  
 c)  $5,1 \times 10^{-23}$  moles de helio

$$R = \text{c, a, b}$$

106 - - Se tienen 0,8 moles de SO<sub>2</sub>:

- a) ¿Cuál es la masa en g?  
 b) ¿Cuántos g de S y de O hay?  
 c) ¿Cuántas moléculas de SO<sub>2</sub> hay?  
 d) ¿Cuántos átomos de S y de O hay?  
 e) ¿Qué volumen ocuparán esos 0,8 moles en CN de presión y temperatura?

$$R = \text{a) } 51,2 \text{ g, b) } 25,6 \text{ g de S y } 25,6 \text{ g de O, c) } 4,82 \times 10^{23} \text{ molec. d) } 4,82 \times 10^{23} \text{ at de S y } 9,63 \times 10^{23} \text{ at de O, e) } 17,92 \text{ L.}$$

107 - Cuántos moles y moléculas de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), hay en 49 g de ese compuesto?

R = 0,5 moles;  $3,01 \times 10^{23}$  moléculas

108 - Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Masas iguales de dos elementos A y B contienen el mismo número de moléculas.
- b) Masas iguales de dos elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
- c) En 5,0 g de KCl hay masas iguales de K y de Cl.
- d) En 5,0 g de KCl hay igual número de iones de K y Cl.
- e) En 36,0 g de agua hay 4 átomos de H.

R = a) F, b) F, c) F, d) V, e) F

109 - Calcule el número de moles y moléculas que contienen las siguientes muestras:

- a) 44,8 L de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ), medidos a 0 °C (273 K) y 1 atm de presión.
- b) 40,0 g de calcio (Ca).
- c) 567,8 g de sodio (Na).
- d) 567,8 g de plomo (Pb).

R = a)  $1,204 \times 10^{24}$  molec.      b)  $6,02 \times 10^{23}$  molec.,  
c)  $1,49 \times 10^{25}$  molec.      d)  $1,65 \times 10^{24}$  molec.

110 - Calcule el peso en g de  $3,01 \times 10^{23}$  moléculas (unidades fórmula) de:

- a)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$                                       b)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- c)  $\text{Na}_2(\text{HPO}_4)$                                       R = a) 37 g, b) 53 g, c) 71 g.

111 - ¿Cuántos iones sodio contiene una muestra de 159,0 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Indique la opción correcta.

- a)  $12,04 \times 10^{23}$       b) 2      c)  $6,02 \times 10^{23}$       d) 3      e)  $18,06 \times 10^{23}$

R = e

112 - Indique si las siguientes afirmaciones son correctas:

En 18 g de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y 34 g de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), ambos en estado gaseoso, existen respectivamente:

- a) 18 moléculas de agua y 34 moléculas de amoníaco.
- b) 18 L de agua y 34 L de amoníaco, medidos en CN de presión y temperatura.
- c)  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua y  $12,04 \times 10^{46}$  moléculas de amoníaco.
- d) 22,4 L de agua y 22,4 L de amoníaco medidos en CN de presión y temperatura.
- e)  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua y  $12,04 \times 10^{23}$  moléculas de amoníaco.

R = a) F, b) F, c) F, d) F, e) V

113 - Los cianuros son compuestos que contienen el anión  $\text{CN}^-$ . La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, la ingestión de una cantidad tan pequeña como  $1,0 \times 10^{-3}$  g de cianuro de potasio (KCN) puede ser fatal.

- ¿Cuántos iones  $\text{CN}^-$  están contenidos en esa cantidad de sal?
- ¿Cuántos iones  $\text{K}^+$  están contenidos en esa cantidad de sal?
- ¿Cuál será el número total de iones?

R = a)  $9,26 \times 10^{18}$ , b)  $9,26 \times 10^{18}$ , c)  $1,85 \times 10^{19}$

114 - En una muestra de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  que pesa 82,0 g, calcule la cantidad de:

- moles
- unidades fórmula
- átomos de N
- gramos de Ca

R = a) 0,5 moles, b)  $3,01 \times 10^{23}$  molec., c)  $6,02 \times 10^{23}$  at de N, d) 20 g

115 - El peso atómico del hierro es 55,8 uma. Responda:

- ¿Cuál es el peso en g de un átomo de hierro?
- ¿Cuántos átomos hay en 25,0 g de hierro?

116 - Si se tiene en cuenta que el peso molecular del  $\text{NH}_3$  es de 17,0 uma, diga si las siguientes afirmaciones son correctas:

- En 17,0 g de  $\text{NH}_3$  hay 3 átomos de H.
- En 17,0 g de  $\text{NH}_3$  hay 2 moles de este compuesto.
- En 17,0 g de  $\text{NH}_3$  hay 3 moles de átomos de N.
- En 17,0 g de  $\text{NH}_3$  hay 3 moles de átomos de H.
- En 17,0 g de  $\text{NH}_3$  hay un mol de átomos de H.

R = a) F, b) F, c) F, d) V, e) F

117 - Una molécula de  $\text{N}_2$  pesa  $4,62 \times 10^{-23}$  g. Calcule el peso atómico del nitrógeno.

118 - ¿Cuál es la masa de un mol de átomos de flúor si 5,3 moles de  $\text{F}_2$  pesan 201,4 g?

119 - La masa de un átomo de A es  $3,55 \times 10^{-23}$  g. Calcule la masa de un mol de  $\text{A}_3$ .

R = 64,134 g

120 - La masa de un átomo de B es  $2,31 \times 10^{-23}$  g. ¿Cuántos moles de átomos forman la molécula de peso molecular 27,8?

R = 2 moles de át.

121 - Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas justificando la respuesta:

- 10 g de  $\text{O}_2$  tienen mayor número de moléculas que 10 g de  $\text{N}_2$ .

- b) Iguales pesos de NO y NO<sub>2</sub> contienen igual número de átomos.
- c) En una masa cualquiera de FeS hay iguales masas de Fe y S.
- d) El número de átomos de Cl en 10 g de Cl<sub>2</sub> es igual al número de moléculas que hay en 20 g.
- e) Iguales pesos de NO<sub>2</sub> y N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> contienen:
  - 1 - Igual número de moléculas.
  - 2 - Igual número de átomos de N.
- f) La masa de una molécula de O<sub>2</sub> es igual a la masa de 16 moléculas de H<sub>2</sub>.
- g) Un peso determinado de SO<sub>2</sub> contiene:
  - 1 - Iguales pesos de S y O.
  - 2 - Igual número de átomos de S y O.
- h) En 200 g de CaCO<sub>3</sub> hay 6 moles de átomos de O, 2 moles de átomos de C y 2 moles de átomos de Ca.
- i) En 1,0 g de H<sub>2</sub> hay  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de H.
- j) Una molécula de agua contiene 2 moles de átomos de H.
- k) Un mol de cualquier gas contiene el mismo número de átomos.

R = a) F, b) F, c) F, d) V, e) 1-F, 2-V, f) V, g) 1- V, 2- F, h) V, i) V, j) F, k) F

122 - ¿Cuáles de las siguientes proposiciones que siguen son: o siempre verdaderas o nunca verdaderas?

- a) Un anión contiene menos protones que el átomo correspondiente.
- b) Un ion con carga -3 pesa más que el átomo del que procede.
- c) La masa de un mol de H<sub>2</sub>O es igual a la masa de una molécula de H<sub>2</sub>O.
- d) Un catión tiene menos electrones que el átomo del que procede.
- e) La masa de un catión es mayor que el átomo del que procede.

R = a) F, b) F (analizar), c) F, d) V, e) F

123 - Critique cada una de las siguientes proposiciones:

- a) Los átomos pesan más que los iones.
- b) El número de cationes que hay en un cristal de CaCl<sub>2</sub> es el mismo que el de aniones.
- c) El átomo de carbono-12 pesa 12,0 g.
- d) En un mol de NaCl hay  $6,02 \times 10^{23}$  iones sodio y  $6,02 \times 10^{23}$  iones cloruro.

R = a) F, b) F, c) F, d) V

124 - Si se tienen 0,15 moles de P<sub>4</sub> :

- a) ¿Cuántas moléculas hay?
- b) ¿Cuántos átomos de P hay?
- c) Cuántos moles de átomos de P hay?

R = a)  $9,033 \times 10^{22}$  molec., b)  $3,6132 \times 10^{23}$  at., c) 0,6 moles de at.

125 - ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,10 moles de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  ?

R =  $3,61 \times 10^{23}$  at.

126 - ¿Cuántas moléculas de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  hay en 0,150 g de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  ?

R =  $3,18 \times 10^{20}$  moléc.

127 - Si se considera que el peso atómico del N es de 14,0 uma; el del O es de 16,0 uma y el del Ca 40,0 uma. determine en 82,0 g de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ :

- a) ¿Cuántos moles del compuesto hay?
- b) ¿Cuántas moléculas hay?
- c) ¿Cuántos moles de átomos de O hay?
- d) ¿Cuántos iones Ca hay?
- e) ¿Cuántos g de N hay?

R = a) 0,5 moles, b)  $3,011 \times 10^{23}$  molec., c) 3 moles,  
d)  $3,011 \times 10^{23}$  iones, e) 14 g

128 - Si 10,0 g de una sustancia  $\text{AB}_2$  tienen  $3,01 \times 10^{22}$  moléculas. Determine:

- a) El número de moles de  $\text{AB}_2$  que hay en esos 10,0 g.
- b) El peso molecular de  $\text{AB}_2$ .
- c) El peso de una molécula de  $\text{AB}_2$ .
- d) La cantidad de átomos de A y de B que hay en 10,0 g de  $\text{AB}_2$ .

R = a)  $4,998 \times 10^{-2}$  mol., b) 200,07 g/mol, c)  $3,32 \times 10^{-22}$  g,  
d)  $3,01 \times 10^{22}$  at de A y  $6,02 \times 10^{22}$  at de B.

129 - La fórmula de la morfina, un narcótico analgésico es  $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3$ .

- a) ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en la molécula?
- b) ¿Qué elemento es el que menos contribuye al peso molecular?
- c) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10,0 mg, una dosis normal?

R = a) 1 at., b) N, c)  $3,74 \times 10^{20}$  at

130 - Calcule el peso molecular de:

- a) Si
- b)  $\text{SiCl}_4$
- c)  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- d)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

131 - Transforme en moles las siguientes cantidades:

- a) 1,34 g de  $\text{H}_2\text{O}$
- b) 1,34 g de Cu
- c) 1,34 g de  $\text{N}_2\text{O}$

R = a) 0,074, b) 0,02, c) 0,03



R = c, b, a, d.

140 - Cuántos moles de cationes y de aniones hay en:

- a) 0,20 moles de óxido de litio [Li<sub>2</sub>O].
- b) 0,350 moles de hidróxido de bario [Ba(OH)<sub>2</sub>].

141 - Cuántos moles de:

- a) Aniones hay en 0,100 moles de nitrato de calcio [Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]
- b) Cationes hay en 0,750 moles de carbonato de amonio [(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>]
- c) Iones totales en 0,250 g de cloruro de hierro (III) [FeCl<sub>3</sub>]

R = a) 0,2 moles, b) 1,5 moles, c) 6,17 x 10<sup>-3</sup> moles

142 - Diga cuál es el volumen que ocuparán en CN de presión y temperatura, las siguientes muestras de gases:

- a) 0,243 moles de NH<sub>3</sub>.
- b) 67,85 g de O<sub>2</sub>.
- c) 135,0 moléculas de CH<sub>4</sub>.
- d) 9,62 x 10<sup>35</sup> moléculas de He.

R = a) 5,44, b) 47,49, c) 5,02 x 10<sup>-21</sup>, d) 3,52 x 10<sup>13</sup>

143 - Diga cuántos g de cada una de las siguientes sustancias están contenidos en los volúmenes que se indican a 0 °C y 1 atm de presión.

- a) 48,6 L de N<sub>2</sub>.
- b) 200,0 mL de H<sub>2</sub>.
- c) 2,0 L de CH<sub>4</sub>.
- d) 50,0 mL de CH<sub>3</sub>I.

R = a) 60,75; b) 0,018; c) 1,43; d) 0,32

144 - Determine qué cantidad de fósforo en g está contenida en 5,0 g del compuesto cuya fórmula es: CaCO<sub>3</sub> · 3 Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>

R = 0,903 g

## TEMA 4

Fórmulas químicas: empíricas y moleculares. Números de oxidación. Composición porcentual de un compuesto a partir de la fórmula. Fórmulas de compuestos iónicos. Nombres de los compuestos: nomenclatura química. Reglas de nomenclatura

145 - Escriba las fórmulas que representan la combinación de los elementos que se indican con el oxígeno. Entre paréntesis se indica el número de oxidación con el cual actúan:

- |                |                  |                   |
|----------------|------------------|-------------------|
| a) Cloro (III) | d) Nitrógeno (V) | g) Estaño (IV)    |
| b) Azufre (IV) | e) Hierro (II)   | h) Selenio (VI)   |
| c) Bromo (VII) | f) Cobre (I)     | i) Manganeso (IV) |

146 - Escriba las fórmulas de los compuestos que se formarán al combinarse cada uno de los siguientes elementos con hidrógeno:

- |       |      |       |      |      |
|-------|------|-------|------|------|
| a) Na | b) F | c) S  | d) O | e) I |
| f) C  | g) N | h) Ca | i) P |      |

147 - Se tienen dos minerales de cobre cuyas fórmulas simplificadas son  $\text{Cu}_5\text{FeS}_4$  y  $\text{Cu}_2\text{S}$ . ¿Cuál de los dos tiene mayor proporción en masa de cobre?



148 - Una de las principales fuentes de contaminación por plomo en ambientes urbanos la constituye la utilización de combustibles a los cuales se agrega tetraetilo de plomo como antidetonante. Este compuesto tiene la fórmula molecular  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$

- a) ¿Cuántas moléculas de tetraetilo de plomo habrá en 200,0 mL de nafta en la cual este compuesto se encuentra en una concentración del 5 % P/V?
- b) ¿Cuántos g de plomo se liberarán después de la combustión completa de esos 200,0 mL de combustible?



131

149 - Un elemento A reacciona con un elemento B para dar un compuesto X. Si 4 átomos de B reaccionan con un átomo de A ¿Cuál es el peso molecular del compuesto X?

Peso atómico de A: 36 uma

Peso atómico de B: 12 uma



150 - Determine el número de oxidación del elemento metálico en cada uno de los siguientes compuestos:

- |                               |                               |                             |                                 |
|-------------------------------|-------------------------------|-----------------------------|---------------------------------|
| a) $\text{FeCl}_2$            | d) $\text{FeO}$               | g) $\text{Fe}_2\text{O}_3$  | j) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| b) $\text{HgCl}_2$            | e) $\text{Hg}_3(\text{PO}_4)$ | h) $\text{Bi}(\text{OH})_3$ | k) $\text{BaCO}_3$              |
| c) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ | f) $\text{CuS}$               | i) $\text{NaHCO}_3$         | l) $\text{PbF}_4$               |

151 - Determine el estado de oxidación del:

- 1) Manganeso en: a)  $\text{MnO}$ , b)  $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$ , c)  $\text{MnO}_2$ , d)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  y e)  $\text{NaMnO}_4$
- 2) Nitrógeno en: a)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , b)  $\text{N}_2$ , c)  $\text{N}_2\text{O}$ , d)  $\text{NO}$ , e)  $\text{KNO}_2$ , f)  $\text{NO}_2$  y g)  $\text{NaNO}_3$
- 3) Azufre en: a)  $\text{ZnS} \cdot \text{H}_2\text{O}$ , b)  $\text{NaHS}$ , c)  $\text{S}_8$ , d)  $\text{SO}_2$ , e)  $\text{SH}_2$ , f)  $\text{SO}_3$ , g)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  y h)  $\text{CaSO}_4$

152 - Determine el número de oxidación del cloro en los siguientes compuestos:

- |                    |                            |                            |                          |                            |
|--------------------|----------------------------|----------------------------|--------------------------|----------------------------|
| a) $\text{HCl}$    | b) $\text{Cl}_2\text{O}_3$ | c) $\text{Cl}_2\text{O}_7$ | d) $\text{Cl}_2\text{O}$ | e) $\text{Cl}_2\text{O}_5$ |
| f) $\text{HClO}_2$ | g) $\text{HClO}$           | h) $\text{HClO}_4$         | i) $\text{HClO}_3$       |                            |

153 - Calcule el número de oxidación del fósforo en los siguientes iones:

- |                              |                        |                              |                    |
|------------------------------|------------------------|------------------------------|--------------------|
| a) $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ | b) $\text{PH}_4^+$     | c) $\text{H}_2\text{PO}_3^-$ | d) $\text{PH}_2^-$ |
| e) $\text{PO}_4^{3-}$        | f) $\text{HPO}_3^{2-}$ | g) $\text{HPO}_4^{2-}$       |                    |

154 - Escriba y balancee las reacciones de formación de los siguientes óxidos:

- a) pentóxido de difósforo
- b) dióxido de carbono
- c) óxido de calcio
- d) trióxido de azufre
- e) óxido de cobre (I)
- f) pentóxido de dinitrógeno

155 - Escriba y balancee las reacciones de formación de las siguientes bases, partiendo de la reacción con agua de los respectivos óxidos básicos:

- a) hidróxido de cinc
- b) hidróxido de sodio
- c) hidróxido de cobre (II)
- d) hidróxido de aluminio
- e) hidróxido de plomo (IV)
- f) hidróxido de cesio

156 - Escriba y balancee las reacciones de formación de los siguientes oxoácidos, partiendo de la reacción con agua de los respectivos óxidos ácidos:

- a) ácido hipocloroso
- b) ácido sulfúrico
- c) ácido nitroso

- d) ácido fosfórico (ortofosfórico)
- e) ácido perbrómico
- f) ácido sulfuroso
- g) ácido carbónico
- h) ácido crómico

157 - Escriba un conjunto de reacciones que representen la formación de:

- a) sulfato ácido de sodio, a partir de azufre, oxígeno, sodio y agua
- b) fosfato de litio, a partir de fósforo, oxígeno, litio y agua.
- c) carbonato de amonio, a partir de carbono, nitrógeno, hidrógeno, oxígeno y agua.

158 - A partir de reacciones de neutralización, plantee las ecuaciones químicas para la formación de las siguientes sales:

- a) cloruro de calcio
- b) nitrito de bario
- c) sulfato de bario
- d) perclorato de cobre (II)
- e) nitrato de hierro (III)
- f) sulfito ácido de sodio
- g) sulfato de plomo (IV)
- h) carbonato de aluminio
- i) fosfato de potasio

159 - La fórmula del arseniato de potasio es  $K_3AsO_4$  y la del dicromato de potasio es  $K_2Cr_2O_7$ .

a) Calcule el número de oxidación de cada elemento en los compuestos mencionados.

b) A partir de los compuestos indicados, escriba las fórmulas de:

- |                             |                            |
|-----------------------------|----------------------------|
| • Arseniato de calcio       | • Dicromato de bario       |
| • Arseniato de hierro (III) | • Dicromato de oro (III)   |
| • Arseniato de plomo (IV)   | • Dicromato de estaño (IV) |

133

160 - Se combinan 10,0 g de silicio con oxígeno para obtener dióxido de silicio. Calcule la cantidad de compuesto que se forma, considerando que el silicio constituye el 46,7 % de la masa del mismo.

$$R = 21,41 \text{ g}$$

161 - a) Calcule el porcentaje de cobre en cada uno de los siguientes minerales:

1 - Cuprita  $[Cu_2O]$

2 - Malaquita [ $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ ]

3 - Pirita [ $\text{CuFeS}_2$ ]

b) ¿Cuántas toneladas de cuprita se necesitan para obtener 500 toneladas de cobre suponiendo que el método tiene un rendimiento del 100 %?

R = a) 88,82 %; 34,62 %; 57,47 %    b) 563 ton.

162 - ¿Qué contenido de nitrógeno en porcentaje aportará cada uno de los siguientes fertilizantes?

a)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

b)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

R = a) 35,0 %, b) 21,2 %

163 - Una muestra de 10,0 g de un mineral contiene 2,80 g de  $\text{HgS}$ . ¿Cuál es el porcentaje de mercurio en el mineral?

R = 24,1 %

164 - El análisis de la molécula de clorofila muestra que contiene 2,68 % de Mg.

a) ¿Cuántos átomos de magnesio habrá en 1,0 g de clorofila?

b) Si cada molécula de clorofila contiene un átomo de magnesio ¿Cuál será el peso molecular de la clorofila?

R = a)  $6,64 \times 10^{20}$  at; b) 907,16 uma

165 - El estaño existe en la corteza terrestre como  $\text{SnO}_2$ . Calcule la composición porcentual en masa de Sn y O en  $\text{SnO}_2$ .

R = Sn: 78,76%, O: 21,24%

166 - ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene la mayor cantidad en masa de cloro?

a) 5,0 g de KCl

c) 0,10 moles de KCl

b) 60,0 g de  $\text{NaClO}_3$

d) 30,0 g de  $\text{MgCl}_2$

R = d

167 - ¿Cuántos g de azufre (S) se requieren para combinarse con 246 g de mercurio (Hg) para formar  $\text{HgS}$ ?

R = 39,24 g

168 - En las rocas ígneas los cuatro elementos más abundantes son: oxígeno, silicio, aluminio y sodio. Por cada 100 átomos de silicio hay 296 átomos de oxígeno, 30,5 de aluminio y 12,4 de sodio. Si tenemos supuestamente una roca ígnea formada solamente por estos átomos y en las proporciones mencionadas.

¿Qué porcentaje en peso de la roca será de aluminio?

R = 9,51%

169 - ¿Cuál es la composición porcentual en peso del benceno,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ?

R = 92,31% de C; 7,69 % de H

- 170 - Uno de los primeros métodos que se emplearon para la determinación del peso molecular de proteínas se basaba en análisis químicos. Así, se encontró que la hemoglobina contenía 0,335 % de hierro. Si la molécula de hemoglobina contiene un átomo de hierro. ¿Cuál es su peso molecular?

R =  $1,67 \times 10^4$  uma

- 171 - ¿Cuántos g de  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  se necesitan para preparar 275 ml de una disolución que contenga  $3 \times 10^{-2}$  moles de iones  $\text{Na}^+$  /ml ?

R = 450,7 g

- 172 - La sal de ajo contiene cloruro de sodio (NaCl) y ajo disecado. El análisis de una muestra de 3,50 g de sal de ajo reveló que contenía 1,15 g de ion cloruro (Cl).

- a) ¿Cuántos g de NaCl hay en la muestra?  
b) ¿Cuál es el porcentaje en peso de NaCl en esa muestra de sal de ajo? (suponga que no hay en la misma ningún otro compuesto que contenga cloruro)

R = a) 1,89 g  
b) 54,10 %

- 173 - La penicilina G, un antibiótico muy usado, tiene la fórmula empírica  $\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_4\text{S}$ . Calcule el porcentaje en peso de cada uno de los elementos en la misma.

- 174 - Una muestra de 500 mg de un analgésico comercial contiene 256 mg de aspirina ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ).

- a) ¿Cuál es el porcentaje en peso de aspirina que hay en el producto?  
b) ¿Cuántos g de carbono hay en la aspirina contenida en una pastilla que pesa 0,611 g?

R = a) 51,2 %; b) 0,187 g

- 175 - Si se disuelven 54,0 g de  $\text{CaCl}_2$  en agua para preparar 250,0 mL de disolución:

- a) ¿Cuál será la concentración de la disolución en % P/V ?  
b) ¿Cuál será la concentración de la disolución en g/100 mL de disolución?  
c) ¿Cuál será la concentración de la disolución en g/L de disolución?  
d) ¿Cuál será la concentración de la disolución en moles/L de disolución?

R = a) 21,6 % P/V; 21,6 % P/V; c) 216 g/L; d) 1,96 moles/L

- 176 - Defina los siguientes términos: compuesto binario, compuesto ternario, ácido, oxoácido, oxoanión, base, hidrato.

- 177 - Nombre los siguientes compuestos:

- |                  |                  |                             |                            |
|------------------|------------------|-----------------------------|----------------------------|
| a) HBr (gas)     | g) $\text{PF}_3$ | m) NaClO                    | s) $\text{Fe}_2\text{O}_3$ |
| b) HBr (en agua) | h) $\text{PF}_5$ | n) $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ | t) NaH                     |

- |                             |                           |                     |                            |
|-----------------------------|---------------------------|---------------------|----------------------------|
| c) $\text{KH}_2\text{PO}_4$ | i) $\text{P}_4\text{O}_6$ | o) $\text{FeCl}_2$  | u) $\text{Li}_3\text{N}$   |
| d) $\text{K}_2\text{HPO}_4$ | j) $\text{CdI}_2$         | p) $\text{KMnO}_4$  | v) $\text{Na}_2\text{O}$   |
| e) $\text{Li}_2\text{CO}_3$ | k) $\text{SrSO}_4$        | q) $\text{CsClO}_3$ | w) $\text{Na}_2\text{O}_2$ |
| f) $\text{NH}_4\text{NO}_2$ | l) $\text{Al(OH)}_3$      | r) $\text{FeO}$     | x) $\text{Al(CN)}_3$       |

178 - Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

- |                               |   |
|-------------------------------|---|
| a) nitrito de cobre (II)      | m) ácido perbrómico                     |
| b) sulfuro de potasio         | n) ácido yodhídrico                     |
| c) sulfuro ácido de calcio    | o) carbonato de plomo (IV)              |
| d) fosfato de magnesio        | p) fluoruro de estaño (II)              |
| e) fosfato ácido de bario     | q) óxido de mercurio (II)               |
| f) fosfato diácido de potasio | r) yoduro de mercurio (I)               |
| g) heptafluoruro de yodo      | s) sulfato de cobre (II) pentahidratado |
| h) sulfato de amonio          | t) cloruro de litio monohidratado       |
| i) perclorato de plata        | u) carbonato ácido de hierro (II)       |
| j) cromato de hierro (III)    | v) hidróxido de oro (III)               |
| k) cianuro de cobre (I)       | w) dióxido de nitrógeno                 |

179 - Escriba las fórmulas de los compuestos iónicos que se mencionan. Para ello utilice las tablas de aniones y de cationes que se dan en la parte teórica.

- |                           |                           |
|---------------------------|---------------------------|
| a) dicromato de potasio   | d) óxido de aluminio      |
| b) fosfato de estaño (II) | e) sulfato ácido de sodio |
| c) sulfuro de oro (I)     | f) nitrato de magnesio    |

180 - Escriba las fórmulas de los compuestos iónicos que se mencionan. Para ello utilice las tablas de aniones y de cationes que se dan en la parte teórica.

- |                           |                                      |
|---------------------------|--------------------------------------|
| a) sulfato de cromo (III) | d) clorato de estroncio              |
| b) nitrito de cinc        | e) sulfuro de cobre (I)              |
| c) yoduro de plomo (II)   | f) carbonato ácido de manganeso (II) |

181 - Escriba el nombre de los siguientes óxidos según IUPAC:

- |                          |                            |                            |
|--------------------------|----------------------------|----------------------------|
| a) $\text{Cl}_2\text{O}$ | d) $\text{FeO}$            | g) $\text{I}_2\text{O}_7$  |
| b) $\text{Cu}_2\text{O}$ | e) $\text{Fe}_2\text{O}_3$ | h) $\text{Mn}_2\text{O}_7$ |
| c) $\text{SnO}$          | f) $\text{I}_2\text{O}_5$  | i) $\text{CO}_2$           |

182 - Escriba el nombre de los siguientes hidróxidos según IUPAC:

- |                           |                      |                      |
|---------------------------|----------------------|----------------------|
| a) $\text{Fe(OH)}_3$      | d) $\text{Pb(OH)}_4$ | g) $\text{CuOH}$     |
| b) $\text{NH}_4\text{OH}$ | e) $\text{Al(OH)}_3$ | h) $\text{KOH}$      |
| c) $\text{Au(OH)}_3$      | f) $\text{Mn(OH)}_2$ | i) $\text{Cr(OH)}_3$ |

183 - Escriba el nombre de los siguientes ácidos:

- |                            |                            |                            |
|----------------------------|----------------------------|----------------------------|
| a) $\text{HNO}_2$          | e) $\text{H}_3\text{PO}_3$ | i) $\text{H}_2\text{SO}_3$ |
| b) $\text{H}_2\text{SO}_4$ | f) $\text{HF}$             | j) $\text{HCl}$            |
| c) $\text{H}_2\text{S}$    | g) $\text{H}_3\text{PO}_4$ | k) $\text{HCN}$            |
| d) $\text{H}_2\text{CO}_3$ | h) $\text{HNO}_3$          | l) $\text{HClO}_4$         |

184 - Coloque el nombre según IUPAC a los siguientes óxidos señalando cuáles son óxidos ácidos y cuáles óxidos básicos:

- |                            |                            |                            |
|----------------------------|----------------------------|----------------------------|
| a) $\text{CuO}$            | g) $\text{Fe}_2\text{O}_3$ | m) $\text{N}_2\text{O}_3$  |
| b) $\text{CO}_2$           | h) $\text{P}_2\text{O}_5$  | n) $\text{Br}_2\text{O}_7$ |
| c) $\text{CrO}_3$          | i) $\text{SO}_2$           | o) $\text{MnO}_2$          |
| d) $\text{Cl}_2\text{O}_3$ | j) $\text{HgO}$            | p) $\text{Br}_2\text{O}_5$ |
| e) $\text{Cu}_2\text{O}$   | k) $\text{Au}_2\text{O}_3$ | q) $\text{PbO}$            |
| f) $\text{Na}_2\text{O}$   | l) $\text{SnO}_2$          | r) $\text{Au}_2\text{O}$   |

185 - Coloque el nombre a cada uno de los compuestos siguientes, indicando si son óxidos, ácidos, bases o sales:

- |                                 |                                 |                                |
|---------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|
| a) $\text{AgNO}_3$              | h) $(\text{NH}_4)\text{HSO}_4$  | o) $\text{NaClO}$              |
| b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$     | i) $\text{NaClO}_2$             | p) $\text{KNO}_2$              |
| c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ | j) $\text{NH}_4\text{OH}$       | q) $\text{H}_2\text{S}$        |
| d) $\text{HBrO}_4$              | k) $\text{NaHSO}_3$             | r) $\text{RbOH}$               |
| e) $\text{Mn}(\text{SH})_2$     | l) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ | s) $\text{K}_2(\text{HPO}_4)$  |
| f) $\text{CaS}$                 | m) $\text{H}_2\text{SO}_3$      | t) $\text{HClO}_3$             |
| g) $\text{HIO}$                 | n) $\text{HNO}_3$               | u) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ |

## TEMA 5

Reacciones químicas: tipos de reacciones. Reacciones de formación de diferentes tipos de compuestos. Escritura y ajuste de las reacciones químicas. Relaciones de masa en las reacciones. Reactivo limitante y rendimiento teórico.

- 186 - ¿Qué representa una ecuación química?
- 187 - ¿En qué se basa para balancear una ecuación química?
- 188 - ¿Qué se entiende por relación estequiométrica?
- 189 - ¿Por qué no deben efectuarse cálculos estequiométricos si la reacción que se estudia no está balanceada?
- 190 - ¿Qué diferencia existe entre coeficientes estequiométricos y subíndices?

- 191 - Dada la siguiente ecuación que debe balancear:



Diga cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) 1 molécula de  $\text{N}_2$  reacciona con 3 moles de  $\text{H}_2$  para formar 2 moléculas de  $\text{NH}_3$
- b) 2 átomos de N reaccionan con 6 átomos de H para formar 2 moléculas de  $\text{NH}_3$
- c) 1 mol de  $\text{N}_2$  reacciona con 3 moles de  $\text{H}_2$  para formar 2 moles de  $\text{NH}_3$
- d) 28 g de  $\text{N}_2$  reaccionan con 2 g de  $\text{H}_2$  para formar 17 g de  $\text{NH}_3$
- e) 28 g de  $\text{N}_2$  reaccionan con 6 g de  $\text{H}_2$  para formar 34 g de  $\text{NH}_3$
- f) En condiciones normales de presión y temperatura, reaccionan 22,4 L de  $\text{N}_2$  con 22,4 L de  $\text{H}_2$  para formar 22,4 L de  $\text{NH}_3$

R = c, e (discutir sin embargo punto a)

- 192 - Plantee las ecuaciones ajustadas para las reacciones que tienen lugar cuando se combina bromo ( $\text{Br}_2$ ) con los siguientes metales para formar sólidos iónicos. Coloque los nombres de los compuestos que se forman.

a) Al                      b) Ba                      c) K                      d) Ni                      e) Ag                      f) Rb

- 193 - Dada la siguiente reacción hipotética:



- a) ¿Cuáles son los coeficientes estequiométricos y qué significan?
- b) ¿Cuáles son los subíndices de cada elemento que interviene en la reacción y qué significan?
- c) ¿Cómo leería la ecuación anterior en función de: átomos, moléculas, moles de átomos y moles de moléculas?
- d) ¿Cómo leería la ecuación empleando el número de Avogadro?

194 - Escriba la reacción ajustada para:

- a) La reacción de magnesio con nitrógeno.
- b) La reacción del óxido de cobre (I) con oxígeno para dar óxido de cobre(II).
- c) La combustión (reacción con O<sub>2</sub>) del alcohol metílico (CH<sub>3</sub>OH), para dar dióxido de carbono y agua.
- d) La descomposición de la azida sódica o nitruro de sodio (Na<sub>3</sub>N), en sus elementos.

195 - Balancee las siguientes reacciones, coloque el nombre a cada uno de los reactivos y los productos e indique para los compuestos que intervienen si son óxidos, ácidos, bases o sales:



196 - Coloque los coeficientes que correspondan, para balancear las siguientes ecuaciones químicas:



197 - Complete las siguientes reacciones, colocando el nombre a cada uno de los reactivos y productos:

- a)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \longrightarrow$
- b)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow$
- c)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow$
- d)  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2 \longrightarrow$
- e)  $\text{HBr} + \text{Al}(\text{OH})_3 \longrightarrow$
- f)  $\text{HCN} + \text{Au}_2(\text{HPO}_4) \longrightarrow$

198 - Balancee las siguientes ecuaciones químicas, indicando los nombres y completando con fórmulas cuando corresponda:

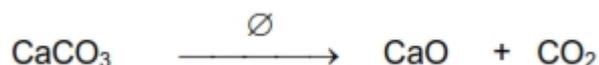
- a) ..... +  $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  ..... (hidróxido de calcio)
- b)  $\text{NaOH} + \dots \longrightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \dots$
- c) ..... +  $\text{Fe}(\text{OH})_3 \longrightarrow$  ..... [sulfato de hierro (III)] +  $\text{H}_2\text{O}$
- d) ..... + .....  $\longrightarrow \text{H}_2\text{S}$
- e)  $\text{H}_2\text{CO}_3 + \dots \longrightarrow$  ..... (carbonato de amonio) + .....

199 - Cuántos moles de  $\text{P}_2\text{O}_5$  pueden formarse con 2,0 g de fósforo y 5,0 g de oxígeno?

200 - ¿Cuántos moles de  $\text{O}_2$  se necesitan para combinarse con 0,212 moles de C para producir:  
a) CO y b)  $\text{CO}_2$ ?

R = a) 0,106 moles; b) 0,212 moles

201 - Calcule el peso de óxido de calcio (cal viva), que puede obtenerse por calcinación de 90,0 kg de roca, la cual contiene 95 % de  $\text{CaCO}_3$ . La reacción que tiene lugar es:



R = 47,88 kg

202 - En la fermentación de la glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), se produce alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ), tal como se indica en la ecuación:



¿Cuántos g de alcohol etílico se formarán por fermentación de 900,00 kg de glucosa?

R = 460.000 g

203 - Una cierta masa de magnesio reacciona químicamente con 80,0 g de oxígeno produciendo 200,0 g de óxido de magnesio. Indique cuántos g de magnesio han reaccionado.

R = 120,0 g

- 204 - Un tanque contiene 70,0 kg de amoníaco gaseoso, el cual será utilizado para producir un fertilizante. Si para su obtención se partió de la siguiente reacción:



- a) ¿Qué masa de AlN se empleó?  
 b) ¿Qué volumen ocuparán los 70,0 kg de NH<sub>3</sub> a 273 K y 1 atm de presión?  
 c) ¿Cuántos moles de Al(OH)<sub>3</sub> se forman?

R = a) 168,82 kg; b) 9,2 x 10<sup>4</sup> l; c) 4,11 x 10<sup>3</sup> mol

- 205 - Defina reactivo limitante y reactivo en exceso. ¿Cuál es el papel del reactivo limitante en la predicción de la cantidad de producto que se puede obtener en una reacción?

- 206 - Se hacen reaccionar 40,0 g de una sustancia A<sub>2</sub> con 60,0 g de una sustancia B<sub>2</sub>, según la reacción:



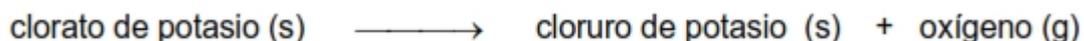
Peso atómico de A: 10 uma    Peso atómico de B: 4 uma

Calcule:

- a) El número de moles del producto obtenido.  
 b) El número de moléculas de A<sub>2</sub> y B<sub>2</sub> que reaccionaron.

R = a) 4 moles; b) A<sub>2</sub>-12,05 x 10<sup>23</sup> molec, B<sub>2</sub>-3,61 x 10<sup>24</sup> molec

- 207 - Un tubo de ensayo que contenía clorato de potasio, se calentó a la llama hasta la descomposición total de esta sustancia según la ecuación:



El tubo más su contenido inicial tenía una masa de 21,68 g y la pérdida de masa después del calentamiento fue de 0,960 g.

- a) ¿Cuál era la masa inicial de la sal?  
 b) ¿Cuál es la masa del tubo de ensayo?

R = a) 2,45 g; b) 19,23 g

- 208 - Calcule la masa de ácido clorhídrico necesaria para reaccionar estequiométricamente con 200 g de carbonato de calcio. Plantee la reacción que tiene lugar y realice los cálculos correspondientes.

R = 146 g

- 209 - a) Calcule el peso y el volumen de O<sub>2</sub> que se obtiene en CN de presión y temperatura al calcinar 108,3 g de óxido de mercurio (II), según la siguiente reacción:



b) determine cuántos g de HgO son necesarios para obtener 22,4 L de O<sub>2</sub> en esas condiciones.

R = a) 8 g y 5,6 L; b) 433,2 g

210 - Un gas A<sub>2</sub> reacciona con un gas B<sub>2</sub> según la reacción:



- a) Si se parte de 4 L de A<sub>2</sub> medidos en CN de presión y temperatura ¿Cuántos L de B<sub>2</sub> se necesitan y cuántos L de AB<sub>3</sub> se producen en las mismas condiciones?
- b) Si se parte de  $1 \times 10^{23}$  moléculas de A<sub>2</sub>. ¿Cuántas moléculas de B<sub>2</sub> reaccionan y cuántas de AB<sub>3</sub> se forman?

R = a) 12 L de B<sub>2</sub> y 8 L de AB<sub>3</sub>

b)  $3 \times 10^{23}$  moléculas de B<sub>2</sub>

$2 \times 10^{23}$  moléculas de AB<sub>3</sub>

211 - En la fotosíntesis, el CO<sub>2</sub> de la atmósfera se convierte en compuestos orgánicos y oxígeno, de acuerdo a la ecuación:



Calcule:

- a) Los g de oxígeno que se producen en la fotosíntesis de 50,0 g de CO<sub>2</sub>.
- b) Los moles de oxígeno que se producen en la fotosíntesis de 100 L de CO<sub>2</sub>, medidos en CN de presión y temperatura.
- c) Los litros de oxígeno medidos en CN, producidos a partir de la fotosíntesis de 100,0 g de CO<sub>2</sub>.

R = a) 36,36 g; b) 4,46 moles; c) 50,91 L

212 - ¿Cuántos ml de una disolución que contiene 40,0 g de CaCl<sub>2</sub> por litro se necesitan para reaccionar con 0,642 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> puro? Plantee la ecuación correspondiente, baláncela y luego realice los cálculos estequiométricos.

Tenga en cuenta que en la reacción se produce CaCO<sub>3</sub>.

R = 16,8 mL

213 - Una de las maneras de eliminar el NO (contaminante atmosférico) de las emisiones de humos, es haciéndolo reaccionar con amoníaco:



Complete los espacios en blanco:

- a) 16,5 moles de NO reaccionan con ..... moles de NH<sub>3</sub>
- b) 9,30 moles de NO dan ..... moles de N<sub>2</sub>
- c) 0,772 moles de N<sub>2</sub> se producen a partir de ..... moles de NO
- d) 78,5 mL de NH<sub>3</sub> (en CN) producen ..... litros de N<sub>2</sub>

214 - A partir de la ecuación del problema anterior, calcule:

- La masa de  $N_2$  producida por 1,25 moles de NO
- La masa de  $NH_3$  necesaria para producir 145,0 g de  $H_2O$
- La masa de NO que producen 35,0 L de  $N_2$  en CN (p, t)
- La masa de  $NH_3$  necesaria para reaccionar con 45,0 g de NO

R = a) 29,17 g    b) 91,30 g    c) 56,25 g    d) 17,0 g

215 - Las máscaras para producir  $O_2$  en situaciones de emergencia contienen superóxido de potasio,  $KO_2$ , que reacciona con el  $CO_2$  y el  $H_2O$  del aire exhalado para producir oxígeno, según la ecuación:



Si una persona que tiene una de estas máscaras exhala 0,702 g de  $CO_2$ /min ¿Cuántos g de  $KO_2$  consume en cinco minutos?

R = 5,66 g

216 - Dé un ejemplo de la vida diaria que demuestre el concepto de reactivo limitante.

217 - Una mezcla gaseosa de 20,0 moles de hidrógeno gas y 20,0 moles de azufre sólido reacciona para formar sulfuro de hidrógeno gaseoso.

- Escriba la ecuación ajustada para la reacción
- Indique cuántos L de sulfuro de hidrógeno se forman en CN (p, t)
- ¿Hay algún reactivo que esté en exceso? Si es así ¿Cuál? y ¿Cuántos g quedan sin reaccionar?

218 - El propano ( $C_3H_8$ ) es un componente del gas natural y se usa para cocinar y para la calefacción doméstica.

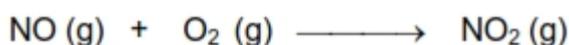
- Balancee la siguiente ecuación que representa la combustión del propano en el aire:



- ¿Cuántos g de dióxido de carbono se pueden producir por la combustión de 3,65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo que está en exceso en esta reacción.

R = b) 481,8 g

219 - El monóxido de nitrógeno, reacciona instantáneamente con el oxígeno gaseoso para producir dióxido de nitrógeno, un gas de color pardo:



En un experimento, 0,886 moles de NO se mezclan con 0,503 moles de  $O_2$ . Identifique cuál de los dos reactivos es el limitante y calcule el número de moles de  $NO_2$  producidos.

R =  $NO$ ; 0,886 moles de  $NO_2$

220 - Considere la reacción:



Si reaccionan 0,86 moles de  $\text{MnO}_2$  con 25 mL de una solución de HCl al 34,8 % P/V  
 ¿Qué reactivo se agotará primero? ¿Cuántos g de  $\text{Cl}_2$  se producirán?

R = HCl; 4,26 g de  $\text{Cl}_2$

221 - Se hacen reaccionar 10,0 g de hidrógeno con 32,0 g de oxígeno para producir agua.

a) ¿Cuántos g de agua se obtienen?

b) ¿Cuántos g de reactivo en exceso quedan sin reaccionar y de cuál?

R = a) 36 g      b) 6 g de  $\text{H}_2$

222 - Si se mezclan para que reaccionen completamente 500,0 mL de una solución de hidróxido de sodio al 85 % P/V con 300,0 mL de una solución de ácido sulfúrico al 76 % P/V:

a) Escriba la reacción ajustada para formar la sal neutra.

b) ¿Cuál será el reactivo limitante?

c) ¿Cuántos moles y cuántos g de sal se formarán?

d) Cuál será el reactivo en exceso y qué cantidad en moles y en g quedarán?

e) ¿Cuál será la concentración de la sal en % P/V?

f) ¿Cuál será la concentración de la sal en moles/L de solución?

R = c) 2,33 moles y 330,37 g      d) 5,97 moles y 239 g

e) 41,30 % P/V      f) 2,88 moles/L

223 - El crudo que se quema en las centrales termoeléctricas contiene alrededor del 1,2 % en peso (% P/P) de azufre. En la combustión del crudo, el azufre se transforma en  $\text{SO}_2$  (g), un importante contaminante del aire, según la reacción:



¿Cuántos L de  $\text{SO}_2$  (d: 2,60 g/L) se producen cuando se quema un kg de crudo?

R = 9,23 L

224 - Dada la siguiente ecuación:



a) Complétela e iguálela.

b) Si se mezclan para que reaccionen 100,0 g de  $\text{Ca(OH)}_2$  con 100,0 g de HCl:

b<sub>1</sub>) ¿Cuántos moles y cuántos g de sal se obtienen?

b<sub>2</sub>) ¿Queda algo de algún reactivo sin reaccionar? Si así fuera señale de cuál e indique el número de moles del exceso.

R = a) 150 g y 1,35 moles      b) 0,04 moles

- 225 - El agotamiento de ozono ( $O_3$ ) en la estratósfera es motivo de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el  $O_3$  puede reaccionar con el monóxido de nitrógeno proveniente de las emisiones de los aviones de propulsión a elevadas alturas. La reacción que explica la destrucción del ozono por NO es:



Si 0,740 g de  $O_3$  reaccionan con 0,670 g de NO:

- ¿Qué compuesto es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos g de  $NO_2$  se pueden producir?
- Calcule el número de moles del reactivo en exceso que permanecen al final de la reacción.

R = a)  $O_3$ ; b) 0,71 g; c)  $6,92 \times 10^{-3}$  moles de NO

- 226 - Una masa de 98,0 g de ácido sulfúrico se hace reaccionar con 16,25 g de cinc metálico. Calcule:

- Los moles de sulfato de cinc formados
- La masa en g de hidrógeno producido
- El volumen de hidrógeno producido en CN (p, t)
- Si el cinc contiene impurezas no atacables por el ácido sulfúrico y sólo se obtienen 4,0 L de hidrógeno en CN. ¿Qué porcentaje de cinc hay en la muestra empleada?

R = a) 0,25 moles      b) 0,50 g  
c) 5,57 L              d) 71,83 %

- 227 - Calcule las masas de nitrato de sodio y agua que se producen por reacción de 170 g de ácido nítrico con 130 g de hidróxido de sodio, ambos en estado puro.

R = 229,36 g y 48,57 g

- 228 - La fórmula empírica de una resina de intercambio iónico, la cual se emplea para el tratamiento de aguas duras es  $C_8H_7SO_3Na$ . Esta resina puede ser utilizada de acuerdo a la reacción:



¿Cuál será la máxima captación de calcio por la resina expresada como g de  $Ca^{2+}$ /g de resina?

R = 0,098 g  $Ca^{2+}$ /g de resina

- 229 - Un tipo de goma de silicona se prepara por polimerización de  $(CH_3)_2SiCl_2$ . Este importante intermediario a su vez, se obtiene de acuerdo a la siguiente reacción:



El producto  $MgCl_2$  puede descomponerse electrolíticamente en magnesio y cloro y ambos son necesarios para sintetizar nuevamente  $CH_3MgCl$ . Si el magnesio es recuperado completamente en el proceso, por reciclado ¿Qué cantidad de Mg en kg puede ser producido electrolíticamente por cada kg de  $(CH_3)_2SiCl_2$ ?

R = 0,37 kg

- 230 - Los electrodos de una batería de plomo están contruidos con Pb y PbO<sub>2</sub>. La reacción que ocurre durante la descarga es:



¿Cuántos moles de PbSO<sub>4</sub> se formarán cuando se consumen 62,35 g de Pb en el funcionamiento de la misma teniendo en cuenta que los otros reactivos están en exceso?

R = 0,60 moles

- 231 - El nitrato de plata puede obtenerse de acuerdo a la siguiente ecuación química:



Considerando que se hacen reaccionar 83,0 g de HNO<sub>3</sub> con 12,0 g de Ag, realice los cálculos necesarios y complete:

- Se obtienen ..... g de AgNO<sub>3</sub>
  - El reactivo que limita la reacción es .....
  - Para que no haya reactivo en exceso, deberían reaccionar ..... g de Ag y ..... g de HNO<sub>3</sub>
  - Si se cumple (c) se obtendrán ..... g de AgNO<sub>3</sub>
- 232 - Defina los siguientes términos: rendimiento de reacción, rendimiento teórico, rendimiento real y rendimiento porcentual.
- 233 - ¿Por qué el rendimiento de una reacción está determinado únicamente por la cantidad del reactivo limitante?
- 234 - ¿Por qué el rendimiento real de una reacción es casi siempre menor que el rendimiento teórico?
- 235 - El fluoruro de hidrógeno se usa en la manufactura de freones (compuestos que destruyen el ozono en la estratósfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara por la reacción:



En un proceso se tratan 6,00 kg de CaF<sub>2</sub> con un exceso de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y se producen 2,86 kg de HF. Calcule el rendimiento porcentual de HF.

R = 92,95 %

- 236 - ¿Cuántos gramos de óxido de calcio y qué volumen de dióxido de carbono (medido a 0 °C y 1 atm de presión), pueden obtenerse por calentamiento de 500,0 g de una muestra de carbonato de calcio de 85 % de pureza?

R = 238 g y 95,2 L

- 237 - El contenido de bromo promedio en el agua de los océanos es de 66 mg L<sup>-1</sup>.

- a) Si se considera un 100 % de recuperación, ¿Cuántos litros de agua de mar se deben procesar para obtener 1 kg de bromo?  
 b) ¿Cuántos litros de agua de mar se necesitarían si la recuperación fuera del 50 %?  
 Considere que la densidad del agua de mar es de 1,0 g mL<sup>-1</sup>

R = a) 15151,5 L; b) 30.302 L

- 238 - Cuando se hacen reaccionar 100 g de nitrato de plata con suficiente cantidad de hidróxido de sodio, se obtienen 61,4 g de óxido de plata de acuerdo a la ecuación química:



Calcule el rendimiento teórico y porcentual de la reacción.

R = 68,21 g y 90,01 %

- 239 - Una de las reacciones que ocurren en un alto horno, donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es:



Suponga que se obtienen 1,64 x 10<sup>3</sup> kg de Fe de una muestra de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, a partir de 2,62 x 10<sup>3</sup> kg suponiendo que llegue a completarse ¿Cuál es el porcentaje de pureza del Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> en la muestra original?

R = 89,52 %

- 240 - Para conocer la pureza de una muestra de piedra caliza (CaCO<sub>3</sub>), se calentaron 10,0 g de la misma, obteniéndose 2,0 L de CO<sub>2</sub>, medidos en CN de presión y temperatura. Calcule el porcentaje de pureza de la piedra caliza ensayada.



R = 89 %

- 241 - Se parte de 20,0 g de hierro (pureza: 60 %) y de 30,0 g de ácido sulfúrico (pureza: 80%) para obtener sulfato de hierro (II) e hidrógeno gaseoso.

- a) Escriba la ecuación balanceada  
 b) ¿Qué masas de hierro y de ácido sulfúrico reaccionan?  
 c) ¿Qué reactivo está en exceso y en qué cantidad de moles?  
 d) ¿Qué volumen de hidrógeno se obtiene en CN de presión y temperatura?  
 e) ¿Qué volumen de hidrógeno se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 80 %?

R =    b) 12 g y 24 g            c) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
           d) 4,81L                    e) 3,85 L

- 242 - De acuerdo a la siguiente reacción:



Si se utilizaron 9.500 m<sup>3</sup> de amoníaco, medidos a 0 °C y 1 atm de presión, calcule:

- a) Si la reacción fuera total, la masa de sulfato de amonio que se debería obtener a partir del volumen de  $\text{NH}_3$  que reaccionó.
- b) El rendimiento de la reacción si se obtienen 27,216 toneladas de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  para usar como fertilizante.
- c) El número de moléculas de ácido sulfúrico que se consumieron en la reacción de acuerdo al punto (a).

R = a) 28 ton; b) 97,2 %; c)  $1,28 \times 10^{29}$  molec.

- 243 - La siguiente reacción para la obtención de NaOH, tiene un rendimiento a nivel industrial del 95 %.



Si se parte de 36,0 kg de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

- a) ¿Qué masa de NaOH se producirá?
- b) ¿Cuántos moles de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  se consumen en la reacción?

- 244 - Se hacen reaccionar 40,0 g de KOH impuro con ácido HCl, obteniéndose 40,0 g de KCl.
- a) Plantee la reacción que tiene lugar
- b) Calcule la masa de KOH puro que reaccionó con el ácido
- c) Determine la pureza de la muestra de KOH
- d) Calcule el número de moléculas de KOH que intervienen en la reacción.

R = a) 30 g                      b) 75 %                      c)  $3,2 \times 10^{23}$  molec.

- 245 - Se desean fertilizar 30 hectáreas dedicadas al cultivo con  $\text{NaNO}_3$ . Para esto son necesarios 16,608 kg de dicho fertilizante, que pueden obtenerse según la reacción:



Calcule:

- a) La masa de NaCl al 90 % de pureza que se necesita
- b) Los moles de HCl que se forman

R = a) 12,7 kg; b) 195,4 moles

- 246 - En la industria de los plásticos se usan grandes cantidades de anhídrido ftálico ( $\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_3$ ), el cual se produce por oxidación controlada del naftaleno:



Debido a que una parte del naftaleno se oxida a otros productos, sólo se obtiene un 70% de anhídrido ftálico según la reacción anterior. ¿Qué cantidad en kg de este compuesto se producirá industrialmente por la oxidación de 45 kg de  $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ?

R = 36,42 kg

- 247 - Una muestra de cuprita ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ) impura, contiene 66,6 % de cobre. ¿Cuál es el porcentaje de  $\text{Cu}_2\text{O}$  puro en la misma?

R = 75,0 %

- 248 - La fórmula de un cloruro de bario hidratado es  $\text{BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Si 1,936 g del compuesto dan 1,864 g de  $\text{BaSO}_4$  anhidro después de tratarlo con ácido sulfúrico, calcule el valor de  $x$ .

- 249 - Una aleación de Al y Cu fue tratada con HCl acuosos. El Al se disolvió de acuerdo a las siguiente reacción no balanceada, quedando el Cu como metal puro:



Una muestra de 0,35 g de dicha aleación dio 415  $\text{cm}^3$  de hidrógeno medidos en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT). Calcule el porcentaje en peso del Al en la aleación.

R = 95%

- 250 - El titanio es utilizado en la industria y puede ser obtenido a partir de la reacción del tetracloruro de titanio ( $\text{TiCl}_4$ ) el que a su vez se obtiene a partir del óxido de titanio según la reacción:



Un recipiente de reacción contiene 4,15 g de  $\text{TiO}_2$ , 5,67 g de C y 6,78 g de  $\text{Cl}_2$ . Calcule:

- Cuántos g de  $\text{TiCl}_4$  se obtienen suponiendo que la reacción tenga un rendimiento del 75%?
  - Qué reactivos quedan en exceso y en qué cantidad en g?
- 251 - Según la siguiente reacción:



Si se desean obtener 89,6 L de  $\text{CO}_2$  medidos en CN:

- ¿Qué volumen de una disolución de HCl al 36% P/P y densidad = 1,2 g/mL necesitaría?
- ¿Con cuántos g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  los haría reaccionar para que el rendimiento fuera del 100%?

## BIBLIOGRAFÍA

- Alegría, M.P., A.S. Bosack, M.A. Dal Fávero, R. Franco, M.B. Jaul y R.A. Rossi. 1998. Química I: Sistemas materiales, estructura de la materia, transformaciones químicas. Santillana Polimodal. Ediciones Santillana. Buenos Aires, Argentina.
- Angelini, M., E. Baumgartner, C. Benítez, M. Bulwik, R. Crubellati, L. Landau, L. Lastres Flores, M. Pouchan, R. Servant y M. Sileo. 1991. Temas de Química General. Editorial Eudeba. Vol. 1, 2, 3. Argentina.
- Chang, R. todas las ediciones, Química. Mc Graw-Hill, Interamericana. Méjico.
- Galindo, A., J.M. Savirón, A. Moreno, J.M. Pastor y A. Benedí. 1996. Física y Química-1º Bachillerato. Mc Graw-Hill, Interamericana. Madrid. España.
- Interamericana-Mc Graw-Hill. Sexta Edición. Madrid. España.
- Masterton, W.L, E.J. Slowinski y C.L. Stanitski. 1987. Química General Superior.
- Milone, J.O. 1987. Química IV: General e Inorgánica. Ed. Estrada. Argentina.