

TEMA 1: CONSTITUCIÓN DE LA MATERIA

1. Introducción
2. Leyes ponderales: Lavoisier y Proust
3. Hipótesis atómica de Dalton
4. Leyes volumétricas

1. INTRODUCCIÓN.

Los fenómenos o cambios que ocurren en la naturaleza se dividen en: fenómenos físicos y fenómenos químicos.

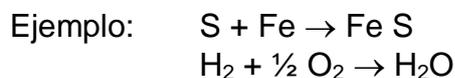
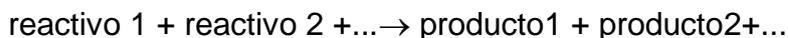
Los fenómenos físicos: son aquellos cambios en los que no se modifica la estructura interna de la materia. Ejemplos: los cambios de estado (fusión del hielo, evaporación del agua); la caída de una piedra.

La Física: es una ciencia experimental que estudia los fenómenos físicos y las leyes mediante las cuáles se rigen.

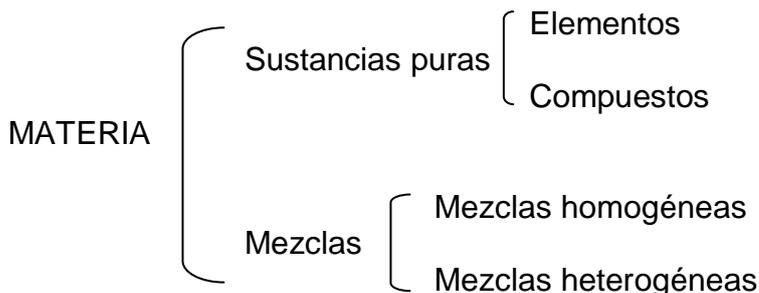
Los fenómenos químicos: son aquellos cambios en los que sí se modifica la composición o la estructura interna de la materia. Ejemplos: combustión de la madera; corrosión del hierro.

La Química: es una ciencia experimental que estudia los fenómenos químicos y las leyes mediante las cuáles se rigen, así como la estructura y la naturaleza de la materia.

Una reacción química es un proceso por el cuál varias sustancias al mezclarse interaccionan entre sí y se transforman en otras nuevas. Las sustancias iniciales se llaman “reactivos” y las que se han formado nuevas se llaman “productos”.



CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA



La materia es todo aquello que tiene masa y que ocupa un lugar en el espacio.

Las sustancias puras: son aquellas cuya composición y propiedades son siempre uniformes y características y permiten, por tanto diferenciarla de otras sustancias. Son propiedades características por ejemplo: color, solubilidad, temperatura de ebullición, etc.

Las sustancias puras pueden ser de dos tipos: elementos o compuestos.

Los elementos: son aquéllos que no pueden descomponerse en otros más simples, y están formados por átomos del mismo tipo.

Ejemplos: hidrógeno, oxígeno, mercurio, etc.

Los compuestos: son aquéllos que están formados por la unión de varios elementos. Se pueden descomponer en los elementos que lo forman por métodos químicos.

Ejemplos: agua (H_2O); cloruro de sodio ($NaCl$); óxido de hierro (II) (FeO)

Una mezcla: es una agrupación de varias sustancias puras. Las mezclas pueden ser de dos tipos: homogéneas y heterogéneas. Las mezclas de dos o más sustancias pueden estar en proporciones variables.

Las mezclas homogéneas (o disoluciones): son aquéllas que tienen la misma composición y propiedades en todos sus puntos, y donde no se distinguen sus componentes. Ejemplos: vino, tinta, sal y agua, alcohol y agua, etc.

Las mezclas homogéneas se separan en los componentes que la forman por métodos físicos, por ejemplo, cristalización, destilación, cromatografía.

Las mezclas heterogéneas: son aquéllas en las que su composición y propiedades varían de un punto a otro, y se distinguen sus componentes. Ejemplo: arena, sangría, granito, agua y arena, aceite y agua, etc.

Las mezclas heterogéneas se separan en los componentes que la forman por métodos mecánicos, por ejemplo, filtración, decantación, centrifugación.

Los átomos: son las partículas más pequeñas que forman los elementos y que conservan todas sus propiedades.

Las moléculas: son las partículas más pequeñas que forman los compuestos. Las moléculas están formadas por la unión de varios átomos de distintos elementos.

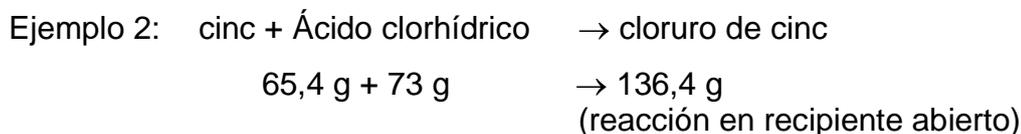
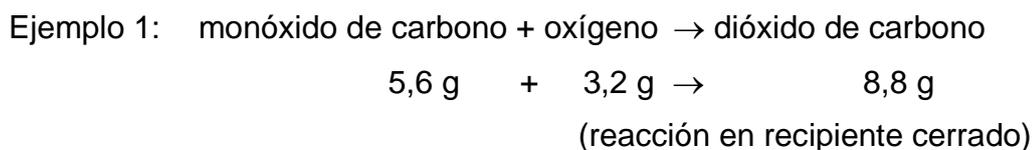
2. LEYES PONDERALES: Ley de Lavoisier y de Proust.

Los conocimientos actuales acerca de las reacciones químicas se fundamentan en una serie de estudios que llevaron a cabo distintos científicos en los siglos XVIII y XIX.

Los resultados de estas investigaciones les llevaron a establecer una serie de conclusiones que se conocen como **leyes clásicas de las reacciones químicas**. Vamos a estudiar a continuación dos de ellas: la ley de Lavoisier y la ley de Proust.

Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier.

Observemos los datos siguientes referentes a las masas de varias reacciones químicas:



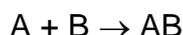
En la primera reacción se conserva la masa, mientras que en la segunda parece ser que no. En el segundo caso lo que ocurre es que uno de los productos que se obtiene es un gas (hidrógeno, 2g) y éste se escapa del recipiente donde ocurre la reacción. Si la reacción hubiese ocurrido en un recipiente cerrado sí se cumpliría la ley en ambos casos.

Lavoisier a la vista de los resultados experimentales, enuncia su ley de la siguiente forma:

“En toda reacción química se cumple que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos, siempre que el sistema este cerrado”.

2.2. Ley de las proporciones definidas o ley de Proust.

Se estudió si las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química guardan alguna relación entre ellas. Vamos a observar los datos experimentales obtenidos para una reacción cualquiera.



Masa A(g)	Masa B(g)	Masa AB (g)	M_A/M_B
62 g	18 g	80 g	3,4
3,1 g	0,9 g	4 g	3,4
77,5 g	22,5 g	100 g	3,4

Como vemos se observa que es constante la relación entre las masas de A y B en esta reacción química: $M_A/M_B = 3,4 = \text{constante}$

Estudiando los datos anteriores se observa que la proporción en que intervienen las masas de las sustancias A y B al formar el compuesto AB es siempre la misma. Este ejemplo es aplicable a cualquier reacción química. Las sustancias A y B pueden ser elementos o compuestos.

Se enuncia así la **ley de las proporciones definidas o ley de Proust**:

“La proporción que existe entre las masas de los elementos químicos que forman un compuesto es siempre constante”

De esta ley se deduce que **la composición de un compuesto químico siempre es constante, sea cual sea su origen o método de obtención.**

Ejemplo 1: Los datos de la siguiente tabla corresponden a la reacción del oxígeno con el carbono para formar dióxido de carbono. Aplicando las leyes de Lavoisier y de Proust completa los datos que faltan.

Masa C(g)	Masa O ₂ (g)	Masa C O ₂ (g)
12	32	
	18	
4,5		

Ejemplo2: Si en la reacción anterior, hacemos reaccionar 24 g de C con 50 g de oxígeno, ¿sobrará algún reactivo? ¿Cuánto dióxido de carbono se formará?

Ejemplo 3: Completa los datos de la tabla siguiente que faltan, utilizando las leyes ponderales:

Agua → hidrógeno + oxígeno

Masa H ₂ O(g)	Masa H ₂ (g)	Masa O ₂ (g)
2,25	0,25	
		0,5
9,0		

3. HIPÓTESIS ATÓMICA DE DALTON

En las reacciones químicas hay sustancias que desaparecen y aparecen otras. Por tanto, las partículas de las sustancias tienen que cambiar. Para explicar las reacciones químicas debemos como están compuestas las sustancias.

Como no se han visto las partículas que componen las sustancias, cualquier cosa que digamos de ellas será una **teoría o un modelo**.

El primer enunciado sobre la composición de la materia se debe al químico inglés John Dalton (1808), que expresó su teoría sobre la constitución de la materia. Esta teoría constituye **el modelo atómico de Dalton** y está basado en 3 ideas básicas:

- 1.- La materia está formada por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. Dichos átomos son invariables, permaneciendo inalterados en todo proceso químico.
- 2.- Los átomos de un mismo elemento son todos de igual masa y tienen las mismas propiedades, sin embargo son distintos de los átomos de cualquier otro elemento.
- 3.- Los compuestos químicos están formados por átomos de distintos elementos, que se unen formando moléculas. Las partículas de un compuesto son iguales en masa y propiedades, y guardan una proporción numérica entre los átomos que la forman.

Aunque algunos aspectos de la teoría de Dalton no coinciden con la visión actual sobre el átomo y han quedado desfasados, en su día estos postulados supusieron un avance en la Química. Pero para el nivel de este curso, las ideas que proporciona este modelo son suficientes.

4. LEYES VOLUMÉTRICAS.

Cuando en una reacción química las sustancias que intervienen son gases, además de las leyes ponderales ya enunciadas, también se cumplen las leyes volumétricas, que son las siguientes:

- 4.1. Ley de Gay-Lussac
- 4.2. Ley de Avogadro

4.1. Ley de Gay-Lussac o de los volúmenes de combinación.

“En las reacciones químicas entre gases, la relación entre los volúmenes de las sustancias gaseosas es constante y se puede expresar por números enteros sencillos, siempre que estén medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura”.

Ejemplo 1: Hidrógeno + oxígeno → agua
 2 volumen 1 volumen → 2 volumen
 20 l 10l 20 l

Ejemplo 2: Hidrógeno + cloro → Cloruro de hidrógeno
 1 volumen 1 volumen → 2 volumen

Dalton intenta explicar estos y otros ejemplos de reacciones entre gases, suponiendo que el volumen ocupado por cada partícula en el compuesto sea la suma de los volúmenes ocupados por las partículas de los elementos que lo componen (según esta teoría no se podría explicar el ejemplo 1).

4.2. Ley de Avogadro. Se basa en dos hipótesis:

- a) *“Volúmenes iguales de todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas”* (Este número es igual a $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas y se llama número de Avogadro, N_A)
- b) *“En los elementos gaseosos, las partículas que lo forman consisten en dos átomos idénticos unidos entre sí, llamadas moléculas”.* Es decir, los elementos gaseosos están formados por moléculas diatómicas.

Con estas dos leyes se puede explicar los ejemplos de la relación entre volúmenes en las reacciones gaseosas. Veámoslo en los dos ejemplos anteriores.

ACTIVIDADES TEMA 1

1.- Si 24 g de magnesio se combinan exactamente con 16 g de oxígeno para formar óxido de magnesio: $\text{Mg} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$

a) ¿Cuántos gramos de óxido se habrán formado?

b) A partir de 6 g de magnesio ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán?

2.- a) ¿Qué masa de oxígeno será necesaria para la combustión completa de 1,5 g de magnesio si se obtienen 2,49 g del óxido correspondiente?

b) ¿Qué masa de magnesio podría combinarse con 10 g oxígeno? Indica las leyes ponderales en las que te basas para responder a las cuestiones.

3.- Se prepara óxido de aluminio (Al_2O_3) a partir de distintas masas de aluminio y de oxígeno, que se combinan como se indica:

Experiencia	Compuesto 1	Compuesto 2	Compuesto 3
Al	36,6	0,28	1,92
O	32,5	0,25	1,71
Al_2O_3			

a) Comprueba que se cumple la ley de las proporciones definidas

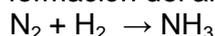
b) Calcula la masa de óxido de aluminio que se obtiene en cada caso

c) Calcula la cantidad de oxígeno que se combinaría con 18 g de aluminio

Sol. 16,07 g

4.- Se sabe que 54 g de aluminio reaccionan con 48 g de oxígeno para formar un óxido de aluminio. ¿Qué cantidad de oxígeno será necesaria para obtener 100 g de óxido? ¿Cuántos gramos de aluminio reaccionarán?

5.- En el amoníaco, el hidrógeno y el nitrógeno se encuentran en la relación de masa: N/H = 4,632. Siendo la reacción de formación del amoníaco (NH_3):



Hallar la cantidad de amoníaco que podrá obtenerse a partir de 2,87 g de hidrógeno y la masa de nitrógeno necesaria.

6.- Se hace reaccionar un elemento A con distintas cantidades de otro elemento B. Si las relaciones entre las masas que se combinan de esos elementos son:

Experiencia	Elemento A	Elemento B	Compuesto AB
Nº 1	4,2 g	11,20 g	¿?
Nº 2	8,4 g	22,40 g	¿?

a) Comprueba que se cumple la ley de las proporciones definidas

b) Determina qué cantidad de los elementos A y B necesitaríamos para formar 50 g de compuesto.

7.- Define qué se entiende por compuesto químico y señala sus semejanzas y diferencias respecto a los elementos y a las mezclas, tanto a escala macroscópica como microscópica.

8.- Razona e indica si las siguientes sustancias son compuestos o mezclas:

a) Agua potable. b) Azúcar. c) Alcohol. d) Agua destilada. e) Aire.

9.- ¿Sobre qué nos informa la fórmula de un compuesto? Justifica tu respuesta.

a) Sobre los elementos que lo forman.

b) Sobre la masa de compuesto.

c) Sobre la proporción entre los átomos de los elementos que lo forman.

d) Sobre el tipo de compuesto.

TEMA 2: MODELOS ATÓMICOS. SISTEMA PERIÓDICO

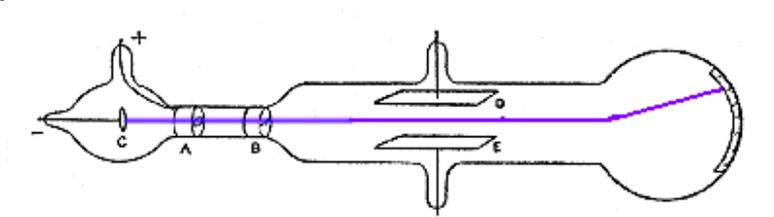
1. **Introducción. Partículas elementales: su descubrimiento.**
2. **Modelo atómico de Thomson**
3. **Modelo atómico de Rutherford**
4. **Partículas elementales. Número atómico, número másico, isótopos.**
5. **La tabla periódica.**

1. INTRODUCCIÓN.

Como hemos visto la teoría atómica de Dalton fue bastante útil, y permitió explicar las leyes de Lavoisier y Proust. Asimismo junto a la hipótesis de Avogadro, permite explicar la ley volumétrica de Gay-Lussac.

Sin embargo, el conocimiento de la materia no era completo. Mediante un hecho experimental, el tubo de descarga de gases, se descubrió una partícula elemental, **el electrón (1876)**.

La experiencia del tubo de descarga de gases, consiste en un tubo que contiene un gas a baja presión y al establecer una descarga eléctrica, se observó la aparición de partículas cargadas negativamente que llamaremos electrones.



Estos electrones se demostró que procedían de los átomos del gas, que al comunicar la descarga eléctrica eran arrancados estos electrones de los átomos. Por tanto, invalida una de las ideas de Dalton, que los átomos eran indivisibles.

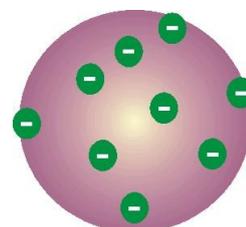
Además si la materia es neutra, los átomos serán neutros. Si están formados dichos átomos por electrones con carga negativa, el resto del átomo deberá contener cargas positivas de forma que la carga total sea nula.

En este tema se verán distintas teorías o modelos de cómo está formado el átomo en su interior.

2. MODELO ATÓMICO DE THOMSON.

Hacia falta un modelo atómico que explicase cómo estaba formado el átomo.

Thomson (1897) sugiere que los átomos son esferas homogéneas e indivisibles cargadas positivamente, donde los electrones están incrustados en su superficie.



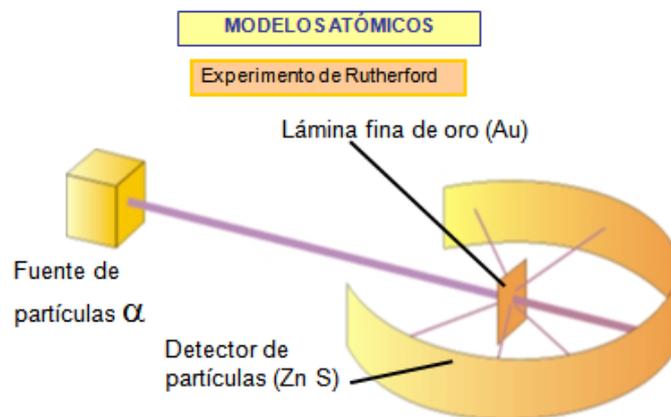
3. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD.

Rutherford realizó una experiencia que hizo abandonar el modelo propuesto por Thomson.

Experiencia de Rutherford: Hizo bombardear láminas metálicas muy finas (por ejemplo de oro), con partículas alfa, α , que son partículas radiactivas cargadas positivamente a gran velocidad.

La mayoría de las partículas α atravesaban la lámina sin sufrir ninguna desviación, sólo unas pocas sufrían desviaciones y algunas incluso rebotaban.

Puesto que la mayoría de las partículas atraviesan la lámina sin desviarse, hace suponer que la mayor parte del átomo está vacío. Sin embargo, otras partículas son desviadas e incluso algunas retroceden. Por lo que debe existir alguna zona del átomo cargada positivamente que rechaza las partículas positivas. Dicha carga debe estar muy concentrada, pues la mayoría de las partículas no sufren desviación al atravesar la lámina.



La mayoría de las partículas atravesaba la lámina sin desviarse.

1/10.000 se desviaba de su trayectoria

Alguna retrocede en sentido contrario

Modelo atómico de Rutherford (modelo nuclear): supone que en el interior del átomo existe un núcleo muy pequeño con carga positiva, y en el exterior una corteza donde se encuentran los electrones.

- **El átomo está constituido por una parte central llamada núcleo** en la que se encuentra concentrada **casi toda la masa del átomo** (protones y neutrones) y **toda la carga positiva**.
- **En la parte externa del átomo (corteza) se encuentra toda la carga negativa**, cuya masa es muy pequeña en comparación con el resto del átomo. **La corteza está formada por los electrones**.
- Los electrones giran a gran velocidad en torno al núcleo, en orbitas circulares. **El nº de electrones es igual al de protones que haya en el núcleo**.

El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el del átomo, aproximadamente 10000 veces menor

Se le llama modelo nuclear porque introduce el concepto de núcleo. También se le llama modelo planetario porque supone el átomo con una distribución similar al sistema planetario.

4. PARTÍCULAS ELEMENTALES. NÚMERO ATÓMICO. Nº MÁSCICO. ISÓTOPOS.

Puesto que en el átomo existe una partícula elemental con carga negativa, el electrón, deberá existir otra partícula con carga positiva. Esta partícula se llama **protón y fue descubierta en 1886**. Su carga es de valor igual a la del electrón pero positiva y su masa es mucho mayor que la del electrón. Más tarde se descubrió otra partícula en el átomo, **el neutrón en 1932**. Su carga eléctrica es nula y su masa es igual a la del protón. Esta partícula se encuentra en el interior del núcleo junto al protón.

Características de las partículas elementales:

Partícula	Símbolo	Carga (respecto e)	Masa (respecto p)
Electrón	e	$-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = -1$	$9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 1/1837$
Protón	p	$+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = +1$	$1,6 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1$
Neutrón	n	0	$1,6 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1$

Como observamos de los datos de la tabla:

$$q_p = q_e$$

$$m_e \ll m_p ; m_p = m_n$$

Número atómico (Z): es el número de protones que existe en el núcleo de cada átomo. Este número es característico de cada elemento, cada elemento tiene un número atómico distinto. Un elemento químico se caracteriza por tener siempre el mismo número atómico.

Número másico (A): es el número que representa la masa total del átomo. Este número es igual a la suma de protones y neutrones que hay en el núcleo de cada átomo.

$$A = p + n ; A = Z + n$$

Los átomos se representan por su símbolo químico y los números Z y A:



Isótopos: son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico, pero distinto número másico. Es decir, son átomos que tienen igual número de protones y difieren en el número de neutrones.

Ejemplo: Indica el nº de partículas elementales que hay en los siguientes isótopos: a) ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{H}$, ${}^3\text{H}$; b) ${}^{35}\text{Cl}$, ${}^{37}\text{Cl}$

Para medir la masa de los átomos, se toma como referencia o como unidad la unidad de masa atómica (uma, u). Esta unidad, la uma, en principio se tomó el valor de la masa del átomo más ligero, el hidrógeno, que coincide con la masa del protón. En la actualidad, por motivos de precisión para

llevar a cabo su medida, se toma la una (u) como la doceava parte de la masa del átomo de ^{12}C :

$$1 \text{ u} = m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

En la tabla periódica se observa que en algunos casos el número másico no es un n° entero, esto se debe a la existencia de isótopos. En estos casos, la masa atómica del elemento se calculará como el promedio de las masas de los distintos isótopos.

5. LA TABLA PERIÓDICA.

A medida que se fueron descubriendo nuevos elementos surgió la necesidad de ordenarlos de alguna manera.

El sistema periódico actual tiene su origen en el sistema que estableció el ruso Dimitri **Mendeleiev** y el alemán Lothar **Meyer** en 1870, que ordenaron los elementos según su masa atómica, situando en una misma columna los elementos que tuvieran propiedades semejantes. En esta ordenación tuvo dos alteraciones, que las resolvió de forma intuitiva:

- 1) altera a veces el orden determinado por la masa, para colocar ciertos elementos ordenados por sus propiedades.
- 2) Deja algunos huecos en la tabla, prediciendo así la existencia de elementos desconocidos entonces.

Ambas suposiciones fueron justificadas y ciertas posteriormente.

En realidad, **en el sistema periódico actual están colocados los elementos por orden creciente del número atómico, situando los elementos con iguales propiedades en la misma columna.**

La tabla periódica actual está formada por:

- a) filas horizontales o **períodos** (7 períodos)
- b) columnas verticales o **grupos** (18 grupos)

Hay 18 grupos en la tabla periódica (numerados del 1 al 18), que a su vez se clasifican en:

- 1) Elementos representativos (grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18)
- 2) Elementos de transición (grupos 3 al 12)
- 3) Elementos de transición interna o tierras raras (lantánidos y actínidos)

Los elementos representativos se nombran con un número y están situados a ambos extremos de la tabla periódica. Los dos primeros grupos de la tabla (grupos 1 y 2) y los 6 últimos grupos de la tabla (grupos del 13 al 18). Estos grupos se denominan de la siguiente forma:

Grupo 1: Alcalinos	Grupo 15: Nitrogenoideos
Grupo 2: Alcalinotérreos	Grupo 16: Anfígenos
Grupo 3: Térreos	Grupo 17: Halógenos
Grupo 4: Carbonoideos	Grupo 18: Gases nobles

Los elementos de transición son 10 grupos, están situados en el centro de la tabla periódica y están numerados del 3 al 12.

Los elementos de transición interna se colocan fuera de la tabla periódica. Son los lantánidos y los actínidos.

Hay 7 períodos en la tabla numerados del 1 al 7. El número de elementos en cada período es variable:

- * El período 1 contiene 2 elementos
- * Los períodos 2 y 3 contienen 8 elementos cada uno
- * Los períodos 4 y 5 contienen 18 elementos cada uno
- * Los períodos 6 y 7 contienen 32 y 23 elementos cada uno, ya que se incluyen, respectivamente, los lantánidos y los actínidos.

En un mismo grupo de la tabla, están situados los elementos con propiedades semejantes. Se caracterizan por tener todos los elementos el mismo número de electrones en la última capa.

Por tanto, las propiedades químicas de los elementos dependerán del número de electrones en la última capa.

En un mismo período de la tabla, están situados los elementos cuyas propiedades químicas van variando de forma gradual.

Los períodos de la tabla tienen distinta longitud. En cada período se va llenando una capa de electrones, habrá tantos elementos en cada período como electrones haya en cada capa. Así podremos saber el nº de electrones por capas:

1 período	2 elementos	2 electrones en capa 1
2 período	8 elementos	8 electrones en capa 2
3 período	8 elementos	8 electrones en capa 3
4 período	18 elementos	18 electrones en capa 4

Cada elemento de la tabla tiene dos números característicos: su nº atómico (Z) y su nº másico (A).

Ejemplo: Fíjate en un elemento de la tabla por ejemplo el Be, indica su Z y A. ¿Cuántos protones, electrones y neutrones tiene?

Cada elemento está situado en un grupo y en un período:

- el nº de grupo te indica el nº de electrones en la última capa
- el nº de período te indica el nº de capas de electrones que tiene el átomo

Ejemplo: Para los elementos Be, Mg, Ca y Sr. Contesta a las cuestiones:

- a) Decir grupo y período
- b) Indica el nº de electrones de la última capa y el nº de capas de electrones

Los elementos de los gases nobles, son los más estables conocidos pues existen libres en la naturaleza y no se combinan con nadie. Su estructura electrónica será la más estable que exista y consiste en tener todas las capas llenas.

Cualquier elemento podrá perder o ganar electrones para adquirir la estructura de gas noble.

- a) Si tiene pocos electrones en la última capa, perderá e y formará un ión +
- b) Si tiene muchos electrones en la última capa, ganará e y formará un ión -

ACTIVIDADES TEMA 2

1. Define los siguientes términos: número atómico, número másico, isótopo e ión.

2. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Z	A	n.º de p	n.º de n	n.º de e
${}_{5}^{11}\text{B}$					
	17			20	
${}_{1}^{3}\text{H}$					
		235			92
${}_{8}^{17}\text{O}$					
		20		10	
${}_{47}^{109}\text{Ag}$					
			6	7	
				8	8

3. De cuatro átomos A, B, C y D sabemos que contienen:

Átomo A	Átomo B	Átomo C	Átomo D
13 protones	13 protones	14 protones	14 protones
14 neutrones	13 neutrones	15 neutrones	14 neutrones

¿Cuáles pertenecen a isótopos diferentes del mismo elemento? ¿Son B y C átomos del mismo elemento?

4. Calcula el número de electrones, neutrones y protones, que existen en los siguientes elementos e iones: Al^{3+} , Cl^{-} , N^{3-} , O.

5. Responde a las siguientes preguntas, razonando las respuestas:

- ¿Pueden tener dos átomos el mismo número atómico? ¿Y el mismo número másico?
- ¿Puede ser el número atómico mayor que el número másico? ¿E iguales?
- ¿En qué se diferencian los isótopos de un elemento? ¿Son todos los isótopos de un elemento radiactivos?

6. El estudio exhaustivo de la estructura del átomo comenzó a raíz del descubrimiento de una de sus partículas subatómicas: el electrón.

- ¿Cómo y cuándo se descubrió el electrón?
- ¿Qué diferencia hay entre un electrón y un protón o un neutrón, en lo que respecta a su masa?
- ¿En qué se diferencian las partículas subatómicas, en lo relativo a su carga?

7. A principios del siglo XX comienzan a desarrollarse los primeros modelos atómicos.

- ¿Por qué es precisamente en esa época cuando surgen los primeros modelos atómicos?
- ¿Cómo consideró Thomson el átomo en su modelo? ¿Y cómo era el átomo según Rutherford? Explica a qué se debe una diferencia tan importante entre ambos modelos.

8. De acuerdo con la concepción actual del átomo, indica si los siguientes enunciados son correctos o incorrectos, justificando en cada caso tu respuesta:

- En el átomo existe un núcleo central, eléctricamente neutro, en el que se encuentran los protones y los neutrones.

- b) La mayor parte de la masa del átomo se concentra en el núcleo.
- c) Los electrones de la corteza se localizan girando en órbitas alrededor del núcleo.
- d) Aunque un electrón se encuentre en un cierto nivel de energía, puede pasar a otros niveles en determinadas circunstancias.

9. Cuando los átomos adquieren carga eléctrica, se convierten en iones. Responde a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuántos tipos de iones hay? ¿En qué se diferencian?
- b) Si un átomo tiene más electrones que protones, ¿qué tipo de ion es?
- c) ¿Qué indica la carga de un ion?
- d) Cuando un átomo se convierte en un catión o un anión, ¿cómo varían su número atómico y su número másico?

10. Completar la siguiente tabla:

Símbolo	Z	A	Nº n	Nº e
	11	23		
	29	64		
	82	207		
	26	56		
	7	14		
	47	108		
K ⁺	19	39		
O ²⁻	8	16		
F ⁻	9	19		
Mg ²⁺	12	24		
Li ⁺	3	7		
S ²⁻	16	32		
Al ³⁺	13	27		
Br ⁻	35	80		

11. Identifica los errores que se han cometido en los siguientes enunciados y escríbelos de nuevo, ya corregidos:

- a) Un átomo de escandio que ha perdido 3 electrones se ha convertido en un anión Sc³⁻.
- b) Al ganar 2 electrones, un átomo ha pasado de tener un número atómico Z = 4 a un número atómico Z = 6.

TEMA 3: ENLACE QUÍMICO

- 1.- Concepto de enlace químico
- 2.- Enlace iónico
- 3.- Enlace covalente
- 4.- Enlace metálico

1.- CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO.

Cuando los átomos se sitúan a cierta distancia unos de otros, pueden existir fuerzas que los mantenga unidos y así formar compuestos.

El enlace químico es la interacción existente entre dos o más átomos, si como resultado de ésta se forma un compuesto estable.

Condición energética para la formación de enlace. Al acercar los átomos, hay una distancia para la cuál la energía es mínima, esto nos indica que a dicha distancia se ha formado un compuesto pues es más estable que los átomos aislados. Esta distancia se llama “distancia de enlace”.

La condición necesaria para que se forme un compuesto es que la energía del compuesto sea menor que la energía de los átomos aislados.

Condición electrónica para la formación de enlace. Los electrones de un átomo que van a intervenir en el enlace son los electrones de la última capa, llamada **capa de valencia**. En la formación del enlace, los elementos tienden a adquirir la estructura de gas noble, es decir, tener 8 electrones en su última capa (excepto la primera capa que solo caben 2). Los elementos tenderán a conseguir 8 electrones en su última capa, “**Regla del octeto**”. Esto lo pueden conseguir de distintas formas:

- .- cediendo o ganando electrones
- .- compartiendo electrones

2.- ENLACE IÓNICO.

Se presenta al unirse un metal con un no metal. Ejemplo: sodio y cloro

El enlace iónico consiste en la transferencia de electrones entre un átomo de un metal y un átomo de un no metal. El metal pierde electrones y se transforma en un ión positivo (catión) y el no metal gana electrones convirtiéndose en un ión negativo (anión).

En general, el número de electrones que gana y pierde cada elemento es el necesario para adquirir la estructura de gas noble (8 electrones en la capa de valencia).

EJEMPLO: Explicar el enlace entre el sodio ($Z=11$) y el cloro ($Z=17$). Realizar el diagrama de Lewis.

Una vez que se forman los iones, éstos se atraen por fuerzas electrostáticas constituyendo el compuesto iónico. Estos compuestos consisten en una ordenación regular de un gran número de iones de cada tipo colocados alternativamente, donde cada ión se ve rodeado de iones de signo contrario resultando un compuesto muy estable. **Los compuestos iónicos con esta estructura ordenada de iones, forman sólidos cristalinos o redes cristalinas** (que pueden observarse al microscopio).

La fórmula del compuesto, por ejemplo cloruro sódico (NaCl), no te indica que el compuesto está formado por un sólo ión Na^+ y un sólo ión Cl^- , sino por un gran número

de iones de los dos tipos y se cumple que el nº de iones cloruro debe ser igual que el nº de iones sodio. En los compuestos iónicos no es correcto hablar de moléculas (aisladas) de cloruro sódico, Na Cl.

Propiedades de los compuestos iónicos:

- 1.- **Tienen temperaturas de fusión altas**, porque los iones están unidos por fuerzas intensas y para romper el cristal hará falta comunicar una gran energía (alta temperatura).
- 2.- **Son solubles en agua y en disolventes polares**. Al disolverse en agua los iones que forman el cristal quedan libres y se dispersan en el disolvente polar que atrae a los iones.
- 3.- **Son conductores de la electricidad en estado fundido y disuelto en agua**, porque los iones están libres y conducen la electricidad. En estado sólido no son conductores.

Ejemplo: Explica los iones que formará el calcio y el cloro. Haz el diagrama de Lewis del compuesto cloruro de calcio.

3.- ENLACE COVALENTE.

Se presenta al unirse entre sí dos no metales.

El enlace covalente se forma cuando dos átomos no metálicos comparten electrones, de tal modo que cada uno de ellos adquiere la estructura de gas noble.

Los compuestos covalentes si forman moléculas individuales. La fórmula del compuesto te indica el número exacto de átomos que hay en la molécula.

El enlace covalente es la unión de dos o más átomos que comparten pares de electrones.

Al unirse dos átomos pueden compartir más de un par de electrones:

Si se comparte un par de electrones, se trata de un enlace covalente sencillo

Si se comparte dos pares de electrones, se trata de un enlace covalente doble

Si se comparte tres pares de electrones, se trata de un enlace covalente triple.

El enlace covalente es una fuerza de unión intensa en el interior de las moléculas. Pero no hay ninguna fuerza de unión entre las moléculas.

Los diagramas de Lewis sirven para representar de manera sencilla los enlaces. Solo se tienen en cuenta los electrones de la capa de valencia y se indican con puntos alrededor del núcleo, representado por el símbolo del elemento.

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares:

- 1.- **Tienen temperaturas de fusión bajas**, porque no existe interacción alguna entre las moléculas o son muy débiles. A temperatura ambiente son sustancias gaseosas o líquidos volátiles.
- 2.- **No son conductores de la electricidad**, ya que las moléculas son neutras y no conducen la electricidad.
- 3.- **No son solubles en agua**, debido a que las moléculas son neutras.

4. ENLACE METÁLICO.

Se presenta en los metales, al unirse átomos de un mismo metal entre sí. Ejemplo: los átomos de Na están unidos entre sí por enlace metálico en una lámina de Na.

¿Por qué los metales no forman enlace covalente ni enlace iónico?

- Los metales no pueden formar enlace covalente, porque al tener pocos electrones en el último nivel, no pueden llegar a tener 8 electrones por compartición de electrones entre ellos.
- El enlace iónico tampoco sirve para explicar la unión entre metales, pues todos ellos tienen tendencia a perder electrones y no habrá ningún átomo capaz de aceptar electrones.

El enlace metálico se basa en considerar los átomos de los metales, por su gran facilidad para perder electrones, en forma de iones positivos quedando los electrones libres. El metal estará compuesto por una gran estructura de iones positivos que ocupan posiciones fijas (red metálica), entre los cuales se mueven libremente los electrones, formando como una nube electrónica que mantiene la unión de los iones positivos entre sí. Este modelo se llama “**modelo de la nube electrónica**”.

Propiedades del enlace metálico:

1.- Tienen altas temperaturas de fusión, la red metálica tiene una gran estabilidad y hace falta gran energía para quedar las partículas libres.

2.- Son excelentes conductores de la electricidad y del calor en estado sólido, porque los electrones se pueden mover libremente a través de la red metálica y transportar así la carga eléctrica.

PROPIEDADES DE COMPUESTOS IÓNICOS, COVALENTES Y METÁLICOS **COMPUESTOS IÓNICOS**

Propiedad observada	Interpretación
Temperatura de fusión elevada	Los iones están unidos por fuerzas de atracción muy intensas
Solubilidad en disolventes polares	Al disolverse los iones se dispersan en el disolvente polar que atrae a los iones
Buenos conductores en estado fundido o disuelto	Si se disuelven o funden, la movilidad de los iones permite el transporte de electrones

COMPUESTOS COVALENTES

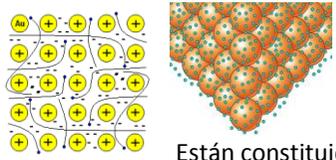
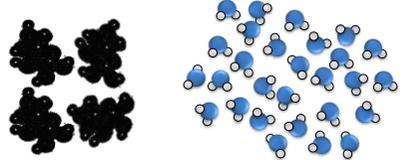
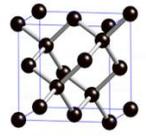
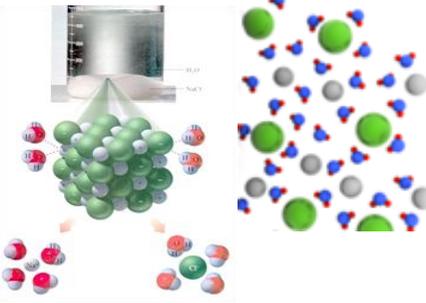
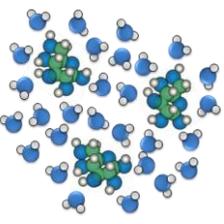
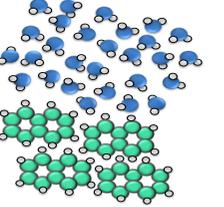
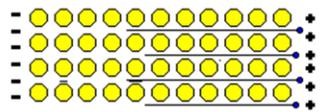
Propiedad observada	Interpretación
Temperatura de fusión baja	Las moléculas son independientes unas de otras y las fuerzas intermoleculares son débiles
Escasa solubilidad en disolventes polares	Las moléculas son neutras y no están atraídas por el disolvente polar
No son conductores de la electricidad	No existen cargas eléctricas libres, los electrones en la molécula se encuentran fijos en el enlace

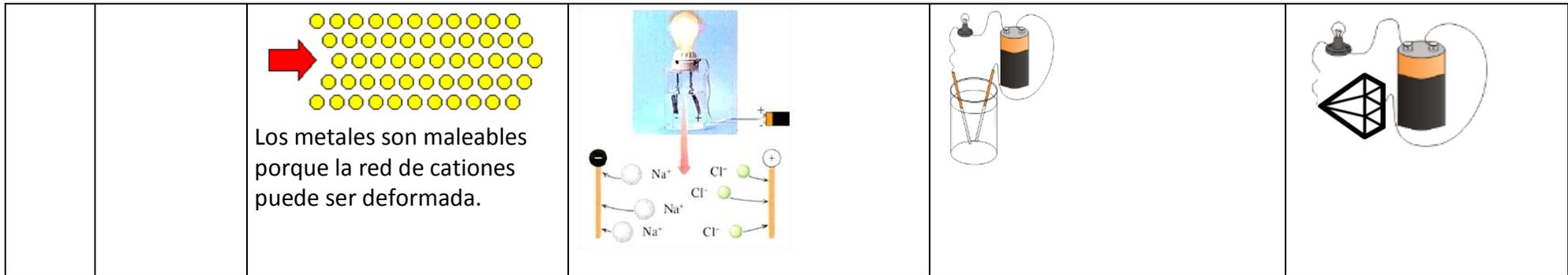
COMPUESTOS METÁLICOS

Propiedad observada	Interpretación
Temperatura de fusión elevada	La red metálica tiene una gran estabilidad y entre los iones de la red existe una fuerte unión
Materiales fáciles de moldear en hilos (ductilidad) y en láminas (maleabilidad)	No se rompen cuando se les golpea debido a que la posición de un ión en la red puede ser ocupada por otro
Excelentes conductores en estado sólido	Los electrones se desplazan libremente por la red metálica

Tipos de sustancias puras	Metales	Sales (electrolitos o sustancias iónicas)	Sustancias moleculares o covalentes ("blandas")	Sustancias covalentes atómicas ("duras")
<p>Partículas que constituyen la sustancia.</p> <p>Modelo de enlace</p>	<p>Red cristalina formada por cationes y electrones deslocalizados.</p> <p>Enlace metálico</p>	<p>Red cristalina formada por cationes y aniones.</p> <p>Enlace iónico</p>	<p>Moléculas individuales formadas por átomos que comparten pares de electrones.</p> <p>Enlace covalente</p>	<p>Red cristalina de átomos unidos por enlaces covalentes.</p> <p>Enlace covalente</p>
<p>Características del enlace</p>	<p>Se presenta en los metales.</p> <p>Los metales pierden sus e último nivel, formando cationes y e libres.</p> <p>Cristal metálico formado por la unión de cationes y e deslocalizados</p>	<p>Se presenta al unirse un metal y un no metal.</p> <p>El metal pierde e formando un catión y el no metal gana e formando un anión.</p> <p>Cristal iónico formado por la unión de cationes y aniones unidos por fuerzas eléctricas.</p>	<p>Se presenta al unirse dos o más no metales.</p> <p>Los átomos se unen compartiendo electrones, de forma que cada uno adquiere la estructura de gas noble.</p> <p>Forman moléculas individuales.</p>	<p>Se presenta al unirse no metales entre sí.</p> <p>Los átomos se unen compartiendo electrones, por fuertes enlaces covalentes.</p> <p>Forman cristales de átomos neutros unidos por enlaces covalentes.</p>

Clasificación de sustancias puras		Metales	Sales (electrolitos o sustancias iónicas)	Sustancias moleculares (no electrolitos)	Sustancias atómicas
Propiedades físicas	<p>Estado físico a temperatura ambiente (25 °C)</p> <p>(temperatura de fusión y de ebullición)</p>	<p>Sólidos (salvo mercurio). La temperatura de fusión y de ebullición es variable.</p>  <p>Ej : $t_{\text{fusion}}(\text{Sn}) = 232 \text{ }^\circ\text{C}$ $t_{\text{fusion}}(\text{Au}) = 1063 \text{ }^\circ\text{C}$</p>	<p>Sólidos.</p>  <p>La temperatura de fusión y de ebullición es elevada. Ej : $t_{\text{fusion}}(\text{NaCl}) = 801 \text{ }^\circ\text{C}$</p>	<p>Sólidos, líquidos o gases.</p>  <p>La temperatura de fusión y de ebullición es baja. Ej : $t_{\text{fusion}}(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 80 \text{ }^\circ\text{C}$</p>	<p>Sólidos</p>  <p>La temperatura de fusión y de ebullición es muy elevada. Ej: $t_{\text{fusion}}(\text{C, diamante}) = 3550 \text{ }^\circ\text{C}$</p>
	Solubilidad	<p>Los metales no son solubles en agua ni en otros disolventes</p>	<p>Las sales son solubles en agua</p> 	<p>La mayoría de sustancias moleculares no son solubles, pero son solubles en otros disolventes (ej. acetona)</p>	<p>Las sustancias atómicas no son solubles en agua ni en otros disolventes</p>
	Conductividad eléctrica	<p>Todos los metales son conductores de la electricidad.</p> 	<p>Las sales en estado sólido no conducen la electricidad. Las sales disueltas en agua es una disolución conductora de la electricidad</p> 	<p>Las disoluciones acuosas de sustancias moleculares no son conductoras de la electricidad</p> 	<p>Las sustancias atómicas, como el diamante, no conducen la electricidad</p> 

Clasificación de sustancias puras		Metales	Sales (electrolitos o sustancias iónicas)	Sustancias moleculares (no electrolitos)	Sustancias atómicas
Modelo estructural		 <p>Están constituidos por cationes que forman una red cristalino y de electrones deslocalizados o electrones libres</p>	 <p>Están constituidos por iones, cationes y aniones, que forman un retículo cristalino</p>	 <p>Están constituidos por moléculas</p>	 <p>Están formados por átomos que constituyen un retículo cristalino</p>
Interpretación de las propiedades físicas	Solubilidad	<p>Los metales no son solubles en agua ni en otros disolventes. Las moléculas de agua y de otros disolventes, no pueden separar los cationes de la red</p>	<p>Existe una interacción (una fuerza de atracción) entre las moléculas de agua y los iones. Las moléculas de agua separan los iones de la red.</p> 	<p>Agua + glucosa (sus moléculas se atraen)</p> <p>Agua + Naftaleno. No hay ninguna interacción entre sus moléculas.</p>  	<p>Las sustancias atómicas no son solubles en agua ni en otros disolventes. Las moléculas de agua y de otros disolventes, no pueden separar los átomos de la red.</p>
	Conductividad eléctrica	<p>Todos los metales son conductores de la electricidad.</p>  <p>Los electrones libres o deslocalizados pueden desplazarse a través de la red.</p>	<p>Las sales, en estado sólido, no conducen la electricidad porque los iones no pueden desplazarse.</p> <p>Las sales forman en el agua una disolución conductora de la electricidad porque los iones pueden desplazarse a través de los huecos entre las moléculas de agua</p>	<p>Las disoluciones acuosas de sustancias moleculares no son conductoras de la electricidad, porque no hay partículas cargadas eléctricamente.</p>	<p>Las sustancias atómicas, como el diamante, no conducen la electricidad, porque los átomos que constituyen la red son neutros y no pueden desplazarse.</p>



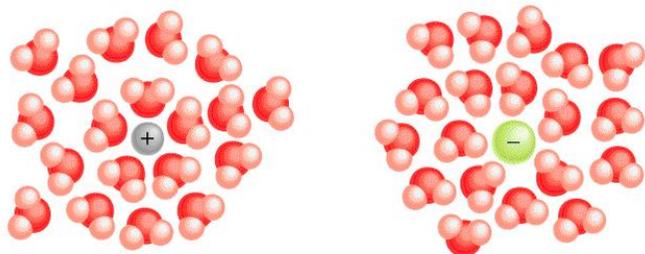
Clasifica las sustancias siguientes como metales, electrólitos, sustancias moleculares: Cobre, cloruro de sodio, naftaleno, glucosa, cloruro de potasio, etanol, acetona, zinc, sulfuro de sodio. Realiza las experiencias necesarias, descríbelas y busca la información que no conozcas. Justifica vuestra clasificación

Los electrólitos y los no electrólitos.

- un electrólito es una sustancia que, disuelta en agua, forma una disolución conductora de la electricidad.
- un no electrólito es una sustancia que, disuelta en agua,, forma una disolución no conductora de la electricidad.
- una disolución conductora de la electricidad debe contener iones para que la corriente eléctrica pase de un electrodo al otro.

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Hydration of the Na⁺ and Cl⁻ Ions



ACTIVIDADES TEMA 3

1. ¿Qué es un enlace? ¿Cuál es la razón de que los átomos se unan mediante enlaces en lugar de permanecer aislados?
2. Explica la relación que existe entre la regla del octeto y la formación de enlaces, y describe cómo se forma el enlace iónico. ¿Qué elementos se unen mediante este tipo de enlace?
3. Corrige los errores de estos enunciados:
 - a) El enlace iónico da lugar a una red plana de iones.
 - b) Los iones que se enlazan son del mismo signo.
 - c) La red iónica tiene carga positiva o negativa, según haya más cationes o más aniones.
4. Responde a las siguientes cuestiones:
 - a) ¿Por qué las sustancias iónicas son sólidos cristalinos?
 - b) ¿Conducen la corriente eléctrica los sólidos iónicos?
 - c) ¿Por qué se disuelve fácilmente en agua el cloruro sódico (sal común)?
5. Teniendo en cuenta la configuración electrónica de los átomos implicados, justifica la formación de los siguientes compuestos iónicos:
 - a) Yoduro de potasio, KI.
 - b) Fluoruro de magnesio, MgF_2 .
 - c) Sulfuro de sodio, Na_2S .
 - d) Cloruro de aluminio, $AlCl_3$.
 - e) Sulfuro de aluminio, Al_2S_3 .
6. Representa los diagramas de Lewis correspondientes a las siguientes moléculas. Indicando en cada caso si los enlaces que se forman son simples o múltiples:
 - a) Hidrógeno, H_2 .
 - b) Agua, H_2O .
 - c) Amoníaco, NH_3 .
 - d) Metano, CH_4 .
7. Describe el enlace metálico e Indica en qué se parece y en qué se diferencia de los enlaces iónico y covalente.
8. Indica, razonando tu respuesta, qué tipo de enlace encontraremos en los siguientes casos:
 - a) La unión entre un metal alcalino y un halógeno.
 - b) La unión entre los átomos de un elemento gaseoso.
 - c) La unión entre los átomos de un elemento metálico.
 - d) La unión entre los átomos de un elemento no metálico
9. Explica si conduce la electricidad el cloruro de sodio fundido. ¿Por qué?
10. ¿Qué diferencia hay entre los compuestos covalentes formados por moléculas individuales o formados por redes cristalinas? Pon ejemplos.
11. ¿Por qué conducen la electricidad las sustancias iónicas en disolución acuosa?
12. ¿Qué diferencia existe entre la estructura cristalina de los metales y la de los compuestos iónicos?

13. Atendiendo a la localización en el sistema periódico de los elementos: K, Br, Fe, S, O y C. Predice la naturaleza del enlace en los siguientes compuestos: K_2O ; Br_2 ; CO_2 ; Fe_2S_3 y Br_2O .
14. Formula y clasifica las sustancias según el enlace químico que presentan: cloruro sódico, agua, diamante, metano, yodo molecular, cinc, helio y cloruro de hidrógeno. Razona las respuestas.
15. Habrás observado que la mayoría de las ollas metálicas de cocina no tienen las asas de este material. ¿por qué? Razona la respuesta.
16. Explica por qué son solubles en agua los compuestos iónicos y los covalentes no.

TEMA 4: CÁLCULOS BÁSICOS. ESTEQUIOMETRÍA

1. CONCEPTOS BÁSICOS

MASA ATÓMICA: masa de un átomo. Se mide en una. La una se expresa con u.

MASA MOLECULAR: masa de una molécula, se calcula como la suma algebraica de las masas atómicas de todos los átomos que forman la molécula. Se mide también en una (u).

EJEMPLO: Calcular la masa molecular del amoníaco

$$Ma N = 14 \text{ u}, Ma H = 1 \text{ u}. Mm NH_3 = 1 \times 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ u}$$

MOL: unidad, en el sistema internacional, de cantidad de materia. El mol no es más que una cantidad enormemente grande de partículas, concretamente $6'023 \cdot 10^{23}$ (el llamado **número de Avogadro**), con la particularidad de que **un mol** de partículas (átomos o moléculas) tiene el **mismo valor numérico** que la masa atómica o molecular, pero **expresado en gramos** en vez de en una.

2. CÁLCULOS BÁSICOS

2.1 Cálculos con gases en condiciones normales(273 kelvin y 1 atmósfera)

EJEMPLO: Calcular: 1) las moléculas de CO_2 que hay en 300 g de compuesto; 2) los moles de oxígeno que hay en 10^{23} moléculas de compuesto 3) la masa de C que hay en 1000 g de compuesto; 4) los moles de compuesto que hay en 400 g del gas; 5) el volumen en condiciones normales que ocupan 5 moles de compuesto; 6) los átomos de C y O que hay en 10^{30} moléculas de compuesto. $Ma O = 16 \text{ u}$, $Ma C = 12 \text{ u}$.

En primer lugar se calcula la masa molecular del compuesto

$$Mm CO_2 = 12 \times 1 + 16 \times 2 = 44 \text{ u}$$

En segundo lugar se establecen todas las proporciones posibles entre las distintas magnitudes del gas:

1 mol de CO_2 — $6'023 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2 — 44 g de CO_2 — 12 g de C — 32 g de O — $1 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de C — $2 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de O — $3 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de C y O — 1 mol de átomos de C — 2 mol de átomos de O — 3 mol de átomos de C y O — 22'4 l de CO_2 en condiciones normales.

1) Se toma el dato que da el problema: 300 g de CO_2

Se anota lo que pide el problema: ¿Moléculas de CO_2 ?

Se busca la relación ENTRE MOLÉCULAS y g DE CO_2 :

$$6'023 \times 10^{23} \text{ — } 44 \text{ g de } CO_2$$

Se plantea el problema por medio de un factor de conversión

$$300 \text{ g de } CO_2 \frac{6'023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2}{44 \text{ g de } CO_2} = 4'4 \times 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2$$

2) Se toma el dato que da el problema: 10^{23} de CO_2

Se anota lo que pide el problema: ¿moles de O?

Se busca la relación ENTRE MOLÉCULAS y MOLES DE O:



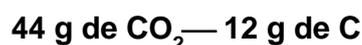
Se plantea el problema por medio de un factor.

$$10^{23} \text{ moléculas de } CO_2 \frac{2 \text{ moles de O}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2} = 0'33 \text{ moles de O}$$

3) Se toma el dato que da el problema: 1000 g de CO_2

Se anota lo que pide el problema: ¿masa de C?

Se busca la relación ENTRE MASA de CO_2 y MASA de C:



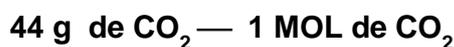
Se plantea el problema por medio de un factor.

$$1000 \text{ g } CO_2 \frac{12 \text{ g de C}}{44 \text{ g de } CO_2} = 272,7 \text{ g C}$$

4)-Se toma el dato que da el problema: 400 g de CO_2

Se anota lo que pide el problema: ¿moles de CO_2 ?

Se busca la relación ENTRE MASA DE CO_2 y MOLES DE CO_2 :



Se plantea el problema por medio de un factor.

$$400 \text{ g } CO_2 \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} = 9'09 \text{ mol de } CO_2$$

* * Este tipo de problemas también se puede resolver utilizando la fórmula:

$$n = \frac{m}{Mm}$$

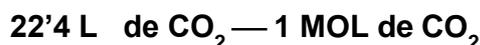
donde **n** es número de moles.

Entonces se resuelve: $n = 400 / 44 = 9'09$ moles de CO_2

5) Se toma el dato que da el problema: 5 moles de CO_2

Se anota lo que pide el problema: ¿volumen que ocupan en condiciones normales de CO_2 ?

Se busca la relación ENTRE VOLUMEN DE CO_2 EN CONDICIONES NORMALES y MOLES DE CO_2 :



Se plantea el problema por medio de un factor.

$$5 \text{ moles de } CO_2 \frac{22'4 \text{ l de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 112 \text{ l de } CO_2$$

6) Se toma el dato que da el problema: 3×10^{50} moléculas de CO_2

Se anota lo que pide el problema: átomos totales de C y O. Se busca la relación ENTRE MOLÉCULAS de CO₂ y ÁTOMOS de C y O:

$$6'023 \times 10^{23} \text{ MOLÉCULAS de CO}_2 \text{ — } 3 \times 6'023 \times 10^{23} \text{ ÁTOMOS DE C y O}$$

Se plantea el problema por medio de un factor

$$3 \times 10^{50} \text{ moléculas de CO}_2 \frac{3 \times 6'023 \times 10^{23} \text{ átomos de C y O}}{6'023 \times 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2} = 9 \times 10^{50} \text{ átomos de C y O}$$

2.2. Cálculos con gases en condiciones distintas de las normales

En estos casos el problema siempre se resuelve por medio del cálculo del número de moles de moléculas y la ecuación de los gases perfectos.

$$P V = n R T$$

Nos podremos encontrar problemas en los que el cálculo de gases se hace en último lugar y aquellos en los que el cálculo de gases se hace en primer lugar.

EJEMPLO 1: ¿Qué volumen ocuparán 50 g de CO₂ a 25°C y 5 atm?

DATOS:

$$m = 50 \text{ g}$$

$$T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P = 5 \text{ atm}$$

$$M_m \text{ CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$$

SOLUCIÓN

a) Cálculo del número de moles

$$n = \frac{50}{44} = 1'14 \text{ moles de CO}_2$$

b) Cálculo del volumen:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1'14 \times 0'082 \times 298}{5} = 5'5 \text{ l}$$

EJEMPLO 2: Calcular el volumen que ocuparán 5×10^{25} moléculas de CO₂ a 300°C y 7 atm.

DATOS:

$$V \text{ ?}$$

$$5 \times 10^{25} \text{ moléculas de CO}_2$$

$$T = 300^\circ\text{C} + 273 \text{ K} = 573 \text{ K}; P = 7 \text{ atm}$$

SOLUCIÓN:

$$n_{\text{CO}_2} = 5 \times 10^{25} \text{ moléculas de CO}_2 \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{6'023 \times 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2} = 83'01 \text{ mol de CO}_2$$

$$V = \frac{83'01 \times 0'082 \times 573}{7} = 6'71 \text{ l}$$

EJEMPLO 3: ¿Cuántas moléculas de CO₂ hay en 50 l de gas a 50°C y 760 mm de Hg?

DATOS:

Moléculas de CO₂ ¿?

V = 50 L

P = 760 mm Hg = 1 atm

T = 50°C + 273 K = 323 K

SOLUCIÓN:

$$a) n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \times 50}{0'0082 \times 323} = 1'83 \text{ moles de } CO_2$$

$$b) 1'83 \text{ moles de } CO_2 \frac{6'023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 1'1 \times 10^{24} \text{ moléculas de } CO_2$$

EJEMPLO 4: ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 L de CO₂ a 45 °C y 5 atm?

DATOS:

Átomos de O ¿?

V = 200 l

T = 45 °C + 273 = 318 °C

P = 5 atm

SOLUCIÓN

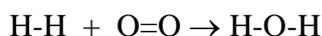
$$a) n = \frac{5 \times 200}{0'082 \times 318} = 38'3 \text{ l}$$

$$b) 38'3 \text{ l } CO_2 \frac{2 \times 6'023 \times 10^{23} \text{ átomos de } O}{1 \text{ mol de } CO_2} = 4'6 \times 10^{26} \text{ átomos de } O$$

3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Una **reacción química** es un proceso mediante el cuál una serie de sustancias reaccionan y se transforman en otras nuevas. Las sustancias iniciales que reaccionan son **los reactivos** y las obtenidas son **los productos**. Para que ocurra una reacción química deberán romperse una serie de enlaces químicos en los reactivos y formarse otros enlaces nuevos en los productos.

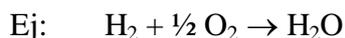
Ejemplos: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$



Una reacción química se representa de forma simplificada por una **ecuación química**, la cuál nos indica sólo las sustancias que reaccionan y las que se producen.

Una ecuación química está ajustada cuando en ambos miembros existe el mismo número de átomos de cada elemento. Las ecuaciones químicas deben estar ajustadas para que se cumpla la ley de conservación de la masa (Ley de Lavoisier).

Para ajustar una ecuación se utilizan unos coeficientes que se colocan delante de cada sustancia y que nos indican la proporción en que intervienen las sustancias en la reacción. Son los **coeficientes estequiométricos**.



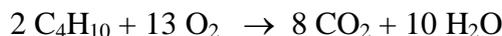
Las ecuaciones químicas se pueden ajustar por dos métodos: por tanteo o por planteamiento de ecuaciones (usaremos sólo el primer método).

Ejemplos de ajuste de reacciones:

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{O}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}$ | 10) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ |
| 2) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ | 11) $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_4$ |
| 3) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ | 12) $\text{P}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$ |
| 4) $\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Pb}$ | 13) $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 5) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 14) $\text{Cl}_2 + \text{CrBr}_3 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{CrCl}_3$ |
| 6) $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 15) $\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 7) $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 16) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3 + \text{H}_2$ |
| 8) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ | 17) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 9) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}(\text{OH})$ | 18) $\text{Al} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + \text{H}_2$ |

Los cálculos estequiométricos son cálculos relativos a las cantidades de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas. Se basan en la proporción en que reaccionan los reactivos para dar los productos, y ésta viene establecida por la ecuación química ajustada (cuadro de proporciones, que ya aprenderemos a utilizar).

La ecuación química ajustada nos proporciona dos tipos de información: cualitativa y cuantitativa. Veámoslo, por ejemplo, con la ecuación de combustión del butano:



a) **Cualitativa:** describe cuáles son los reactivos y los productos que intervienen.

El butano reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

b) **Cuantitativa:** indica las relaciones numéricas entre cantidades de reactivos y productos en una reacción.

2 moles de butano se combinan con 13 moles de oxígeno para dar 8 moles de dióxido de carbono y 10 moles de agua

Como la masa molecular de $\text{C}_4\text{H}_{10} = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58$ u; la del $\text{O}_2 = 2 \cdot 16 = 32$ u; la del $\text{CO}_2 = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44$ u y la del agua, $\text{H}_2\text{O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18$ u, podemos también expresar la información cuantitativa de la reacción así:

116 u de butano ($2 \cdot 58 = 116$) se combinan con 416 u de oxígeno ($13 \cdot 32 = 416$) para dar 352 u de dióxido de carbono ($8 \cdot 44 = 352$) y 180 u de agua ($10 \cdot 18 = 180$)

116 g de butano se combinan con 416 g de oxígeno para dar 352 g de dióxido de carbono y 180 g de agua

Para resolver los problemas de estequiometría, establecemos la proporción en que reaccionan los reactivos para dar los productos, que viene dada por la reacción química ajustada.

Se escribe un cuadro que resuma las cantidades de cada sustancia que reaccionan:



n° moles	2	13	8	10
Masa (g)	$2 \cdot M_m$	$13 \cdot M_m$	$8 \cdot M_m$	$10 \cdot M_m$
Vol. C.N. (L)	$2 \cdot 22,4 \text{ L}$	$13 \cdot 22,4 \text{ L}$	$8 \cdot 22,4 \text{ L}$	$10 \cdot 22,4 \text{ L}$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS. TIPOS DE PROBLEMAS:

3.1) Cálculos masa-masa

Son problemas en los que se trata de averiguar la masa de los reactivos o de los productos, conocida la masa de uno de ellos (reactivo o producto). Se deben aplicar factores de conversión formados por las relaciones molares (o de masa) entre las sustancias de las que nos informa la reacción química ajustada.

EJEMPLO: En la reacción de la combustión del butano, calcular la masa de butano que reacciona con 100 g de oxígeno.

Datos: 100 g de O_2 Relación a utilizar: $2 \cdot 58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \rightarrow 13 \cdot 32 \text{ g de O}_2$

¿masa de butano?

$M_m \text{ C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ u}$

$M_m \text{ O}_2 = 32 \text{ u}$

Planteamiento y solución:

$$100 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{116 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}}{416 \text{ g de O}_2} = 27,9 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}$$

3.2) Cálculos con volúmenes de gases en C.N.

Son problemas en los que se quiere averiguar el volumen de un reactivo o de un producto, conocida la masa o el volumen de otro, medidos ambos en condiciones normales de presión y temperatura (273K y 1 atm).

Se resuelve mediante el uso de los factores de conversión que vienen dados en la información que nos proporciona la reacción química ajustada (ver tabla de la reacción de combustión del butano).

EJEMPLO 1: En la misma reacción anterior, ¿Cuántos litros de CO_2 en C.N. se obtienen si reaccionan 200 g de C_4H_{10} ?

Datos: 200 g de C_4H_{10}

Equivalencia a usar: $2 \cdot 58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \rightarrow 8 \cdot 22,4 \text{ L CO}_2$

¿V en C.N. de CO₂?

Mm C₄ H₁₀=58 u

Planteamiento y solución :

$$200 \text{ g de C}_4 \text{ H}_{10} \cdot \frac{8 \cdot 22,4 \text{ L de CO}_2}{116 \text{ g de C}_4 \text{ H}_{10}} = 309 \text{ L de CO}_2$$

EJEMPLO 2: Cuando al carbonato sódico se le añade ácido clorhídrico, se obtiene agua, dióxido de carbono y cloruro sódico. Calcular la cantidad de dióxido de carbono que se puede obtener a partir de 5 moles de HCl:

SOLUCIÓN:

1. Escribimos la ecuación química:



2. Ajustamos la reacción:



3. Establecemos el cuadro de proporciones para la reacción ajustada:

	2 HCl	+ Na ₂ CO ₃	→ H ₂ O	+ CO ₂	+ 2 NaCl
N	2	1	1	1	2
M	2 Mm HCl	1 Mm Na ₂ CO ₃	1 Mm H ₂ O	1 Mm CO ₂	2 Mm NaCl
V (L) C.N.	--	--	--	22'4	--

4. Escribimos lo que nos piden y los datos de que disponemos:

m CO₂ ¿?

n = 5 moles HCl

Mm CO₂ = 44 g/mol

5. Buscamos en el cuadro la relación entre el dato que piden y el que da el problema, estableciendo el factor de conversión correspondiente, y finalmente resolvemos:

$$5 \text{ moles de CO}_2 \frac{44 \text{ g CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 110 \text{ g CO}_2$$

EJEMPLO 3: Cuando al carbonato sódico se le añade ácido clorhídrico, se obtiene agua, dióxido de carbono y cloruro sódico. Calcular la cantidad de dióxido de carbono que se puede obtener a partir de 500 g de carbonato sódico. Calcular así mismo el volumen de dióxido de carbono, en condiciones normales, que se obtienen a partir de 50 moles de ácido clorhídrico.

Se trata de la misma reacción del ejemplo anterior. La escribimos, ajustamos y establecemos la tabla. Finalmente resolvemos:

SOLUCIÓN:

a) m CO₂ ¿?

m Na₂CO₃ = 500 g

Mm Na₂CO₃ = 106 g/mol

Mm CO₂ = 44 g/mol

$$500 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \frac{44 \text{ g CO}_2}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 207'5 \text{ g CO}_2$$

b) n HCl = 50

V CO₂ ¿?

$$50 \text{ mol} \frac{22'4 \text{ l CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 560 \text{ l CO}_2$$

3.3) Cálculos con gases en condiciones distintas a las normales.

Se distinguen dos casos, según las condiciones de presión y temperatura (distintas a las normales) se refieren a un dato o a una incógnita.

- A) Si las condiciones se refieren a un dato del problema, aplicaremos primero la ecuación de los gases ideales para hallar el n° de moles presentes de esa sustancia. Después el problema se resuelve con el factor de conversión de la proporción molar (datos de la tabla). **Cálculo estequiométrico posterior.**
- B) Si las condiciones se refieren a una incógnita, hallamos primero el n° de moles de esa sustancia (por factores de conversión) y después, conocido ya este n° de moles, calculamos su volumen con la ecuación de los gases ideales. **Cálculo estequiométrico anterior.**

EJEMPLO 1: Cuando al carbonato sódico se le añade ácido clorhídrico, se obtiene agua, dióxido de carbono y cloruro sódico. Calcular el volumen de dióxido de carbono, medido a 35°C y 2'5 atm, que se puede obtener a partir de 60 g de carbonato sódico.

SOLUCIÓN: Calculo estequiométrico anterior

1. Tomamos los datos y cambiamos unidades (la temperatura debe expresarse en K):
m Na₂CO₃ = 60 g; Mm Na₂CO₃ = 106 g/mol
p = 2'5 atm; T = 35 + 273 = 308 K ; V ¿?
2. Una vez escrita y ajustada la reacción química, establecemos la tabla de proporciones correspondiente y realizamos el cálculo estequiométrico, teniendo en cuenta la proporción a número de moles del gas.

$$60 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 0'57 \text{ mol de CO}_2$$

3. Calculamos el volumen con la ecuación de los gases perfectos:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'57 \times 0'086 \times 308}{2'5} = 6'04 \text{ l CO}_2$$

EJEMPLO 2: Cuando al carbonato sódico se le añade ácido clorhídrico, se obtiene agua, dióxido de carbono y cloruro sódico. Calcular la masa de ácido clorhídrico necesaria para obtener un volumen de 500 l de dióxido de carbono, medidos a 255°C y 1'5 atm.

SOLUCIÓN: Cálculo estequiométrico posterior

1. Tomamos datos y cambiamos unidades:

m HCl ¿?

$V_{CO_2} = 500 \text{ L}$; $P = 1'5 \text{ atm}$; $T = 255 + 273 = 528 \text{ K}$

$M_m \text{ HCl} = 36'5 \text{ g/mol}$

2. Calculamos el número de moles de dióxido de carbono, a partir de la ecuación de los gases perfectos:

$$n_{CO_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{1'5 \times 500}{0'086 \times 528} = 16'5 \text{ mol } CO_2$$

3. Realizamos el cálculo estequiométrico teniendo en cuenta el dato del apartado anterior, con la reacción ajustada y la tabla correspondiente.

$$16'5 \text{ mol de } CO_2 \frac{2 \times 36'6 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol de } CO_2} = 1204'5 \text{ g HCl}$$

3.4) Rendimiento

En las reacciones químicas no suelen obtenerse las cantidades teóricas calculadas, sino cantidades menores (por pérdidas en el proceso, por errores experimentales, etc...). Esto se tiene en cuenta en el rendimiento.

Definimos el rendimiento de una reacción por la siguiente expresión:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{cantidad de producto real}}{\text{cantidad de producto teórica}} \cdot 100$$

Para resolver este tipo de problemas, se ajusta la reacción y se establece el cuadro de proporciones considerando el rendimiento de la reacción. Se busca la equivalencia necesaria para el factor de conversión y se resuelve.

EJEMPLO: La siguiente reacción se realiza con un rendimiento del 85%, calcula los moles de dióxido de azufre que se obtienen a partir de 500 g de ácido nítrico.



Nº mol	6	1	3·0,85	3·0,85	2·0,85
Masa (g)	6·M _m	1·M _m	3·0,85·M _m	3·0,85·M _m	2·0,85·M _m
Vol. C.N.	-----	-----	-----	3·0,85·22,4 L	-----

DATO: 500 g de HNO₃

¿nº moles de SO₂?

M_m HNO₃ = 1+14+3·16= 63 u; Equivalencia: 6·63 g de HNO₃ ----- 3·0,85 moles SO₂

$$\text{Sol : } 500 \text{ g HNO}_3 \frac{2,55 \text{ moles SO}_2}{378 \text{ g HNO}_3} = 3'4 \text{ moles SO}_2$$

EJERCICIOS

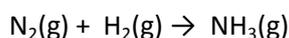
Disoluciones

1. ¿Qué cantidad de Ca(OH)_2 se necesita para preparar una disolución 1 M?
2. Se disuelven 10 g de sosa caústica (hidróxido de sodio) en 2 L de agua. Suponiendo despreciable el volumen de la sosa, calcula: a) La concentración en g/L; b) La molaridad.
3. ¿Qué volumen de disolución 0,5M puede prepararse con 50 g de cloruro de potasio?
4. Se prepara una disolución de nitrato de sodio, NaNO_3 , añadiendo 10 g de dicha sustancia a agua, hasta obtener medio litro de disolución. Calcula la molaridad.
5. Calcular la molaridad de una disolución de HCl que contiene 125 g de soluto en 800 mL de disolución.
6. Se tiene una disolución 0,5 M de Ca(OH)_2 y de ella se extraen 50 mL ¿Qué cantidad de hidróxido de calcio hay en ellos?
7. Una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de densidad 1,074 g/mL contiene 10% en masa del ácido. Calcula la molaridad de la disolución.
8. Una disolución de ácido clorhídrico al 30% tiene una densidad 1,1526 g/mL. Hallar su molaridad.
9. Tenemos una disolución 6 M de Na_2SO_4 . ¿Qué volumen de la misma deberemos tomar si queremos que contenga 125,5 g de soluto?
10. Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar 250 mL de disolución 4,5 M.
11. Disolvemos 12 gramos de ácido clorhídrico en agua hasta obtener 300 mililitros de disolución. Calcula la molaridad de la disolución.
12. Se ha preparado una disolución de ácido sulfúrico, disolviendo 4,9 gramos de este ácido en agua y completando la disolución hasta 2 litros. Calcula la molaridad de la disolución.
13. ¿Cuántos gramos de hidróxido potásico hay en 500 mililitros de una disolución 0,001 M de esta sustancia?
14. En una botella de ácido clorhídrico se lee en su etiqueta: 36% de porcentaje en masa (riqueza) y densidad 1,18 g/ml. Halla la molaridad del ácido (Tomar para los cálculos 1 litro de ácido comercial).
15. a) Calcula los gramos de hidróxido sódico comercial, con un 80% de riqueza que se necesitan para formar 100 cm³ de una disolución 0,4 M de dicho hidróxido; b) Expresa la concentración de esta última disolución en g/l.
16. Tenemos un ácido sulfúrico del 80% de riqueza y 1,25 g/ml de densidad. ¿Qué volumen hay que tomar del ácido comercial para preparar 500 cm³ de una disolución 0,2 M.
17. El alcohol que se vende en farmacias se denomina alcohol de 96º (% en volumen de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Si la densidad del alcohol es 0,79 g/mL, ¿cuál es la concentración de una botella de 100 mL, expresada en mol/L?
18. El ácido nítrico comercial, HNO_3 , contiene un 65% de riqueza en masa y su concentración es 14,0 mol/L. Determina la densidad de una disolución de ácido nítrico concentrado. (Toma para los cálculos 1 litro de ácido nítrico comercial).
19. Calcular la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , al 98% de riqueza en masa, cuya densidad es 1,80 g/mL.

20. Calcular la molaridad de una disolución de ácido clorhídrico al 37,23%, cuya densidad es 1,19 g/mL.
21. Para cierta reacción química se necesitan 0,25 moles de HCl. ¿Qué volumen se ha de tomar de un ácido clorhídrico del 35 % y densidad 1,18 g/mL?
22. Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico. ¿Qué volumen de ácido del 36 % de riqueza y densidad 1,22 g/mL deberemos tomar?
23. Se quiere preparar 500 mL de una disolución 0,30 M de ácido sulfúrico a partir de ácido comercial del 98 % (d= 1,80 g/mL). Indicar el procedimiento a seguir.
24. Se quiere preparar 2,0 litros de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico y para ello se dispone de ácido del 37 % (d = 1,19 g/mL). Indicar el procedimiento a seguir.

Cálculos básicos

25. Calcula el volumen que ocupan 30 g de amoníaco a 30°C y 300 mm de Hg.
DATO: 1 atm=760 mm Hg.
26. ¿Qué presión soporta un recipiente de 10 mL que contiene 5 moles de dióxido de carbono a una temperatura de 150°C?
27. Un litro de SO₂ se encuentra en condiciones normales. Calcula: a) El nº de moles que contiene. b) El nº de moléculas de SO₂ presentes. c) La masa de una molécula de dióxido de azufre.
28. a) ¿Cuántos gramos de H₂Se hay en 0,5 moles de H₂Se? b) ¿Cuántos átomos hay en total?
29. De un recipiente que contiene 32 g de metano, CH₄, se extraen 9·10²³ moléculas. Calcula: a) Los moles de metano que quedan. b) Las moléculas de metano que quedan. c) Los gramos de metano que quedan.
30. Se toman 5,1 g de H₂S. Calcula: a) El nº de moles presentes b) El nº de moléculas presentes. c) El nº de átomos de hidrógeno, d) El volumen en condiciones normales.
31. Un litro de SO₃ se encuentra a 20°C y 700 mm de Hg. Calcula: a) El nº de moles que contiene. b) El nº de moléculas de SO₃ presentes. c) La masa trióxido de azufre.
32. Calcula los átomos de O que hay en: a) 50 g de agua, b) 5 L de dióxido de carbono a 30°C y 300 mm de Hg, c) 10²⁵ moléculas de ácido nítrico, HNO₃.
33. El amoníaco se obtiene a partir del nitrógeno y el hidrógeno según la reacción:



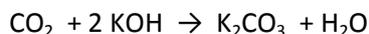
Ajusta la ecuación química y haz el cuadro de proporciones. Si inicialmente el volumen de gas H₂ era de 34 L, medidos en condiciones normales, y disponíamos de exceso de gas N₂ (que se encuentra en el aire), calcula: a) La masa de nitrógeno que reacciona. b) Los moles de amoníaco que se obtienen. c) Las moléculas de H₂ que teníamos inicialmente.

34. Una bombona de butano, C₄H₁₀ contiene 12 kg de dicho gas. ¿Cuántos moles hay en ella?
35. En cada sorbo de agua bebemos 25 mL de dicho líquido. ¿Cuántas moléculas de agua ingerimos?
36. La masa de un alfiler de hierro es de 0,3 g ¿Cuántos átomos de metal hay en el alfiler?
37. ¿Cuál es la masa en gramos de 100 L de oxígeno medido en condiciones normales?
38. Un globo está lleno de hidrógeno en condiciones normales. Si el volumen del globo es de 1,2 L ¿Cuántas moléculas de hidrógeno contiene el globo?

39. En 7 g de nitrógeno indica el número de: a) moles; b) moléculas de nitrógeno; c) átomos de nitrógeno.
40. Tenemos 11 g de CO₂, calcula el nº de: a) moles de CO₂; b) moléculas de CO₂; c) átomos de carbono y oxígeno.

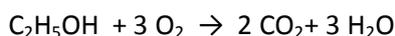
Cálculos estequiométricos

41. El CO₂ que exhalan los astronautas se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH, obteniéndose carbonato de potasio y agua::



¿Cuántos kg de CO₂ se pueden extraer con 1 kg de KOH?

42. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro (III), Fe₂O₃, se pueden producir a partir de 2,50 g de oxígeno que reaccionan con hierro sólido?
43. Si 3 moles de SO₂ gaseoso reaccionan con oxígeno para producir trióxido de azufre, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan?
44. El alcohol etílico se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:



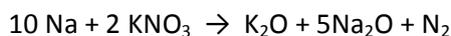
¿Cuántos moles de CO₂ se producen cuando se queman 3 moles de alcohol?.

45. ¿Cuántos gramos de H₂O se forman a partir de la conversión total de 32 g O₂ en presencia de H₂, según la ecuación $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$?
46. Las bolsas de aire para automóvil (airbag) se inflan cuando se descompone rápidamente la azida de sodio, NaN₃, en los elementos que la componen según la reacción:



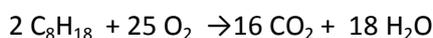
¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5 g de nitrógeno gaseoso?

47. Un producto secundario de la reacción que infla el airbag es el sodio, que es muy reactivo y puede inflamarse en el aire. El sodio que se produce durante el inflado reacciona con otro compuesto que se agrega al contenido de la bolsa, el nitrato de potasio, KNO₃, según la reacción (ya ajustada):



¿Cuántos gramos de KNO₃ se necesitan para eliminar 5 g de Na?

48. El octano, componente de la gasolina, se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:



¿Cuántos gramos de CO₂ se producen cuando se queman 5 g de octano?

49. La fermentación de glucosa, C₆H₁₂O₆, produce alcohol etílico, C₂H₅OH, y dióxido de carbono:

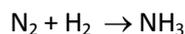


¿Cuántos gramos de etanol se pueden producir a partir de 10.0 g de glucosa?

50. La combustión del sulfuro de hidrógeno, H₂S, en presencia de oxígeno produce dióxido de azufre y agua. Si se quema sulfuro de hidrógeno en presencia de 40 L de oxígeno medido en C.N. Calcula la masa de dióxido de azufre que se formará.
51. La combustión del propano, C₃H₈, en presencia de oxígeno, produce dióxido de carbono y vapor de agua. Calcula el volumen de oxígeno medido en C.N. necesario para quemar totalmente 25 g de propano.

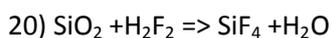
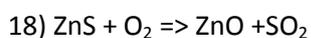
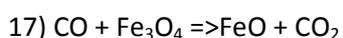
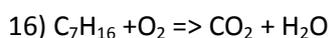
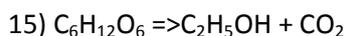
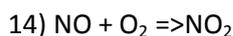
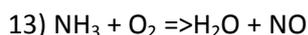
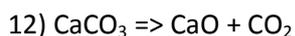
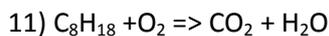
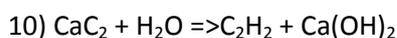
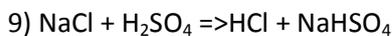
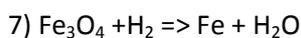
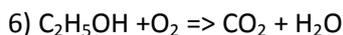
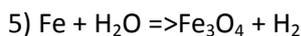
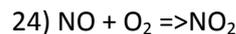
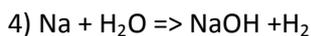
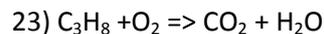
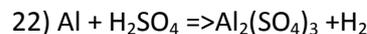
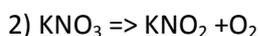
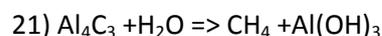
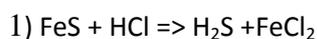
52. La reacción entre el monóxido de carbono y el oxígeno, produce dióxido de carbono. Calcula el volumen de oxígeno, medido en C.N., necesario para reaccionar con 40 l de CO medidos en las mismas condiciones.
53. Calcula la masa y el volumen de amoníaco que se obtienen si hacemos reaccionar 12,1 L de nitrógeno gas con hidrógeno gas. Todos los volúmenes se miden en condiciones normales.
54. Cuando el hidrógeno y el oxígeno reaccionan, se obtiene agua (gas). Formula y ajusta la ecuación correspondiente y calcula: a) Masa de hidrógeno necesaria para obtener 100 g. de agua; b) Volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, necesario para obtener 300 mL de agua gaseosa; c) Masa de agua que se obtiene a partir de 40 mL de hidrógeno medido en condiciones normales.
55. Para obtener hidrógeno en el laboratorio se hace reaccionar ácido sulfúrico, H₂SO₄, y cinc, obteniéndose como productos sulfato de cinc, ZnSO₄, e hidrógeno. a) Calcula la masa de ácido y de cinc necesaria para producir 300 L de hidrógeno medidos en condiciones normales?. b) ¿cuántos gramos de sulfato se obtendrán?
56. El gas butano (C₄H₁₀), al quemarse, reacciona con el oxígeno del aire y da como productos dióxido de carbono y vapor de agua. a) ¿Cuántos gramos de agua y de dióxido de carbono se obtendrían tras la combustión de 60 L de gas butano medidos en condiciones normales?.) ¿Qué volumen de oxígeno haría falta para que se produjera dicha combustión?
57. El hierro puro puede obtenerse en la industria mediante esta reacción:
- $$\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$$
- a) ¿Qué cantidad de óxido de hierro (II) es necesaria para obtener una tonelada de hierro?;
b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, se produce en la obtención de dicha cantidad de hierro? c) ¿Qué masa en gramos de monóxido de carbono se necesita para producir este proceso?
58. La combustión del propano (C₃H₈) en una atmósfera de oxígeno produce CO₂ y H₂O. Si se queman 3 moles de propano con suficiente oxígeno, calcula: a) Los gramos de agua que se forman; b) El volumen de CO₂ medido en condiciones normales que se obtiene.
59. A temperatura elevada, el carbono reacciona con vapor de agua y produce monóxido de carbono e hidrógeno. Calcula el volumen de monóxido de carbono, medido a 500°C y 850 mm de presión, que se obtendrá a partir de 250 g de carbono.
60. Determina la masa de dióxido de carbono que se desprende al tratar 205 g de carbonato de calcio con ácido clorhídrico en exceso, según la reacción indicada. ¿Qué volumen ocupará esta masa de gas a 30°C y 780 mm de mercurio?
- $$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$
61. ¿Qué volumen de cloro gas en C.N. se obtiene al tratar 80 g de dióxido de manganeso con exceso de ácido clorhídrico, según la siguiente reacción:
- $$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$$
- ¿Y si llevamos la reacción a cabo a 425K y 1,67 atm?
62. Calcula el volumen de O₂ en C.N. que se necesita para quemar 56 l de metano, CH₄, en condiciones normales. En la reacción se obtiene dióxido de carbono y agua.
63. La combustión del gas butano, C₄ H₁₀, en presencia de oxígeno produce dióxido de carbono y agua. Calcula la masa de butano que debe quemarse para producir 145 L de CO₂ medidos a 75°C y 750 mm de presión.

64. Calcula el volumen de hidrógeno gas, medidos a 298K y 725 mm de presión, habrá que combinar con nitrógeno gas para obtener 30 g de amoníaco. La reacción sin ajustar es:



65. El ácido clorhídrico reacciona con el aluminio y se produce cloruro de aluminio e hidrógeno gas. Si queremos obtener 140 L de hidrógeno, medidos a 20°C y 740 mm de presión, calcula: a) ¿Qué masa de aluminio se necesitará?; b) ¿Qué masa de cloruro de aluminio se obtendrá?
66. La reacción entre el sulfuro de hierro(II), FeS, y el oxígeno, O₂, da origen a la formación de dióxido de azufre, SO₂, y óxido de hierro (III), Fe₂O₃. Si se han obtenido 40 l de SO₂, medidos a 400°C y 740 mm de presión ¿Cuántos gramos de FeS se usaron?
67. Calcula el volumen de dióxido de carbono, medido a 25°C y 700 mm de presión, que se obtendrá por combustión de carbono, si hemos necesitado 45 L de oxígeno, medidos a 523 K y 3 atm de presión.
68. Efectúa el problema anterior, pero esta vez suponiendo que el rendimiento de la reacción fuera de un 75%.
69. La tostación (calentamiento) del sulfuro de plomo (II) con oxígeno produce óxido de plomo (II) y dióxido de azufre gaseoso. Calcula la cantidad de PbO que podemos obtener a partir de 500 g de PbS si la reacción tiene un rendimiento del 65%.

70. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas.



Formula los siguientes compuestos:

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
1. Óxido de bario		26. Óxido de cloro(I)	
2. Óxido de estaño(II)		27. Óxido de cloro(III)	
3. Óxido de potasio		28. Pentaóxido de dicloro	
4. Óxido de magnesio		29. Óxido de cloro(VII)	
5. Trióxido de dihierro		30. Óxido de azufre(II)	
6. Óxido de hierro(II)		31. Monóxido de azufre	
7. Óxido de oro(III)		32. Óxido de azufre(VI)	
8. Óxido de cobre(I)		33. Óxido de bromo(I)	
9. Dióxido de estaño		34. Trióxido de dibromo	
10. Monóxido de plomo		35. Óxido de bromo(V)	
11. Óxido de berilio		36. Óxido de bromo(VII)	
12. Óxido de plata		37. Monóxido de selenio	
13. Óxido de calcio		38. Óxido de telurio(IV)	
14. Óxido de cinc		39. trióxido de selenio	
15. Óxido de mercurio(II)		40. Óxido de yodo(I)	
16. Óxido de dimercurio		41. Monóxido de telurio	
17. Óxido de platino (IV)		42. Pentaóxido de diyodo	
18. Monóxido de carbono		43. Óxido de nitrógeno(I)	
19. Dióxido de carbono		44. Óxido de nitrógeno(V)	
20. Óxido de plomo(IV)		45. Trióxido de dinitrógeno	
21. Óxido de silicio(IV)		46. Óxido de fósforo(V)	
22. Heptaóxido de dimanganeso		47. Óxido de fósforo(III)	
23. Óxido de cromo(VI)		48. Monóxido de difósforo	
24. Óxido de níquel(II)		49. Óxido de selenio(IV)	
25. Dióxido de estaño		50. Trióxido de diarsénico	

Nombra los compuestos mediante las nomenclaturas indicadas:

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. STOCK
1. Ag ₂ O		
2. P ₂ O ₃		
3. Fe ₂ O ₃		
4. N ₂ O		
5. PbO		
6. CaO		
7. Co ₂ O ₃		
8. SO ₂		
9. B ₂ O ₃		
10. Br ₂ O		
11. Br ₂ O ₅		
12. Br ₂ O ₇		
13. K ₂ O		
14. CdO		
15. SrO		
16. NiO		
17. MgO		
18. Bi ₂ O ₃		
19. Au ₂ O ₃		
20. SO ₃		
21. CO ₂		
22. Sb ₂ O ₅		
23. CrO ₃		
24. Mn ₂ O ₃		
25. N ₂ O ₅		
26. Cl ₂ O		
27. N ₂ O ₄		
28. Ni ₂ O ₃		
29. Hg ₂ O		
30. HgO		

Formula los siguientes compuestos:

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
1. Hidruro de sodio		21. Ácido clorhídrico	
2. Hidruro de potasio		22. Fosfano	
3. Hidruro de calcio		23. Trihidruro de bismuto	
4. Hidruro de aluminio		24. Trihidruro de galio	
5. Hidruro de magnesio		25. Borano	
6. Hidruro de berilio		26. Sulfuro de hidrógeno	
7. Hidruro de mercurio(II)		27. Ácido yodhídrico	
8. Hidruro de plata		28. Ácido selenhídrico	
9. Hidruro de cobre(I)		29. Fluoruro de hidrógeno	
10. Hidruro de cobre(II)		30. Telururo de hidrógeno	
11. Hidruro de plomo(IV)		31. Amoníaco	
12. Dihidruro de cobalto		32. Estibina	
13. Hidruro de hierro(III)		33. Trihidruro de nitrógeno	
14. Trihidruro de níquel		34. Arsano	
15. Hidruro de estaño(II)		35. Metano	
16. Hidruro de cromo(II)		36. Trihidruro de fósforo	
17. Hidruro De platino(IV)		37. Bromuro de hidrógeno	
18. Hidruro de manganeso(II)		38. Silano	
19. Trihidruro de oro		39. Tetrahidruro de estaño	
20. Dihidruro de níquel		40. Hidruro de oro(I)	

Nombra los compuestos mediante las nomenclaturas indicadas:

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. STOCK
1. HCl		
2. H ₂ S		
3. HBr		
4. HI		
5. RbH		
6. H ₂ Te		
7. HF		
8. AgH		
9. PtH ₄		
10. PH ₃		
11. NaH		
12. HgH ₂		
13. CaH ₂		
14. BiH ₃		
15. NH ₃		
16. ZnH ₂		
17. SnH ₄		
18. SiH ₄		
19. GeH ₄		
20. BH ₃		

Formula los siguientes compuestos:

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
1. Fluoruro de calcio		21. Sulfuro de sodio	
2. Bromuro de litio		22. Seleniuro de cinc	
3. Cloruro de aluminio		23. Siliciuro de potasio	
4. Bromuro de cobre(II)		24. Cloruro de estaño(IV)	
5. Yoduro de cobre(I)		25. Bromuro de estaño(II)	
6. Monosulfuro de manganeso		26. Sulfuro de manganeso(IV)	
7. Telururo de calcio		27. Yoduro de manganeso(III)	
8. Yoduro de magnesio		28. Sulfuro de aluminio	
9. Tricloruro de hierro		29. Bromuro de hierro(II)	
10. Sulfuro de níquel(II)		30. Sulfuro de níquel(III)	
11. Seleniuro de potasio		31. Carburo de cinc	
12. Cloruro de platino(II)		32. Cloruro de platino(IV)	
13. Nitruro de magnesio		33. Nitruro de aluminio	
14. Nitruro de litio		34. Hexacloruro de azufre	
15. Bromuro de mercurio(II)		35. Tetrayoduro de carbono	
16. Triseleniuro de diarsénico		36. Cloruro de carbono(IV)	
17. Seleniuro de cobalto(II)		37. Sulfuro de carbono(IV)	
18. Fosfuro de calcio		38. Tetrafluoruro de azufre	
19. Arseniuro de plata		39. Trifluoruro de boro	
20. Telururo de oro(I)		40. Disulfuro de plomo	

Nombra los compuestos mediante las nomenclaturas indicadas:

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. STOCK
1. PtI_2		
2. Cu_3N		
3. FeP		
4. HgS		
5. PbI_2		
6. $AsCl_3$		
7. $HgCl_2$		
8. $MgBr_2$		
10. $MnCl_3$		
11. SnS		
12. PbS		
13. Fe_2S_3		
14. Au_2S		
15. MnS_2		
16. PCl_5		
17. CS_2		
18. PCl_3		
19. Si_3N_4		
20. B_2S_3		

Formula los siguientes compuestos:

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
1. Hidróxido de sodio		11. Hidróxido de cromo(III)	
2. Tetrahidróxido de plomo		12. Hidróxido de níquel(III)	
3. Hidróxido de magnesio		13. Hidróxido de oro(I)	
4. Hidróxido de mercurio(II)		14. Hidróxido de cinc	
5. Hidróxido de plata		15. Hidróxido de platino(IV)	
6. Hidróxido de cobre(I)		16. Hidróxido de estaño(II)	
7. Hidróxido de cobre(II)		17. Hidróxido de berilio	
8. Hidróxido de manganeso(II)		18. Hidróxido de cobre(II)	
9. Trihidróxido de oro		19. Hidróxido de hierro(III)	
10. Dihidróxido de níquel		20. Hidróxido de potasio	

Nombra los compuestos mediante las nomenclaturas indicadas:

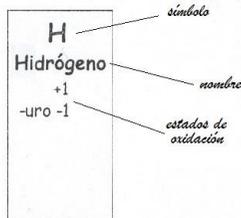
FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. STOCK
1. Pt(OH) ₂		
2. Zn(OH) ₂		
3. Sn(OH) ₄		
4. Cu(OH) ₂		
5. CuOH		
6. Bi(OH) ₃		
7. Pb(OH) ₂		
8. Cr(OH) ₃		
9. Ca(OH) ₂		
10. Ni(OH) ₃		
11. AgOH		
12. Fe(OH) ₂		
13. Mn(OH) ₂		
14. CsOH		
15. Cr(OH) ₂		
16. Au(OH) ₃		
17. Mg(OH) ₂		
18. HgOH		
19. Pd(OH) ₄		
20. Cd(OH) ₂		

Formula o nombra los siguientes compuestos:

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. STOCK
HClO ₄		
	Peryodato de sodio	
	Dihidróxido de mercurio	
	Hidróxido de litio	
	Sulfato de estroncio	
Mg(OH) ₂		
AgClO		
	Dihidróxido de níquel	
	Perclorato de aluminio	
		Hipoclorito de oro (I)
		Nitrato de bismuto (III)
HNO ₂		
HBrO ₂		
KNO ₂		
	Yodito de potasio	
	Hidróxido de sodio	
	Ácido nítrico	
		Sulfato de cobre (II)
		Carbonato de hierro (III)
	Clorato de berilio	
HBrO ₃		
Al(OH) ₃		
Pb(NO ₃) ₂		
Ca(OH) ₂		
	Sulfito de sodio	
	Trihidróxido de oro	
	Perbromato de sodio	
HIO ₄		
	Carbonato de calcio	
	Nitrito de cadmio	
		Sulfito de níquel (III)
	Ácido fosfórico	
SnCrO ₄		
	Seleniato de plata	

36	LiOH		
37		Ácido perclórico	
38	NaIO ₄		
39	Hg(OH) ₂		
40	KOH		
41		Sulfato de estroncio	
42	Mg(OH) ₂		
43		Hipoclorito de cadmio	
44	Ni(OH) ₂		
45		Perclorato de aluminio	
46			Clorito de oro (I)
47			Nitrato de cobalto (III)
48	HNO ₂		
49		Ácido bromoso	
50		Arsenito de rubidio	
51	HIO		
52		Hidróxido de sodio	
53		Ácido sulfuroso	
54	Cu ₂ SO ₄		
55			Carbonato de hierro (III)
56	NaClO		
57		Ácido brómico	
58	Al(OH) ₃		
59	Pb(NO ₃) ₂		
60	Ca(OH) ₂		
61		Selenito de magnesio	
62	Au(OH) ₃		
63	NaClO ₃		
64	HIO ₄		
65	CaCO ₃		
66	Cd(NO ₃) ₂		
67	Ni ₂ (SO ₄) ₃		
68		Ácido bórico	
69		Cromato de estaño (II)	
70		Hidrógenosulfito de plata	

NÚMEROS DE OXIDACIÓN MÁS ESTABLES DE LOS ELEMENTOS MÁS FRECUENTES*															
IA	IIA	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	2	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Li Litio +1	Be Berilio +2														He
Na Sodio +1	Mg Magnesio +2									B Boro -ico +3	C Carbono -uro -4 -ico +4	N Nitrógeno -uro -3 +1 +2 -oso +3 +4 -ico +5	O Oxígeno peróxido -1 óxido -2	F Flúor -uro -1	Ne
K Potasio +1	Ca Calcio +2	V Vanadio +2 +3 +4 +5	Cr Cromo +2 +3 +6	Mn Manganeso +2 +3 +4 +6 +7	Fe Hierro +2 +3	Co Cobalto +2 +3	Ni Níquel +2 +3	Cu Cobre +1 +2	Zn Cinc +2	Al Aluminio +3	Si Silicio -uro -4 -ico +4	P Fósforo -uro -3 -oso +3 -ico +5	S Azufre -uro -2 hipo-oso +2 -oso +4 -ico +6	Cl Cloro -uro -1 hipo-oso +1 -oso +3 -ico +5 per-ico +7	Ar
Rb Rubidio +1	Sr Estroncio +2		Mo Molibdeno +2 +3 +4 +5 +6		Ru Rutenio +2 +3 +4	Rh Rodio +2 +3 +4	Pd Paladio +2 +4	Ag Plata +1	Cd Cadmio +2	Ga Galio +3	Ge Germanio +2 +4	As Arsénico -uro -3 -oso +3 -ico +5	Se Selenio -uro -2 hipo-oso +2 -oso +4 -ico +6	Br Bromo -uro -1 hipo-oso +1 -oso +3 -ico +5 per-ico +7	Kr
Cs Cesio +1	Ba Bario +2		W Wolframio +2,+3,+4,+5,+6		Os Osmio	Ir Iridio	Pt Platino +2 +4	Au Oro +1 +3	Hg Mercurio +1 +2	In Indio +3	Sn Estaño +2 +4	Sb Antimonio -uro -3 -oso +3 -ico +5	Te Teluro -uro -2 hipo-oso +2 -oso +4 -ico +6	I Yodo -uro -1 hipo-oso +1 -oso +3 -ico +5 per-ico +7	Xe
										Tl Talio +1 +3	Pb Plomo +2 +4	Bi Bismuto +3 +5	Po Polonio +2 +4	At Astató	Rn



* Los prefijos y sufijos incluidos te ayudarán a formular los ácidos oxoácidos por la nomenclatura tradicional, y las sales binarias. Esto no excluye que dichos números de oxidación se utilicen también para formular óxidos u otros compuestos.

