



UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA PATAGONIA
SAN JUAN BOSCO SEDE COMODORO RIVADAVIA

FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES

Guía para el ingresante: **CONCEPTOS BASICOS DE FISICO-QUÍMICA**

REPASO Y NIVELACIÓN PARA
ESTUDIANTES DE POLIMODAL

Sede Comodoro Rivadavia - 2009

ESTIMADO ALUMNO:

Esta guía tiene por objeto que puedas repasar, durante las vacaciones y hasta tanto comiencen las clases, los temas de físico-química que se han visto en la escuela secundaria, ya que el dominio de ellos es fundamental para comprender los contenidos básicos de los cursos de Química Universitaria.

Es por nosotros conocido que no todos los alumnos han recibido la misma formación en Química, por tal motivo deseamos que esta guía los ayude a nivelar sus conocimientos para poder comenzar mejor sus estudios, en lo que a Química se refiere.

La guía está compuesta por:

- Por lecturas al inicio de algunas unidades, que se denominan “Para leer y reflexionar”.
- Reglas básicas para favorecer el aprendizaje, que te servirán durante toda tu carrera.
- Desarrollo de los contenidos teóricos específicos de cada unidad, que se intercalan con ejercicios resueltos, que explican el tema antes visto.
- Al finalizar cada unidad, problemas relacionados con el tema desarrollado en la unidad y que denominamos “Para resolver”.
- Al finalizar la guía se encuentran las respuestas a los problemas de cada unidad.
- Bibliografía consultada, sin la cuál no nos hubiera sido posible desarrollar esta guía y Bibliografía para que consultes, ya que esta guía es tan solo eso, una guía, será tu trabajo reforzar y ampliar los conceptos aquí desarrollados.

bueno, te deseamos suerte

y.....

¡ bienvenido a la vida universitaria !

REGLAS PRACTICAS PARA FAVORECER EL APRENDIZAJE !!

- Conservarse en buen estado de salud.
- Procurar que las condiciones de trabajo (luz, temperatura, humedad, ropa, silla, etc.) sean favorables a las actividades.
- Formarse el hábito de trabajar siempre a las mismas horas.
- Empezar a trabajar prestamente, una vez que se tenga decidido.
- Adquirir la costumbre de fijar la atención.
- Tener conciencia de estar trabajando; mientras lo hagas, debes hacerlo intensamente, concentrado en la tarea que realizas.
- Realizar el trabajo con la intención de aprender y recordar.
- Pensar que estás trabajando para superarte.
- No pedir ayuda mientras no la necesites y, si la necesitas, pídelo a quien sabe más que tú. Trata de resolver los problemas por tus propios medios. Cuando no puedas, recurre a la ayuda.
- Debes hacer un examen preliminar del material con que vas a trabajar.
- Usar todas las formas de actividad que permita el material.
- Transferir el aprendizaje a problemas de la vida de relación.
- Valorar diariamente el grado de importancia de los temas que debes estudiar y dedicar los mayores esfuerzos en fijar permanentemente aquellos que son fundamentales.
- Después de un trabajo intenso, especialmente si se trata de material nuevo, descansar un rato, pero no demasiado. Y, dejar vagar la mente antes de emprender otro tema.
- Formar el hábito de elaborar tus propios ejemplos concretos de todas las reglas, principios y conceptos que aprendas.
- Aplicar tus conocimientos tanto como sea posible y tan pronto como puedas en todo tu trabajo.

G. Whipple

Temas

Unidad 1. Mediciones

- 1.1 Magnitud, cantidad y unidad
- 1.2 La medida como comparación
- 1.3 Tipos de magnitudes
- 1.4 El Sistema Internacional de Unidades (SI)
 - 1.4.1 Unidades fundamentales
- 1.5 Manejo de los números
 - 1.5.1 Cifras significativas
 - 1.5.2 Guía práctica para utilizar las cifras significativas
- 1.6 Exactitud y precisión
Para resolver
- 1.7 Velocidad y presión
Para resolver
- 1.8 Escalas de temperatura
Para resolver
- 1.9 Densidad y peso específico
 - 1.9.1 Densidad relativa
 - 1.9.2 Peso específico
Para resolver

Unidad 2. La materia

- 2.1 Materia
- 2.2 Propiedades de la Materia
- 2.3 Leyes de la conservación de la materia
- 2.4 Clasificación de la materia
- 2.5 Sistemas Materiales
 - 2.5.1 Métodos de separación
- 2.6 Estados de agregación
 - 2.6.1 Cambios de estado
- 2.7 Fenómenos físicos y químicos
- 2.8 Energía
Para resolver

Para leer y reflexionar: Un poco de historia

Unidad 3. El interior de la materia

- 3.1 Teoría Atómica
- 3.2 Modelo Atómico
- 3.3 Estado de oxidación
Para resolver

Para leer y reflexionar: Ciencia: dos puntos de vista

Unidad 4. ¿Cómo se escribe?

- 4.1 Reacciones químicas
- 4.2 Tipos de reacciones
 - 4.2.1 Reacciones de neutralización
 - 4.2.2 Reacciones de precipitación**
 - 4.2.3 Reacciones redox
- 4.3 Nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos
 - 4.3.1 Óxidos básicos y ácidos
 - 4.3.2 Hidróxidos
 - 4.3.3 Oxácidos

- 4.3.4 Hidruros metálicos
 - 4.3.5 Hidruros no metálicos
 - 4.3.5.1 Hidrácidos
 - 4.3.5.2 Otros hidruros no metálicos
 - 4.3.6 Sales
 - 4.3.6.1 Sales neutras
 - 4.3.6.2 Sales ácidas
 - 4.3.6.3 Sales básicas
- Para resolver

Para leer y reflexionar: Mirando al futuro

Unidad 5. La materia se transforma

- 5.1 Unidad de masa atómica, masa atómica y masa molecular
 - 5.1.1 Relaciones estequiométricas
 - 5.1.2 Masa atómica absoluta
 - 5.1.3 Masa Atómica Relativa
 - 5.1.4 Masa Molecular Relativa
 - 5.1.5 El mol
 - 5.1.6 Volumen molar
 - 5.2 Reactivo limitante
 - 5.3 Pureza
 - 5.4 Rendimiento
 - 5.5 Composición porcentual
 - 5.5.1 Fórmula empírica
 - 5.5.2 Fórmula molecular
- Para resolver

Respuestas a ejercicios

Bibliografía consultada

Bibliografía recomendada

Mediciones

Para las personas creyentes, Dios
esta al principio; para los
científicos, al final de todas sus
reflexiones.

Max Planck

Para la física y la química, en su calidad de ciencias experimentales, la medida constituye una operación fundamental. Sus descripciones del mundo físico se refieren a magnitudes o propiedades medibles.

1.1 Magnitud, cantidad y unidad

La noción de magnitud está inevitablemente relacionada con la de medida. Se denominan magnitudes a ciertas propiedades o aspectos observables de un sistema físico que pueden ser expresados en forma numérica.

La longitud, la masa, el volumen, la fuerza, la velocidad, la cantidad de sustancia son ejemplos de magnitudes físicas. La belleza, sin embargo, no es una magnitud, entre otras razones porque no es posible elaborar una escala y mucho menos un aparato que permita determinar cuántas veces una persona o un objeto es más bello que otro. La sinceridad o la amabilidad tampoco lo son. Se trata de aspectos cualitativos porque indican cualidad y no cantidad.

En el lenguaje de la física la noción de cantidad se refiere al valor que toma una magnitud dada en un cuerpo o sistema concreto; la longitud y masa de esta mesa, el volumen de ese libro, son ejemplos de cantidades. Una cantidad de referencia se denomina unidad y el sistema físico que encarna la cantidad considerada como una unidad se denomina patrón.

1.2 La medida como comparación

La medida de una magnitud física supone la comparación del objeto con otro de la misma naturaleza que se toma como referencia y que constituye el patrón.

La medida de longitudes se efectuaba en la antigüedad empleando una vara como patrón, es decir, determinando cuántas veces la longitud del objeto a medir contenía a la de patrón. La vara, como predecesora del metro de sastre, ha pasado a la historia como una unidad de medida equivalente a 835,9 mm. Este tipo de comparación inmediata de objetos corresponde a las llamadas medidas directas.

Con frecuencia, la comparación se efectúa entre atributos que, aun cuando está relacionado con lo que se desea medir, son de diferente naturaleza. Tal es el caso de las medidas térmicas, en las que comparando longitudes sobre la escala graduada de un termómetro se determinan temperaturas. Esta otra clase de medidas se denominan indirectas.

1.3 Tipos de magnitudes

Un grupo importante de ellas quedan perfectamente determinadas cuando se expresa su cantidad mediante un número seguido de la unidad correspondiente. Este tipo de magnitudes reciben el nombre de **magnitudes escalares**. La longitud, el volumen, la masa, la temperatura, la energía, son sólo algunos ejemplos. Sin embargo, existen otras que precisan para su total definición que se especifique, además de los elementos anteriores, una dirección o una recta de acción y un sentido: son las llamadas **magnitudes vectoriales**. La fuerza, constituye un ejemplo de este tipo de magnitud, pues sus efectos al actuar sobre un cuerpo dependerán no sólo de su cantidad, sino también de la línea a lo largo de la cual se ejerza su acción.

Al igual que los números reales son utilizados para representar cantidades escalares, las cantidades vectoriales requieren el empleo de otros elementos matemáticos diferentes de los números, con mayor capacidad de descripción. Estos elementos matemáticos que pueden representar intensidad, dirección y sentido se denominan **vectores**. Las magnitudes que se manejan en la vida diaria son, por lo general, escalares. El comerciante, el contador, entre otros, manejan masas, precios, volúmenes, etc., y por ello les es suficiente saber operar bien

con números. Sin embargo, el físico y químico, y en la medida correspondiente el estudiante, al tener que manejar magnitudes vectoriales, ha de operar, además, con vectores.

1.4 El Sistema Internacional de Unidades (SI)

Desde un punto de vista formal, cada científico o cada país podría operar con su propio sistema de unidades, sin embargo, y aunque en el pasado tal situación se ha dado con cierta frecuencia (recuérdense los países anglosajones con sus millas, pies, libras, grados Fahrenheit, etc.), existe una tendencia generalizada a adoptar un mismo sistema de unidades con el fin de facilitar la cooperación y comunicación en el terreno científico y técnico.

En esta línea de acción, la XI Conferencia General de Pesas y Medidas celebrada en París en 1960, tomó la resolución de adoptar el llamado con anterioridad Sistema Práctico de Unidades, como **Sistema Internacional (SI)**, que es, precisamente, como se le conoce a partir de entonces. Dicho sistema, distingue y establece, además de las magnitudes básicas y derivadas, un tercer tipo denominado magnitudes suplementarias, que son aquellas que aún no están incluidas en ninguno de las dos anteriores.

El **SI** toma como magnitudes fundamentales: la longitud, la masa, el tiempo, la intensidad de corriente eléctrica, la temperatura absoluta, la intensidad luminosa y la cantidad de sustancia, y fija las correspondientes unidades para cada una de ellas. A estas siete magnitudes fundamentales hay que añadir dos suplementarias asociadas a medidas angulares, el ángulo plano y el ángulo sólido. La definición de las diferentes unidades fundamentales ha evolucionado con el tiempo al mismo ritmo que las propias ciencias físicas.

1.4.1 Unidades fundamentales

En la Tabla 1 se muestran las siete unidades fundamentales. A continuación se realiza una breve descripción de cada una de ellas.

Unidad de Longitud: El metro (m) es la longitud recorrida por la luz en el vacío durante un período de tiempo de $1/299.792.458$ s.

Unidad de Masa: El kilogramo (kg) es la masa del prototipo internacional de platino iridiado que se conserva en la Oficina de Pesas y Medidas de París.

Unidad de Tiempo: El segundo (s) es la duración de $9.192.631.770$ períodos de la radiación correspondiente a la transición entre dos niveles fundamentales del átomo Cesio 133 (^{133}Cs).

Unidad de Corriente Eléctrica: El ampere (A) es la intensidad de corriente, la cual al mantenerse entre dos conductores paralelos, rectilíneos, longitud infinita, sección transversal circular despreciable y separados en el vacío por una distancia de un metro, producirá una fuerza entre estos dos conductores igual a 2×10^{-7} N por cada metro de longitud.

Unidad de Temperatura Termodinámica: El Kelvin (K) es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.

Unidad de Intensidad Luminosa: La candela (cd) es la intensidad luminosa, en una dirección dada, de una fuente que emite radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} hertz y que tiene una intensidad energética en esta dirección de $1/683$ W por estereorradián (sr).

Unidad de Cantidad de Sustancia: El mol es la cantidad de materia contenida en un sistema y que tiene tantas entidades elementales como átomos hay en $0,012$ kilogramos de carbono 12 (^{12}C). Cuando es utilizado el mol, deben ser especificadas las entidades elementales y las mismas pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos de tales partículas.

Tabla 1. Unidades fundamentales del SI

Magnitud	Nombre	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	S
Corriente eléctrica	ampere	A
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Las **unidades derivadas** han recibido nombres y símbolos especiales. Las mismas pueden ser utilizadas en combinación con otras unidades fundamentales o derivadas para expresar unidades de otras cantidades. Algunas de ellas se muestran a continuación:

- * **Coulomb (C)**: Cantidad de electricidad transportada en un segundo por una corriente de un amperio.
- * **Joule (J)**: Trabajo producido por una fuerza de un newton cuando su punto de aplicación se desplaza la distancia de un metro en la dirección de la fuerza.
- * **Newton (N)**: Es la fuerza que, aplicada a un cuerpo que tiene una masa de 1 kilogramo, le comunica una aceleración de 1 metro por segundo, cada segundo.
- * **Pascal (Pa)**: Unidad de presión. Es la presión uniforme que, actuando sobre una superficie plana de 1 metro cuadrado, ejerce perpendicularmente a esta superficie una fuerza total de 1 newton.
- * **Volt (V)**: Unidad de tensión eléctrica, potencial eléctrico, fuerza electromotriz. Es la diferencia de potencial eléctrico que existe entre dos puntos de un hilo conductor que transporta una corriente de intensidad constante de 1 ampere cuando la potencia disipada entre esos puntos es igual a 1 watt.
- * **Watt (W)**: Potencia que da lugar a una producción de energía igual a 1 joule por segundo.
- * **Ohm (Ω)**: Unidad de resistencia eléctrica. Es la resistencia eléctrica que existe entre dos puntos de un conductor cuando una diferencia de potencial constante de 1 volt aplicada entre estos dos puntos produce, en dicho conductor, una corriente de intensidad 1 ampere, cuando no haya fuerza electromotriz en el conductor.

Las unidades del SI cambian en forma decimal por medio de una serie de prefijos, que actúan como múltiplos y submúltiplos decimales, como se muestra en la Tabla 1.2. Estos prefijos se colocan delante del símbolo de la unidad correspondiente sin espacio intermedio. El conjunto del símbolo más el prefijo equivale a una nueva unidad que puede combinarse con otras unidades y elevarse a cualquier exponente (positivo o negativo).

Tabla 1.2. Prefijos utilizados con unidades SI

Múltiplos decimales			Submúltiplos decimales		
Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo	Factor
Deca	da	10^1	Deci	d	10^{-1}
Hecto	h	10^2	Centi	c	10^{-2}
Kilo	k	10^3	Mili	m	10^{-3}
Mega	M	10^6	Micro	μ	10^{-6}
Giga	G	10^9	Nano	n	10^{-9}

Tera	T	10^{12}	Pico	p	10^{-12}
Peta	P	10^{15}	Femto	f	10^{-15}
Exa	E	10^{18}	Atto	a	10^{-18}
Zetta	Z	10^{21}	Zepto	z	10^{-21}
Yotta	Y	10^{24}	Docto	y	10^{-24}

- Los símbolos que corresponden a unidades derivadas de nombres propios se escriben con la letra inicial mayúscula (ejemplos: A, V, etc.). Siempre con letras a excepción del ohm.
- Los demás símbolos se escriben con letras minúsculas.
- Los símbolos de las unidades no cambian de forma para el plural (no incorporan ninguna s) y no van seguidos de punto.
- Las unidades derivadas se definen como productos o cocientes de las unidades básicas o suplementarias aunque también pueden utilizarse unidades suplementarias con nombre propio. Para expresar las unidades derivadas pueden utilizarse los siguientes métodos:
 - ⇒ Ubicar las diferentes unidades una a continuación de otra sin separación; por ejemplo: As, Nm. En este caso se deben evitar las combinaciones en que una unidad que tiene el mismo símbolo que un prefijo se coloque delante ya que pueden dar lugar a confusión. Por ejemplo no debe utilizarse mN (que significa milinewton) en lugar de Nm (newton por metro).
 - ⇒ Poner las diferentes unidades separadas por un punto alto; por ejemplo: A·s, N·m. Esta disposición es preferible a la anterior. En este caso también conviene evitar las combinaciones que puedan dar lugar a confusión si el punto es poco visible (así hay que evitar, por ejemplo, m·N).
 - ⇒ En el caso de cocientes puede utilizarse:
 - Un cociente normal
 - La barra inclinada (m/s, m/s²) evitando el uso de productos en el denominador; por ejemplo podemos escribir: kg/A/s² en lugar de kg/(A·s²).
 - Potencias negativas; por ejemplo: kg·A⁻¹·s⁻².

1.5 Manejo de los números

Una vez estudiadas las unidades utilizadas en Física y Química, analizaremos las técnicas para el manejo de los números asociados a las mediciones: La notación científica.

Es muy frecuente en esta área trabajar con números muy grandes o muy pequeños:

Por ejemplo en 16 g de Oxígeno (1 mol de átomos) hay 602200000000000000000000 átomos de oxígeno y cada átomo tiene una masa de 0.00000000000000000000000267 g

Como verás, el manejo de estos números es engorroso y es muy fácil que se cometan errores al realizar diferentes cálculos. Puede suceder que te olvides de un cero o que coloques uno o más después del punto decimal. Por esta razón, para manejar dichos números, se utiliza la llamada Notación Científica. Sin importar su magnitud, todos los números se pueden expresar de la siguiente forma:

$$N \times 10^n$$

Donde **N** es un número comprendido entre 1 y 9, y **n** es un exponente, que debe ser un número entero positivo o negativo.

En los dos ejemplos antes mencionados, dichos números expresados en notación científica son: $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno y $2,67 \times 10^{-24}$ g.

Pero CUIDADO, en la expresión “ $\times 10^n$ ”, no significa que debes multiplicar el número $\times 10$ y luego elevarlo al exponente escrito, ya que de esa manera estarías agregando un cero más al número. Esto en la calculadora se trabaja con la tecla que dice **EXP**, que generalmente se encuentra al lado del signo igual.

- √ Ejemplo: 1×10^5 el exponente es 5 e indica el número de posiciones que hay que desplazar la coma para obtener el número, si el exponente es positivo la coma se corre a la derecha, si es negativo la coma se corre a la izquierda.

$$1 \times 10^5 = 100000$$

$$\text{Si fuera } 1 \times 10^{-5} = 0,00001$$

A continuación te mostramos un ejemplo de cómo utilizar la notación científica, con las

unidades:

- √ Convierta 100 kg a g
Si observamos en la Tabla 1.2 para el símbolo “k” el factor es 10^3 . En nuestro ejemplo reemplazamos: 100 kg por este factor, $100 \times 10^3\text{g}$, cabe aclarar que la operación aún no finalizó, ya que debemos expresar el resultado en notación científica, $1 \times 10^5\text{g}$

1.5.1 Cifras significativas

El valor numérico de cualquier medida es una aproximación. Ninguna medida física, como masa, longitud o tiempo es absolutamente correcta. La exactitud de toda medición está limitada por el instrumento utilizado para realizarla.

Por ejemplo si realizamos la medición de un objeto y obtenemos un valor de 13,7 cm, por convenio, esto significa que la longitud se ha medido hasta la décima del centímetro más próxima y su valor exacto se encuentra comprendido entre 13,65 y 13,75 cm.

Excepto cuando se trabaja con números enteros (ejemplo número de pasajeros en un colectivo), es imposible obtener el valor exacto de la cantidad buscada. Por esta razón, es importante indicar el margen de error en las mediciones señalando claramente el número de **cifras significativas**, que son los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada. Cuando se utilizan **cifras significativas el último dígito es incierto**. En el ejemplo el número posee tres cifras significativas (1, 3 y 7), si el valor hubiese sido 13,70 cm, el mismo posee cuatro cifras significativas (1, 3, 7 y 0).

Tener presente el número de cifras significativas en una medición, asegura que los cálculos realizados con los datos reflejen la precisión de esa medición.

Ejemplos:

- √ Una bureta de 50 mL está graduada con divisiones separadas 1/10 mL, estimándose las centésimas de mililitro. Un volumen registrado de 14,83 mL representa cuatro cifras significativas. La última cifra (3), puede tener un error de dos dígitos, es decir 14,84 o 14,82. Expresado matemáticamente el volumen registrado sería $(14,83 \pm 0,01)\text{mL}$
- √ El peso de un objeto determinado en una balanza analítica, fue de 3,4062 g, este valor posee 5 cifras significativas

1.5.2 Guía práctica para utilizar las cifras significativas

- √ Cualquier dígito diferente de cero es significativo. Así, 4856 cm tiene cuatro cifras significativas; 1,23 kg posee tres cifras significativas.
- √ Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son significativos. Así, 205 m contiene tres cifras significativas; 50102 s contiene cinco cifras significativas.
- √ Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Los mismos se utilizan para indicar el lugar del punto decimal. Por ejemplo 0,029 g ($2,9 \times 10^{-2}\text{g}$) contiene dos cifras significativas; 0,000000089 g ($8,9 \times 10^{-8}\text{g}$) contiene dos cifras significativas.
- √ Si un número es mayor que 1, todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal son significativos. Así 2,0 mL tiene dos cifras significativas; 40825 mg tiene cinco cifras significativas y 30200 s tiene 5 cifras significativas.
- √ Si un número es menor que 1, solo son significativos los ceros que están al final del número o entre dígitos. Así, 0,302 g tiene tres cifras significativas; 0,0040 kg tiene dos cifras significativas.
- √ Para números sin punto decimal, los ceros ubicados después del último dígito pueden o no ser cifras significativas. Así en 200 mL puede tener una (2), dos (20) o tres (200) cifras significativas. No es posible determinar la cantidad correcta, sino se posee más información. Por esta razón es de mucha utilidad la notación científica, para evitar esta ambigüedad. En nuestro caso podemos expresar $2 \times 10^2\text{ mL}$, para una cifra; $2,0 \times 10^2$, para dos cifras o $2,00 \times 10^2$ para tres cifras significativas.

1.6 Exactitud y precisión

La **precisión** nos indica en cuanto concuerdan dos o más mediciones de una misma cantidad.

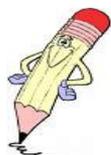
La **exactitud** indica cuán cercana está una medición del valor real de la cantidad medida.

√ Ejemplo:

A un alumno se le solicita que pese en balanza analítica una muestra de sedimento, cuyo peso real es 2,0000 g. El alumno realiza tres mediciones obteniendo: 2,0001 g, 1,9998 g y 2,0001 g. Podemos decir que el alumno fue preciso, ya que obtuvo en las

tres mediciones valores que concuerdan entre si y también trabajo con exactitud, ya que los valores obtenidos están muy próximos al valor real. Cabe aclarar que precisión y exactitud deben ir de la mano, para que nuestros resultados sean confiables, pero no siempre es así, uno puede ser muy preciso y no exacto. Se puede comparar con tiro al blanco, al realizar los tiros se puede dar siempre en el mismo lugar (precisión), pero estar muy lejos del centro. Se es muy preciso, pero no exacto.

Ahora te invitamos a que resuelvas los siguientes ejercicios.



Para resolver

Notación exponencial

1. Convierta 100 Tm a metros.
2. Convierta 25 Gm a metros.
3. Convierta 2000 Mm a metros.
4. Convierta 6 pm a metros.
5. Comparar y ordenar en forma creciente las siguientes cantidades
 - a) 10^{-3} L
 - b) 70 dm^3
 - c) 120 cm^3
 - d) 1570 mL
6. Convierta $470 \mu\text{m}$ a metros.
7. Expresar las siguientes cantidades en notación científica.
 - a) 0,0000000027
 - b) 356
 - c) 47700
 - d) 0,096
8. Expresar los siguientes números en forma decimal
 - a) $1,56 \times 10^{-3}$
 - b) $7,78 \times 10^{-5}$
 - c) $2,59 \times 10^2$
 - d) $9,00 \times 10^5$
9. ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las siguientes cantidades medidas?
 - a) 4867 g
 - b) 29 mL
 - c) 60104 Tn
 - d) 0,00000303 cm
 - e) 0,0220 kg

Longitud y masa

10. La luz, o radiación visible, tiene longitudes de onda entre 4000 y 7500 \AA ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$). Por ejemplo, la luz amarilla tiene una longitud de onda de 5800 \AA . Expresa esta longitud de onda en metros.
11. Indique y justifique si las siguientes medidas son iguales.
 - a) 5800 \AA
 - b) 580 nm
 - c) $5,8 \cdot 10^5 \text{ pm}$
 - d) $5,8 \cdot 10^{-5} \text{ cm}$
12. ¿A cuántos gramos equivale una tonelada?
13. Calcule: $1 \text{ kg} + 2 \times 15 \text{ g}$.

1.7 Velocidad y presión

Velocidad: **cambio en la distancia en función del tiempo transcurrido. Se expresa en m/s**
Aceleración: **cambio de velocidad en función del tiempo. Se mide en m/s^2**

Fuerza: **masa por aceleración, se expresa en Newton** $1N= 1kg\ m /s^2$

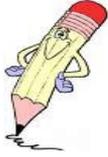
Presión: **fuerza aplicada por unidad de área, se expresa en Pascal, que se define como un newton por metro cuadrado** ($1Pa= N/m^2$)

Unidades frecuentes utilizadas en la medición de la presión

Torricelli (torr), milímetro de mercurio (mmHg), atmósfera (atm).

Relación entre las unidades:

$$760\ torr = 760\ mmHg = 1\ atm = 101,325\ kPa$$



Para resolver

1. Un automóvil se desplaza a 80 km/h. Exprese esta velocidad en m/h.
2. En un recipiente de $10\ dm^3$ hay 0,50 moles de moléculas de O_2 . La temperatura es de 1200K. Calcular en atm y en hPa la presión a la que está sometido el gas.
3. En un sistema cerrado con tapa móvil cuyo volumen es $0,452\ dm^3$ hay un gas a una presión de 628,1 hPa y temperatura de $87\ ^\circ C$ Dato: $R = 8,31\ kPa\ dm^3/mol\ K$
 - a) ¿Cuál es el volumen a 1atm y $0,00\ ^\circ C$?
 - b) ¿Cuántos moles de gas hay en el sistema?
 - c) ¿Cuál es el volumen molar del gas en ambas condiciones?
4. Una fuerza de 500 N actúa sobre un área que mide 4 metros por 50 centímetros. ¿Cuál es la presión ejercida en kN por metro cuadrado?

1.8 Escalas de temperatura

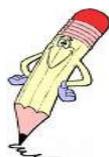
Actualmente se utilizan tres escalas de temperaturas. Sus unidades son $^\circ C$ (grados Celsius), $^\circ F$ (grados Fahrenheit) y K (Kelvin). En la escala Celsius se divide en 100 grados el intervalo comprendido entre el punto de congelación ($0^\circ C$) y el punto de ebullición del agua ($100^\circ C$), mientras que en la escala Fahrenheit, que es la escala utilizada en Estados Unidos fuera del laboratorio, se definen los puntos de congelación y ebullición normales del agua a $32\ ^\circ F$ y $212\ ^\circ F$.

El Sistema Internacional define al Kelvin como la unidad fundamental de la temperatura; es decir, es la escala de temperatura absoluta. El término de temperatura absoluta significa que el cero en escala Kelvin, denotado por 0 K, es la temperatura teórica más baja que puede obtenerse. Por otro lado las escalas Celsius y Fahrenheit, se basan en el comportamiento de una sustancia elegida de forma arbitraria, el agua.

A continuación te mostramos las ecuaciones que se utilizan para realizar la conversión de temperaturas de una escala a otra:

$^\circ F \rightarrow ^\circ C$	$^\circ C \rightarrow ^\circ F$	$^\circ C \rightarrow K$
$?^\circ C = \frac{(^{\circ}F - 32^{\circ}F) \times 5^{\circ}C}{9^{\circ}F}$	$?^\circ F = \frac{9^{\circ}F}{5^{\circ}C} \times (^{\circ}C) + 32^{\circ}F$	$? K = (^{\circ}C + 273,15^{\circ}C) \frac{K}{1^{\circ}C}$

Donde ?, es el valor numérico que obtendrán luego de aplicar la ecuación correspondiente



Para resolver

1. La temperatura de un cuerpo puede expresarse en grados Celsius ($^\circ C$) o en Kelvin (K), llamándose Temperatura absoluta.
 - a) Calcular en K la temperatura de un cuerpo que está a $-8\ ^\circ C$

- b) Calcular en °C la temperatura de un cuerpo que esta a 120 K
 - c) Determinar y justificar si es correcto afirmar que una variación cualquiera de temperatura expresada en °C es numéricamente igual si se la expresa en K
2. Convertir
- a) 327,5 °C (el punto de fusión del plomo) a grados Fahrenheit.
 - b) 172,9 °F (el punto de ebullición del etanol) a grados Celsius.
 - c) 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido, a grados Celsius.
3. Convierta las siguientes temperaturas a Kelvin:
- a) 113 °C, el punto de fusión del azufre.
 - b) 37 °C, la temperatura corporal normal.
 - c) 357 °C, el punto de ebullición del mercurio.

1.9 Densidad y peso específico

La densidad absoluta, se define como la masa por unidad de Volumen de un sistema. Matemáticamente es el cociente entre la masa y el Volumen del sistema, esto es:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \quad \text{o en símbolos} \quad \delta = \frac{m}{V}$$

Como la densidad es una propiedad intensiva no depende de la cantidad de masa presente, para un material dado la relación de masa a Volumen es siempre la misma; en otras palabras V aumenta conforme aumenta la masa m.

Las unidad derivada del Sistema Internacional para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg / m³). Esta unidad es demasiado grande para la mayoría de las aplicaciones en química; por lo que la unidad gramo por centímetro cúbico (g / cm³) y su equivalente g / mL, se utilizan con más frecuencia para expresar las densidades del sólidos y líquidos. Como las densidades de los gases son muy bajas, para ellos se emplea la unidad de gramos por litro (g / L)

$$\begin{aligned} 1 \text{ g / cm}^3 &= 1 \text{ g / mL} = 1000 \text{ kg / m}^3 \\ 1 \text{ g / L} &= 0,001 \text{ g / mL} = 1 \times 10^{-3} \text{ g / mL} \end{aligned}$$

1.9.1 Densidad relativa

La densidad relativa, es la densidad de un cuerpo respecto a la densidad de otro tomado como referencia. Para sólidos y líquidos la sustancia de referencia es el agua destilada que a Presión de 1 atmósfera y 4 °C de temperatura tiene una densidad de 1000 g / mL.

Como se trata de un cociente de dos unidades el resultado es un número adimensional, esto es un número sin unidades.

$$\delta_{\text{relativa}} = \frac{\delta_{\text{sustancia}}}{\delta_{(\text{H}_2\text{O})}}$$

Para los gases se toma como referencia la densidad del aire a 1 atmósfera de presión y 0 °C (Condiciones Normales de Presión y Temperatura), a la que corresponde una densidad de 1,293 g / L.

√ Ejemplo: Si la densidad absoluta del Oxígeno es de 1,429 g / L la densidad relativa será:

$$\delta_{\text{relativa}} = \frac{\delta_{\text{oxígeno}}}{\delta_{\text{O}_2}} = \frac{1,429 \text{ g / L}}{1,293 \text{ g / L}} = 1,105$$

Quando se establece el valor de la densidad, se hace referencia a la temperatura a la que se determina. Esto se debe a que el volumen varía, con la temperatura. En consecuencia también varía la densidad.

1.9.2 Peso específico

Peso específico absoluto: Se define como el peso por unidad de volumen de un sistema. Matemáticamente se calcula como el cociente entre el peso y el volumen de un sistema.

$$Pe = \frac{P}{V}$$

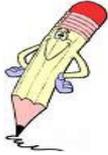
Peso específico relativo

Es el peso específico de una sustancia con respecto a otra tomada como referencia.

Para sólidos y líquidos:

$$Pe_r = \frac{Pe}{Pe_{(agua)}}$$

Para gases: $Pe_r = \frac{Pe}{Pe_{(aire)}}$



Para resolver

Densidad y peso específico

1. La densidad del mercurio (Hg) a 273,15 K es 13,60 g/cm³. ¿Cuál es el volumen que ocuparán 35 g de mercurio?
2. Determinar el volumen de 20 kilogramos de benceno si su densidad relativa es de 0,88.
3. ¿Cuál es la densidad de una bola de acero que tiene un diámetro de 1,5 cm y una masa de 14,12 g? $V_{esfera} = 4/3 \pi r^3$
4. Calcule la densidad del cobre (peso específico 8,96 g/cm³) en kg/m³.
5. Calcule la densidad de un cilindro de aluminio de masa 75,21 g, diámetro 1,5 m y una altura de 15,75 cm.
6. Una cantidad de arena pesa 33,8 g en el aire. Se transfiere a una probeta graduada de 100 mL que contiene 40 mL de agua. La lectura final del volumen es de 53,0 mL. Determine el peso específico de la arena.
7. El ácido de batería tiene un peso específico de 1,29 g/cm³ y contiene 36,5 % en peso de H₂SO₄. ¿Cuántos gramos de H₂SO₄ puro contendrá un mililitro de ácido de batería?
8. Calcule el peso de HNO₃ puro por litro del ácido concentrado con 50,0 % en peso de HNO₃ y peso específico relativo 1,20.
9. Calcule la densidad del cobre (Cu) sabiendo que una esfera de este metal, de 43 cm de diámetro, tiene una masa de 371 kg; $\delta = m/V$; $V_{esfera} = 4/3 \pi r^3$.
10. Se tiene una lata (a 25°C) en cuyo interior hay 1,0 litro de aceite. Sabiendo que la masa del aceite es 0,92 kg, Calcule la densidad de dicho aceite.
11. En un recipiente graduado se vierte agua líquida, H₂O(l), hasta que la marca leída es 25 cm³. Se coloca en su interior un bloque de grafito. (El grafito es una de las formas en las que se encuentra en la naturaleza el elemento carbono; la otra forma es el diamante). La masa del bloque es 13,5 g y el nivel del agua sube hasta llegar a 31 cm³. Calcule la densidad del grafito.

La Materia

La materia es por doquier la misma
y en ella no se distinguen partes.

B. SPINOZA Ética

2.1 Materia

La materia se puede definir como todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio, desde un planeta a una bacteria, la totalidad del Universo es materia. Dicho de otra manera la materia es todo lo que nos rodea. Estamos insertos en un mundo donde la química está presente y es necesario que la conozcas y entiendas, ya que estamos rodeados de materia y energía. Quizás no te des cuenta pero está en tú hacer cotidiano.

Así es que te damos una definición, esperando que con el tiempo puedas hablar fluidamente de que es la química.

“La química es la ciencia que estudia a la materia, sus propiedades, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichos procesos.”

De aquí podemos inferir que la química se transforma en una disciplina de vital importancia para el ser humano, el conocimiento profundo de la materia permite descifrar muchos de los misterios que nos afectan, de esta manera podemos hacer un mejor uso de los recursos naturales, elaborar nuevos productos, en esencia resolver muchos de los problemas tanto superficiales como trascendentes que nos propone la vida.

Durante mucho tiempo los conceptos materia y masa se tomaron como sinónimos, pero a principios del siglo XX el físico Albert Einstein (1879-1955), demostró que la masa y la energía en realidad son dos componentes de la materia, teniendo la capacidad de interconvertirse. De esta manera podemos definir como **masa**, a la existencia de materia en forma de partículas o también como la cantidad de sustancia de un cuerpo susceptible de ser acelerada. La masa se mide mediante balanzas y su unidad es kilogramo o sus múltiplos y submúltiplos. Mientras que la **energía** es una propiedad de un sistema, que manifiesta su capacidad para realizar trabajo, las unidades más utilizadas son es el Joule, la Caloría o el Ergio.

El estudio de la materia se realiza a través de:

- √ Sus propiedades
 - Impenetrabilidad
 - Extensión
 - Inercia
- √ Transformaciones
- √ Variedades

La materia puede tomar distintas formas a las que se las denomina cuerpo. Entonces:

Un CUERPO es una porción limitada de materia identificable por su forma

2.2 Propiedades de la Materia

Para poder estudiar y entender que es la materia y como se comporta es necesario estudiar sus propiedades. Las cuales se clasifican como: generales ó extensivas y específicas ó intensivas.

Propiedades generales o extensivas

Son aquellas propiedades de un cuerpo cuyo valor medible depende de la cantidad de materia, estas son: volumen, peso, inercia, entre otros.

Propiedades intensivas o específicas

Estas propiedades no dependen de la cantidad de materia, sino de su naturaleza, son importantes porque permiten distinguir a un cuerpo de otro. Pueden ser **físicas** como: la densidad, la conductividad eléctrica y calorífica, la elasticidad, maleabilidad, cambios de estado o **químicas** como: la fuerza oxidante, la acidez o basicidad, combustibilidad, capacidad de combinación (estado de oxidación), electronegatividad, entre otras.

2.3 Leyes de la conservación de la materia

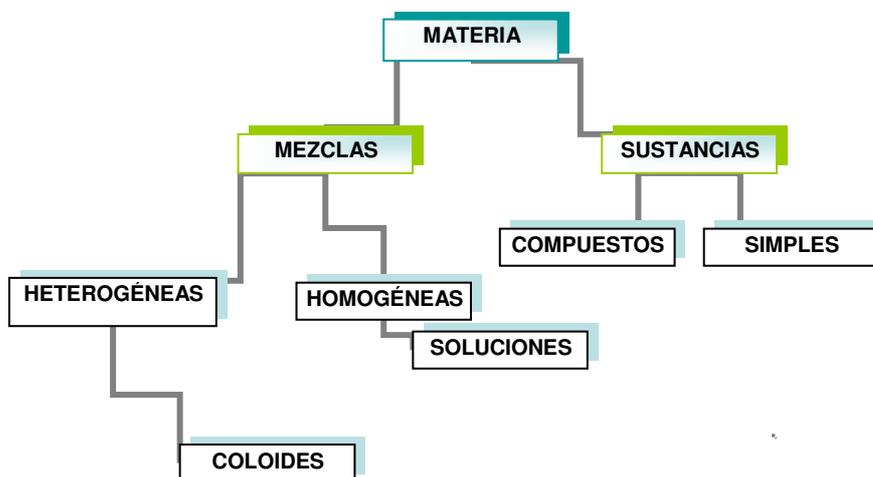
Estas leyes son los pilares que permiten estudiar y entender los cambios químicos de las sustancias. **La ley de la conservación de la masa** la cual señala que: "La masa de las sustancias antes y después de un cambio químico es constante", también puede expresarse como "La masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma.". **La Ley de la Conservación de la energía** que expresa que: "La energía del universo constante" esta ley también se define como:"La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma." Estas dos leyes están relacionadas por la ecuación de Einstein:

$E = mc^2$
Donde: E = energía m = masa c^2 = velocidad de la luz al cuadrado.

Podemos interpretarla como "*La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma*". La masa y energía son componentes de la materia y sólo se convierten una en la otra. Ahora te hacemos una pregunta **¿Masa y peso es lo mismo, son sinónimos?**. La respuesta es **NO**, la masa de un cuerpo es una medida de la cantidad de materia que lo forma, mientras que el **PESO** es la fuerza resultante de la atracción gravitatoria de la tierra sobre cada punto del mismo. Dado que, ordinariamente, hacemos todos nuestros experimentos en el planeta Tierra, tendemos a usar masa y peso intercambiamente. Dicho uso es permisible, siempre que mantengamos en mente la diferencia entre masa y peso. Por ejemplo, cada uno de nosotros tiene una determinada masa, pero nuestro peso va a depender del lugar en donde realicemos dicha medición, por ejemplo en la tierra pesamos 50 kg pero si nos pesamos en la luna nuestro peso será diferente, donde la atracción gravitacional es aproximadamente un sexto de la terrestre. El cuerpo no ha perdido masa, sólo está sujeto a una atracción gravitacional menor. ¿Qué pensás? ¿Pesaremos más o menos en la luna?

2.4 Clasificación de la materia

Cuadro 1. Clasificación de la materia.



En la naturaleza encontramos:

Sustancias puras. Dentro de esta presentación tenemos a los elementos y los compuestos.

✓ Un **elemento** es aquella sustancia que no puede descomponerse por métodos químicos en otra más sencilla. Son más de 112 elementos, algunos son muy comunes y necesarios, como el carbono, el oxígeno o el hidrógeno. Otros, se han creado artificialmente en aceleradores de partículas o en reactores atómicos, son tan raros que sólo existen durante milésimas de segundo.

La ordenación de estos elementos en función de sus propiedades físicas y químicas, da lugar a la llamada "Tabla Periódica". Fue ideada por un químico ruso, Mendeleiev el año 1869. Desde aquella primera tabla que contenía tan sólo 63 elementos hasta la actual que tiene más de 112.

√ Los **compuestos** resultan de la combinación de los elementos en una proporción definida, los elementos unidos pierden sus propiedades individuales.

Mezclas. Son sistemas que se forman por la combinación física de elementos o compuestos en diferente proporción, los cuales conservan sus propiedades y se pueden separar por métodos físicos, además a las mezclas podemos clasificarlas si presentan una sola fase como homogéneas (soluciones y aleaciones) o si tienen varias como heterogéneas (suspensiones etc.)

2.5 Sistemas Materiales

La Química estudia la materia, utilizando los sistemas materiales, así que:

Se denomina **Sistema Material** a un cuerpo aislado, conjunto de cuerpos, partes de un cuerpo o parte de un conjunto de cuerpos que se aíslan convenientemente para ser estudiados.

√ **Sistemas Homogéneos:** son aquellos que tienen propiedades intensivas constantes en toda su extensión.

Estos a su vez se clasifican en sustancias y soluciones.

√ **Sistemas heterogéneos:** son aquellos que tienen propiedades intensivas que no son constantes, existiendo superficies de discontinuidad, entre las distintas partes.

Todo sistema homogéneo es monofásico (una sola fase), mientras que todo sistema heterogéneo es polifásico (dos o más fases). Existen otros sistemas en donde las propiedades intensivas varían punto a punto (variación en forma gradual), pero no existen superficies de separación y se los denomina **sistemas inhomogéneos**. Un ejemplo clásico de es la atmósfera terrestre.

Fase: es cada uno de los sistemas homogéneos que componen un sistema heterogéneo; las fases están separadas una de otras por superficies de discontinuidad, llamada interfase.

Cabe aclarar que en todo sistema, ya sea este homogéneo o heterogéneo, se deben distinguir los componentes del mismo. Es decir las sustancias que la forman. Te mostramos a continuación una tabla que resume los conceptos básicos referidos al tema.

Materia	Sistema Material	-Sistema Homogéneo Es aquel sistema que en todos los puntos de su masa posee las mismas propiedades intensivas.	- Sustancias Sistema homogéneo con propiedades intensivas constantes que resisten los procedimientos mecánicos y físicos del análisis.	- Simple: no se puede descomponer en otras. Esta formada por átomos de un mismo elemento.
				- Compuesta: se puede descomponer en otras. Esta formada por átomos de diferentes elementos.
			- Solución Sistema homogéneo constituido por dos	- Solute Sustancia en menor abundancia dentro de la solución.

			o más sustancias puras o especies químicas.	- Solvente Sustancia cuyo estado físico es el mismo que el que presenta la solución.
		-Sistema Heterogéneo Es aquel sistema que en diferentes puntos del mismo tiene distintas propiedades intensivas.	- Dispersión Grosera Sistemas heterogéneos visibles a simple vista.	
			- Dispersión Fina Sistema heterogéneo visible al microscopio	- Suspensiones Dispersiones finas con la fase dispersante líquida y la dispersa sólida.
				- Emulsiones Dispersiones finas con ambas fases líquidas.
			- Dispersión Coloidal Sistema heterogéneo no visible al microscopio, visible al ultramicroscopio.	

2.5.1 Métodos de separación

Métodos principales de separación de mezclas.

- √ **Decantación:** Este método es utilizado para separar un sólido insoluble de un líquido. Permite separar componentes contenidos en distintas fases. La separación se efectúa vertiendo la fase superior (menos densa) o la inferior (más densa).
- √ **Centrifugación.** Método utilizado para separar un sólido insoluble de grano muy fino y de difícil sedimentación de un líquido. La operación se lleva a cabo en un aparato llamado centrífuga.
- √ **Destilación.** Este método permite separar mezclas de líquidos miscibles, aprovechando sus diferentes puntos de ebullición. Este procedimiento incluye una evaporación y condensación sucesivas. Existen varios tipos de destilaciones, las cuales entre las que se encuentran la simple, la fraccionada y por arrastre de vapor.
- √ **Filtración.** Permite separar un sólido de grano insoluble (de grano relativamente fino) de un líquido. Para tal operación se emplea un medio poroso de filtración o membrana que deja pasar el líquido y retiene el sólido. Los filtros más comunes son el papel filtro y la fibra de vidrio.
- √ **Evaporación.** Este método permite separar un sólido disuelto en un líquido por incremento de temperatura hasta que el líquido hierve y pasa al estado de vapor, quedando el sólido como residuo en forma de polvo seco.
- √ **Sublimación.** Es un método utilizado en la separación de sólidos, aprovechando que algunos de ellos es sublimable (pasa del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el estado líquido). Mediante este método se obtiene el café de grano.
- √ **Cromatografía.** La palabra Cromatografía significa "escribir en colores", ya que cuando fue desarrollada los componentes separados eran colorantes. Las técnicas cromatográficas se basan en la aplicación de la mezcla (fase móvil) en un punto (punto de inyección o aplicación) de un soporte (fase estacionaria) seguido de la influencia de la fase móvil. Existen varios tipos de cromatografía, en columna, en papel, en capa fina, HPLC, de gases, entre otras.

- √ **Diferencia de solubilidad.** Este método permite separar sólidos de líquidos o líquidos de sólidos al contacto con un solvente que selecciona uno de los componentes de la mezcla. Este componente es soluble en el solvente adecuado y es arrastrado para su separación, ya sea por decantación, filtración, vaporización, destilación, etc. Este método es muy útil para la preparación y análisis de productos farmacéuticos.
- √ **Imantación.** Este método aprovecha la propiedad de algún material para ser atraído por un campo magnético. Los materiales ferrosos pueden ser separados de la basura por medio de un electroimán.

2.6 Estados de agregación

La materia se presenta básicamente en tres estados, los cuales son: sólido, líquido y gaseoso.

- √ **Estado sólido.** Es un estado de la materia en el cual las partículas ocupan posiciones fijas dándole a la sustancia una forma definida. Presentan enlaces muy fuertes por esa razón tienen poca libertad de movimiento. Se presentan en dos formas principales: cristalinos y amorfos.
- √ **Estado Líquido.** Estado de agregación de la materia en el cuál las partículas de una sustancia están unidas débilmente y por ello se pueden mover y por consiguiente cambiar su forma dentro de un volumen fijo. Esta propiedad de sus partículas permite que un líquido tenga fluidez y eso por ello tome la forma del recipiente que lo contiene.
- √ **Estado gaseoso.** Es un estado de agregación de la materia en el cual las fuerzas de atracción entre las partículas de una sustancia son muy débiles permitiendo el movimiento a enormes velocidades. Los gases se caracterizan por no tener volumen definido. En este estado de agregación las partículas se encuentran en movimiento continuo y por ello las partículas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que los contiene. Un gas empuja constantemente en todas direcciones por esa razón los gases llenan por completo los recipientes que ocupan, las colisiones en las paredes originan la presión del gas.

2.6.1 Cambios de estado

Cuando una sustancia cambia de estado implica suministro o liberación de energía del sistema hacia el medio, por esta razón se definen los cambios de estado en dos tipos:

- √ Endotérmicos. Son cambios de estado que se originan cuando al sistema absorbe energía.
- √ Exotérmicos. Cambios de estado que se originan cuando el sistema desprende energía.

Cambios de Estado Endotérmicos:

- √ **Sublimación.** Es un cambio de estado directo de sólido a gas por ejemplo la sublimación del Yodo etc.
- √ **Fusión.** Es un cambio de estado que permite que una sustancia en estado sólido pase al estado líquido como el hielo de la escarcha derriéndose, la manteca en una sartén, un chocolate derretido en la palma de la mano etc.
- √ **Solidificación.** Es un cambio de estado que ocurre cuando un líquido pasa al estado sólido. Ejemplos: La nieve, la obtención de figuras de plástico.
- √ **Evaporización.** Es cambio de estado endotérmico que permite que una sustancia en estado líquido pase al estado gaseoso. Ejemplos: Agua hirviendo, la formación de las nubes por medio de la evaporización del agua de los ríos y mares.

Cambios de Estado Exotérmicos:

- √ **Condensación.** Es la conversión del estado de vapor al estado líquido. Este proceso es el inverso de la evaporización, ejemplo: empañamiento de una ventana.
- √ **Licuefacción.** Es el paso del estado gaseoso al estado líquido, ejemplos: la obtención de aire líquido o de alguno de sus componentes.
- √ **Cristalización.** Proceso por el cual se forman los cristales, esto ocurre cuando una sustancia se enfría. Este proceso se observa cuando se tiene un sólido disuelto en una disolución saturada.

2.7 Fenómenos físicos y químicos

- √ **Fenómeno Físico:** Son cambios que no involucran la obtención de nuevas sustancias químicas por ejemplo: cambios de estado, disolución, cristalización, filtración,

fragmentación, reflexión y refracción de la luz, dilatación de un metal, movimiento de los cuerpos, transmisión del calor etc.

- √ **Fenómeno Químico:** Son cambios que implican la transformación de una sustancia en otras, por ejemplo: combustión, oxidación, reducción, polimerización, neutralización entre ácidos y bases, precipitación, formación de complejos, explosiones, digestión de los alimentos, corrosión de los metales, fotosíntesis, fermentación etc.

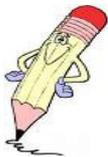
A continuación te mostramos algunos ejemplos

Proceso	Tipo de fenómeno	Observaciones
Oxidación del Hierro	Químico	El metal brillante y lustroso se transforma en óxido café rojizo
Ebullición del agua	Físico	El líquido se transforma en vapor
Ignición de azufre en aire	Químico	El azufre sólido y amarillo se transforma en dióxido de azufre, <i>gas sofocante</i>
Pasar un huevo por agua hirviendo	Químico	La yema y la clara líquidas se transforman en sólidas, desnaturalización de proteínas
Combustión de la gasolina	Químico	El combustible líquido se quema y se transforma en monóxido de carbono, dióxido de carbono y agua, todos en estado gaseoso
Digestión de los alimentos	Químico	Los alimentos se transforman en nutrientes líquidos y desechos sólidos
Aserrado de la madera	Físico	Se producen trozos más pequeños de madera y aserrín, a partir de una pieza mayor de madera
Quemado de la madera	Químico	La madera arde y se transforma en cenizas, dióxido de carbono gaseoso y agua
Calentamiento del vidrio	Físico	El vidrio sólido se transforma en pasta deformable, y así se puede cambiar su forma

2.8 Energía

En principio se puede considerar que sólo hay dos tipos de energía, la potencial y la cinética. Con la transformación de éstas ocurren las demás manifestaciones.

- √ **Energía potencial:** Es la energía almacenada en una partícula debido a su posición dentro de un campo de fuerzas eléctricas magnéticas o gravitacionales, como el agua de una presa, una pila o batería etc.
- √ **Energía cinética:** Es la energía que poseen los cuerpos en movimiento.

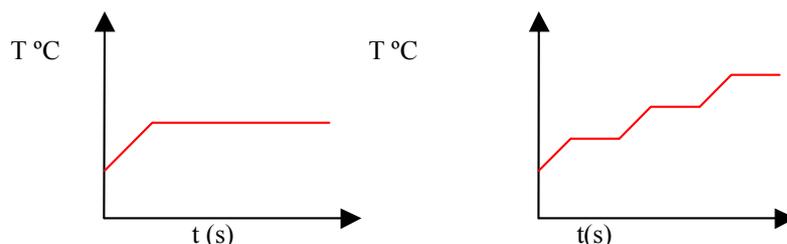


Para resolver

Sistemas materiales

- Indique los nombres de los siguientes cambios de estado:
 - Sólido a líquido
 - Líquido a sólido
 - Gas a líquido
 - Sólido a gas
- Al calentar dos recipientes que contienen diferentes líquidos, se obtienen los siguientes

resultados



Determine cual de los dos gráficos corresponde a una sustancia y cual a una mezcla. Justifique su respuesta.

3. Señale cual de los siguientes procesos son cambios físicos y cuales cambios químicos
 - a) Vaporización del agua
 - b) Mezcla en un recipiente de dos gases, oxígeno e hidrógeno
 - c) Formación de agua al hacer saltar una chispa eléctrica en una mezcla de oxígeno e hidrógeno
 - d) Oxidación del hierro
 - e) Calentamiento de un trozo de aluminio
 - f) Fermentación del vino
 - g) Agrietamiento de la leche

4. Indique cual de los siguientes procedimientos es el mas adecuado para separar una mezcla de sal, azufre y nafta:
 - a) Calentar para que la nafta se evapore y separar después la sal y el azufre añadiendo agua. Al filtrar, quedara el azufre en el papel, y se separara la sal del agua por evaporación.
 - b) Filtrar para separar la nafta de los dos sólidos. Añadir agua sobre el mismo filtro para que se disuelva la sal y separarla del azufre por filtración. Recuperarla dejando evaporar el agua.
 - c) Filtrar para separar la nafta de los dos sólidos. Añadir sulfuro de carbono sobre el papel del filtro para disolver el azufre y recuperarlo por evaporación del sulfuro de carbono.
 - d) Calentar para que primero se evapore la nafta y después funda el azufre, que se separara de la sal por filtración.

5. En la tabla se indican algunas propiedades físicas de determinadas sustancias a 1 atm de presión
 Responder y justificar:
 - a) ¿En que estado se encuentran todas las sustancias a 20 °C?
 - b) ¿En qué estado se encuentra el benceno en Groenlandia (- 10 °C)?
 - c) Si se vierte un barril de benceno en la corriente de un río, ¿se formaran dos capas insolubles en ella?
 - d) El gas metano es el responsable de las explosiones en algunas minas. ¿Se acumulara en el fondo del túnel o en la parte superior del mismo?

	Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Solubilidad en agua (g/100 g)	Densidad (kg/L)
1	Ácido Acético	16,6	118,1	Infinita	1,05
2	Benceno	5,5	80,1	0,07	0,88
3	Bromo	- 7,1	58,8	3,51	3,12
4	Hierro	153	3000	Insoluble	7,86
5	Metano	- 182,5	- 161,5	0,0022	$6,7 \times 10^{-4}$
6	Oxigeno	- 218,8	- 183,0	0,0040	$1,3 \times 10^{-3}$

7	Cloruro de Sodio	801	1473	36,5	2,16
8	Agua	0	100	—	1,00

6. Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de hierro (Fe). Indicar cuáles de ellas son intensivas y cuáles extensivas. Justifique.
- Masa = 40 g
 - Densidad = $7,8 \text{ g cm}^{-3}$
 - Color: grisáceo brillante
 - Punto de fusión = 1535°C
 - Volumen = $5,13 \text{ cm}^3$
 - Insoluble en agua
7. Las siguientes proposiciones se refieren a un sistema formado por 3 trozos de hielo ($\text{H}_2\text{O(s)}$) flotando en una solución acuosa de cloruro de potasio (KCl). Marcar las correctas y Justifique su elección.
- Es un sistema homogéneo.
 - El sistema tiene 2 interfases.
 - El sistema tiene 3 fases sólidas y una líquida.
 - El sistema tiene 2 componentes.
 - El sistema tiene 3 componentes.
 - Los componentes se pueden separar por filtración.
8. Se tiene azúcar y sal común (sacarosa y cloruro de sodio) totalmente disueltos en agua a 25°C . Señale las afirmaciones correctas y justifique.
- La densidad es la misma en todas las porciones del sistema.
 - El sistema está constituido por más de una sustancia.
 - El sistema tiene una sola fase a cualquier temperatura.
9. Indique cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuáles son sustancias:
- agua salada
 - agua y etanol (H_2O y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
 - mercurio (Hg)
 - óxido de plata (Ag_2O)
 - bromo líquido ($\text{Br}_2(\text{l})$)
 - vino filtrado
10. Indique y justifique cuáles de los siguientes sistemas son sustancias simples y cuáles compuestas:
- cloruro de calcio (CaCl_2)
 - oxígeno (O_2)
 - agua (H_2O)
 - azufre (S)
 - óxido de zinc (ZnO)
 - magnesio (Mg)
11. Indique cuáles de estas afirmaciones son correctas y cuáles no.
- Un sistema con un sólo componente debe ser homogéneo.
 - Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
 - Un sistema con 2 componentes gaseosos debe ser homogéneo.
 - Un sistema con varios componentes distintos debe ser heterogéneo.
12. Indique cuáles de estas afirmaciones son correctas y cuáles no.
- El agua está formada por la sustancia oxígeno (O_2) y la sustancia hidrógeno (H_2).
 - Por descomposición del agua se obtiene el elemento oxígeno y el elemento hidrógeno.
 - El óxido de calcio (CaO) está formado por el elemento calcio y el elemento oxígeno.
 - Cuando el elemento hierro se combina con el elemento oxígeno se obtiene un

óxido de hierro (puede ser óxido férrico (Fe_2O_3) que, junto con otras sustancias, forma la herrumbre).

- e) Si se calienta una determinada cantidad de un líquido, aumenta su volumen y en consecuencia también aumenta su masa.

El interior de la materia

De todos modos, lo absolutamente interior de la materia no es, desde el punto de vista del entendimiento, más que una quimera.

E. KANT, *Crítica de la razón pura*

3.1 Teoría Atómica

Todas las sustancias están compuestas por partículas muy pequeñas llamadas **átomos**, que constituyen la porción mínima de materia que combinada químicamente conforma todo lo que nos rodea. La teoría atómica fue formulada por Dalton (1766-1844) quien elaboro su teoría acerca de los **átomos** por un interés principalmente físico, el suponer que la materia está compuesta por partículas infinitamente pequeñas que se atraen o repelen entre sí con distinta intensidad, según la temperatura y su naturaleza, se presentaba como la mejor explicación de las propiedades de los distintos estados de agregación (gases, líquidos y sólidos).

Esta idea no era original, la propuesta novedosa de Dalton consistió en suponer que existe una masa atómica característica para cada elemento y que los átomos de un mismo elemento tienen todos exactamente la misma masa, siendo esta distinta de la de los átomos de cualquier otro. También, en suponer que los átomos de lo que el llamo sustancias compuestas (hoy decimos **moléculas**) se pudieran concebir como un grupo de átomos de distintos elementos. De la teoría de Dalton se desprende que los átomos de cada elemento poseen dos propiedades importantes: la **masa**, que lo caracteriza, y el **estado de oxidación**, que indica la manera y extensión con la que se combinara con otros átomos.

3.2 Modelo Atómico

En el **modelo atómico** los átomos están formados por un núcleo pequeño de gran masa, y un exterior casi vacío. Las partículas subatómicas constitutivas son:

Los **electrones**, cargados eléctricamente (negativos, por convención) y con una masa de aproximadamente $9,109 \cdot 10^{-28}$ g.

Los **protones**, cargados eléctricamente (con carga de igual magnitud que los electrones, pero de polaridad opuesta –positivos por convención) y con una masa de casi 1 uma.

Los **neutrones**, eléctricamente neutros y de masa prácticamente igual a la suma de la de un protón y un electrón, aproximadamente $1,675 \cdot 10^{-24}$ g.

Estas partículas se distribuyen dentro del átomo de la siguiente manera, los protones y neutrones ocupan el núcleo y los electrones se ubican en el espacio exterior.

Todos los átomos tienen protones, y la cantidad de éstos en un núcleo atómico es una importante propiedad llamada **número atómico**. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico, y por lo tanto, también la misma cantidad de electrones, de otro modo estaríamos en presencia de iones, no de átomos. En cambio, la cantidad de neutrones puede variar entre átomos de un mismo elemento, dando lugar a la existencia de **isótopos**.

Puesto que los protones y los neutrones tienen masa similar, y la masa de los electrones es pequeña en comparación a las de éstos, se ha definido para los átomos la propiedad **número másico**, que no es otra cosa que la suma de las cantidades de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo.

Una forma usual de expresar estas propiedades es:

A
X
Z

Donde **A** es el número másico del átomo en consideración (**X**) y **Z** el número atómico.

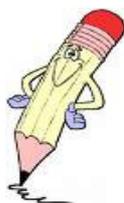
3.3 Estado de oxidación

Otra propiedad surgida de esta teoría es el **estado de oxidación** que indica la capacidad de un elemento de combinarse. Los átomos tienen tantos electrones como protones, los electrones de todos los átomos de cada elemento están distribuidos de un mismo modo. Esta manera de distribuirse genera una periodicidad similar a la encontrada por Mendeleiev (1834-1907) en las propiedades químicas de los elementos.

De forma general y a efectos de formulación, a cada elemento dentro de un compuesto se le asigna un número positivo o negativo denominado índice, número o grado de oxidación (denominado anteriormente como valencia). Dicho índice, que puede considerarse como el número de electrones perdidos o ganados en el ión correspondiente (en el supuesto de que todos los compuestos fueran iónicos) tiene, no obstante, un carácter fundamentalmente operativo, pues sirve para deducir con facilidad las fórmulas de las diferentes combinaciones posibles.

Cuando se analiza con detenimiento se advierte la existencia de ciertas relaciones entre el índice de oxidación de un elemento y su posición en el sistema periódico de modo que es posible deducir las siguientes reglas básicas:

- 1) En los elementos libres, no combinados, cada átomo tiene un número de oxidación de cero. Así, por ejemplo cada átomo de potasio (K), Sodio (Na), Berilio (Be) tienen número de oxidación: cero.
- 2) Para iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ión. Así, por ejemplo, Na^+ tiene número de oxidación +1; el ión Fe^{+2} , +2; el ión F^- , -1. Todos los metales alcalinos tienen número de oxidación +1, y todos los alcalinos térreos tienen número de oxidación +2 en sus compuestos.
- 3) El número de oxidación del oxígeno en la mayoría de los compuestos es -2, excepto en los peróxidos, en el que el ión peróxido (O_2^{-2}) es -1.
- 4) El número de oxidación del Hidrógeno es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios (hidruros metálicos), cuyo número de oxidación es -1.
- 5) En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. En un ión poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga del ión.
- 6) Los números de oxidación no tienen que ser números enteros. Por ejemplo el oxígeno en los superóxidos (O_2^-) es -1/2.



Para Resolver

Números de oxidación

1. Calcule el número de oxidación del arsénico en el compuesto As_2O_5 .
2. Calcule el número de oxidación del manganeso en KMnO_4 .
3. ¿Cuál es el número de oxidación de cada elemento del FeO ?
4. ¿Cuál es el número de oxidación de cada elemento del H_2S ?
5. ¿Cuál es el número de oxidación de cada elemento del Sb_2S_3 ?
6. ¿Cuál es el número de oxidación de cada elemento del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

Para leer y reflexionar

Estamos comenzando el estudio de una disciplina científica, “La Química”, probablemente ya hemos adquirido una idea al menos general de que es la química, ¿y la ciencia?, que representa esa palabra tan usada. Te invitamos a leer y reflexionar lo que dos importantes personalidades de la cultura Argentina escribieron al respecto, y a partir de estas y otras fuentes a las que tengas acceso sacar tus propias conclusiones.

A continuación transcribiremos un fragmento del escritor Ernesto Sábato (n. en 1914) extraído del libro “Uno y el universo”, y otro del Médico y escritor José Ingenieros (1877 - 1925) que forma parte del libro “Las fuerzas morales”

CIENCIA (Ernesto Sábato) *Uno y el Universo*

Durante siglos el hombre de la calle tuvo más fe en la hechicería que en la ciencia: para ganarse la vida, Kepler necesitó trabajar de astrólogo; hoy los astrólogos anuncian en los diarios que sus procedimientos son estrictamente científicos. El ciudadano cree con fervor en la ciencia y adora a Einstein y a Madame Curie. Pero, por un destino melancólico, en este momento de esplendor popular muchos profesionales comienzan a dudar de su poder. El matemático y filósofo inglés A. N. Whitehead nos dice que la ciencia debe aprender de la poesía; cuando un poeta canta las bellezas del cielo y de la tierra no manifiesta las fantasías de su ingenua concepción del mundo, sino los hechos concretos de la experiencia “desnaturalizados por el análisis científico”. Probablemente, este desencuentro entre el profesional y el profano se debe a que el desarrollo de la ciencia a la vez implica un creciente poder y una creciente abstracción. El hombre de la calle sólo ve lo primero, siempre dispuesto a acoger favorablemente a los vencedores; el teórico ve ambos aspectos, pero el segundo comienza a preocuparle en forma esencial, hasta el punto de hacerle dudar de la aptitud de la ciencia para aprehender la realidad. Este doble resultado del proceso científico parece contradictorio en sí mismo. El rigor es la doble cara de una misma verdad: *la ciencia no es poderosa a pesar de su abstracción sino justamente por ella.*

Es difícil separar el conocimiento vulgar del científico; pero quizá pueda decirse que el primero se refiere a lo particular y concreto, mientras que el segundo se refiere a lo general y abstracto. “La estufa caliente” es una proposición concreta, hasta doméstica y afectiva, con reminiscencias de cuentos de Dickens. El científico toma de ella algo que nada tiene que ver con estas asociaciones: provisto de ciertos instrumentos, observará que la estufa tiene mayor temperatura que el medio ambiente y que el calor pasa de aquélla a éste.

En la misma forma examinará otras afirmaciones parecidas, como “la plancha quema”, “las personas que se retardan toman el té frío”. El resultado de sus reflexiones y medidas será una sola y seca conclusión: “El calor pasa de los cuerpos calientes a los fríos”.

Todavía esto es bastante accesible para la mente común: el desiderátum del hombre de ciencia es enunciar juicios tan generales que sean ininteligibles, lo que se logra con la ayuda de la matemática. El enunciado anterior todavía no le satisface y sólo queda tranquilo cuando puede llegar a decir: “La entropía de un sistema aislado aumenta constantemente”.

Del mismo modo, cuestiones como la caída de la manzana sobre la cabeza de Newton, la existencia de las cataratas del Iguazú, la fórmula del movimiento acelerado y el accidente de Cyrano, pueden reunirse exitosamente en la proposición “El tensor g es nulo”, que, como observa Eddington, tiene el mérito de la concisión, ya que no el de la claridad.

La proposición “la estufa caliente” expresa un conocimiento y por lo tanto da algún poder al que lo posee: sabe que si tiene frío será conveniente acercarse a una estufa. Pero este conocimiento es bastante modesto, no le sirve para ninguna otra situación.

En cambio, si alguien tiene pleno conocimiento de que la “entropía de un sistema aislado aumenta constantemente”, no sólo buscará una estufa para calentarse —resultado muy

magro para veinte años de estudio— sino que podrá resolver una enorme cantidad de problemas, desde el funcionamiento de un motor hasta la evolución del Universo.

Así, a medida que la ciencia se vuelve más abstracta y en consecuencia más lejana de los problemas, de las preocupaciones, de las palabras de la vida diaria, su utilidad aumenta en la misma proporción. Una teoría tiene tantas más aplicaciones cuanto más universal, y por lo tanto cuanto más abstracta, ya que lo concreto se pierde con lo particular. El poder de la ciencia se adquiere gracias a una especie de pacto con el diablo: a costa de una progresiva evanescencia del mundo cotidiano. Llega a ser monarca, pero, cuando lo logra, su reino es apenas un reino de fantasmas. Se logra unificar todas aquellas proposiciones porque se eliminan los atributos concretos que permiten distinguir una taza de té, una estufa y personas que se retardan. En este proceso de limpieza va quedando bien poco; la infinita variedad de concreciones que forma el universo que nos rodea desaparece; primero queda el concepto de *cuerpo*, que es bastante abstracto, y si seguimos adelante apenas nos quedará el concepto de *materia*, que todavía es más vago: el soporte o el maniquí para cualquier traje.

El universo que nos rodea es el universo de los colores, sonidos, y olores; todo eso desaparece frente a los aparatos del científico, como una formidable fantasmagoría.

El Poeta nos dice:

*El aire el huerto orea
y ofrece mil olores al sentido;
los árboles menean
con un manso ruido
que del oro y del cetro pone olvido.*

Pero el análisis científico es deprimente: como los hombres que ingresan en una penitenciaría, las sensaciones se convierten en números. El verde de aquellos árboles que el aire menean ocupa una zona del espectro alrededor de las 5000 unidades Angström; el manso ruido es captado por micrófonos y descompuesto en un conjunto de ondas caracterizadas cada una por un número; en cuanto al olvido del oro y del cetro, queda fuera de la jurisdicción del científico, porque no es susceptible de convertirse en matemática. El mundo de la ciencia ignora los valores: un geómetra que rechazara el teorema de Pitágoras por considerarlo perverso tendría más probabilidades de ser internado en un manicomio que de ser escuchado en un congreso de matemáticos. Tampoco tiene sentido una afirmación como “tengo fe en el principio de conservación de la energía”; muchos hombres de ciencia hacen afirmaciones de este género, pero se debe a que construyen la ciencia no como científicos sino simplemente como hombres.

Giordano Bruno fue quemado por haber cantado frases por el estilo de “creo exaltadamente en la infinitud del universo”; es explicable que haya sufrido el suplicio por esta frase en tanto que poeta o metafísico; pero sería penoso que haya creído sufrirla como hombre de ciencia, porque en tal caso habría muerto por una frase fuera de lugar.

Estrictamente, los juicios de valor no tienen cabida en la ciencia, aunque intervengan en su construcción; el científico es un hombre como cualquiera y es natural que trabaje con toda la colección de prejuicios y tendencias estéticas, místicas y morales que forman la naturaleza humana. Pero no hay que cometer la falacia de adjudicar estos vicios del *modus operandi* a la esencia del conocimiento científico.

De este modo, el mundo se ha ido transformando paulatinamente de un conjunto de piedras, pájaros, árboles, sonetos de Petrarca, cacerías de zorro y luchas electorales, en un conglomerado de sinusoides, logaritmos, letras griegas, triángulos y ondas de probabilidad. Y lo que es peor: *nada más que en eso*. Cualquier científico se negará a hacer consideraciones sobre lo que podría estar más allá de la mera estructura matemática.

La relatividad completó la transformación del universo físico en fantasma matemático. Antes, al menos, los cuerpos eran trozos persistentes de materia que se movían en el espacio. La unificación del espacio y el tiempo ha convertido al universo en un conjunto de “sucesos”, y en opinión de algunos la materia es una mera expresión de la curvatura cósmica. Otros relativistas imaginan que en el universo no hay pasado, ni presente, ni futuro; como en el reino de las ideas platónicas, el tiempo sería una ilusión más del hombre, y las cosas que cree amar y las vidas que cree ver transcurrir apenas serían fantasmas imprecisos de un Universo Eterno e Inmutable.

La ciencia estricta —es decir, la ciencia matematizable— es ajena a todo lo que es más valioso para un ser humano: sus emociones, sus sentimientos de arte o de justicia, su angustia frente a

la muerte. Si el mundo matematizable fuera el único mundo verdadero, no sólo sería ilusorio un palacio soñado, con sus damas, juglares y palafreneros; también lo serían los paisajes *de la vigilia* o la belleza de una fuga de Bach. O por lo menos sería ilusorio lo que en ellos nos emociona.

Ciencia y moral.

Un telémetro de artillería requiere el concurso de matemáticos, físicos e ingenieros; pero puede ser utilizado por los ejércitos de un bandolero o por hombres que luchan por la libertad. Los productos de la ciencia son ajenos al mundo de los valores éticos: el teorema de Pitágoras puede ser verdadero o falso; pero no puede ser perverso, ni respetable, ni decente, ni bondadoso, ni colérico.

Sin embargo, la matemática, la física y en general todas las ramas que han llegado al estadio de ciencia estricta, no de simple conocimiento o clasificación empírica — *Wissenschaft*—, tienen un valor formativo que debe ser calificado como moralizador. En la ciencia estricta, el yo debe ser sacrificado a la objetividad; el hombre que investiga la naturaleza lo hace con los deseos, prejuicios y vanidades que son inseparables de la pobre condición humana; pero, frente a los insobornables hechos, hay un instante en que el investigador debe abandonar sus deseos, sus prejuicios y sus vanidades; este es el duro momento en que un verdadero científico se manifiesta superior al resto de los mortales; si Aristóteles hubiera sobrevivido hasta el Renacimiento y hubiera aceptado la refutación de su teoría ante la experiencia de la Torre de Pisa, entonces habría pasado a la historia como un verdadero hombre de ciencia.

Estas rectificaciones no son fáciles; la historia de la ciencia está llena de hombres que se aferraron a teorías falsas mucho después que los hechos las hubieron destrozado. Los peripatéticos contemporáneos de Galileo se negaron a aceptar la existencia de los satélites de Júpiter; Poggendorff pasó a la historia por haber encajonado la memoria de Mayer, descubridor del principio de la energía; Painlevé se negaba a aceptar la teoría de Einstein; Le Chatelier comentaba con sorna que “algunos ilusos dicen haber comprobado la producción de gas helio por el uranio”, varios años después que centenares de físicos trabajaban en radiactividad. La ciencia es una escuela de modestia, de valor intelectual y de tolerancia: muestra que el pensamiento es un proceso, que no hay gran hombre que no se haya equivocado, que no hay dogma que no se haya desmoronado ante el embate de los nuevos hechos.

DE LA CIENCIA (José Ingenieros), *Las fuerzas morales*

68. Las ciencias son sistemas de verdades cada vez menos imperfectos.

La experiencia de mil siglos ha recorrido múltiples caminos en la exploración de lo desconocido y cada nueva generación podrá llegar más lejos por ellos o aventurarse por otros aún insospechados; las metas se alejan incesantemente y toda verificación plantea problemas que no podían preverse antes de ella. En cada etapa del saber humano, el amor a la verdad aconseja no considerar inmutables las hipótesis legítimas de las ciencias, pero obliga a reputar ilegítimas las que no concuerdan con sus leyes demostrables.

Siendo variantes los elementos de nuestra experiencia, y sus relaciones, toda ley enuncia una constancia provisional en los hechos y es una expresión perfectible de relatividades funcionales. Es absurda la noción de principios absolutos e invariantes; y no merece llamarse hombre de ciencia quien padezca esas supersticiones trascendentales de los antiguos teólogos y metafísicos. Los que desean o temen que las ciencias fijen dogmas nuevos en reemplazo de los viejos, demuestran no haber estudiado ciencia alguna y no estar capacitados para hacerlo.

Los métodos no son cánones eternos, sino hipótesis económicas de investigación, inducidas de la experiencia misma; conducen a resultados rectificables que constituyen conocimientos relativos, presumiéndose ilimitada su perfección. No existen ciencias terminadas; es tan ilógico creer que ellas han resuelto los infinitos enigmas de la naturaleza, como suponer que puede entenderse alguno sin estudiar previamente las ciencias que con él se relacionan.

Cada ciencia es un sistema expresable por ecuaciones funcionales cuyos elementos variantes son hipótesis que sirven de andamiaje al conocimiento de una parte de lo real; el valor de cada hipótesis no es relativo a ningún principio invariante, sino al de otras hipótesis, siendo cada una función de las demás. Alguna futura teoría funcional del conocimiento concebirá las mismas hipótesis metafísicas como complejas ecuaciones funcionales, cuya

variancia inexperiencial esté condicionada por las variancias experienciales, correlacionables todas en un sistema infinitamente perfectible.

69. El saber humano se desenvuelve en función de la experiencia.

Todo lo que ha vivido, especies y generaciones, ha adquirido por adaptación y transmitido por herencia las aptitudes que constituyen el patrimonio instintivo que sirve de base a la experiencia humana. En ésta se combinan las impresiones de lo real, desde el desequilibrio inmediato del receptor sensitivo hasta las más abstractas reflexiones de la función de pensar.

Elementos simples se coordinan en los orígenes de nuestro saber. La caricia maternal, el canto de la cigarra, el titilar de la estrella, la dulzura de la miel, el perfume de la flor, concurren a nuestra representación inicial del mundo, que se integra en el devenir de más complejos conocimientos. El paso de las primitivas supersticiones a las doctrinas menos imperfectas consiste en la incesante sustitución de una hipótesis por otras, cada vez mejor correlacionadas entre sí.

Las ciencias son resultados de una milenaria colaboración social, en que se han combinado infinitas experiencias individuales. Cada sociedad, en un dado momento, posee cierta experiencia actual que es función de su ciencia posible; las hipótesis más arriesgadas son interpretaciones generales fundadas en los conocimientos de su medio y de su tiempo, por mucho que el genio se anticipe a la experiencia futura.

Patrimonio común de la sociedad, las ciencias no deben constituir un privilegio de castas herméticas ni es lícito que algunos hombres monopolicen sus resultados en perjuicio de los demás. El único límite de su difusión debe ser la capacidad para comprenderlas; el destino único de sus aplicaciones, aumentar la común felicidad de los hombres y permitirles una vida más digna.

Temiendo las consecuencias sociales de la extensión cultural, algunos privilegiados predicaron otrora la ciencia por la ciencia, pretendiendo reducirla a un placer solitario; los tiempos nuevos han reclamado la ciencia para la vida, palanca de bienestar y de progreso. Cuando la sabiduría deje de ser un deporte de epicúreos podrá convertirse en fuerza moral de enaltecimiento humano.

70. El espíritu científico excluye todo principio de autoridad.

Un sistema funcional compuesto de elementos variantes no puede conciliarse con dogmas cuya invariancia se presume inaccesible a todo examen y crítica. El desenvolvimiento del saber tiende a extinguir las verdades infalibles sustentadas en el principio de autoridad y reputadas inmutables.

Ninguna creencia de esa índole debe ser impuesta a los jóvenes, obstruyendo la adquisición de ulteriores conocimientos y la formación de nuevos ideales. Enseñar una ciencia no es transmitir un catálogo de fórmulas definitivas, sino desenvolver la aptitud para perfeccionarlas. Los investigadores ennoblecerán su propia ética cuando se desprendan de los dogmas convencionales que perturbaron la lógica de sus predecesores.

Las ciencias dejarían de perfeccionarse si la crítica no revisara incesantemente cada hipótesis en función de las demás. La duda metódica es la condición primera del espíritu científico y la actitud más propicia al incremento de la sabiduría. El amor a la verdad obliga a no creer lo que no pueda probarse, a no aceptar lo indemostrable. Sin la firme resolución de cumplir los deberes de la crítica, examinando el valor lógico de las creencias, el hombre hace mal uso de la función de pensar, convirtiéndose en vasallo de las pasiones propias o de los sofismas ajenos. El error ignora la crítica; la mentira la teme; la verdad nace de ella.

Merecen las ciencias el culto que les profesan los hombres libres. Son instrumentos de educación moral, elevan la mente, abuenan el corazón, enseñan a dominar los instintos antisociales. El amor a ellas, tornándose pasión, impulsa a renovar incesantemente las fuerzas morales del individuo y de la sociedad. Liberan al hombre de cadenas misteriosas, que son las más humillantes; por la mejor comprensión de sí mismo y del medio en que vive, aumentan su sentimiento de responsabilidad moral frente a las contingencias de la vida. Eliminan los vanos temores que nacen de la superstición, devuelven a la humanidad su rango legítimo en la naturaleza y desarrollan un bello sentimiento de serenidad ante la inestable armonía del Universo.

¿Cómo se escribe?

La ciencia desafía lo desconocido, efectúa preguntas, plantea problemas y busca soluciones.

Victor Massuh

Antes de iniciar el estudio de la formación de compuestos deberás tener a mano la TABLA PERIODICA y conocer como se escriben los elementos, es decir que símbolos se utilizan. Por ejemplo el Sodio se simboliza Na la primera letra se escribe con mayúscula y la segunda con minúscula. Te invitamos a que ubiques en la tabla periódica a los metales, no metales, gases nobles y que prestes atención a como se ordenan.

Antes de iniciar con el estudio de la formulación de los compuestos químicos vamos a estudiar tres conceptos que son necesarios para poder efectuar dicho procedimiento:

- Reacción y ecuación química
- Fórmula química
- Nomenclatura

4.1 Reacciones químicas

Una **reacción química** es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias. Las mismas deben escribirse en lenguaje químico y para ello se utilizan las **fórmulas químicas**, que expresan la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio de los símbolos químicos y las **ecuaciones químicas** en las que se utilizan los símbolos químicos (o fórmulas químicas) para mostrar que sucede durante una reacción química.

Antes de avanzar en el tema, debemos enunciar las leyes de las combinaciones, que establecen las relaciones que existen entre las masas con que se combinan los elementos para formar compuestos.

Ley de las proporciones definidas de Proust: establece que “muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción en masa”.

Ley de las proporciones múltiples de Dalton: expresa que “dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro, mantienen una relación de números enteros pequeños”

La ley de Richter o de las proporciones recíprocas: Las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí.

Ley de la conservación de la masa: establece que la materia no se crea ni se destruye.

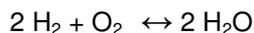
Los químicos utilizan las fórmulas químicas para expresar la composición de las moléculas y compuestos iónicos, por medio de los símbolos químicos. Composición significa no solo los elementos presentes sino también la proporción en la cual se combinan los átomos.

La forma genérica de escribir una reacción química es a través de una ecuación química, como la que se muestra a continuación:



- ✓ La sustancia A reacciona con la sustancia B, generando las sustancias C y D.
- ✓ Las sustancias, A y B, se denominan **reactivos**.
- ✓ Las nuevas sustancias, C y D, se denominan **productos**.
- ✓ El signo “+” significa “**reacciona con**”.
- ✓ La **flecha** significa “**produce**”.
- ✓ Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la Ley de la conservación de la masa: “Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química”. Por lo tanto una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha, y eso se representa con *a*, *b*, *c* y *d*, que son los **coeficientes estequiométricos**, una vez realizado esto, se dice entonces que la ecuación está balanceada.

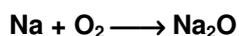
Cuando escribimos "H₂O" en vez de "agua" lo hacemos no sólo por comodidad, sino también para recordar que la sustancia "agua" está formada por moléculas, que a su vez están formadas por la unión de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, al escribir, por ejemplo



Se está representando un **fenómeno químico**, una transformación de un sistema formado por cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno que, en su estado original o de **reactivos**, están en la forma de dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno, y en el estado final, o de **productos**, como dos moléculas de agua. Una ecuación química se parece a dos cuadros sucesivos de una película, la flecha separa la descripción del estado inicial de la del estado final, una vez completada la transformación.

Observe la importancia de equilibrar o **balancear** las ecuaciones químicas: durante una transformación química no pueden aparecer ni desaparecer átomos, solamente pueden modificar sus uniones químicas.

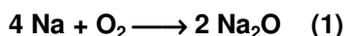
Algunas ecuaciones químicas sencillas pueden igualarse por tanteo, por ejemplo



Está mal escrita porque en el estado inicial hay dos átomos de oxígeno, y en estado final, uno solo. Si corregimos el **coeficiente estequiométrico** del Na₂O



De esta manera efectuamos el balance en masa para el oxígeno, pero no para el sodio, razón por la que debo equilibrarlo. Una vez realizada esta operación la ecuación correctamente escrita (balanceada) resulta:



Cabe aclarar que estos coeficientes estequiométricos, pueden ser números enteros o números fraccionarios. La misma ecuación se puede balancear de la siguiente manera:



Si analizamos la relación en la que el sodio y el oxígeno se combinan, en ambas ecuaciones balanceadas de diferente manera obtenemos:

$$\text{Para (1)} \quad \frac{\text{Moles Na}}{\text{Moles O}_2} = \frac{4}{1} = 4 \qquad \text{Para (2)} \quad \frac{\text{Moles Na}}{\text{Moles O}_2} = \frac{2}{\frac{1}{2}} = 4$$

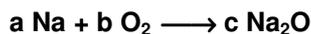
Como se observa independientemente de los coeficientes estequiométricos utilizados para realizar el balance en masa, ambos elementos se combinan para originar el óxido de sodio en la misma relación.

Algunas ecuaciones parecen más difíciles que otras. Para estos casos, es recomendable utilizar el "método algebraico", que se plantea como un sistema de ecuaciones lineales, que debe ser resuelto con números enteros.

En el ejemplo anterior



Definimos tres variables a, b y c que corresponden a los coeficientes estequiométricos del sodio, oxígeno y óxido de sodio, respectivamente



De estos coeficientes sabemos que:

$$\begin{aligned} 2a &= c \\ b &= \frac{c}{2} \end{aligned}$$

Porque:

- ✓ En **c** moléculas (unidades) de Na₂O hay el doble de átomos de sodio que en **a**.
- ✓ En **b** moléculas de oxígeno hay el doble de átomos de oxígeno que en **c** moléculas de Na₂O

Se establece de manera arbitraria el valor de uno de los coeficientes, dicho valor generalmente es 1. En nuestro caso asumimos que $a = 1$, entonces reemplazando en las ecuaciones obtenemos: $c = 2$ y $b = 4$.

Observe que no hay problema en tomar otra elección, si por ejemplo decidimos $c = 1$, entonces $a = 0.5$ y $b = 2$, pero como los coeficientes estequiométricos deben elegirse como los **números enteros** más pequeños que permitan balancear la ecuación, deberemos multiplicarlos a todos por dos.

4.2 Tipos de reacciones

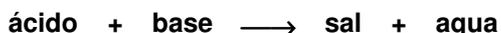
El tipo de reacción que sufrirán los reactivos dependerá de la naturaleza de los mismos y de las condiciones en las que se realice la reacción.

A continuación veremos algunas de las distintas reacciones químicas, que pueden producirse entre las sustancias.

4.2.1 Reacciones de neutralización

Es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se origina una sal y agua.

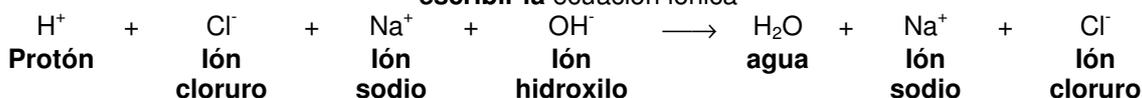
Esquema general de reacción:



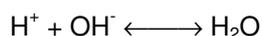
Por ejemplo:



En esta reacción tres de los cuatro compuestos involucrados en el fenómeno, son iónicos. Puesto que en solución acuosa no hay NaCl sino Na^+ y Cl^- , etc, podemos escribir la ecuación iónica



Donde queda más claro que los iones Cl^- y Na^+ son podría decirse “espectadores” de la reacción iónica neta

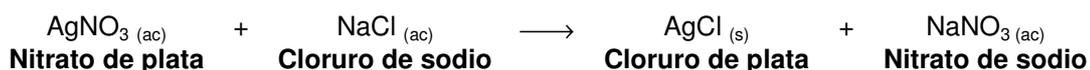


Esta es la única reacción que nos interesa en los fenómenos de neutralización entre ácidos y bases. Podemos decir que la “incautación” o “secuestro” de iones sueltos para formar un compuesto covalente, es la razón por la cual las reacciones de neutralización partiendo de un estado inicial con ácidos y bases llegan a uno final con sales. No son los iones formadores de la sal (bien existen algunas excepciones) la esencia de la transformación, los que determinan el sentido en que ocurrirá la reacción, son los protones y oxhidrilos, al desaparecer por la formación de moléculas de agua.

4.2.2 Reacciones de precipitación

En las mismas a partir de reactivos en solución, se forma un compuesto insoluble.

Por ejemplo:



La reacción iónica es



La reacción iónica neta



En estas transformaciones químicas no existen cambios en el estado de oxidación de los elementos. Cuando esto ocurre estamos en presencia de las llamadas **reacciones redox**.

4.2.3 Reacciones redox

En las mismas los elementos que forman las sustancias involucradas, cambian su estado de oxidación. En una reacción de este tipo una especie se reduce a expensas de otra que se oxida (proceso simultáneo). La especie que se reduce se denomina **oxidante** y disminuye su número de oxidación y por lo tanto el elemento considerado gana electrones. La sustancia que se oxida se denomina **reductora** y aumenta su estado de oxidación, y por lo tanto el elemento considerado pierde electrones.

Existen cuatro tipos más comunes de reacciones redox: de combinación, de descomposición, de desplazamiento y de dismutación. Las reacciones de desplazamiento tienen una gran aplicación en la industria.

Reacciones de combinación: son aquellas en las que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto.

Se puede representar como



Si cualquiera de los reactivos es un elemento, la reacción es de tipo redox por naturaleza.

Reacciones de descomposición: es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes, representan lo opuesto a las reacciones de combinación.



Si alguno de los productos es un elemento, la reacción es redox por naturaleza.

Reacciones de desplazamiento: un ión o átomo de un compuesto se reemplaza por un ión o átomo de otro elemento.



La mayoría de las reacciones de desplazamiento se agrupan en tres subcategorías: desplazamiento de hidrógeno, desplazamiento de metal o desplazamiento de halógeno.

Reacción de dismutación: es un tipo especial de reacción redox, en la que un mismo elemento en un estado de oxidación se oxida y reduce simultáneamente. En este tipo de reacciones, un reactivo siempre contiene un elemento que puede tener por lo menos tres estados de oxidación. El reactivo está en un estado de oxidación intermedio.

4.3 Nomenclatura y formulación de compuestos inorgánicos

La enorme cantidad de compuestos que maneja la química hace imprescindible la existencia de un conjunto de reglas que permitan nombrar de igual manera en todo el mundo científico un mismo compuesto. De no ser así, el intercambio de información sobre química entre unos y otros países sería de escasa utilidad. Los químicos, a consecuencia de una iniciativa surgida en el siglo pasado, decidieron representar de una forma sencilla y abreviada cada una de las sustancias que manejaban. La escritura en esa especie de clave de cualquier sustancia constituye su fórmula y da lugar a un modo de expresión peculiar de la química que, con frecuencia, se le denomina **lenguaje químico**.

La formulación de un compuesto, al igual que su **nomenclatura** (esto es, la transcripción de su fórmula en términos del lenguaje ordinario), se rige por unas determinadas normas que han sido retocadas en los últimos años con el único propósito de conseguir un lenguaje químico lo más sencillo y a la vez general. Un organismo internacional, la I.U.P.A.C. (International Union of Pure and Applied Chemistry), encargado de tales menesteres, ha dictado unas reglas para la formulación y nomenclatura de las sustancias químicas.

Se siguen las reglas establecidas por la IUPAC: La porción más positiva del compuesto se escribe en primer término en las fórmulas pero se nombra último y generalmente está constituida por un metal (en óxidos, hidróxidos y sales), el hidrógeno (en los ácidos) o un no metal combinado con otro no metal más electronegativo, como el oxígeno (en los óxidos ácidos), el azufre o los halógenos.

√ **Nomenclatura tradicional**

Utiliza sufijos de acuerdo al número de oxidación del elemento electropositivo

Hipo...oso	Menor de todos los n° de oxidación
...oso	N° de oxidación menor
...ico	N° de oxidación mayor o único
Per...ico	Mayor de todos los n° de oxidación

√ **Nomenclatura según atomicidad**

Consiste en indicar, mediante el uso de prefijos griegos el número de átomos de cada elemento incluido en la fórmula.

Mono-	1	Hexa-	6
Di-	2	Hepta-	7
Tri-	3	Octa-	8
Tetra-	4	Nona-	9
Penta-	5	Deca-	10

√ **Nomenclatura según numeral de "Stock":**

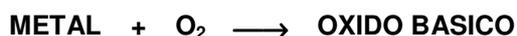
Utiliza números romanos para indicar el estado de oxidación.

4.3.1 Óxidos básicos y ácidos

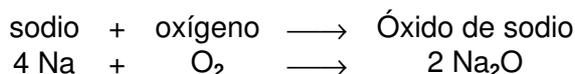
Los compuestos binarios del oxígeno reciben el nombre de óxidos, y dependiendo con que elemento se combine puede originar óxidos ácidos (si se combina con un metal) u óxidos básicos (si se combina con un metal).

El oxígeno en los óxidos posee estado de oxidación **-2**.

El esquema general de formulación de los óxidos básicos y ácidos es el siguiente:



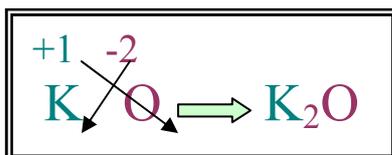
Ejemplo:



Al escribir la ecuación química debes recordar realizar el balance en masa.

Para escribirlos en términos de fórmula química debes escribir siempre a la izquierda el elemento más electropositivo, procediendo luego a intercambiar los estados de oxidación del oxígeno (-2) con el estado de oxidación del otro elemento.

En el ejemplo el Potasio pertenece a los metales alcalinos, y tiene un estado de oxidación +1.



Como podrás ver si uno de los elementos tiene estado de oxidación +1 no se coloca, y al realizar el intercambio de estados de oxidación se toma el valor absoluto del mismo, sin considerar el signo.

Nomenclatura de óxidos básicos / óxidos ácidos

Para nombrarlos se antepone la palabra ÓXIDO al nombre del elemento.

√ Ejemplo:

Al_2O_3 óxido de aluminio

Na_2O óxido de sodio

En los ejemplos, los elementos que acompañan en cada caso al oxígeno poseen un solo estado de oxidación. El estado de oxidación del Al es III y el Na es I.

Por dicha razón cuando se habla del óxido de aluminio no hay duda sobre que óxido se nombra.

Pero si el elemento que forma el óxido tuviera dos o más estados de oxidación la nomenclatura debería permitir dejar en claro con que estado de oxidación está actuando dicho elemento, al formar cada óxido. Y así ocurre.

¿Cómo se nombran los óxidos cuando el elemento que acompaña al oxígeno posee 2 estados de oxidación?

Para nombrarlos se antepone la palabra ÓXIDO. Seguido por: Raíz del Nombre del Elemento + Terminación OSO o ICO

Debe advertirse que algunas de estas raíces tienen un cambio bastante significativo con respecto al nombre que leemos en la Tabla Periódica. Para comprender dicho cambio se agrega la siguiente tabla:

Nombre del elemento	Raíz del nombre del elemento
Azufre	Sulfur
Cobre	Cupr
Estaño	Están
Hierro	Ferr
Oro	Aur
Plomo	Plumb

FeO óxido ferroso

CuO óxido cúprico

SO_2 óxido sulfuroso

Terminación **OSO**: indica que el elemento está usando el menor estado de oxidación.

Terminación **ICO**: indica que el elemento está usando el mayor estado de oxidación.

¿Cómo se nombran los óxidos cuando el elemento que acompaña al oxígeno posee 4 estados de oxidación?

Concretamente el caso del Cl, Br e I

Ejemplo, con el CLORO:

Fórmula	Estado de oxidación del CLORO	Nombre del óxido
Cl_2O	I	óxido hipocloroso
Cl_2O_3	III	óxido cloroso
Cl_2O_5	IV	óxido clórico
Cl_2O_7	VII	óxido perclórico

Fórmula	Nomenclatura antigua	Nomenclatura moderna	
		Atomicidad	Numeral Stock
Na_2O	Oxido de sodio	Monóxido de disodio	Oxido de sodio (I)
CaO	Oxido de calcio	Monóxido de calcio	Oxido de calcio (II)
Cu_2O	Oxido cuproso	Monóxido de dicobre	Oxido de cobre (I)
CuO	Oxido cuprico	Monóxido de cobre	Oxido de cobre (II)
FeO	Oxido ferroso	Monóxido de hierro	Oxido de hierro (II)
Fe_2O_3	Oxido ferrico	Trióxido de dihierro	Oxido de hierro (III)

4.3.2 Hidróxidos

Son los compuestos formados por la combinación del anión hidroxilo (**OH**) con diversos cationes metálicos.

NOMENCLATURA DE HIDRÓXIDOS

Se reemplaza la palabra ÓXIDO por la palabra HIDRÓXIDO.

Ejemplo:

el:	da origen al:
Al_2O_3 óxido de aluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3$ hidróxido de aluminio
FeO óxido ferroso	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ hidróxido ferroso

Fórmula	Nomenclatura antigua	Nomenclatura moderna	
		Atomicidad	Numeral Stock
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio (I)
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Hidróxido de calcio	dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio (II)
CuOH	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (I)
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Hidróxido cuprico	dihidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (II)
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidróxido ferroso	dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Hidróxido ferrico	trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)

4.3.3 Oxiácidos

Son compuestos capaces de ceder protones que contienen oxígeno en la molécula. Presentan la fórmula general:



En donde **X** es normalmente un no metal, aunque a veces puede ser también un metal de transición con un estado de oxidación elevado.

Se reemplaza la palabra ÓXIDO por la palabra ÁCIDO.

el:	da origen al:
SO_3 óxido sulfúrico	H_2SO_4 ácido sulfúrico
N_2O_3 óxido nitroso	HNO_2 ácido nitroso

Fórmula	Nomenclatura antigua	Nomenclatura moderna	
		Atomicidad	Numeral Stock
H_2CO_3	Ácido carbónico	Trioxocarbonato de dihidrógeno	Carbonato (VI) de hidrógeno
HNO_2	Ácido nitroso	Dioxonitrato de hidrógeno	Nitrato (III) de hidrógeno
HNO_3	Ácido nítrico	Trioxonitrato de hidrógeno	Nitrato (VI) de hidrógeno
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	Trioxosulfato de dihidrógeno	Sulfato (IV) de hidrógeno
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Tetroxosulfato de dihidrógeno	Sulfato (VI) de hidrógeno

Oxiácidos del grupo de los halógenos

Los halógenos que forman oxiácidos son: cloro, bromo y yodo. En los tres casos los números de oxidación pueden ser +I, +III, +V y +VII. Al tener más de dos estados de oxidación junto a las terminaciones -oso e -ico, utilizaremos los prefijos hipo- (que quiere decir menos que) y per- (que significa superior), para la nomenclatura tradicional.

Fórmula	Estado de oxidación del cloro	Nombre del óxido
HClO	I	ácido hipocloroso
HClO ₂	III	ácido cloroso
HClO ₃	IV	ácido clórico
HClO ₄	VII	ácido perclórico

4.3.4 Hidruros metálicos

Las combinaciones del hidrógeno con estado de oxidación -1 , con metales se denominan hidruros, Para nombrarlos se utiliza la palabra hidruro. Se usa la nomenclatura de Stock y la tradicional, algunos ejemplos son:

Se antepone la frase "HIDRURO DE" al nombre del METAL.

Ejemplo:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre de stock
CuH ₂	Hidruro cúprico	Hidruro de cobre(II)
MgH ₂	Hidruro de magnesio	Hidruro de magnesio
NiH ₃	Hidruro níquelico	Hidruro de níquel (III)
AlH ₃	Hidruro de aluminio	Hidruro de aluminio

4.3.5 Hidruros no metálicos

Las combinaciones del hidrógeno con no metales F, Cl, Br, I, S, con estado de oxidación $+1$, se denominan hidruros no metálicos. o hidrácidos debido a que tales compuestos, al disolverse en agua, dan disoluciones ácidas.

Se agrega la terminación "URO" al nombre del NO METAL, seguido por la frase "DE HIDRÓGENO"

De los hidruros no metálicos los más importantes son:

Fórmula	Nombre sistemático
HF	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Cloruro de hidrógeno
HBr	Bromuro de hidrógeno
HI	Ioduro de hidrógeno
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno

4.3.5.1 Hidrácidos

Los hidruros antes mencionados al disolverse en agua, dan disoluciones ácidas.

Se antepone la palabra "ÁCIDO" seguida por la "raíz del nombre elemento" con terminación "HÍDRICO"

Son HIDRUROS NO METÁLICOS en solución acuosa, por lo que se usa la misma fórmula:

Ejemplo:

Fórmula	Hidruro no metálico	Hidrácido
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido Fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido Clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido Bromhídrico
HI	Ioduro de hidrógeno	Ácido Iodhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido Sulfhídrico

4.3.5.2 Otros hidruros no metálicos

Las combinaciones binarias del hidrógeno con oxígeno, nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono y silicio tienen nombres comunes:

NH ₃	Amoníaco	SiH ₄	Silano
PH ₃	Fosfina	AsH ₃	Arsina
SbH ₃	Estibina	CH ₄	Metano

4.3.6 Sales

Se constituyen con aniones provenientes de ácidos (oxiácidos o hidrácidos) y cationes provenientes de hidróxidos, se nombran primero con el nombre del anión seguido del nombre del catión.

El esquema general de formación de las sales es el siguiente:



El "ácido" puede ser de dos clases:

d) Hidrácido

El anión procede de un hidrácido y genera hidrosales.

Para formularlas se escribe a la izquierda el símbolo del metal, por ser el elemento más electropositivo. Para nombrarlas se le añade al nombre del **no metal** el sufijo -uro. Algunos ejemplos son:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre de Stock
CaF ₂	Fluoruro de calcio	Fluoruro de calcio
FeCl ₃	Cloruro férrico	Cloruro de hierro(III)
CuBr ₂	Bromuro cúprico	Bromuro de cobre(II)
MnS	Sulfuro manganoso	Sulfuro de manganeso(II)

d) Oxiácidos:

Son sales que se originan cuando el anión procede de un oxiácido y generan oxisales.

Debemos recordar que, los aniones llevan el sufijo -ito o -ato según del ácido del que procedan. Para nombrar las sales se debe tomar el nombre del anión y añadirle detrás el nombre del catión, tal como puede verse en los siguientes ejemplos:

Sal	Nombre tradicional	Nombre de Stock	Nombre según atomicidad
NaClO	Hipoclorito de sodio	Clorato(I) de sodio	Monoxoclorato de sodio
NaClO ₂	Clorito de sodio	Clorato(III) de sodio	Dioxoclorato de sodio
NaClO ₃	Clorato de sodio	Clorato(V) de sodio	Trioxoclorato de sodio
NaClO ₄	Perclorato de sodio	Clorato(VII) de sodio	Tetroxoclorato de sodio
FeSO ₃	Sulfito ferroso	Sulfato(IV) de hierro(II)	Trioxosulfato de monohierro
K ₂ SO ₄	Sulfato de potasio	Sulfato(VI) de potasio	Tetroxosulfato de dipotasio

4.3.6.1 Sales neutras

Este tipo de sales se obtiene cuando todos los hidrógenos del ácido son reemplazados por el metal proveniente de la base. Esto sucede en los casos antes mencionados.

4.3.6.2 Sales ácidas

Se forman cuando reaccionan una base con un ácido y se neutralizan parcialmente los hidrógenos sustituibles del ácido. Los ácidos involucrados deben tener dos o más hidrógenos sustituibles en sus moléculas, quedando uno o más de ellos en la estructura de la sal.

Ejemplo:

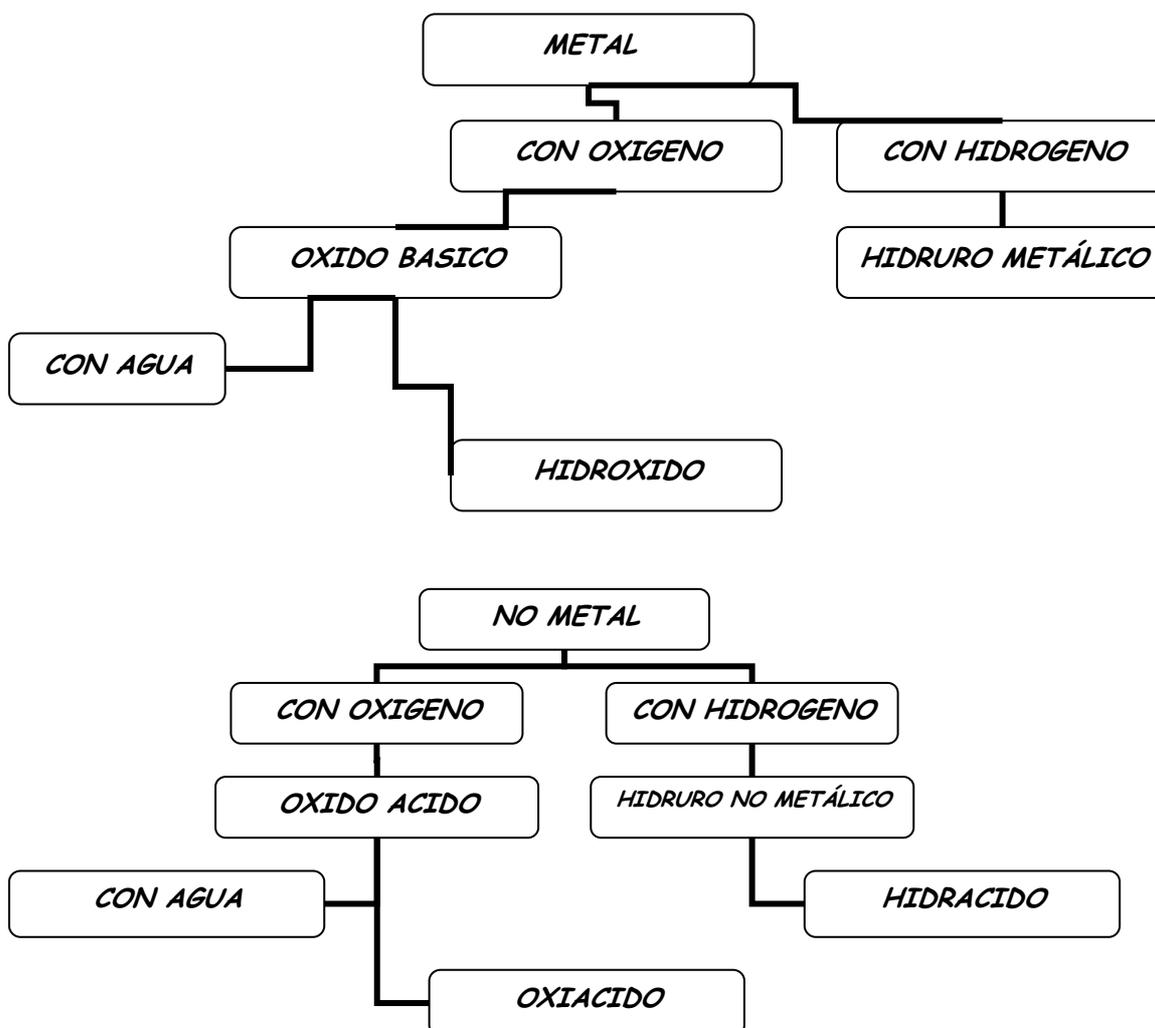
Fórmula	Nombre tradicional
NaHSO ₄	Sulfato ácido de sodio
K ₂ HPO ₄	Fosfato ácido de potasio
KH ₂ PO ₄	Fosfato diácido de potasio
NaHCO ₃	Carbonato ácido de sodio
Ca(HCO ₃) ₂	Carbonato ácido de calcio

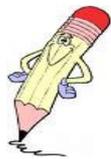
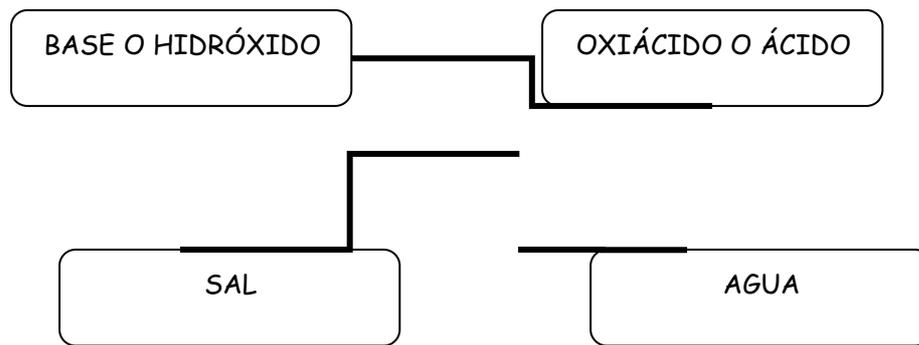
4.3.6.3 Sales básicas

Se originan cuando se reemplazan los aniones hidróxilos de una base por aniones de un ácido. Las bases podrán formar este tipo de sales si poseen dos o más hidróxilos.

Fórmula	Nombre tradicional
ZnClOH	Cloruro básico de cinc
(Cu(OH)) ₂ SO ₄	Sulfato básico cuprico

A continuación se muestra un **esquema general de formulación de compuestos químicos**





Para resolver

Reacciones químicas

1. En un tubo cerrado se colocan 5 g de nitrógeno (N_2) y 8 g de hidrógeno (H_2). Reaccionan formando amoníaco (NH_3), sustancia utilizada para la obtención de fertilizantes. ¿Cuál será la masa final del sistema?
2. Una cierta masa de magnesio (Mg) reacciona totalmente con 80 g de oxígeno (O_2) produciendo 200 g de óxido de magnesio (MgO). Indicar cuántos gramos de Mg han reaccionado.
3. Calcule la composición centesimal de un sistema formado por 15 g de agua, 10 g de arena, 25 g de tiza y 32 g de limaduras de hierro. El sistema en estudio ¿es homogéneo o heterogéneo? Justifique.
4. Calcule qué masa de cada componente hay en 40 g de una solución que tiene 80 % m/m de agua y 20 % m/m de acetona. Nota: % m/m significa gramos de sustancia por cada 100 g de sistema.
5. Una solución de una sal en agua tiene una masa de 1,54 kg y contiene 40% de sal. Calcule la masa de sal y la de agua que forman dicha solución. Indique y justifique cuántos componentes y cuántas fases tiene este sistema.
6. El 40% m/m del trióxido de azufre (SO_3) es S. ¿Cuántos kilos de S pueden extraerse de 350 kg de ese compuesto? ¿Qué masa de O_2 expresada en gramos, puede obtenerse a partir de dicha cantidad de óxido?

Óxidos

1. Dar el nombre tradicional y el nombre de la IUPAC (o sistema de Stock) para MgO
2. Dar el nombre tradicional y el nombre de la IUPAC (o sistema de Stock) para MnO_2 .
3. Dar el nombre tradicional y el nombre de la IUPAC (o sistema de Stock) para Al_2O_3 .

4. Dar el nombre tradicional y el nombre de la IUPAC (o sistema de Stock) para Sb_2O_3 .
5. Dar el nombre tradicional y el nombre de la IUPAC (o sistema de Stock) para Au_2O .
6. Escriba la fórmula de óxido de mercurio (I).
7. Escriba la fórmula de óxido de oro (III).
8. Escriba la fórmula de óxido cúprico.
9. Escriba la fórmula de óxido de plomo (IV).
10. Escriba la fórmula de óxido platínico.
11. Escriba la fórmula de trióxido de azufre.
12. Escriba la fórmula de trióxido de difósforo.

Bases

13. Escriba el nombre tradicional y moderno de las siguientes bases:
 - a) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 - b) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
 - c) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
14. Escriba el nombre tradicional y moderno de las siguientes bases:
 - a) $\text{Hg}(\text{OH})_2$
 - b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - c) $\text{Au}(\text{OH})_3$
15. Escriba el nombre tradicional y moderno de las siguientes bases:
 - a) $\text{Pb}(\text{OH})_4$
 - b) $\text{Cr}(\text{OH})_2$
 - c) $\text{Sn}(\text{OH})_4$
 - d) $\text{Sn}(\text{OH})_2$
16. De el nombre y la fórmula del producto de la reacción de los siguientes óxidos de metales con el agua:
 - a) K_2O
 - b) Na_2O
17. De el nombre y la fórmula del producto de la reacción de los siguientes óxidos de metales con el agua:
 - a) BaO
 - b) CaO
18. De el nombre y la fórmula del producto de la reacción de los siguientes óxidos de metales con el agua:
 - a) Al_2O_3
 - b) FeO
 - c) CrO

Ácidos y sales

19. Escriba las fórmulas de los siguientes oxácidos:
 - a) ácido bórico
 - b) ácido sulfúrico
20. Escriba las fórmulas de los siguientes oxácidos:
 - a) ácido nitroso
 - b) ácido fosforoso
 - c) ácido clórico

21. Dé el nombre moderno de las siguientes sales:
- NaClO_3
 - $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$
 - NH_4BrO_3
 - $\text{Mg}(\text{IO}_3)_2$
22. Dé el nombre moderno de las siguientes sales:
- $\text{Hg}(\text{BrO}_3)_2$
 - ZnSO_4
 - $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 - MnI_2
23. Escriba la fórmula de cada sal:
- sulfato de amonio
 - nitrate (V) de cromo (III)
 - clorato de litio
 - sulfato (IV) de cobalto (II)
 - perclorato de potasio
24. Dé los nombres y fórmulas de los compuestos formados por yodo y los siguientes elementos: cesio, calcio, estaño, antimonio.
25. Escriba las fórmulas de las siguientes sales:
- clorato (V) de cobre (II)
 - sulfato (VI) de cromo (III)
 - sulfato (VI) de cobalto (III)
 - fosfato (V) de cobre (II)
26. Escriba las fórmulas de las siguientes sales:
- Nitrato (III) de mercurio (I)
 - Nitrato (V) de estaño (IV)
 - Clorato (VII) de cobalto (II)
 - sulfato (VI) de mercurio (I)
27. Escriba la fórmula de: cloruro de arsénico (V).
28. Escriba la fórmula de: yoduro de rubidio.
29. Escriba la fórmula de: cloruro de mercurio (I).
30. Escriba la fórmula de: cloruro de mercurio (II).

Mirando hacia el futuro

Desconocemos los designios del universo, pero sabemos que razonar con lucidez y obrar con justicia es ayudar a esos designios. Que no nos serán revelados.
J. L. BORGES, *Una oración*

La química se define como ya hemos visto como el estudio de la materia y los cambios que experimenta, a lo largo de toda la historia acompañó el desarrollo de la civilización y contribuyó a hacer frente de los múltiples desafíos con los que nos vimos expuestos los seres humanos. Es evidente que este papel central en la vida del hombre se mantendrá en el futuro. Es imposible conocer o al menos suponer con una gran certeza cuales serán esos desafíos y menos aun las soluciones a las que se llegaran y los medios que se utilizaran para alcanzarlas. Pero podemos hacer un relevamiento de los tópicos donde la química podría llegar a ser útil.

- **Salud:** Desarrollo de nuevos fármacos, sistemas de prevención y medios de diagnóstico
- **Energía:** Desarrollo de nuevas fuentes y optimización de las actuales.
- **Contaminación:** Creación de procesos no contaminantes, estrategias para la detoxificación.
- **Materiales:** Desarrollo de nuevos superconductores y materiales que respondan a las necesidades humanas.
- **Alimentación:** Combatir los insectos y enfermedades que dañan los cultivos, mejorar la producción.

Estas son solo algunos de los campos posibles de aplicación. En cuanto a la metodología de trabajo esta fue cambiando a través del tiempo y en forma armónica con el desarrollo de la tecnología. Vivimos una época de expansión de la informática que esta produciendo verdaderas revoluciones en la adquisición y procesamiento de datos lo que probablemente se vera reflejado en la modalidad de trabajo de los químicos de un futuro que talvez no este tan lejano.

Para reflexionar sobre estos temas transcribimos a continuación el artículo “**Química sin tubos de ensayo**” publicado en el suplemento ciencia del diario pagina 12.
Diálogo con científicos argentinos: Ernesto Calvo por Leonardo Moledo

- ¿Cómo es eso de la química sin tubos de ensayo?
- Bueno, fíjese que desde la Segunda Guerra mundial hacia acá hubo un extraordinario desarrollo de la química. En cierto modo, la química fue la vedette, como la física en la primera parte de este siglo o la biología molecular en los sesenta, y así lo percibió la sociedad. Produjo polímeros, fertilizantes, (y por ende la revolución verde), medicamentos...
- ... armas...
- También. Y la sociedad percibió al químico como el tipo que hacía todas esas cosas en un laboratorio con retortas, vidrios, tubos de ensayo. Era la química de laboratorio. Ahora bien, ¿qué pasó en los últimos años?
- ¿Y qué pasó?
- Terminó la guerra fría.
- Sí, eso dicen.
- Y la sociedad empezó a ver a la química como responsable de contaminar y ensuciar el mundo.
- Parece que siempre hace falta un enemigo, pero la verdad es que un poco ensucian, ¿no?
- Sí pero la química también es la única que sabe medir la suciedad, dónde esta sucio y cómo remediarlo.

- Bueno, es una suerte.
- Decía que se empezó a ver a la química como la que ensucia. Se redujo la matrícula en todo el mundo (salvo Japón, por la industria electrónica). Sin embargo, la química se expresa en la ingeniería de materiales, en la biología molecular, en la biotecnología, en la microelectrónica, que no podrían existir si los químicos no entendieran cómo manipular las moléculas. Hubo algunos desarrollos muy importantes y recientes que cambiaron la escala. Cuando yo estudié química en esta Facultad no podía imaginar lo que le escuché a Peter Atkins en 1980 en Londres...
- A ver...
- Sabemos que los átomos y las moléculas existen porque los podemos ver. Ahora, en 1999 no sólo los podemos ver individualmente, con el microscopio de túnel, sino que los podemos mover, ensamblar y armar cuerpos moleculares como un mecano o un lego, dependiendo de cuál es mi audiencia.
- Ah, yo todavía juego con legos...
- Hablo de la irrupción de la nanotecnología.

Nanotecnología

- Explíqueme bien...
- Objetos tecnológicos un millón de veces más chicos que un milímetro. El mercado mundial para el año dos mil de productos nanotecnológicos ha sido estimado en cien mil millones de dólares.
- ¿Pero qué productos?
- Medidores de aceleración para los coches, sensores, biosensores, instrumentos de cirugía que puedan circular por el torrente sanguíneo en un futuro y luego se destruyan y el gran desafío, computadoras moleculares, cuando la tecnología del silicio quede obsoleta alrededor del 2007 o el 2010.
- Usted me habla de cosas muy chicas, pero no se ve por qué una de esas cosas representa una ventaja tan grande...
- ... motores de una sola molécula y fábricas que procesen una molécula por vez.
- ¿Y eso qué es? ¿Moléculas de qué? ¿Cómo es un motor de una sola molécula?
- Uno puede imaginarse un medicamento, que se fabrica en un tubo, en un balón, se fabrican gramos o kilos. Si pasáramos a fabricar molécula por molécula, en una línea de producción de tamaño molecular, bajaría enormemente la inversión de capital en la fábrica, porque las fábricas serían como chips. O sensores químicos, sensores que miden la cantidad de moléculas con altísima especificidad. Los grandes laboratorios ya están investigando el uso de estos chips para hacer mapeo de medicamentos. Imagínese un chip que tenga diez mil pozos, diez mil agujeritos de volumen tan pequeño que cada uno aloja una célula cancerosa y un medicamento levemente diferente uno a otro, y un nanosensor mide la diferencia de comportamiento. Y una computadora con inteligencia artificial puede procesar esa enorme información y decidir por química combinatoria cuáles son efectivos y cuáles no. No hablamos de ciencia ficción, hablamos de cosas en las cuales se está invirtiendo mucho dinero.
- Ayer estaba leyendo el libro de un sociólogo de la ciencia donde decía que todas esas cosas en realidad no existen, son simples construcciones sociales, juegos de poder y trampas que se tienden los laboratorios.
- Pregúntele a un diabético. Esas cosas yo las veo, las toco y la sociedad las usa.
- Y las empresas patentan esos juegos de poder.
- Motorola va a comercializar en dos años el Lab on the chip. Entonces, ¿qué es química sin tubos de ensayo? La mezcla de la química con la microelectrónica. Con una gota de sangre del paciente, en 20 segundos se tienen todas las variables del paciente y todos los datos que el médico necesita. Otros ejemplos de lo mismo: nariz electrónica para catar cervezas, cafés, oler vacas con acetonuria.... es un arreglo de sensores múltiples que miden inespecíficamente y luego por técnicas de inteligencia artificial se pueden distinguir dos clase de cerveza o de café, o la homogeneidad de partidas. El Dr. Martín Negri, aquí, en la Facultad de Ciencias Exactas de la UBA ha desarrollado una, y más bien es electrónica y mecánica que un juego de poder. No sé si huele sociólogos todavía.
- Si llega a oler sociólogos de la ciencia por lo menos, se descompone.
- Inmunosensores de Chagas o de HIV con aplicaciones tan variadas como medio ambiente, salud o alimentos, que pueden ser comercializados por pymes, no sólo por las grandes compañías. Se construyen con la misma tecnología serigráfica (de estampado con tintas) que se usa para hacer camisetas.

- Se imprimen.
- Sí. También pueden integrarse a tecnología del silicio, a chips del silicio, que puede tercerizarse en el exterior. Chips de ADN para detectar enfermedades genéticas o cáncer, ya empiezan a ser una realidad. Podemos llamar a todo esto ingeniería molecular. Para que esto funcione y se haga realidad en la Argentina necesitamos del trabajo interdisciplinario de químicos, ingenieros electrónicos, biólogos.
- Mientras no incorporen sociólogos, van a seguir avanzando.
- Creo que hay suficientes problemas de desempleo y de encuestas de opinión como para entretener a los sociólogos con lo que saben hacer bien.
- No, si yo no tengo nada contra los sociólogos. Mi mejor amigo de la infancia era sociólogo.
- Adaptarse a la electrónica
- Para hacer estos sistemas nanotecnológicos la química tiene que adaptarse a la electrónica e introducir el concepto de organización que tiene la biología. Imagínese moléculas pequeñas, que se organizan para dar nucleótidos, proteínas, ácidos nucleicos, tejidos, órganos, organismos. De la misma manera, átomos y moléculas que se organizan para dar materiales con los cuales se hacen transistores, que se integran en circuitos, que a su vez forman parte de computadoras. Esa química sin tubos de ensayo es la que tenemos que aprender para construir dispositivos moleculares como transistores que reconozcan glucosa y produzcan una señal eléctrica.
- No parece fácil.
- Y no lo es. Hay desafíos científicos muy grandes. Queremos poner las moléculas donde las necesitamos y no donde van a ir espontáneamente. Es interesante, porque esto de armar moléculas específicas, construir y jugar con átomos...
- ¿...?
- Permite construir estructuras muy complejas. Mirkin, en Estados Unidos, agarró una secuencia de ADN, les pegó una nanoestructura de oro o de semiconductor, una pelotita de 5 nanómetros, y luego, con una técnica especial, formó la doble cadena espontáneamente, obteniendo un cuerpo molecular en tres dimensiones, donde cada pelotita estaba exactamente espaciada de las otras en una red tridimensional.
- ¿Y para qué hizo eso?
- Por ejemplo, para almacenar información, hacer una memoria en una computadora molecular. Podemos hacer memorias, transistores, chips, receptores manipulando las moléculas.

Memoria molecular, autos y bebés

- ¿Y cómo guarda la información una molécula?
- Tiene muchas formas, cambiando alguna propiedad. Hasta ahora las computadoras están basadas en dos estados posibles, las moléculas pueden almacenar cientos o miles de estados vibracionales o electrónicos. Aquí hay un punto interesante... los átomos artificiales,
- Es decir...
- Agregados de cientos de átomos por ejemplo de carbono, y que no se comportan como un material en volumen ni como un átomo individual han sido la curiosidad de los físicos. Son grupos de átomos, de muchos átomos cuyas propiedades son intermedias, entre los átomos individuales y los materiales formados por más de 100. 000. 000. 000. 000. 000. 000. 000 átomos.
- Unos cuantos, por cierto...
- Sirven como materiales de memoria, para almacenar estados, o sirven para producir emisión de luz... tienen un tamaño comparable a la longitud de onda de un electrón y permiten hacer transistores de un sólo electrón que se espera constituyan los circuitos electrónicos de los próximos diez a treinta años. Se calcula que para el 2030, esto ya va a estar en estado de tener productos que se van a ver en el mercado.
- Y en el supermercado.
- Literalmente. Muy próximamente en cada góndola de supermercado habrá sensores que detecten moléculas que revelan si se cortó la cadena de frío en algún alimento. La computadora que tienen los autos más modernos, con carburador electrónico, recibe señales de sensores que miden la temperatura, la posición del pistón y la concentración de oxígeno, y optimizan la combustión, y en esos sensores (el sensor consiste en un semiconductor de óxidos de zirconio que cambia su resistencia eléctrica con el contenido de oxígeno en la mezcla de aire y nafta) hay química sin tubos de ensayos. Cuando nace un bebé, puede monitorearse la concentración de oxígeno a través de la piel con un sensor basado en los

mismos principios.

– ¿Cómo es el sensor para un bebé?

– Las moléculas de oxígeno toman electrones de un microelectrodo metálico y se transforman en agua oxigenada, y la corriente que circula mide la concentración de oxígeno y garantiza que no haya sufrimiento fetal. De la misma manera se mide el anestésico que recibe la madre en la sangre del bebé. Hay una tendencia en los hospitales a tener un biochip que sea un sensor múltiple, que con una gota de sangre permite medir sodio, calcio, potasio, pH, urea, colesterol, glucosa, instantáneamente, en una pantalla.

Laboratorios y materiales inteligentes

– Bueno, no hacen falta tubos de ensayo... ¿y cómo son los laboratorios de este tipo de química?

– Más parecidos a laboratorios de física o ingeniería electrónica, en lugar de tener alambiques de vidrio, hay líquidos circulando por canales de uno a diez diezmilésimos de milímetro y expuestos a máquinas moleculares dentro de cosas que van a parecerse a computadoras en lugar de alambiques.

– ¿Qué hubiera dicho Lavoisier?

– Justamente, esto se puede hacer por el trabajo que hicieron muchos químicos con tubos de ensayo, que permitieron entender las propiedades de las moléculas para poder dominarlas... La química no desapareció, no podría haber biología molecular sin química..

– ¿Y por qué sigue siendo química?

– Porque química es entender los sistemas a nivel molecular, se usa todo lo demás, pero la impronta es comprender, manipular y manejar moléculas, medir, predecir sus propiedades y ensamblarlas en bloques para hacer materiales de propiedades predefinidas, materiales inteligentes

– Materiales inteligentes...

– Materiales que se adaptan a los requerimientos de la ingeniería, polímeros conductores, sistemas optoelectrónicos, sistemas que puedan comunicarse con luz y que puedan hacer un trabajo químico determinado.

Treinta años no es nada

– Hay distintas cosas, lo que vamos a ver ya, como éstas, y lo que vamos a ver dentro de 30 años.

– ¿Qué vamos a ver dentro de 30?

– Motores de una sola molécula, que copian el mecanismo de cilias de organismos unicelulares, pero son totalmente sintéticos, y que mueven, como engranajes, moléculas de a una. Ya se hizo una molécula que gira continuamente en un sentido, como si fuera una rueda, al ser iluminada con luz ultravioleta, y entonces podría transportar moleculitas más chicas, de a una, en una línea de producción en nano escala como lo había predicho Drexler. Son fábricas moleculares... yo estuve en Pekín en el '95 y los tipos estaban fabricando engranajes moleculares y motores moleculares...

– Hablando de Pekín... ¿y en la facultad?

– Autoensamblamos moléculas para hacer biosensores y las miramos individualmente con microscopios de fuerza atómica y túnel, pero tenemos que hacerlo con físicos que desarrollan esos microscopios y con biólogos moleculares que conocen las propiedades de esas biomoléculas. Y ahora estamos empezando a incorporar ingenieros electrónicos que puedan procesar señales que generan estas moléculas. Al fin y al cabo, el glucómetro que se desarrolló en Cambridge y que Abbot compró en 1600 millones de dólares, y que se usa para los diabéticos, es algo que se hizo en un laboratorio como el nuestro de la facultad, no mucho más. Nosotros jugamos ese juego, ese juego entre la búsqueda de conocimiento y la solución de demandas sociales, como en el Galileo de Brecht... y lo juegan nuestros colegas en el mundo desarrollado todo el tiempo, los mismos que publican en Nature y Science patentan esas ideas.

El efecto 2030

– Me está hablando del 2030, y esas cosas... Impresiona un poco.

– Si no reforzamos la investigación básica ahora, vamos a ser analfabetos quizás en el 2010, o en el 2030. La gente de Motorola, del departamento de prospectiva, y que está instalando un laboratorio en Brasil, vino a ver qué gente tenemos. Visitó La Plata, Bariloche y nuestra Facultad para discutir estos problemas.

- O sea, hay gente que tiene visión.
- Y que piensa que lo que se hace en la Argentina puede servir. Lo que pasa es que nuestros políticos son ignorantes del valor económico de la ciencia, que no se compra, sino que debe desarrollarse en la sociedad. Si de repente en el 2010 dicen “quiero tener ciencia” no se puede hacer de repente. Están pensando en el dos mil tres.
- Tal vez el día en que la Bolsa de Buenos Aires se interese por estas cosas, empezaremos a ver un cambio....
- El futuro, aunque parezca mentira, se decide en los laboratorios.

✓ Rendimiento de una reacción

El concepto de reacción química se estudio anteriormente, así que desarrollaremos los restantes conceptos, te invitamos a que leas con mucha atención.

5.1.2 Masa atómica absoluta

- ✓ Es la masa real de un átomo.
- ✓ El valor oscila entre 10^{-22} y 10^{-24} gramos.

Como se comprenderá, no existe en la actualidad balanza que permita apreciar dicha masa y además carece de sentido práctico trabajar con átomos aislados y con sus masas atómicas absolutas.

Para solucionar esto, es que en la práctica se utilizan las comparaciones de las masas de los átomos con una masa patrón.

El primer elemento patrón fue el hidrógeno, luego a mediados del siglo XIX se cambió por el oxígeno y finalmente en 1962 se tomó como patrón clásico al isótopo 12 del carbono, al que se le asignó un valor exacto hasta la quinta cifra decimal de 12,00000 **uma**, es decir, 12 unidades de masa atómica.

Por lo tanto, la masa llamada **unidad de masa atómica** se la define como: la doceava parte de la masa fijada para el isótopo 12 del Carbono.

✖ En gramos 1 uma equivale a: $1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

A partir de esta escala arbitraria se formó la tabla de las masas atómicas, la cual es actualizada por la IUPAC según las técnicas más refinadas.

La masa de todos los átomos de los diferentes elementos queda expresada en relación a dicha unidad.

Así, la masa de un átomo de hidrógeno (^1H) es de 1,0080 uma, y la masa de un átomo de oxígeno (^{16}O) es de 15,995 uma.

5.1.3 Masa Atómica Relativa

Es un número adimensional que expresa la relación existente entre la masa de un elemento dado y la unidad de masa atómica. Es un número relativo que indica cuánta más masa tiene el átomo de ese elemento a la **uma** o a la doceava parte del carbono 12.

Esto resulta de considerar las masas de los isótopos naturales del elemento, ya que la mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos.

Entonces se podría decir también que la masa atómica relativa de un elemento se define como: **La masa ponderada de las masas de sus isótopos constituyentes.**

En otras palabras, podemos calcular la **masa atómica promedio** de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo y se podrá calcular mediante la siguiente ecuación:

$$\text{Masa atómica (promedio)} = \sum (a \times m) / 100$$

Donde **a** es el porcentaje de abundancia en la naturaleza del isótopo de masa **m** y \sum es la sumatoria que comprende a todos los isótopos estables del elemento considerado.

Estas masas atómicas, correspondientes a las mezclas naturales de isótopos, son las que figuran en la Tabla Periódica de los elementos.

✓ Ejemplo 1. Calcular la masa atómica del cloro (Cl), si se encontró que hay dos isótopos naturales del mismo, cuyas masas atómicas son: 34,962 y 36,966, y su abundancia natural es de 75,4 % y 24,6 % respectivamente.

Utilizando la fórmula antes descripta:

$$\text{Masa atómica del Cl} = \frac{(34,962 \text{ uma} \times 75,4) + (36,966 \text{ uma} \times 24,6)}{100}$$

$$\text{Masa atómica del Cl} = 35,45 \text{ uma}$$

5.1.4 Masa Molecular Relativa

El razonamiento que hemos efectuado con respecto a los átomos puede ser aplicado a las moléculas. La masa molecular de una sustancia es un número abstracto que expresa cuántas veces es mayor la masa de una molécula de la misma que la unidad de masa atómica (uma), y es la suma de las masas atómicas (en **uma**) de una molécula.

Así que conociendo la fórmula molecular de una sustancia, la masa molecular de la misma, es la suma de las masas atómicas de todos los átomos que constituyen la molécula.

√ Ejemplo 2. Calcular la masa molecular del benceno cuya fórmula molecular es C_6H_6 .

1. Debemos buscar en la Tabla Periódica las masas atómicas relativas del Carbono (C) y del Hidrógeno (H)
2. Realizar el cálculo.

$$\text{Masa atómica del Carbono} = 12,011 \text{ uma}$$

$$\text{Masa atómica del Hidrógeno} = 1,00797 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molecular del Benceno} = (6 \times 12,011 \text{ uma}) + (6 \times 1,00797 \text{ uma})$$

$$\text{Masa molecular del Benceno} = 78,11472 \text{ uma}$$

5.1.5 El mol

Se ha visto que las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero dado que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza práctica alguna para pesarlos usando unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación (por ejemplo en el laboratorio) se manejan muestras de sustancias que contienen una enorme cantidad de átomos. La idea de una unidad para describir un número particular de objetos no es nueva. Por ejemplo, el par (2 cosas), la docena (12 cosas) y la gruesa (144 cosas), son todas unidades familiares.

La unidad definida por los químicos es el **mol**, que es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 gramos de carbono 12.

Según esta definición, la unidad de mol se refiere a un número fijo de "entidades" cuya identidad se debe especificar. De la misma forma que se dice una docena de huevos o de automóviles, se debe indicar si se trata de un mol de átomos, de moléculas, de iones, de electrones, de monedas u otra partícula.

El valor del mol aceptado en la actualidad es:

$$1 \text{ mol} = 6,022045 \times 10^{23} \text{ partículas es decir: } 602.204.500.000.000.000.000 \text{ partículas}$$

Este número se llama **número de Avogadro (N)**, en honor del científico y Matemático italiano Amadeo Avogadro.

Resumiendo:

- √ Es una unidad definida por el Sistema Internacional que se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos de ^{12}C . Se ha demostrado que este número es: $6,0221367 \times 10^{23}$. Se abrevia como $6,02 \times 10^{23}$, y se conoce como **número de Avogadro**
- √ Un mol de **X** (átomos, moléculas, iones, electrones, entre otros) siempre contiene el Número de Avogadro, es decir: $6,022 \times 10^{23}$ **X**.

√ Ejemplo 3.

Un mol de O_2 contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de oxígeno.

Dos moles de O_2 contiene 2 veces el número de Avogadro, es decir::

$$2 \times (6,022 \times 10^{23}) = 1,204 \times 10^{24} \text{ moléculas de oxígeno}$$

Masa de un mol átomos

La masa de un mol de átomos es la masa atómica relativa de un elemento expresada en gramos y corresponde a la masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos del elemento considerado. Un mol de átomos de un elemento contiene el mismo número de átomos que el mol de átomos de cualquier otro elemento.

- ✖ La masa de un mol de un átomo de cualquier elemento es igual a su masa atómica expresada en gramos.

Dado que cada átomo de carbono ¹² tiene una masa de 12 uma, su masa molar (en gramos) es numéricamente igual su masa atómica expresada en uma, en nuestro caso 12 gramos

👉 En el ejemplo 1, la masa de un mol de átomos de Cloro es igual a la masa atómica, es decir 35,454 g

Masa de un mol de moléculas

La masa de un mol de moléculas es la masa molecular de una sustancia expresada en gramos y corresponde a la masa de $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de la sustancia considerada.

👉 En el ejemplo 2, la masa de un mol de moléculas de benceno es igual a la masa molecular, es decir 78,411472 g

5.1.6 Volumen molar

El número de moléculas existentes en un mol de moléculas de cualquier sustancia es siempre el mismo. Teniendo presente que la masa en gramos de un mol de moléculas (masa molar) de una sustancia es numéricamente igual a su masa molecular se puede indicar que:

Masa molar O_2 (g) = 32 g, N_2 (g) = 28 g, CO_2 (g) = 44,02 g

La masa molar de estos tres gases; 32 g de oxígeno; 28 g de nitrógeno y 44,02 g de dióxido de carbono, tienen el mismo número de moléculas y de acuerdo con la hipótesis de Avogadro ocupan en iguales condiciones de temperatura y presión un mismo volumen (siempre refiriéndose a gases). Este volumen se denomina **volumen molar** por ser *el volumen ocupado por la masa molar de cualquier gas* y puede ser determinado experimentalmente.

Las llamadas Condiciones Normales de Presión y Temperatura (C.N.P.T), se refiere a la presión a 1 atmósfera (760 mmHg o 760 torr) y a 0 °C (273 K).

Entonces:

- √ Un mol de cualquier gas en C.N.P.T (Condiciones Normales de Presión y Temperatura) ocupa un volumen de 22,4 L.

5.2 Reactivo limitante

Al realizar una reacción química, no siempre los reactivos se encuentran en cantidades estequiométricas exactas, es decir, las proporciones que indica la ecuación química balanceada. En consecuencia, algunos reactivos se consumen, mientras que parte de otros se recupera al finalizar la reacción.

El reactivo que se consume primero en una reacción recibe el nombre de **reactivo limitante** ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente. Cuando este reactivo se consume no se puede formar más producto. El **reactivo en exceso** es el reactivo presente en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante.

Resumiendo:

El reactivo limitante es aquel:

- √ Que se consume por completo en una reacción química y determina o limita la cantidad de producto formado.
- √ Que se encuentra en defecto basado en la ecuación química balanceada.

En cálculos estequiométricos lo primero que se debe realizar es determinar cuál de los reactivos es el limitante. Una vez identificado, se debe trabajar con el mismo para resolver el problema.

5.3 Pureza

La mayor parte de las sustancias empleadas en el laboratorio no tiene pureza del 100% generalmente se hallan mezcladas con impurezas, es por ello que a la hora de hacer cálculos se debe tener en cuenta que solo reacciona la parte del total que es pura. Ej.: Si en el rotulo de un reactivo indica que la pureza del mismo es de 80 % p/p, esto indica que cada 100 g de reactivo solo 80 g son puros.

5.4 Rendimiento

Se cree equivocadamente que las reacciones progresan hasta que se consumen totalmente los reactivos, o al menos el reactivo limitante.

La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse (100%) se llama rendimiento.

Rendimiento teórico

La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico.

A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad

Rendimiento de la reacción \neq rendimiento teórico

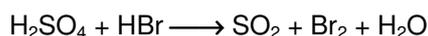
Razones de este hecho:

- √ Es posible que no todos los productos reaccionen
- √ Es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado
- √ La recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible
- √ Una cantidad que relaciona el rendimiento de la reacción con el rendimiento teórico se le llama rendimiento porcentual o % de rendimiento y se define así:

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

Ahora estamos en condiciones de resolver el problema inicial, que dice:

El ácido bromhídrico y el ácido sulfúrico reaccionan según la ecuación:



Si reaccionan 3 moles de H_2SO_4 , calcular:

- a) Masa de HBr que reacciona.
- b) Volumen de SO_2 que se desprende simultáneamente (medidos en C.N.P.T)
- c) Número de moles de Br_2 formados, suponiendo que la reacción tiene un rendimiento del 90 %.
- d) ¿Cuántos gramos de Br_2 se forman si reaccionan 4 moles de H_2SO_4 y 5 moles de HBr?

Primero debemos escribir la reacción, y determinar si la misma se encuentra balanceada

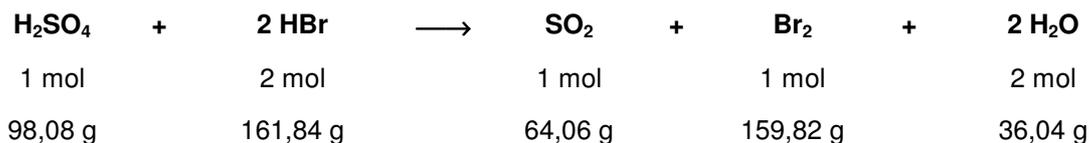


Se puede observar que la misma no se encuentra balanceada, así que lo PRIMERO que se debe realizar en toda reacción independientemente de cual sea, es **BALANCEARLA**



A continuación se procede a describir las relaciones estequiométricas, en mol y en masa, existentes.

Masa molar H ₂ SO ₄	$2 \times 1,01 + 32,06 + 4 \times 16 =$	98,08 g
Masa molar HBr	$1,01 + 79,91 =$	80,92 g
Masa molar SO ₂	$32,06 + 2 \times 16 =$	64,06 g
Masa molar Br ₂	$2 \times 79,91 =$	159,82 g
Masa molar H ₂ O	$2 \times 1,01 + 16 =$	18,02 g



Una vez establecidas las relaciones, procedemos a resolver el ejercicio:

a) Cual será la masa de HBr que reacciona con 3 mol de H₂SO₄:

$$3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{161,8 \text{ g HBr}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 485,4 \text{ g HBr}$$

El cálculo efectuado quiere decir que 3 mol de H₂SO₄ reaccionan con 485,4 g HBr.

b) El volumen de dióxido de azufre (SO₂) obtenido en C.N.P.T es:

Primero debemos recordar que para 1 molde cualquier gas en CNPT ocupa un volumen de 22.4 L

$$3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{22,4 \text{ L SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} \times \frac{1 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 67,2 \text{ L SO}_2$$

c) El número de mol de Br₂ obtenidos, si el rendimiento de la reacción es del 100 % (rendimiento teórico)

$$3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol Br}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 3 \text{ mol Br}_2$$

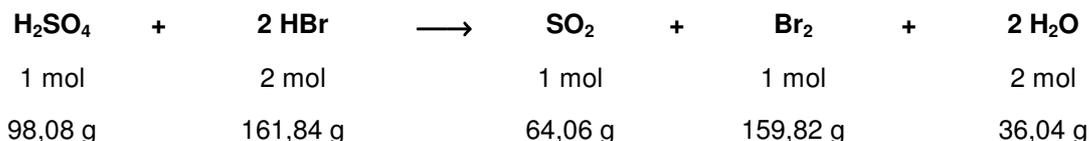
Utilizando la ecuación de rendimiento

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

$$90 \% = \frac{\text{Rendimiento real}}{3 \text{ mol Br}_2} \times 100$$

Despejando obtenemos que si el rendimiento de la reacción es del 90 %, obtenemos 2,7 mol de Br₂.

d) Para calcular cuántos gramos de Br₂ se forman si reacciona 4 moles de H₂SO₄ y 5 moles de HBr, debemos escribir la ecuación química balanceada, describiendo las relaciones estequiométricas en moles y en masa que plantea la misma.



Según la ecuación 1 mol de H₂SO₄ reacciona de manera estequiométrica con 2 moles de HBr

Se plantea:

√ Cuántos moles de HBr reaccionan de manera estequiométrica con los 4 moles de H₂SO₄:

$$4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{2 \text{ mol HBr}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 8 \text{ mol HBr} \quad (1)$$

√ Cuántos moles de H₂SO₄ reaccionan de manera estequiométrica con los 5 moles de HBr:

$$5 \text{ mol HBr} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HBr}} = 2,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \quad (2)$$

Según estos cálculos podemos establecer:

	H₂SO₄	+	2 HBr	→	SO₂	+	Br₂	+	2 H₂O
Tengo	4 mol		5 mol						
Necesito	2,5 mol		8 mol						
	Reactivo en exceso		Reactivo limitante						

Esto quiere decir que:

√ Para se consuman completamente los 4 mol de H₂SO₄ se necesitan 8 moles de HBr, pero tengo 5 moles del mismo.

√ Para se consuman completamente los 5 mol de HBr se necesitan 2,5 moles de H₂SO₄, pero tengo 4 moles del mismo.

De esto se desprende que el reactivo limitante es el HBr, ya que para que los 5 moles de H₂SO₄ reaccionen completamente necesito más cantidad de lo que "tengo" (dice el problema), y para que el mismo se consuma completamente necesito 2,5 moles de H₂SO₄, y "tengo" 4 moles.

El **REACTIVO LIMITANTE** es el HBr.

Una vez establecido el reactivo limitante, procedemos a calcular cuántos gramos de Br₂ se producen al reaccionar 4 moles de H₂SO₄ y 5 moles de HBr

Según la ecuación, la reacción de 1 mol H₂SO₄ con 2 moles de HBr producen 159,82 g de Br₂, así:

$$5 \text{ mol HBr} \times \frac{159,82 \text{ g Br}_2}{2 \text{ mol HBr}} = 399,55 \text{ g Br}_2$$

Al reaccionar 4 moles de H₂SO₄ con 5 moles de HBr, el reactivo limitante es el HBr, y se producen 399,55 g de Br₂.

5.5 Composición porcentual

Si se conoce la fórmula molecular de un compuesto, está indica su composición química. Su composición también se puede expresar como porcentaje en masa de cada elemento presente en compuesto, esto se llama composición porcentual en masa.

Se obtiene dividiendo la masa de cada elemento contenido en un mol del compuesto por la masa molar del compuesto y multiplicando por 100 %. Matemáticamente, la composición porcentual se expresa como:

$$\text{Composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{Masa molar del compuesto}} \times 100 \%$$

Donde **n** es el número de moles del elemento en un mol del compuesto.

Por ejemplo:

En un mol de benceno (C₆H₆) hay 6 moles de átomos de carbono y 6 moles de átomos de hidrógeno.

Masa molar del carbono = 12,01 g

Masa molar del hidrógeno = 1,01 g

Masa molar del benceno = (6 × 12,01 + 6 × 1,01) g = 78,12 g

En consecuencia, la composición porcentual del C₆H₆ se calcula como sigue:

$$\% \text{ C} = \frac{6 \times 12,01 \text{ g}}{78,12 \text{ g}} \times 100 \% = 92,24 \% \quad \text{y} \quad \% \text{ H} = \frac{6 \times 1,01 \text{ g}}{78,12 \text{ g}} \times 100 \% = 7,76 \%$$

El procedimiento anteriormente explicado puede ser utilizado de manera inversa, es decir conociendo la composición porcentual, es posible determinar su fórmula empírica. Debido a que se tienen los porcentajes de cada uno de los elementos constituyentes del compuesto y la suma de todos ellos es 100 %.

Por ejemplo:

Se determinó experimentalmente la composición porcentual de un compuesto que posee Azufre (S), Oxígeno (O) e Hidrógeno (H), obteniéndose 32,6 % S, 65,3 % O y 2,1 % H. Determine su fórmula empírica.

1) Corroborar que la suma de los porcentajes sea del 100 %

$$32,6 \% + 65,3 \% + 2,1 \% = 100 \%$$

2) Expresamos el porcentaje en masa, de la siguiente manera:

32,6 g S cada 100 g del compuesto

65,3 g O cada 100 g del compuesto

2,1 g H cada 100 g del compuesto.

3) Calcular el número de moles de cada uno de los elementos en el compuesto. Para ello se utilizan las masas molares, como se describe a continuación:

Datos obtenidos de la tabla periódica Masa molar S = 32,06 g

Masa molar O = 16 g

Masa molar H = 1,01 g

$$n_{\text{S}} = 32,6 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32,06 \text{ g}} = 1,017 \text{ mol de S}$$

$$n_{\text{O}} = 65,3 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g}} = 4,081 \text{ mol de O}$$

$$n_{\text{H}} = 2,1 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g}} = 2,079 \text{ mol de H}$$

De esta manera la relación de los átomos presentes, sin embargo, debido a que las fórmulas químicas se escriben con números enteros, debemos transformar el número de moles obtenidos en números enteros.

4) Se debe dividir por el número más pequeño obtenido, en nuestro ejemplo es 1,017.

$$n_S = \frac{1,017 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 1 \quad n_O = \frac{4,081 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 4 \quad n_H = \frac{2,079 \text{ mol}}{1,017 \text{ mol}} = 2$$

5) La fórmula empírica resulta ser: H₂SO₄

Nota: Si al realizar el paso 4, no se obtienen números enteros, debemos realizar un cálculo extra, que es multiplicar a todos los números por un entero, comenzando por el 2, hasta obtener todos números enteros.

Si se desea conocer la fórmula molecular, debemos conocer:

- √ La fórmula molecular
- √ La masa molar del compuesto.

En la explicación del ejercicio, mencionamos dos conceptos nuevos, fórmula empírica y fórmula molecular, a continuación definimos ambos.

5.5.1 Fórmula empírica

Indica cuales elementos están presentes y la relación mínima, en números enteros, entre sus átomos, pero no indica necesariamente el número real de átomos en una molécula determinada.

Son fórmulas químicas más sencillas; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reducen a los números enteros más pequeños posibles. Las fórmulas moleculares son las fórmulas verdaderas de las moléculas.

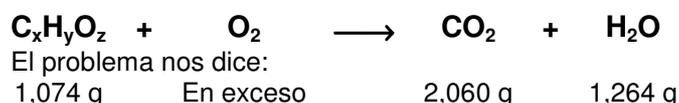
El hecho de que sea posible determinar la fórmula empírica de un compuesto si se conoce su composición porcentual permite identificar experimentalmente los compuestos. El procedimiento se detalla a continuación: El análisis químico indica el número de gramos de cada elemento presente en una determinada cantidad de un compuesto, luego las cantidades en gramos se convierten en número de moles de cada elemento y utilizando cálculos matemáticos se determina la fórmula empírica.

Ejemplo:

Una muestra de 1,074 g de un compuesto orgánico que sólo contiene C, H y O fue quemada al aire y produjo 2,060 g de CO₂ y 1,264 g de H₂O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Primero escribimos la reacción de combustión.

En caso de compuestos orgánicos, los productos de la combustión son dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). La reacción de combustión se realiza en presencia de oxígeno.



Se supone que todo el **C** presente en el CO₂ proviene de la combustión del compuesto C_xH_yO_z y que todo el **H** presente en el H₂O proviene del compuesto C_xH_yO_z. No se puede suponer lo mismo para el oxígeno, ya que la muestra se quemó en presencia del mismo, razón por la cual se calcula por diferencia, una vez obtenida la masa de **C** e **H**.

$$\text{Masa CO}_2 = 12,01 \text{ g} + 2 \times 16 \text{ g} = 44,02 \text{ g}$$

$$\text{Masa H}_2\text{O} = 2 \times 1,01 \text{ g} + 16 \text{ g} = 18,02 \text{ g}$$

$$\cancel{1 \text{ mol CO}_2} \times \cancel{1 \text{ mol C}} \times 12,01 \text{ g C}$$

$$\text{Masa de Carbono} = 2,060 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{\cancel{44,02 \text{ g } \text{CO}_2}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{12,01 \text{ g}} = 0,562 \text{ g C}$$

$$\text{Masa de Hidrógeno} = 1,264 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \times \frac{1,01 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0,142 \text{ g H}$$

Masa del compuesto = masa C + masa H + masa O

$$1,074 \text{ g} - 0,562 \text{ g} - 0,142 \text{ g} = 0,37 \text{ g O}$$

Se procede a calcular el número de moles de cada uno de los elementos:

$$n_{\text{C}} = 0,562 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g}} = 0,047 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = 0,142 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{1,01 \text{ g}} = 0,14 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = 0,37 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 0,023 \text{ mol de O}$$

A continuación se divide por el número más pequeño para obtener números enteros.

$$n_{\text{C}} = \frac{0,047 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 2 \qquad n_{\text{H}} = \frac{0,14 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 6 \qquad n_{\text{O}} = \frac{0,023 \text{ mol}}{0,023 \text{ mol}} = 1$$

Fórmula empírica = $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

5.5.2 Fórmula molecular

Indica la cantidad exacta de átomos de cada elemento que está presente en la unidad más pequeña de sustancia.

La fórmula calculada a partir de la composición porcentual en masa es siempre la fórmula empírica debido a que los subíndices en la fórmula se reducen siempre a los números enteros más pequeños. Para calcular la fórmula molecular, o real, se requiere conocer la masa molar aproximada del compuesto, además de su fórmula empírica.

Ejemplo:

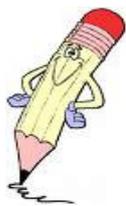
La masa molar de un compuesto es 34,02 g ¿Cuál es la fórmula molecular, si su fórmula empírica es HO?

Conociendo que la masa molar de un compuesto debe ser múltiplo entero de la masa molar de su fórmula empírica, la fórmula molecular se puede determinar de la siguiente manera:

Masa molar de la fórmula empírica (OH) = 16 g + 1,01 g = 17,01 g

$$\frac{\text{Masa molar}}{\text{Masa molar de la fórmula empírica}} = \frac{34,02 \text{ g}}{17,01 \text{ g}} = 2$$

Por lo tanto la masa molar del compuesto es dos veces la masa molar de la fórmula empírica. En consecuencia, hay dos unidades de OH en cada molécula del compuesto, y la fórmula molecular es $(\text{OH})_2$ o H_2O_2 .



Para Resolver

Pesos atómicos

1. El silicio natural está formado por tres isótopos, cuyos porcentajes son 92,28% de ^{28}Si , 4,67% de ^{29}Si y 3,05% de ^{30}Si . Las masas de estos isótopos son 27,9776; 28,9733 y 29,9735, respectivamente. Calcule el peso atómico del silicio a partir de estos datos
2. El cobre natural está formado por los isótopos ^{63}Cu y ^{65}Cu . Las masas de las dos especies son 62,929 y 64,928, respectivamente. ¿Cuál es el porcentaje de los dos isótopos en una muestra de cobre cuyo peso atómico es 63,54?
3. La distribución isotópica del cobre es 69,4% de ^{63}Cu y 30,6% de ^{65}Cu . ¿Cuántos átomos de ^{63}Cu hay en 5 moles de cobre natural?
4. Las masas del ^{14}N y ^{15}N son 14,0031 y 15,0001, respectivamente. ¿Cuál tendrá que ser la relación de ^{15}N a ^{14}N en el nitrógeno natural para un peso atómico de 14,0067?

Masa molar y mol

5. ¿Cuál es la masa molar de cada uno de los siguientes compuestos? (a) N_2O ; (b) NO ; (c) NO_2 .
6. Cuántos moles hay en 453,6 g de: (a) N_2O ; (b) NO ; (c) NO_2 .
7. ¿Cuál es el peso de $6,02 \times 10^{21}$ átomos de mercurio?
8. ¿Cuál es el peso de dos átomos de azufre?
9. Calcule el peso de 10 moles de SO_3 .
10. Calcule el número de moléculas de etano (C_2H_6) en 45 g de C_2H_6 .
11. Calcule el número de moléculas de C_2H_6 presentes en 0,10 moles de C_2H_6 .
12. Calcule el peso de 5,0 moles de $\text{K}_2\text{Co}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
13. El cobre metálico tiene una densidad de $8,96 \text{ g/cm}^3$. ¿Qué volumen ocuparán 4,0 moles de Cu ?
14. Calcule los pesos moleculares de (a) $\text{Al}(\text{OH})_3$; (b) CaC_2O_4 ; (c) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; (d) Hg_2Cl_2 .
15. Calcule el peso molecular (peso fórmula) del (a) clorato de potasio, KClO_3 ; (b) ácido fosfórico, H_3PO_4 ; (c) hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$; (d) cloruro férrico, FeCl_3 ; (e) sulfato de bario, BaSO_4 ; (f) cloruro de cromo, CrCl_3 .
16. Se tienen 0,75 moles de P_4 . (a) ¿Cuántas moléculas de P_4 hay? (b) ¿Cuántos átomos de P hay? (c) ¿Cuántos moles de P hay en 0,75 moles de P_4 ?
17. ¿Cuántos moles hay en (a) 4,631 g de Fe_3O_4 ; (b) 0,256 g de O_2 ?
18. ¿Cuántos moles de AgCl hay en 7,1801 g?
19. Para una muestra de 50 g de metanol (CH_3OH), calcular:
 - a) los moles de moléculas
 - b) números de moléculas

- c) moles de átomo
 - d) números de átomos
 - e) moles de átomos de oxígeno
 - f) números de átomos de oxígeno
20. Calcule el número de gramos en 0,5 moles de las siguientes sustancias: (a) yeso, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; (b) plomo blanco, $\text{Pb}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{PbCO}_3$; (c) galena, PbS .
 21. Determine los pesos moleculares de (a) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; (b) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; (c) $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$; (d) $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$; (e) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (bórax).
 22. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,50 moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$? (b) ¿Cuántos átomos de nitrógeno en la misma cantidad?
 23. Cuando se calienta el hierro en el aire, reacciona con el oxígeno del aire, en proporción de tres átomos de oxígeno por cada dos átomos de hierro. Si se calientan 6,0 g de hierro (a) ¿cuál es el peso total del producto? (b) ¿cuántos moles de O han reaccionado?
 24. La densidad del mercurio es de $13,60 \text{ g/cm}^3$. Si se asume que los átomos de mercurio son esféricos, ¿cuál es el volumen de un átomo de mercurio?
 25. Para una muestra de $180,0 \text{ cm}^3$ de benceno líquido puro (densidad del C_6H_6 $0,88 \text{ g/cm}^3$), calcule: (a) peso del C_6H_6 ; (b) peso molecular del C_6H_6 ; (c) número de átomos de C en la muestra.
 26. ¿Cuál de las siguientes muestras contiene el número más grande de átomos? (a) 2,0 g de oro, Au; (b) 2,0 g de agua, H_2O ; (c) 2,0 g de helio, He; (d) 2,0 g de octano, C_8H_{18} .
 27. ¿Cuál es el peso de tres milimoles de $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$?
 28. ¿Cuántos átomos hay presentes en 530 mg de KAuCl_4 ?
 29. ¿Cuántos moles de átomos de azufre hay presentes en 15 moles de $\text{Au}_2(\text{SO}_4)_3$?

Composición

1. Determine el porcentaje de hierro en el compuesto Fe_3O_4 .
2. La fórmula empírica del sulfuro de cobre es Cu_2S . ¿Cuál es la composición en porcentaje de dicha sustancia?
3. ¿Cuál es el porcentaje de cobre en el mineral cuprita, CuO_2 ?
4. Determine la composición en porcentaje del clorato de potasio, KClO_3 .
5. Determine la composición en porcentaje de (a) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. (b) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
6. ¿Cuántos gramos de cuprita, CuO_2 , se necesitan para obtener 100 g de cobre?
7. ¿Qué peso de azufre y trióxido de azufre (SO_3) están contenidos en 50 g de sulfato de sodio?
8. Determine la composición en porcentaje de (a) N_2O , (b) NO_2 , (c) $\text{Ca}(\text{CN})_2$.
9. ¿Cuál es el porcentaje de MgO en (a) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, (b) $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$?
10. ¿Cuál es el porcentaje de agua de cristalización en $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?
11. ¿Cuántos gramos de sal de Glauber, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, se pueden obtener con 500 g de ácido sulfúrico?

12. ¿Cuál es el porcentaje de azufre en el sulfato de magnesio cristalizado (sal de Epsom) si su fórmula es $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$?
13. ¿Cuánto H_2SO_4 puede producirse con 100 kg de azufre?
14. ¿Cuál es el porcentaje de CaO en (a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y (b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?
15. Calcule los porcentajes de K, Fe, C, N y H_2O en el compuesto $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.
16. Determine la fórmula molecular de un óxido de antimonio, de peso molecular 323,50 y que contiene 24,73% de oxígeno.
17. Una muestra de 8,00 g de un óxido de hierro se calentó en una corriente de hidrógeno gaseoso hasta que fue totalmente reducido a 5,60 g de hierro metálico. ¿Cuál es la fórmula molecular del óxido de hierro si su peso molecular es 159,69.

Cálculo de fórmulas

18. El benceno tiene la fórmula empírica C_6H_6 . Si su peso molecular es 78, ¿cuál es su fórmula molecular?
19. Deducir la fórmula empírica de un compuesto cuyo análisis dió la siguiente composición en porcentaje: Fe = 77,7%, O = 22,3%.
20. Se ha observado que 14 g de hierro se combinan químicamente con 8 g de azufre. Calcule la fórmula empírica del compuesto formado.
21. Cinco gramos de un compuesto gaseoso de carbono e hidrógeno da por combustión 16,50 g de CO_2 y 4,495 g de H_2O . Determine la fórmula empírica del compuesto.
22. En una reacción química se combinan 6,75 g de azufre con 7,14 g de vanadio. Deducir la fórmula empírica del producto.
23. Una muestra de 26,26 g de magnesio se calentó en el aire y se combinó con 17,29 g de oxígeno. El óxido resultante pesaba 43,55 g. Determine la fórmula empírica del óxido.
24. Deduzca la fórmula empírica de un compuesto que contiene 90,6% de plomo y 9,4% de oxígeno.

RESPUESTAS

Notación exponencial

1. 10^{14} m.
2. $2,5 \times 10^{10}$ m.
3. 2×10^9 m.
4. 6×10^{-12} m.
5. $a < c < d < b$
6. $4,7 \times 10^{-4}$ m.
7. a) $2,7 \times 10^{-9}$
b) $3,56 \times 10^3$
c) $4,77 \times 10^4$
d) $9,6 \times 10^{-2}$
8. a) 0,00156
b) 0,0000778
c) 259
d) 900000g
9. a) 4
b) 2
c) 5
d) 3
e) 3

Longitud, masa

10. $5,8 \times 10^{-7}$ m.
11. Si
12. 1000000 g
13. 1030 g.

Velocidad y presión

1. 8×10^4 m/h.
2. 4,9 atm y $4,98 \times 10^3$ hPa
3. a) $0,212 \text{ dm}^3$ b) $9,5 \times 10^{-3}$ moles c) - 47,6L y 22,4 L
4. $0,25 \text{ kN/m}^2$.

Escala de temperatura

1. a) 265 K
b) 153 K
c) Si
- 2) a) $621,5 \text{ }^\circ\text{F}$
b) $78,27 \text{ }^\circ\text{C}$
c) $-196,75 \text{ }^\circ\text{C}$
- 3) a) 386,15 K
b) 310,15 K
c) 630,15 K

Densidad y peso específico

1. $2,57 \text{ cm}^3$.
2. $2,27 \times 10^{-2} \text{ m}^3$.
3. $7,98 \text{ g cm}^{-3}$.
4. $8,96 \times 10^3 \text{ kg m}^{-3}$.
5. $2,70 \times 10^{-4} \text{ g cm}^{-3}$.
6. $2,6 \text{ g cm}^{-3}$.
7. 0,470 g.
8. 600 g.
9. $8,92 \text{ g cm}^{-3}$.
10. $0,92 \text{ g cm}^{-3}$.
11. $\delta = 2,25 \text{ g cm}^{-3}$.

Sistemas materiales

1. a) fusión b) solidificación c) licuación y/o condensación d) sublimación
2. Sustancia a ; mezcla : b
3. cambios físicos: a, b, e ; cambios químicos: c, d, f, g
4. b
5. a) sólidos: 4,7; líquidos; 1,2,3;8 gaseosos: 5,6
b) sólido
c) en la parte superior
6. intensivas: b, c, d ,f ; extensivas a y e
7. correctas c y d
8. correctas a y b.
9. soluciones a, b, f ; sustancias: c, d, e
10. sustancias simples: b, d, f ; compuestas: a, c, e
11. correcta d.
12. correctas b, c, d

Números de oxidación

1. +5.
2. +7.
3. Fe: +2, O: -2.
4. H: +1, S: -2.
5. Sb: +3, S: -2.
6. Ca: +2, N: +5, O: -2.

Reacciones químicas

1. 13 g.
2. 120 g.
3. agua 18,3% ; tiza 30,5% ; arena 12,2% ; hierro 39,0%.
4. 32 g de agua ; 8 g de acetona.
5. 616 g de sal; 924 g de agua.
6. a) 140 kg ; b) $2,10 \times 10^5$ g.

Óxidos

1. óxido de magnesio, óxido de magnesio (II).
2. dióxido de manganeso, óxido de manganeso (IV).
3. óxido de aluminio, óxido de aluminio (III).
4. óxido de antimonio, óxido de antimonio (III).
5. óxido auroso, óxido de oro (I).
6. Hg_2O .
7. Au_2O_3 .
8. CuO .
9. PbO_2 .
10. PtO_2 .
11. SO_3 .
12. P_2O_3 .

Bases

13. a) Hidróxido cúprico, hidróxido de cobre (II); b) hidróxido ferroso, hidróxido de hierro (II);
c) hidróxido férrico, hidróxido de hierro (III)
14. a) hidróxido mercúrico, hidróxido de mercurio (II); b) hidróxido de bario, hidróxido de bario (II); c) hidróxido áurico, hidróxido de oro (III).
15. a) hidróxido plúmbico, hidróxido de plomo (IV); b) hidróxido cromoso, hidróxido de cromo (II); c) hidróxido estánico, hidróxido de estaño (IV); d) hidróxido estannoso, hidróxido de estaño (II).
16. a) hidróxido de potasio, KOH; b) hidróxido de sodio, NaOH.
17. a) hidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$; b) hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
18. a) hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$; b) hidróxido de hierro (II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$; c) hidróxido de cromo (II), $\text{Cr}(\text{OH})_2$.

Ácidos y sales

19. a) H_3BO_3 , b) H_2SO_4 .
20. a) HNO_2 , b) H_3PO_3 , c) HClO_3 .
21. a) clorato de sodio; b) clorato (V) de hierro (II); c) bromato de amonio; d) yodato de magnesio.
22. a) bromato (V) de mercurio (II); b) sulfato de zinc; c) nitrato de bario; d) yoduro de manganeso (II).
23. a) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; b) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; c) LiClO_3 ; d) CoSO_3 ; e) KClO_4 .
24. yoduro de cesio, CsI ; yoduro de calcio, CaI_2 ; yoduro de estaño (IV), SnI_4 ; yoduro de antimonio (V), SbI_5 .
25. a) $\text{Cu}(\text{ClO}_3)_2$; b) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; c) $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3$; d) $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$;
26. a) $\text{Hg}_2(\text{NO}_2)_2$; b) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$; c) $\text{Co}(\text{ClO}_4)_2$; d) Hg_2SO_4 .
27. AsCl_5 .
28. RbI .
29. HgCl .
30. HCl_2 .

Pesos atómicos

1. 28,09.
2. 69,4% y 30,6%.
3. $2,09 \times 10^{24}$.
4. 0,0036.

Masa molar y mol

5. a) 44g; b) 30g; c) 46g.
6. a) 10,3; b) 15,1; c) 9,88.
7. 2,0g.
8. $1,066 \times 10^{-22}$ g.
9. 800 g.
10. $9,0 \times 10^{23}$.
11. $6,022 \times 10^{22}$.
12. 2185 g.
13. 0,0284 L.
14. a) 78,00; b) 128,10; c) 278,02; d) 472,08.
15. a) 122,55; b) 97,99; c) 74,10; d) 162,5; e) 233,40; f) 158,38.
16. a) $4,5 \times 10^{23}$ moléculas de P_4 ; b) $1,8 \times 10^{24}$ átomos de P; c) 3,0 moles de átomos P.
17. a) 0,02 moles; b) 0,008 moles.
18. 0,05 moles.
19. a) 1,56 moles de moléculas; b) $9,41 \times 10^{23}$ moléculas; c) 9,37 moles de átomo; d) $5,64 \times 10^{24}$ átomos; e) 1,56 mol de átomos de oxígeno; f) $9,41 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno
20. a) 86,1 g, b) 387,85 g, c) 119,5 g.
21. a) 392,0 g; b) 278,02 g; c) 329,26 g; d) 223,22 g; e) 381,38 g.
22. a) $1,80 \times 10^{24}$ átomos; b) $6,022 \times 10^{23}$ átomos.
23. a) 8,60; b) 0,16 moles.
24. $2,45 \times 10^{-23}$ cm^3 .
25. 158,4 g; b) 78,114 g/mol; c) $7,32 \times 10^{24}$ átomos de C.
26. 2,0 g de He.
27. 0,396 g.
28. $5,06 \times 10^{21}$.
29. 45.

Composición

1. 72,37%.
2. 79,84% Cu, 20,14% S.
3. 66,50% de Cu.
4. 31,8% K, 29,0% Cl, 39,2% O.
5. a) Na = 29,0%, S = 40,4%, O = 30,6%; b) Na = 18,5%, S = 25,7%, H = 4,0%, O = 51,8%.
6. 150,35 g de CuO_2 .

7. 11 g de S; 28 g de SO_3 .
8. a) 63,6% N, 36,4% O; b) 30,4% N, 69,6% O; c) 43,5% Ca, 26,1% C, 30,4% N.
9. a) 69,1%; b) 36,2%.
10. 49,3%.
11. 1,642 g de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
12. 13,0% de S.
13. 306 kg de H_2SO_4 .
14. a) 75,7%, b) 54,2%.
15. K = 37,0%, Fe = 13,2%, C = 17,1%, N = 19,9%, H_2O = 12,8%.
16. Sb_2O_5 .
17. Fe_2O_3 .

Cálculo de fórmulas

18. C_6H_6 .
19. FeO .
20. FeS .
21. C_3H_4 .
22. V_2S_3 .
23. MgO .
24. Pb_3O_4 .

Bibliografía

Bibliografía utilizada en la confección de la guía:

- Hein y Arena, FUNDAMENTOS DE QUIMICA 10^º ed., 2001, editorial Thomson-Learning.
- Hill y Jolb, QUIMICA PARA UN NUEVO MILENIO 8^º ed.1999, editorial Pearson
- Chang, QUIMICA 6^º ed.,1999, editorial Mc. Graw Hill
- Solis y Sellés, HISTORIA DE LA CIENCIA, 2004, editorial Espasa
- Sabato, UNO Y EL UNIVERSO, edición definitiva, 1995, editorial Seix Barral
- Ingenieros, LAS FUERZAS MORALES, 1991, ediciones Siglo veinte
- Borges, HISTORIA DE LA ETERNIDAD, 1974, Emece editores.
- Avalis, C y otros. Algo de química para ingresantes a la universidad. 1999, Centro de publicaciones, Secretaria de extensión, Universidad Nacional del Litoral. Argentina
- Whitten, K y otros. Química General. Tercera edición, 1996, Mc. Graw Hill
- Angelini, M y otros. TEMAS DE QUÍMICA GENERAL, 1994, EUDEBA S.E.M

Bibliografía recomendada para el repaso de los temas y resolución de los problemas:

- J.M. Mautino, "Fisicoquímica III - Aula Taller", 1991, Editorial Stella, Buenos Aires.
- A. Rolando y R. Pascualli, "Fisicoquímica", 1990, Editorial A-Z, Buenos Aires.
- A. Rolando y M.R. Jellinek, "Química 4", 1995. Editorial A-Z, Buenos Aires.
- F. Serventi, "Química del carbono", 1995, El Ateneo, Buenos Aires.
- J.M. Mautino, "Química 5 - Aula Taller", 1993, Editorial Stella, Buenos Aires.
- M.P. Alegría, A.S. Bosak, M.A. Dal-favero, R. Franco, M.B. Jaul y R.A. Rosi, "Química I", 1998, Ediciones Santillana S.A., Buenos Aires.
- M.P. Alegría, A.S. Bosak, A.M. Deprati, M.A. Dal-favero, R. Franco, M.B. Jaul y E. Morales, "Química II", 1999, Ediciones Santillana S.A., Buenos Aires.