

Módulo IV Científico-Tecnológico Bloque 8 Unidad 10
Formación de compuestos químicos

Muchas de las sustancias que forman nuestro organismo, que consumimos en la vida diaria y que utilizamos en el entorno que nos rodea no son elementos, sino que están formadas por uniones de elementos distintos y que llamamos, desde el punto de vista de la química, compuestos.

En esta unidad repasaremos algunos de los contenidos aprendidos anteriormente. Comenzaremos por el repaso de la clasificación de los elementos. Veremos el concepto de enlace químico, aprenderemos a escribir y a nombrar algunas sustancias y terminaremos con el cálculo de la masa molecular y molar de un compuesto.

Módulo IV

Bloque VIII
Unidad 10

Índice

1	Regla del Octeto	3
1.1	Elemento químico.....	4
1.2	Compuesto químico.....	4
2	Enlaces Químicos.....	5
2.1	Enlace iónico	5
2.2	Enlace covalente	7
2.3	Enlace Metálico	10
3	Formulación y nomenclatura de los compuestos químicos inorgánicos	12
3.1	Valencia y número de oxidación	12
3.2	Nomenclatura	13
3.3	Formulación y nomenclatura de las Combinaciones binarias	14
3.4	Formulación y nomenclatura de las combinaciones ternarias	17
4	Masa molecular.....	19
5	Mol. Masa molar y número de Avogadro	20
5.1	Número de Avogadro y mol.....	20
5.2	Masa molar	21

1 Regla del Octeto

¿Por qué se unen los átomos?

Vamos a recordar los elementos que en el sistema periódico están colocados en el grupo 18, llamados **gases nobles** o gases inertes.

Estos átomos tienen dos cosas en común:

- Son los **menos reactivos** de todos (es muy difícil que se unan a otros átomos, por lo que habitualmente los átomos de los gases nobles se hallan aislados, de uno en uno). Dicho de otra forma, son los átomos **más estables**.
- Tienen **ocho electrones en la capa de valencia** (excepto el He, que tiene solamente dos).

Regla del Octeto: todos los elementos tienden a tener 8 electrones en la última capa.

En función de lo que hagan para cumplir esta regla, se pueden distinguir cuatro tipos de átomos:

- **Metálicos:** tienen pocos electrones de valencia, por lo que tienden a perderlos quedándose con los 8 electrones que completan la capa anterior. Así pues, formarán con facilidad iones positivos. (color azul de la tabla)
- **No metálicos:** tienen bastantes electrones de valencia, por lo que tienden a ganar los que les faltan para completar el octeto. Se transforman fácilmente en iones negativos. (color amarillo)
- **Semimetálicos:** Se pueden comportar como metales o como no metales (color marrón)
- **Inertes (gases nobles):** no forman iones. Habitualmente no se combinan con ningún otro elemento químico (color rojo).

La imagen muestra una tabla periódica de los elementos coloreada de acuerdo a su clasificación: azul para metales, amarillo para no metales, marrón para semimetálicos y rojo para gases nobles. Incluye un legendario con los colores correspondientes y sus nombres.

Elementos metálicos										Elementos no metálicos						Elementos semi metálicos		Gases nobles	
1 H											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne			
3 Li	4 Be										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar			
11 Na	12 Mg																		
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus			

Imagen1. Tabla periódica de los elementos. <http://www.catedu.es>

Ejemplo:

Clasifica los siguientes elementos Flúor (F), Sodio (Na) y Neón (Ne) en metal, no metal o gas noble.

Tenemos que buscar en el sistema periódico sus números atómicos Z, hacer su configuración electrónica y fijarnos en los electrones de valencia.

- **F:** Z=9 configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$; tiene 7 electrones de valencia, gana un electrón y se convierte en el ion F^- igual que el gas noble próximo a él: Ne. Es un no metal.
- **Na:** Z=11 configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; tiene 1 electrón de valencia, pierde este electrón y se transforma en Na^+ igual que el gas noble próximo a él: Ne. Es un metal.
- **Ne:** Z=10 configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$; tiene 8 electrones de valencia. Es un gas noble.

Para conseguir la estructura de gas noble algunos átomos se unen a otros iguales, formando elementos diatómicos, triatómicos etc... o se unen a otros distintos, formando compuestos.

1.1 Elemento químico

Un elemento químico es una sustancia formada por átomos iguales, tienen igual número atómico Z. La parte más pequeña que podemos tener de un elemento es un átomo.

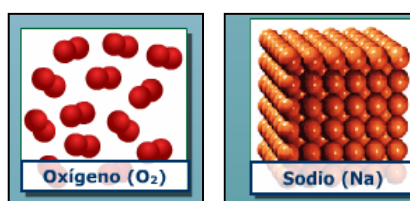


Imagen 2. Elementos sodio y oxígeno. <http://www.gobiernodecanarias.org>

1.2 Compuesto químico

Un compuesto químico es una sustancia formada por la unión de átomos distintos que se unen siempre en la misma proporción. La parte más pequeña de un compuesto se llama molécula.

Ejemplo:

- *Agua:* H_2O : 2 átomos de hidrógeno (H) y 1 de oxígeno (O). forman una molécula de agua.
- *Dióxido de carbono:* CO_2 : 2 átomos de oxígeno (O) y 1 de carbono (C) forman una molécula de dióxido de carbono.

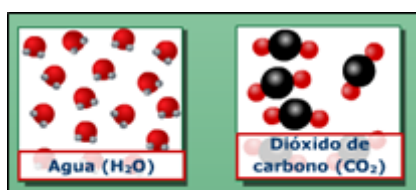


Imagen 3. Compuestos químicos agua y dióxido de carbono.

<http://www.gobiernodecanarias.org>

2 Enlaces Químicos

Para formar elementos o compuestos los átomos, iguales o distintos, se unen mediante enlaces químicos para conseguir mayor estabilidad (última capa 8 electrones como los gases nobles), las fuerzas que los mantienen unidos son fuerzas eléctricas.

Los enlaces químicos son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos, moléculas o iones en las distintas formas que tienen de agruparse.

Es importante reconocer cuantos electrones existen en el nivel de valencia de un átomo pues son los que intervienen en la unión con otros átomos y dependiendo del tipo de unión las sustancias, ya sean elementos o compuestos tendrán sus propiedades características.

Hay tres tipos de enlaces entre átomos que dan lugar a la formación de cuatro tipos de sustancias.



Imagen 4. Distintos los tipos de enlaces. <http://www.catedu.es>

2.1 Enlace iónico

Este enlace se establece cuando **átomos metálicos** se unen con **átomos no metálicos**. Como los primeros se estabilizan perdiendo electrones y los segundos ganándolos, convirtiéndose en iones positivos y negativos respectivamente, ambos ganarán estabilidad intercambiando estos electrones de valencia hasta conseguir el octeto electrónico.

Ejemplo:

Veámoslo en el caso de átomos de flúor (F) y átomos de sodio (Na):

- **F:** $Z=9$ configuración electrónica $1s2s22p5$; tiene 7 electrones de valencia, es un no metal gana un electrón y se convierte en el ion F^- , tiene 8 electrones en la última capa, igual que el gas noble próximo a él.
- **Na:** $Z=11$ configuración electrónica $1s2s22p63s1$, tiene 1 electrón de valencia, es un metal pierde este electrón y se transforma en Na^+ , con 8 electrones en la última capa igual que el gas noble próximo a él.

El electrón que necesita el flúor se lo da el sodio.

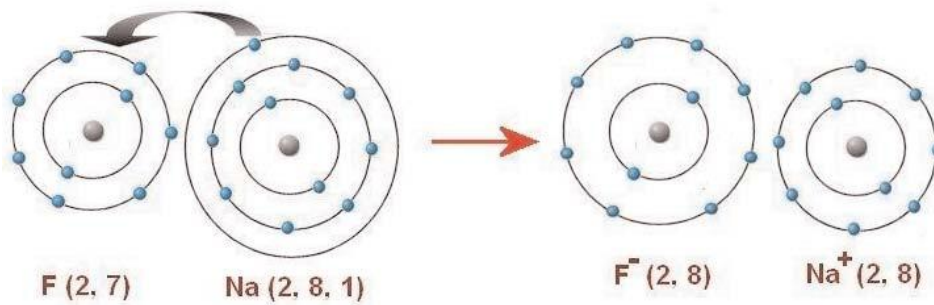


Imagen 5 Enlace iónico entre el flúor y el sodio.

<http://www.catedu.es>

Como este proceso se repite con todos los átomos de F que encuentren un átomo de Na, se formarán un gran número de cationes y aniones (en este caso habrá el mismo número de unos que de otros) porque uno cede un electrón y el otro le gana.

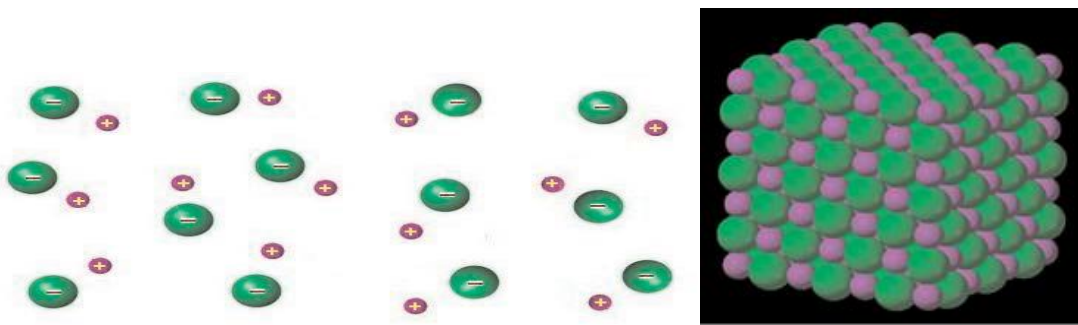


Imagen 6. Uniones entre átomos de flúor y sodio. Formación de redes cristalinas.

<http://www.catedu.es>

En esta especie de “sopa de iones”, las fuerzas eléctricas de atracción entre iones de carga opuesta y de repulsión entre iones con carga del mismo signo hacen que los cationes se rodeen de aniones (y a la inversa), resultando una disposición ordenada de iones positivos y negativos que recibe el nombre de **RED IÓNICA** o **CRISTAL IÓNICO** (químicamente red o cristal significa estructura ordenada a escala de partículas).

Observa que los iones constituyen un único agregado (estructura gigante) en el que todo se halla unido con todo y no existen moléculas. Por este motivo, las fórmulas de las sustancias iónicas indican el tipo de átomos que las constituyen y la proporción en la que se hallan.

En el caso tomado como ejemplo la fórmula de la sustancia formada sería NaF.

2.1.1 Propiedades de las sustancias con enlace iónico

- No conducen la electricidad en estado sólido. Esto es debido a que los iones están fijos en la red (solo pueden vibrar), no pueden desplazarse y por tanto no pueden transportar la corriente eléctrica.
- Conducen la electricidad disueltos o fundidos. Cuando se disuelve o se funde, la red cristalina se deshace y los iones ya pueden moverse de un lado a otro y pueden transportar la corriente eléctrica.
- Son frágiles. Un golpe hace vibrar la red; si una capa de los iones se desplaza y quedan enfrentados los de igual signo, se repelen y la red cristalina se fractura
- Tienen temperaturas de fusión y ebullición elevadas. Las fuerzas eléctricas de atracción entre los iones son muy intensas, para separarlos es preciso aportar mucha energía. Por eso estas sustancias iónicas son todas sólidas a temperatura ambiental. Así, el cloruro de sodio NaCl funde a 801 °C; el óxido de calcio a 2.570°C.
- Solubilidad. Se disuelven bien (no siempre) en agua y poco o nada en disolventes orgánicos (aguarrás, gasolina, éter, tolueno...). Así, de cloruro de sodio, sal común, podemos disolver 359 g en un litro de agua, poco en alcohol y prácticamente nada en disolventes orgánicos.

2.2 Enlace covalente

Es el que mantiene unidos a **átomos no metálicos**. Estos átomos tienen muchos electrones de valencia, luego **ganar electrones** para tener 8 en la última capa. Como los dos necesitan ganar electrones, la forma en la que pueden alcanzar la situación de máxima estabilidad es **compartiendo electrones de valencia** hasta alcanzar **el octeto** (8 electrones en la última capa).

2.2.1 Enlace covalente Molecular

Unión entre átomos de flúor, el flúor es un no metal, tiene 7 electrones de valencia:

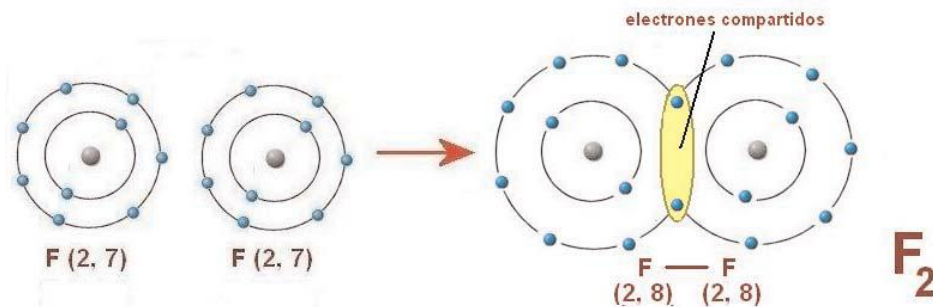


Imagen 7. Formación de enlace covalente entre dos átomos de flúor.

<http://www.catedu.es>

Cada átomo de flúor aporta un electrón de valencia a un fondo común, con lo que los dos consiguen ocho electrones de valencia (seis electrones de cada átomo y dos compartidos).

Son los electrones compartidos los que mantienen unidos a los átomos. cada par de electrones compartido constituye un enlace covalente.

Una forma simbólica de representarlo es con un guión por cada par de electrones compartidos entre los símbolos de los átomos que comparten los electrones: $\mathbf{F-F \rightarrow F_2}$

Este tipo de enlace covalente se dice que es sencillo.

Si se comparten dos pares de electrones, el enlace es covalente doble $\mathbf{O=O \rightarrow O_2}$

Si el número de electrones compartidos es de tres pares, el enlace es covalente triple $\mathbf{N_2}$

Una forma más cómoda de representar la formación de enlaces covalentes entre átomos no metálicos es utilizando lo que se conoce como **diagramas de Lewis**. Estos diagramas consisten en el símbolo del elemento de que se trate, rodeado por puntos, asteriscos..., que simbolizan los electrones de valencia.

Los diagramas de Lewis de los átomos de H, C, O y F teniendo en cuenta sus configuraciones electrónicas, serían:



Los electrones son todos iguales, pero se utilizan símbolos distintos para diferenciar unos de otros.

A partir de estos diagramas, resulta sencillo averiguar los pares de electrones que deben compartir los átomos no metálicos cuando se enlazan entre ellos y también la fórmula de las sustancias formadas. (El H comparte 1, el C 4, el O 2 y el F 1).



(Recuerda el H cumple la regla del Octeto con 2 electrones, así se parece al gas noble más próximo a él (Helio).

En el caso del átomo de Oxígeno comparten dos pares de electrones $\mathbf{O=O \rightarrow O_2}$

Enlace entre átomos distintos, (ver siguiente tabla):

En un caso del metano: dibujamos la estructura de Lewis para el C, tiene 4 electrones de valencia y cada H 1 electrón; cada hidrógeno comparte 1 electrón con el carbono, y el carbono uno con cada hidrógeno; al final cada H tiene 2 electrones y el carbono 8. (regla del octeto) La molécula de metano se forma mediante 4 enlaces covalentes sencillos.

En el caso del amoniaco: el nitrógeno tiene 5 electrones de valencia y el hidrógeno 1 (igual que en el caso anterior); cada hidrógeno comparte un electrón con el nitrógeno y el nitrógeno uno con cada hidrógeno, consiguiendo así 8 electrones el nitrógeno y dos cada hidrógeno. (regla del octeto). La molécula de amoniaco tiene tres enlaces covalentes sencillos.

$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{N} : \text{H} \\ \\ \cdot \cdot \end{array}$
Molécula de metano	Molécula de amoníaco

2.2.1.1 Propiedades de las sustancias con enlace covalente molecular

- Tienen temperaturas de fusión y ebullición bajas, son gases o líquidos a temperatura ambiente.
- Esto es debido a que las fuerzas de atracción entre moléculas son débiles, así que cuesta poco trabajo separarlas.
- No conducen bien la electricidad.
- Son poco solubles en general en agua, y bastante solubles en disolventes orgánicos.

2.2.2. Enlace Covalente Atómico

En algunos casos, la compartición de electrones entre átomos no metálicos no origina moléculas, sino que da lugar a la formación de estructuras gigantes de átomos que se ordenan constituyendo una red cristalina, como sucede, por ejemplo, en el caso del diamante (C) y del cuarzo o sílice (SiO₂).

Observa las siguientes estructuras de Lewis:

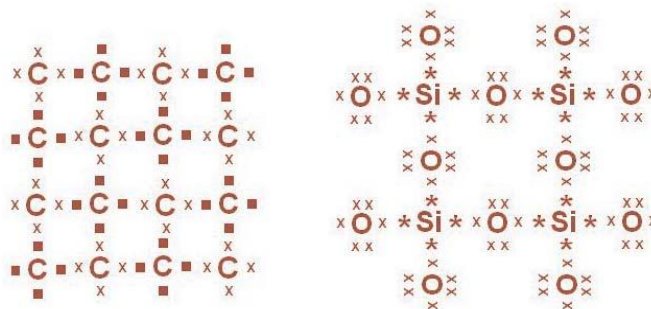


Imagen 8 .Uniones en la formación del diamante y cuarzo. <http://recursostic.educacion.es>

En ellas, todos los átomos están unidos entre sí por enlaces covalentes consiguiendo el octeto electrónico en la capa de valencia (excepto los átomos exteriores) y, por tanto, la situación es de máxima estabilidad.

Una representación tridimensional del diamante es:

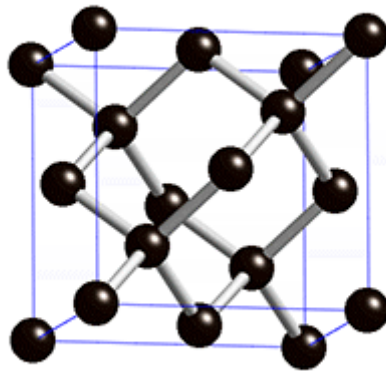


Imagen 8. Estructura tridimensional. Agrupación de átomos de carbono en el diamante. <http://es.wikipedia.org>

2.2.2.1 Propiedades de las sustancias con enlace covalente atómico

- Su temperatura de fusión es muy elevada. El cuarzo, SiO₂ funde a 1610°C
- Son insolubles en casi todos los disolventes.
- Son sólidos muy duros y no conducen la corriente eléctrica.

2.3 Enlace Metálico

En un trozo de aluminio todos los átomos son del mismo tipo, de aluminio. Lo mismo ocurre en el resto de los metales (cobre, hierro,...).

Como los átomos metálicos tienen pocos electrones de valencia (1, 2 o 3) y tienen tendencia a perderlos, no ganan estabilidad intercambiando electrones entre ellos (ninguno tiene tendencia a ganarlos) y tampoco pueden conseguir el octeto electrónico por compartición debido a que les faltan demasiados electrones para alcanzarlo.

El dibujo corresponde a átomos de aluminio, que tienen tres electrones de valencia.

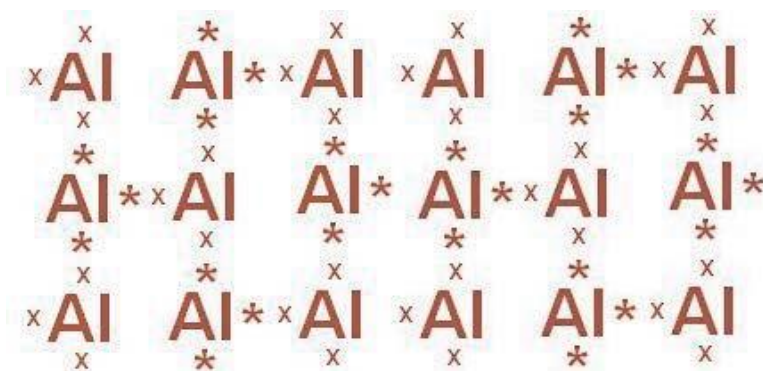


Imagen 9. Enlace entre átomos del aluminio. <http://www.catedu.es>

El enlace entre átomos metálicos se realiza de la forma siguiente:

Estos átomos pierden los electrones de la última capa y se convierten en iones positivos (Cu^{+2} , Fe^{+2} , Na^+ , Al^{+3} ...).

El conjunto de electrones cedidos forma una "nube electrónica" compartida por todos los iones que se desplaza libremente entre ellos, estabilizando al conjunto al disminuir la repulsión eléctrica entre iones con carga del mismo signo y permitiendo que se aproximen y se coloquen ordenadamente.

De esta forma, todo el conjunto de iones positivos queda unido por la nube de electrones que los envuelve.

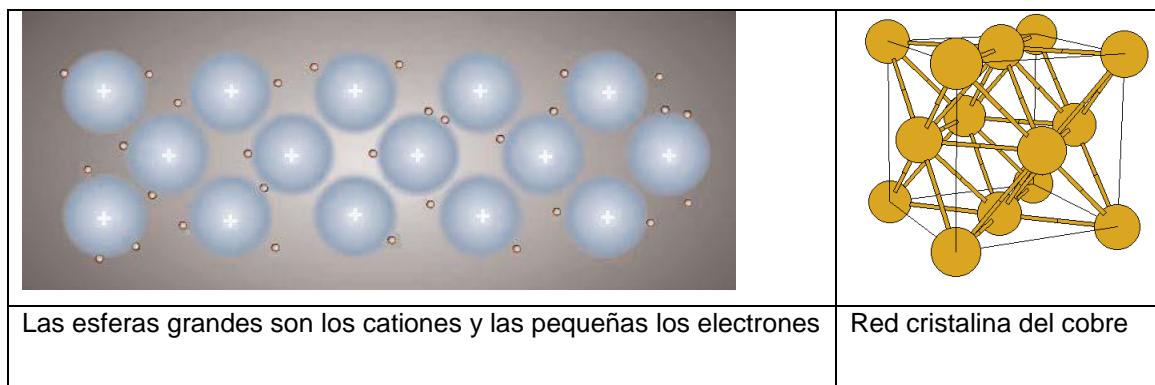


Imagen 10. Formación del enlace del metálico para el cobre y su red cristalina. <http://www.edu.xunta.es>

Tampoco en este caso los átomos se agrupan formando moléculas, sino que todos los iones positivos y la nube electrónica constituyen una estructura gigante (a escala de partículas) y ordenada, es decir un cristal metálico.

Por ello, la fórmula de los metales es sencillamente el símbolo de los átomos que los constituyen: Fe (Hierro), Cu (Cobre), Ag (Plata).

2.3.1 Propiedades de las sustancias con enlace metálico

- Son sólidos a temperatura ambiente, aunque hay unos pocos líquidos, como el mercurio. Sus puntos de fusión y ebullición son muy elevados.
- Son buenos conductores del calor y de la electricidad, debido a la fácil movilidad de los electrones por la red metálica.
- Se disuelven bien con otros metales cuando están fundidos, formando aleaciones. El latón es una aleación de cobre y cinc. Si uno de los metales es el mercurio la mezcla se llama amalgama.
- La red cristalina metálica puede deformarse y transformarse en láminas (maleabilidad) o hilos (ductilidad), y no son frágiles.

3 Formulación y nomenclatura de los compuestos químicos inorgánicos

En la Naturaleza existen millones de sustancias, en su mayoría compuestos químicos. A medida que se han ido conociendo, surgió la necesidad de desarrollar un método para poder entenderse y dar el mismo nombre y fórmula a la misma sustancia.

La **formulación** consiste en escribir la **fórmula química** que es una representación de la unidad estructural de cada sustancia. Contiene los símbolos de los elementos que la forman con unos subíndices que indican cuántos átomos de cada tipo hay en la unidad estructural (si no hay subíndice se sobreentiende que es 1).

La **nomenclatura** es el conjunto de reglas mediante las que se **nombran las sustancias** químicas. Existe un organismo, IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry), que revisa y actualiza estas reglas periódicamente.

3.1 Valencia y número de oxidación

Para formular y nombrar un compuesto es preciso conocer los símbolos de los elementos, así como los conceptos de **valencia y número de oxidación**:

- La **valencia de un elemento** es el poder de combinación de un átomo para unirse con otros y formar un compuesto. En los compuestos iónicos, la valencia es la carga del ion que se forma cuando el átomo gana o pierde electrones para cumplir la regla del octeto. En los compuestos covalentes, la valencia es igual al número de uniones formadas.

Ejemplo:

- **Compuesto iónico:** Cloruro de calcio (CaCl_2), el calcio tiene valencia 2 (Ca^{+2}) y el Cl valencia 1 (Cl^{-1})
- **Compuesto covalente:** metano (CH_4), el hidrógeno tiene valencia 1 y el carbono valencia 4.
- **El número de oxidación de un elemento** es el número de cargas que tendría un átomo si todas las uniones que lo forman fueran iónicas. Puede tener signo + o -.
La suma total de los números de oxidación de los átomos que intervienen en un compuesto es cero.
En las fórmulas no se ponen los signos, (es como si fueran las valencias).

En esta tabla se recogen los números de oxidación de algunos elementos:

Li +1	Be +2									B ± 3	C +2 ± 4	N +1,+2, ± 3, +5	O -2	F -1
Na +1	Mg +2									Al +3	Si ± 4	P +1, ± 3 +5	S ± 2, 4, 6	Cl ± 1, 3, 5, 7
K +1	Ca +2	Ti +2,+3 +4	Cr +2,+3 +4,+5 +6	Mn +2 a +7	Fe +2 +3	Co +2 +3	Ni +2 +3	Cu +1 +2	Zn +2		Ge +2 +4	As ± 3 +5	Se ± 2, 4, 6	Br ± 1, 3, 5, 7
Rb +1	Sr +2						Pd 2, 4	Ag +1	Cd +2		Sn +2 +4	Sb +3,+5	Te ± 2, 4, 6	I ± 1, 3, 5, 7
Cs +1	Ba +2						Pt 2, 4	Au +1 +3	Hg +1 +2		Pb +2 +4	Bi +3,+5		At ± 1, 3, 5, 7
Fr +1	Ra +2													

Imagen 11. Tabla periódica con los números de oxidación. <http://www.gobiernodecanarias.org>

3.2 Nomenclatura

Existen **tres métodos de nomenclatura**:

1. Nomenclatura tradicional: requiere conocer la valencia de los elementos y la relación en que se combinan los átomos. En esta nomenclatura para poder distinguir con qué número de oxidación funcionan los elementos en ese compuesto se utilizan una serie de prefijos y sufijos:

Número de oxidación de menor a mayor ↓	Prefijos ... sufijos	
	Hipo	oso
		oso
		ico
	Per	ico

Es una nomenclatura en desuso. Sólo la utilizaremos para los ácidos ternarios y sus sales.

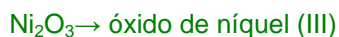
2. Nomenclatura sistemática (IUPAC): utiliza los prefijos para indicar el número de átomos de cada elemento. Para nombrar los compuestos químicos se utilizan los prefijos: MONO_, DI_, TRI_, TETRA_, PENTA_, HEXA_, HEPTA_ ... que indican el número de átomos (mono = 1 átomo, di = 2 átomos, ...) de cada elemento que entran a formar parte del compuesto.

Ejemplo:



3. Nomenclatura de Stock: se indica con números romanos, entre paréntesis, el número de oxidación del metal. Cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de un número de oxidación, ésta se indica al final, en números romanos y entre paréntesis:

Ejemplo:



Si el metal sólo tiene un número de oxidación no se pone ningún paréntesis.

3.3 Formulación y nomenclatura de las Combinaciones binarias

Son combinaciones de dos elementos. Se escribe el elemento de número de oxidación positivo (metal) a la izquierda y el del número negativo (no metal) a la derecha; se intercambian las valencias. Cuando se nombra se hace en orden inverso.

$M_x N M_y$ (x es la valencia del no metal, y es la valencia del metal).

3.3.1 ÓXIDOS

Son compuestos binarios formados por la combinación de un elemento y el oxígeno. Recuerda que el número de oxidación de los elementos se intercambia (sin el signo) y se ponen como subíndices. Si el número de oxidación del elemento es par se simplifica. Hay dos clases de óxidos:

- **ÓXIDOS METÁLICOS**

Son compuestos binarios formados por la combinación de un metal y el oxígeno. Su fórmula general es: M_2O_x .

Donde M es un metal y X el número de oxidación del metal en positivo.

Número de oxidación del oxígeno: -2.

Número de oxidación Metal	Fórmula	N. sistemática <i>Prefijo óxido de prefijo metal</i>	N. stock <i>Óxido de metal (...)</i>
+1	Na_2O	Monóxido de disodio	Óxido de sodio
+2	$Ca_2O_2 = CaO$	Monóxido de calcio	Óxido de calcio
	$Fe_2O_2 = FeO$	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)
+3	Fe_2O_3	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)
+4	$Pb_2O_4 = PbO_2$	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)

- **ÓXIDOS NO METÁLICOS**

Son compuestos binarios formados por la combinación de un no metal y el oxígeno. Su fórmula general es: NM_2O_x .

Donde NM es un no metal y X el número de oxidación del no metal en negativo.

Número de oxidación del oxígeno -2.

Número de oxidación no metal	Fórmula	N. sistemática <i>Prefijo óxido de prefijo no metal</i>	N. stock <i>Óxido de no metal (...)</i>
	Cl_2O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)
+2	SO	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)
+3	I_2O_3	Trióxido de yodo	Óxido de yodo (III)
+4	SeO_2	Dióxido de selenio	Óxido de selenio (IV)
+5	Br_2O_5	Pentaóxido de dibromo	Óxido de bromo (V)
+6	S_2O_3	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)
+7	I_2O_7	Heptaóxido de yodo	Óxido de Yodo (VII)

3.3.2 HIDRURAS METÁLICAS, NO METÁLICAS Y OTROS

Son combinaciones binarias del hidrógeno con otro elemento, dependiendo de su naturaleza tenemos dos tipos de hidruros:

- **HIDRURAS DE UN METAL**

Son compuestos binarios formados por un metal e Hidrógeno. Su fórmula general es:

MH_x .

Donde M es un metal y X el número de oxidación del metal.

Número de oxidación del hidrógeno -1.

Número de oxidación	Fórmula	N. sistemática <i>Prefijo hidruro de metal</i>	N. stock <i>(la más frecuente) Hidruro de metal</i>
+1	NaH	Monohidruro de sodio	Hidruro de sodio
+2	FeH_2	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)
+3	FeH_3	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro (III)
+4	SnH_4	Tetrahidruro de estaño	Hidruro estaño (IV)

- **HIDRUROS DE NO METALES: ÁCIDOS HIDRÁCIDOS**

Son compuestos binarios formados por un NO metal e Hidrógeno. Su fórmula general es:

H_xNm (se invierte el orden).

Donde Nm es un No metal y X el número de oxidación del no metal.

Número de oxidación del hidrógeno +1.

Los hidruros de los grupos VI y VII se denominan hidrácidos y se emplean siempre que el hidruro esté en disolución acuosa, que es cuando se pone de manifiesto el carácter y las propiedades ácidas del compuesto.

El Fluor, cloro, bromo, yodo actúa con número de oxidación -1.

El Azufre, selenio, telurio con número de oxidación -2.

En la nomenclatura tradicional se nombra el término ácido seguido de la raíz del no metal acabado en – **hídrico**:

Número de oxidación	Fórmula	N. tradicional (cuando está en disolución acuosa)	N. sistemática (en estado puro) <i>No metal-uro de hidrógeno</i>
1	HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
1	HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
1	HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno
1	HI	Acido yodhídrico	Yoduro de hidrógeno
2	H ₂ S	Acido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno

- **OTROS HIDRUROS**

Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales.

El nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro funcionan con número de oxidación - 3 mientras que el carbono y el silicio lo hacen con - 4.

Número de oxidación	Fórmula	N. tradicional (la más usada)	N. sistemática <i>Prefijo hidruro de ...</i>
3	NH ₃	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
3	PH ₃	Fosfina	Trihidruro de fósforo
3	AsH ₃	Arsina	Trihidruro de arsénico
3	BH ₃	Borano	Trihidruro de boro
3	SbH ₃	Estibina	Trihidruro de antimonio
4	CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
4	SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de boro

3.3.3 SALES BINARIAS

Son combinaciones binarias de un metal y un no metal. En su fórmula el metal se escribe a la izquierda, con número de oxidación positiva y el no metal a la derecha, con número de oxidación negativa (recuerda: sólo con los números de oxidación para F, Cl, Br y I es -1 y S, Se, Te es -2).

El no metal se nombra con un prefijo que indica el subíndice del no metal con la terminación *-uro*, seguido del nombre del metal (en la Nomenclatura de Stock entre paréntesis y los números romanos que indican la valencia del metal).

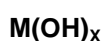
Fórmula	N. sistemática <i>Prefijo -uro de metal -</i>	N. stock <i>-uro de metal (...)</i>
FeCl ₂	dicloruro de hierro	Cloruro de hierro(II)
FeCl ₃	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro(III)
CuBr	Monobromuro de cobre	Bromuro de cobre
CuBr ₂	Dibromuro de cobre	Bromuro de cobre(II)

3.4 Formulación y nomenclatura de las combinaciones ternarias

Estos compuestos están formados por tres elementos.

3.4.1 HIDRÓXIDOS

Son compuestos formados por un metal y el grupo hidroxilo (OH). Su fórmula general es:



Donde M es un metal y la X el número de oxidación del metal.

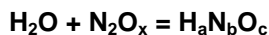
El grupo (OH) actúa con número de oxidación - 1.

Número de oxidación	Fórmula	N. sistemática Prefijo hidróxido de ...	N. stock (la más frecuente)
1	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
2	Ca(OH) ₂	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio
2	Ni(OH) ₂	Dihidróxido de níquel	Hidróxido de níquel (II)
3	Al(OH) ₃	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
4	Pb(OH) ₄	Tetrahidróxido de plomo	Hidróxido de plomo (IV)

3.4.2 ÁCIDOS OXÁCIDOS

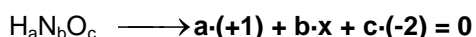
Son compuestos ternarios formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. Se obtienen a partir del óxido de un no metal correspondiente sumándole una molécula de agua (H₂O).

Su fórmula general es:

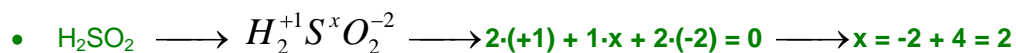


Donde H es el hidrógeno con número de oxidación +1, N el no metal con número de oxidación positivo y O el oxígeno con número de oxidación -2.

La terminación del átomo central nos indica su estado de oxidación:



Ejemplo:



Para nombrar estos compuestos sólo utilizamos la nomenclatura tradicional.

Se nombran con la palabra ácido seguido del nombre del no metal con las terminaciones que se indican a continuación dependiendo del estado de oxidación:

- Si tiene dos estados de oxidación:
 - Nombre terminado en **ICO** con el n° de oxidación **mayor**: ácido sulfúrico.
 - Nombre terminado en **OSO** con el n° de oxidación **menor**: ácido sulfuroso.
- Si tiene varios estados de oxidación (grupo VII A):
 - **HIPO...OSO** + 1: ácido hipocloroso
 - **OSO** + 3: ácido cloroso.
 - **ICO** + 5: ácido clórico.
 - **PER ... ICO** + 7: ácido perclórico

Número de oxidación	Fórmula	N. tradicional
1	$\text{F}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{F}_2\text{O}_2 = \text{HFO}$	Ácido hipofluoroso
2	$\text{SO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_2$	Ácido hiposulfuroso
3	$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_4 = \text{HClO}_2$	Ácido cloroso
4	$\text{S}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$	Ácido sulfuroso
5	$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6 = \text{HClO}_3$	Ácido clórico
6	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	Ácido sulfúrico
7	$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8 = \text{HClO}_4$	Ácido perclórico

3.4.3 SALES NEUTRAS DE ÁCIDOS OXÁCIDOS

Son compuestos ternarios formados por un metal, un no metal y el oxígeno.

Se obtienen a partir de los ácidos oxácidos sustituyendo todos los hidrógenos de éstos por un metal.

El número de oxidación del metal se le pone como subíndice al resto del ácido sin los hidrógenos. El número de hidrógenos que se le quiten al ácido se le ponen como subíndice al metal.

Se nombran sustituyendo los sufijos que utilizábamos en el ácido (-oso e -ico) por los sufijos **-ito** y **-ato** respectivamente.

Prefijos y sufijos utilizados en los ácidos		Prefijos y sufijos utilizados en las sales	
HIPO-	-OSO	HIPO-	-ITO
	-OSO		-ITO
	-ICO		-ATO
PER-	-ICO	PER-	-ATO

Ácido de partida	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
HClO	Ácido hipocloroso	Ca(ClO) ₂	Hipoclorito de calcio
HClO ₂	Ácido cloroso	Ca(ClO ₂) ₂	Clorito de calcio
HClO ₃	Ácido clórico	Sn(ClO ₃) ₄	Clorato de estaño (IV)
HClO ₄	Ácido perclórico	Li(ClO ₄)	Perclorato de litio
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso	Ca ₂ (SO ₂) ₂ = Ca(SO ₂)	Hiposulfito de calcio
H ₂ SO ₃		Pb ₂ (SO ₃) ₄ = Pb(SO ₃) ₂	Sulfito de plomo (IV)
H ₂ SO ₄		Al ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato de aluminio

4 Masa molecular

Acabamos de ver que cada compuesto, sea de tipo molecular o iónico se representa por una fórmula, que expresa la proporción relativa en que se combinan los elementos que lo integran.

La masa molecular es la masa de una molécula, expresada en umas (u).

- *Cálculo de la masa molecular:*

Se obtiene sumando las masas atómicas de todos los átomos que forman el compuesto. Para ello tenemos que conocer la fórmula.

Ejemplo:

Calcula la masa molecular del óxido de cloro (VII).

Fórmula Cl_2O_7 . En la tabla periódica buscamos la masa del átomo de Cl= 35,5 y del O=16

Masa molecular= $2 \cdot 35,5 + 7 \cdot 16 = 183$ u.

Hemos multiplicado por 2 porque hay 2 átomos Cl y por 7 porque hay 7 átomos de Oxígeno.

5 Mol. Masa molar y número de Avogadro

Uno, dos o mil átomos es una cantidad tan pequeña de materia que es casi inmanejable. En la práctica, en el laboratorio, se trabaja con cantidades que podamos medir su masa; en esta cantidad hay millones de millones de átomos. Por eso introducimos el concepto de mol.

5.1 Número de Avogadro y mol

Cojamos un átomo cualquiera del sistema periódico, el azufre, por ejemplo. **Un átomo de azufre (S)** tiene una masa de **32 umas**. ¿Cuántos átomos de azufre hay que coger para juntar entre todos ellos **32 gramos**? Pues... ¡hay que contarlos! Esto ya se hizo, y resulta que hay que coger **6,023.10²³ átomos de azufre**. Esto es así para todos los átomos de la tabla periódica.

Ejemplo:

En 35.45 g de cloro hay que coger $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de cloro.

En 183 u de Cl_2O_7 hay una molécula de Cl_2O_7 . Si tenemos $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas la masa es de 183g

A esta cantidad, $6,023 \cdot 10^{23}$ objetos, la llamamos mol. Entonces, un mol de átomos son $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, un mol de moléculas son $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, un mol de virus son $6,023 \cdot 10^{23}$ virus, un mol de euros son $6,023 \cdot 10^{23}$ euros, etc.

El número $6,023 \cdot 10^{23}$ es el número de Avogadro (Amadeo Avogadro, 1776-1856); es el número de partículas que hay en un mol

Ejemplo:

Cantidad	Gramos	Número de partículas
1 mol de cobre	63,65	$6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de cobre
1 mol de agua	18	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua
1 mol de amoníaco	17	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de amoníaco

5.2 Masa molar

Es la masa de un mol de partículas (átomos, moléculas, partículas) podemos decir que es la masa de $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, partículas) y coincide con el número que representa la masa molecular expresada en gramos. Se expresa en g/mol.

Así, de la tabla anterior se deduce que la masa molar del cobre es 63,55 g, la masa molar del agua es 18,015 g y la masa molar del amoníaco es 17,03 g/mol.

Para realizar los ejercicios podemos utilizar regla de tres o factores de conversión.

Ejemplo:

¿Cuántos moles hay en 100g de agua? ¿Cuántas moléculas? ¿Cuántos átomos?

Para resolver esta actividad, necesitamos recordar: 1 mol de agua=18g= $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$n = 100g \cdot \frac{1mol}{18g} = 5,56$$

$$moléculas = 100g \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} moléculas}{18g} = 3,35 \cdot 10^{24}$$

$$átomos = 3,35 \cdot 10^{24} \cdot \frac{3átomos}{1molécula} = 1 \cdot 10^{25}$$

Actividades

Actividad 1:

¿Cuántos electrones les faltan o les sobran a los siguientes átomos: K, Ca, S, Cl, He, Al; para cumplir la regla del octeto? Clasifícalos en metal, no metal o gas nobles.

Actividad 2:

Completa:

- El átomo de cloro tiene _____ electrones de valencia, es un _____ cuando se combina con otro átomo de cloro se une por un enlace _____.
- El átomo de potasio tiene _____ de valencia forma un enlace iónico con los _____.

Actividad 3:

Indica el tipo de enlace de las siguientes sustancias: agua (H₂O); Cloro (Cl₂); Cloruro de calcio (Ca Cl₂); Nitrógeno (N₂). (Para realizar esta actividad busca información sobre el número atómico de cada átomo en el sistema periódico).

Actividad 4:

Completa:

- Los óxidos son compuestos _____ formados por _____ o _____ y _____, Se nombran _____.
- Si a un óxido no metálico se le añade agua se forman _____.
- Una fórmula es: $H_x Me$, este compuesto es _____ porque tiene dos elementos _____ y _____ que se denomina _____.
- El amoníaco es un _____ y su fórmula es _____.
- Las sales binarias se forman _____ y se nombran _____.
- Las sales ternarias se forman _____ y se nombran _____.

Actividad 5:

Completa la siguiente tabla:

Compuesto	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock
Ag_2O	Monóxido de plata	
		Oxido de plomo (IV)
Na_2O		Oxido de sodio
	Trióxido de dioro	
I_2O_3	Trióxido de yodo	
Br_2O_3		
	Dióxido de carbono	

Actividad 6:

Completa la siguiente tabla:

Fórmula	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock
NaH		
NH_3		
$Ca(OH)_2$		
NaCl		
CaS		
HBr		
AgI		
H_2S		
Sn_2S		

MgCl ₂		
Fórmula	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock
HNO ₃		
KNO ₃		
H ₂ SO ₄		
Ba SO ₄		
CH ₄		
HClO ₄		
MgClO ₂		

Actividad 7:

Completa:

- Un mol es una cantidad de sustancia que contiene _____, partículas y equivale a la masa _____ expresada en gramos.

Actividad 8:

Completa la siguiente tabla:

Sustancia	Masa molecular	Masa molar	Mol	Partículas
Na Cl				
HNO ₃				

Actividad 9:

Completa la siguiente tabla:

Sustancia	Masa	Masa molar	Mol	Partículas
O ₂	64g	32g		
CH ₄		16	2	

Actividad 10:

Indica el tipo de enlace, teniendo en cuenta las propiedades de las sustancias:

- Es conductor de la corriente eléctrica y no soluble en agua.
- Son gases o líquidos y se disuelven en disolventes orgánicos.
- Su punto de fusión es muy elevado y es insoluble.
- Son conductores de la electricidad en estado disuelto o fundidos.

Ejercicios de autocomprobación

Ejercicio 1

Completa:

- Los átomos de magnesio (Mg) tienen dos electrones en la última capa, por lo que tratan dey tienen tendencia a convertirse encon cargas, llamados.....

Ejercicio 2

Los átomos del grupo IA ¿Qué ion puede formar? ¿Son metales?

Ejercicio 3

Indica la respuesta correcta:

Las sustancias iónicas se forman por unión entre:

1. Átomos de elementos situados a la izquierda del sistema periódico.
2. Átomos de elementos situados a la derecha del sistema periódico.
3. Átomos de elementos situados a la izquierda del sistema periódico y átomos de elementos situados a la derecha.

Ejercicio 4

La estructura electrónica de los átomos de magnesio (Mg) es (2, 8, 2) y la de los átomos de cloro (Cl) es (2, 8, 7). Por lo tanto los átomos de Mg tratan de perder_____ y los átomos de Cl tratan de ganar _____. Cada átomo de Mg dará electrones a _____ átomos de Cl y la fórmula de la sustancia formada será _____ el enlace entre los dos iones formados es_____.

Ejercicio 5

La estructura electrónica del átomo de sodio $Z=11$ es (2, 8, 1). Es un elemento _____ porque tiene _____ de valencia Por lo tanto el enlace entre átomos de sodio es_____.

Ejercicio 6

Busca en la tabla periódica información sobre el átomo de bromo. Escribe su configuración electrónica y indica el tipo de enlace entre dos átomos de bromo.

Ejercicio 7

Una fórmula es la representación escrita de un _____ o _____. Las letras son los símbolos de _____ que forman la sustancia y los números indican _____ de átomos de cada _____.

Ejercicio 8

Escribe el nombre de los diferentes compuestos binarios. Pon un ejemplo de cada uno y nómbralos utilizando la nomenclatura de Stock .

Ejercicio 9

La masa atómica es la masa _____. Su unidad es la _____. La masa molecular es la masa de _____ su unidad es la uma. Si pesamos $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas el resultado, expresado en _____, es la masa de _____.

Ejercicio 10

Una molécula de ácido sulfúrico, (H_2SO_4) tiene _____ átomos de oxígeno, 2 átomos de _____ y _____ de azufre. La masa molecular se calcula _____ y es igual. _____ u, si este número le expresamos en gramos es la masa de _____ partículas y es un _____ igual a _____ gramos.

Ejercicio 11

Completa la siguiente tabla:

Fórmula	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock
	Oxido de litio	
$FeCl_2$	Cloruro de hierro (II)	
	Bromuro de cadmio	
$Fe(OH)_3$		
$Pt_2S_4 = PtS_2$		
	Hidruro de calcio	
		Pentaóxido de diyodo
H_2S	_____	
	Hidróxido de cobalto (III)	
	_____	Fluoruro de hidrógeno

Ejercicio 12

Nombra los siguientes compuestos utilizando la nomenclatura tradicional:

- $HClO$; $HBrO_2$; H_2SO_4 ; $PbSO_4$; HNO_3 ; H_2CO_3 ; Na_2CO_3 ; $HClO_4$

Ejercicio 13

La masa molar de la vitamina C, $C_6H_8O_6$, es 176,13 gramos cada mol.

- ¿Cuántos moles son 200 g de vitamina C?
- ¿Cuántas moléculas hay?
- ¿Cuántos átomos de carbono hay?

Soluciones a los ejercicios de autocomprobación

Ejercicio 1

Completa: Los átomos de magnesio (Mg) tienen dos electrones en la última capa, por lo que tratan de perder electrones y tienen tendencia a convertirse en iones con cargas positivas llamados cationes.

Ejercicio 2

Los átomos del grupo IA ¿Qué ión puede formar? ¿Son metales?

Por estar en el mismo grupo puedes comprobar, haciendo la configuración electrónica, que todos tienen $1e^-$ de valencia, por lo tanto le perderán y formarán iones positivos +1. Son metales.

Ejercicio 3

La respuesta correcta es la 3, porque a la derecha están situados los metales y a la izquierda los no metales.

Ejercicio 4

La estructura electrónica de los átomos de magnesio (Mg) es (2, 8, 2) y la de los átomos de cloro (Cl) es (2, 8, 7). Por lo tanto los átomos de Mg tratan de perder 2 electrones y los átomos de Cl tratan de ganar 1 electrón. Cada átomo de Mg dará electrones a cada uno de los átomos de Cl y la fórmula de la sustancia formada será $MgCl_2$. El enlace entre los dos iones formados será iónico.

Ejercicio 5

La estructura electrónica del átomo de sodio $Z=11$ es (2,8,1) es un átomo metal porque tiene pocos electrones de valencia. Por lo tanto el enlace entre átomos de sodio es metálico.

Ejercicio 6

El bromo tiene de número atómico 35. Recuerda que tiene entonces 35 electrones. Su configuración electrónica es (2,8,18,7). Tiene 7 electrones de valencia. Es un no metal; por lo

tanto se unirá a otro átomo de bromo compartiendo 2 electrones (uno de cada) y se unirán por un enlace covalente.

Ejercicio 7

Una fórmula es la representación escrita de un elemento o compuesto. Las letras son los símbolos de los elementos que forman la sustancia y los números indican la proporción de átomos de cada elemento.

Ejercicio 8

Repasa la formulación de los compuestos binarios y escribe la respuesta.

Ejercicio 9

La masa atómica es la masa de un átomo. Su unidad es la uma. La masa molecular es la masa de una molécula su unidad es la uma. Si pesamos $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas el resultado, expresado en gramos, es la masa de un mol.

Ejercicio 10

Una molécula de ácido sulfúrico, ($H_2 S O_4$), tiene 4 átomos de oxígeno, 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de azufre. Su masa molecular se calcula sumando las masas de todos los átomos que forman la molécula: $2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98u$. si este número lo expresamos en gramos es la masa de $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas y es un mol igual a 98 gramos.

Ejercicio 11

Completa la siguiente tabla:

Formula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
$Li_2 O$	Oxido de litio	Oxido de dilitio
$FeCl_2$	Cloruro de hierro (II)	Dicloruro de hierro
$CdBr$	Bromuro de cadmio	Monobromuro de monocadmio
$Fe (OH)_3$	Hidróxido de hierro (III)	Trióxido de hierro
$Pt_2S_4 = PtS_2$	Sulfuro de platino (II)	Disulfuro de platino
CaH_2	Hidruro de calcio	Dihidruro de calcio
$I_2 O_5$	Oxido de yodo (V)	Pentaóxido de diyodo
$Co (OH)_3$	Hidróxido de cobalto (III)	Trihidróxido de cobalto
HF	_____	Fluoruro de hidrógeno

Ejercicio 12

Nombra los siguientes compuestos por la nomenclatura tradicional:

- $HClO$ ácido hipocloroso
- $HBrO_2$ ácido bromoso
- $H_2 S O_4$ ácido sulfúrico

- $PbSO_4$: sulfato de plomo (II)
- HNO_3 : ácido nítrico
- H_2CO_3 : ácido carbónico
- Na_2CO_3 : carbonato de sodio
- $HClO_4$: ácido perclórico.

Ejercicio 13

$$\text{moles} = 200\text{g} \cdot \frac{1\text{mol}}{176,13\text{g}} = 1,14$$

$$\text{moléculas} = 1,14\text{moles} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23}}{1\text{mol}} \text{moléculas} = 6,83 \cdot 10^{23}.$$

En cada molécula hay 6 de carbono

$$\text{átomos de C} = 6,83 \cdot 10^{23} \text{moléculas} \cdot \frac{6\text{átomos}}{1\text{molécula}} = 4,1 \cdot 10^{24}$$

Bibliografía recomendada

- <http://www.edu.xunta.es/web/unidadessemipresenciais>
- <http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/dgfp/webadultos/scripts/plnParrafos5.asp?idCategoria=382>
- http://www.catedu.es/webcatedu/index.php?option=com_content&view=article&id=343
- http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena5/3q5_index.htm
- <http://rincones.educarex.es/fyq/index.php/3-eso>
- <http://www.areaciencias.com/quimica.htm>
- http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/aconstruir.htm
- http://www.educa.madrid.org/web/ies.isidradeguzman.alcala/departamentos/fisica/documentos/eso_3/el_atomo.pdf