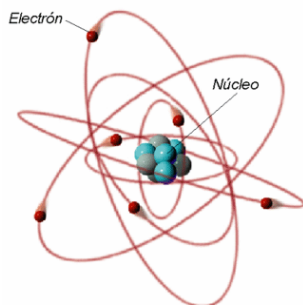




1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

El átomo está constituido por tres tipos de partículas:



En el centro del átomo se encuentra el **núcleo**, que está formado por dos tipos de partículas: **protones** y **neutrones**.

Alrededor del núcleo, ocupando un volumen mucho mayor que el núcleo, se encuentra la **corteza**, que estaría formada por los **electrones**, unas partículas que se mueven en torno al núcleo.

Considerado como una **esfera**, el átomo tiene un radio de 1.10^{-10} m y el núcleo tiene un radio de 1.10^{-14} m. Para hacernos una idea: si el átomo fuera del tamaño de un campo de fútbol, el núcleo sería como una canica colocada en su centro, y los electrones, como cabezas de alfiler que girarían alrededor de la canica.

Alrededor del 99,9% de la **masa** total del átomo se encuentra concentrada en el núcleo (protones y neutrones) y el resto corresponde a la corteza (electrones). El protón y el neutrón tienen una masa muy parecida y el electrón una masa mucho más pequeña. La masa de un electrón es unas 1840 veces menor que la masa de un protón.

Los protones y los neutrones tienen una propiedad que se conoce como **carga eléctrica**. La carga eléctrica de los protones es positiva y la de los electrones negativa. Ambos poseen una cantidad de carga eléctrica igual (e). Los neutrones no tienen carga eléctrica.

En los átomos el número de protones es igual al de electrones. Así resulta que el átomo no tiene carga eléctrica neta (es **neutro**), se compensan la carga negativa de los electrones con la carga positiva de los protones.

Masa y carga de las partículas del átomo:

	Partícula	Masa (kg)	Carga (e)
Núcleo	Protón	$1,6725 \cdot 10^{-27}$	+1
	Neutrón	$1,6748 \cdot 10^{-27}$	0
Corteza	Electrón	$9,1096 \cdot 10^{-31}$	-1

Hoy día sabemos que en el átomo hay otro tipo de partículas más pequeñas, llamadas **quarks**, que forman los protones y los neutrones.


1.1 Números atómicos y másico

Para identificar las partículas que constituyen un átomo se utilizan dos números muy importantes:

Número atómico (Z): el número de protones que tiene el núcleo, que en el átomo ordinario corresponde con el número de electrones en la corteza. Todos los átomos del mismo **elemento químico** tienen igual número atómico. Por ejemplo, todos los átomos de oxígeno tienen $Z = 8$.

Número másico (A): la suma de los neutrones y los protones.

Para determinar el número de neutrones en el núcleo restamos el número másico y el número atómico ($A - Z$)

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	2(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

1.2 Representación de los átomos

El átomo se representa por un símbolo o abreviatura del nombre del elemento (X) formado por él, por su número atómico (Z) y su número másico (A): A_ZX

Conociendo el símbolo del elemento y sus números atómico y másico, es fácil determinar las partículas del átomo. Por ejemplo, para el carbono (${}^{14}_6C$), que tiene $Z = 6$ y $A = 14$, tenemos 6 protones ($Z = 6$), 6 electrones y 8 neutrones ($A - Z$).

Ejercicio 1 Completa la siguiente tabla:

protones	neutrones	electrones	Z	A
30				66
			9	19
	21		19	
18	22			

Ejercicio 2 Completa la siguiente tabla:

protones	neutrones	electrones	Z	A
27				60
			35	80
	30		26	
5	6			

1.3 Iones

Los átomos son, en conjunto, **neutros**, porque tienen el mismo número de electrones (carga negativa) y protones (carga positiva). Pero hay ocasiones en que pueden perder algunos electrones o ganarlos. Si un átomo pierde electrones, al tener más protones se convierte en un **ion positivo o catión**. Por el contrario, si un átomo gana electrones, al tener más electrones que protones, se convierte en un **ion negativo o anión**.

Los iones son átomos que tienen un número de protones diferente al de electrones.

Para representar un ion se añade al símbolo del átomo un número con signo que indique la carga neta del ion.

Por ejemplo, ${}^4_2\text{He}^{2+}$

Un átomo de helio (${}^4_2\text{He}$) tiene dos protones ($Z = 2$), dos neutrones ($A - Z$) y dos electrones. Si el átomo pierde los dos electrones, resulta un ion positivo con una carga neta +2: ${}^4_2\text{He}^{2+}$

Ejercicio 3 Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	Ca	20				40	2+
	S		18		16		2-
	Na	11	12	10			
	P	15		18		31	

Ejercicio 4 Completa la siguiente tabla:



	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	Fe		29	24	26		
	Sr	38		36		88	
	Cl			18	17	36	
	Al				13	27	3+

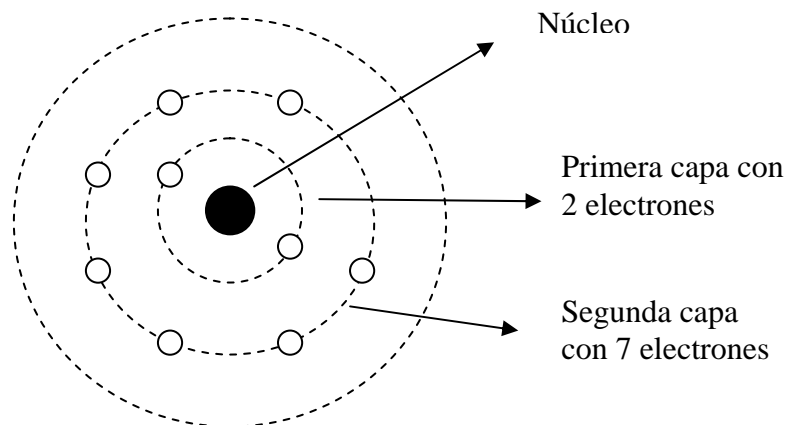
2 LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

Los electrones se mueven lejos del núcleo, pero no están todos dando vueltas a la misma distancia. Los electrones se sitúan en torno al núcleo en **capas** y poseen una energía, mayor cuanto más lejos estén del núcleo. Dentro de estos niveles los electrones se distribuyen de la siguiente forma:

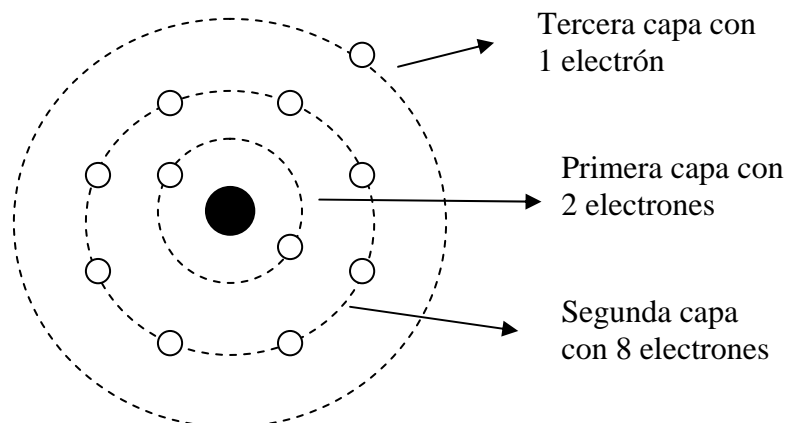
- En la **primera capa** el número máximo de electrones es 2
- En la **segunda capa** el número máximo de electrones es 8
- En la **tercera capa** el número máximo de electrones es 18

Veamos algunos ejemplos.

El átomo ${}_{9}^{19}\text{F}$ tiene 9 electrones, 2 electrones en la primera capa (completa) y otros 7 en la segunda capa (incompleta).



El átomo ${}_{11}^{23}\text{Na}$ tiene 11 electrones, 2 en la primera capa (completa), 8 en la segunda capa (completa) y 1 electrón en la tercera capa (incompleta).





FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO

Apuntes: Estructura interna y enlace químico

Autor: Manuel Díaz Escalera
<http://www.fqdiazescalera.com>

4(21)

3 SISTEMA PERIÓDICO

A lo largo del Siglo XIX aumentó espectacularmente el número de elementos y compuestos conocidos. Se comprobó, además, que entre algunos elementos existían notables semejanzas. Ante este hecho, se creyó que podría ser muy útil ordenar los elementos de algún modo que reflejase la relación existente entre ellos.

En 1869, el ruso **Mendeleiev** (1834-1907) presentó una tabla en la que aparecían ordenados los elementos: la **Tabla Periódica** o **Sistema Periódico**. En la actualidad empleamos una tabla modificada.

Tabla Periódica de Elementos

El sistema periódico muestra los elementos ordenados por número atómico. Cada casilla contiene el número atómico, el símbolo, el nombre y la masa atómica. El color de fondo indica el tipo de elemento: Metales (naranja), Semimetales (verde), No metales (rojo), e Inertes (violeta).

Legenda de Clasificación:

- Negro - sólido
- Azul - líquido
- Rojo - gas
- Violeta - artificial

Grupos: I A, II A, III B, IV B, V B, VI B, VII B, VIII, I B, II B, III A, IV A, V A, VI A, VII A, Gases nobles.

Períodos: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

Grupos de Lantánidos y Actínidos:

- Lantánidos 6:** Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu.
- Actínidos 7:** Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr.

El sistema Periódico es una ordenación de todos los elementos conocidos por orden creciente de número atómico. En cada casilla se representa el nombre del elemento, su símbolo, su número atómico y su masa atómica. Según se lee el Sistema Periódico de izquierda a derecha, el átomo de cada elemento tiene un protón y un electrón más que el inmediatamente anterior.


Los elementos se distribuyen en **siete filas** horizontales llamadas **períodos** y **dieciocho columnas** verticales llamadas **grupos**.

Los elementos del sistema periódico se pueden clasificar en:

- **Elementos representativos:** grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18
- **Elementos de transición:** grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12
- **Elementos de transición interna:** los lantánidos y los actínidos

Todos los elementos del mismo período tienen sus electrones más externos en la misma capa.

Todos los elementos del mismo grupo tienen el mismo número de electrones en la última capa. Veamos los elementos representativos:

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	5(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Grupo	Electrones en la última capa	Grupo	Electrones en la última capa
1	1	13	3
2	2	14	4
		15	5
		16	6
		17	7
		18	8 *

* excepto el helio que tiene 2

3.1 Metales, no metales y gases nobles

La clasificación más sencilla de los elementos químicos conocida consiste en catalogarlos como metales, no metales y gases nobles.

Los elementos que están en la última columna del Sistema Periódico, la número 18, se denominan **gases nobles o inertes**. Poseen, entre otras, las siguientes propiedades:

- Se encuentran en la naturaleza como átomos aislados.
- Son gases a temperatura ambiente.
- Desde el punto de vista químico son muy estables: no forman compuestos. No ganan ni pierden electrones; es decir, no forman iones.

Los elementos que están a la izquierda y en el centro del Sistema Periódico se llaman **metales**. Poseen, entre otras, las siguientes propiedades:



- Son sólidos a temperatura ordinaria (excepto el mercurio)
- Tienen brillo metálico y color especial grisáceo, excepto algunos como el oro (amarillo) y el cobre (rojizo).
- Son dúctiles (se pueden fabricar en hilos) y maleables (se pueden fabricar en láminas).
- Conducen bien el calor y la electricidad.
- Representan el 75% de todos los elementos.
- Tienen a perder electrones y formar iones positivos.

Los elementos que se encuentran entre los gases nobles y los metales se denominan **no metales**. Poseen, entre otras, las siguientes propiedades:

- Pueden encontrarse en los tres estados: sólido, líquido y gaseoso.
- No poseen brillo.
- No son dúctiles ni maleables.
- No son buenos conductores de la corriente eléctrica ni del calor.
- Suelen captar electrones formando iones negativos.

Entre los metales y los no metales se encuentran algunos elementos con propiedades intermedias entre los metales y los no metales. Por ejemplo el silicio o el germanio.

4 ENLACE QUÍMICO

La unión de átomos entre sí para formar entidades mayores constituye el enlace químico. Los átomos se unen porque ello les permite pasar a una situación de menor energía y mayor estabilidad.

Una teoría sencilla para explicar el enlace se basa en el hecho de que los elementos del grupo 18, los gases nobles, no se combinan prácticamente entre sí ni con otros átomos, de manera que son gases constituidos por átomos independientes (gases monoatómicos) Esto quiere decir que una configuración

electrónica (la distribución de los electrones en la corteza) del tipo de gases nobles es muy estable. Todos los gases nobles tienen 8 electrones en la última capa, excepto el helio que tiene 2.

Cabe suponer entonces que el resto de los elementos que no tenga esa configuración electrónica tratará de adquirirla. Unos lo harán perdiendo los electrones que les sobren, como les ocurre a los elementos de los **metales**, que tienen tendencia a formar **iones positivos**. Otros lo harán ganando los electrones que les faltan, como es el caso de los **no metales**, que tienen tendencia a formar **iones negativos**.

Período	1	2	3	4	5	6	7	8
Grupo	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	
1	H							
2	Li	Be						
3	Na	Mg						
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe

Veamos con un par de ejemplos como podemos determinar el ion que forma un elemento conociendo su posición en el sistema periódico.

El **potasio (K)** es un metal que se encuentra en la primera columna (Grupo 1) y en la fila 4 (período 4). Tiene 19 electrones ($Z = 19$)

Para determinar el ión que forma el potasio buscamos en la columna 18 el gas noble más próximo. En nuestro caso el gas noble más próximo es el **argón ($Z = 18$)** que se encuentra en el grupo 18 y en la fila 3 (período 3)


Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Grupo	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII			IB	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	Gases nobles	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	

El potasio ($Z = 19$) tiene un electrón más que el argón ($Z = 18$). Por lo tanto, al potasio le sobra un electrón para lograr la configuración estable del argón. Para lograrlo, el potasio (**un metal**) se desprende del último electrón, formando un **ion positivo: K^+**

Veamos otro ejemplo: **el cloro**

Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Grupo	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII			IB	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	Gases nobles	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	

El **cloro (Cl)** se encuentra en la penúltima columna (Grupo 17) y en la fila 3 (período 3). Tiene 17 electrones ($Z = 17$)

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	7(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

El gas noble más próximo es el **argón** ($Z = 18$). Al cloro le falta un electrón en la tercera capa para lograr la configuración estable del gas noble. Para lograrlo, el cloro (**un no metal**) gana un electrón, formando un **ion negativo**: Cl^-

Con razonamientos similares, podemos extraer las siguientes conclusiones.

- Los elementos del grupo 1, los alcalinos, tienen un único electrón en último nivel. Para lograr la configuración estable del gas noble pierden dicho electrón y forman iones $1+$.
- Los elementos del grupo 2, los alcalinotérreos, tienen dos electrones en el último nivel. Para lograr la configuración estable de gas noble pierden los dos electrones y forman iones $2+$.
- Los elementos del grupo 17, los halógenos, tienen 7 electrones en el último nivel. Para lograr la configuración estable del gas noble ganan un electrón y forman iones negativos $1-$.
- Los elementos del grupo 16 tienen 6 electrones en el último nivel. Para lograr la configuración estable del gas noble ganan dos electrones y forman iones negativos $2-$.
- Los elementos del grupo 15 tienen 5 electrones en el último nivel. Para lograr la configuración estable del gas noble ganan tres electrones y forman iones negativos $3-$.
- Los elementos del grupo 14 tienen 4 electrones en el último nivel. Para adquirir la configuración de gas noble pueden ganar 4 o perder 4 electrones: se convertirán en iones $4-$ (si ganan los 4 electrones) ó $4+$ (si pierden los 4 electrones)
- Los elementos del grupo 13 tienen tres electrones en el último nivel. Para lograr la configuración estable de gas noble pierden los tres electrones y forman iones $3+$.

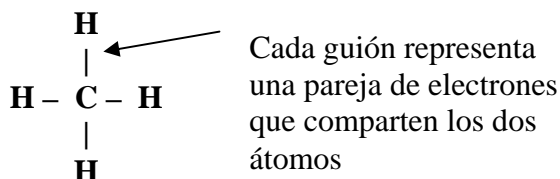
Ejercicio 5 Indica el ion que forma cada átomo para adquirir la configuración estable de gas noble:
 a) I; b) Be; c) Se; d) Rb

Ejercicio 6 Indica el ion que forma cada átomo para adquirir la configuración estable de gas noble:
 a) O; b) As; c) Cs; d) N

4.1 Enlace covalente

Si se unen entre sí los átomos de **no metales**, como no se pueden ceder electrones unos a otros, ya que tienen tendencia a ganarlos, alcanzan la configuración del gas noble más próximo **compartiendo electrones**. Este enlace se llama **covalente**. Dos átomos se unen por medio de **pares de electrones compartidos**, tratando de conseguir la distribución electrónica de gas noble. La unión se produce mediante fuerzas eléctricas y es muy fuerte. El par de electrones compartidos se representa por un guión.


Por ejemplo:

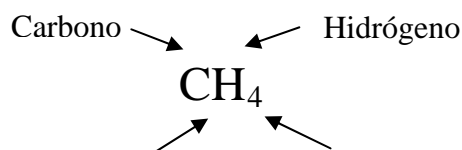


En muchas sustancias covalentes los átomos se unen formando unidades elementales constituidas por un número determinado y fijo de átomos. Este conjunto se llama **molécula**.



Una molécula se representa por una **fórmula**, un conjunto de símbolos y subíndices que indican la clase y el número de átomos que forman la molécula. Por ejemplo: **CH₄**

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	8(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	



La molécula de metano contiene 1 átomo de carbono (el subíndice “1” se omite) y 4 átomos de hidrógeno

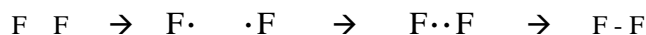
Propiedades de las sustancias covalentes moleculares

Las sustancias moleculares se caracterizan porque las fuerzas que mantienen unidos los átomos en la molécula (**fuerza intramolecular**) son muy fuertes en comparación con las fuerzas que mantiene unidas las moléculas (**fuerzas intermoleculares**) Por eso a temperatura ambiente la mayoría de las sustancias moleculares son gases (H₂, O₂, N₂, CO₂, SO), y en algunos casos líquidos (H₂O, Br₂) o sólidos (I₂).

Las sustancias moleculares no conducen la corriente eléctrica y en la mayoría de los casos no se disuelven en agua.

Veamos algunos ejemplos:

El flúor (F₂). El átomo de flúor se encuentra en la penúltima columna del Sistema Periódico. Necesita un electrón para lograr la configuración estable del gas noble. Cuando se unen entre sí dos átomos de flúor, alcanzan la configuración estable compartiendo un par de electrones (cada flúor aporta un electrón).



Como cada átomo aporta un electrón, la valencia del flúor es 1. El elemento flúor se presenta en forma de uniones de dos átomos de flúor, formando una **molécula**:



El agua. El agua es un compuesto formado por los elementos oxígeno e hidrógeno. El oxígeno necesita dos electrones para lograr la configuración de gas noble y el hidrógeno necesita uno. Alcanzan la configuración de gas noble si un átomo de oxígeno se une a dos átomos de hidrógeno, compartiendo una pareja de electrones con cada uno.




Como cada átomo de hidrógeno aporta un electrón, el hidrógeno tiene valencia 1, y como el oxígeno aporta dos electrones, el oxígeno tiene valencia 2. La fórmula de **la molécula de agua** es:



Sustancias covalentes no moleculares

En otras ocasiones, cuando se unen átomos de no metales, no se forman moléculas propiamente dichas. Se forma un aglomerado de átomos denominado **crystal atómico**. Dan lugar a compuestos de gran estabilidad, muy duros y con elevadas temperaturas de fusión. Son insolubles y no conducen la corriente eléctrica (excepto el grafito)

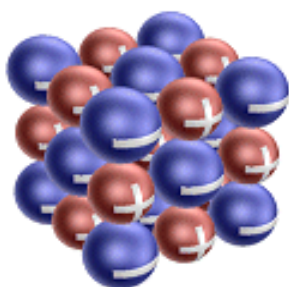
	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	9(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

El diamante. El diamante está formado por átomos de carbono. Cada átomo se une a otros cuatro átomos de carbono, compartiendo pares de electrones. En el diamante no puede hablarse de moléculas (un número limitado de átomos), todos los átomos forman un conjunto tan grande como el propio diamante.

Otro ejemplo de sustancia covalente no molecular: el cuarzo (SiO_2)

4.2 Enlace iónico

El enlace iónico es la **unión de átomos de metal y no metal** por transferencia de electrones del primero al segundo. El metal forma un ion positivo al ceder electrones y el no metal un ion negativo al ganar electrones.



En condiciones normales las sustancias iónicas **no forman moléculas**, sino que constituyen grandes aglomerados de iones positivos y negativos, **cristales iónicos**. En estas sustancias las uniones entre iones son muy fuertes y, por tanto, son sólidos en condiciones normales. A un cristal también se le representa por una fórmula. La fórmula en una sustancia iónica no representa a la molécula, sino la proporción entre los átomos en la sustancia. Por ejemplo: NaCl , KF , Al_2O_3 , etc.

La **valencia iónica** es el número de electrones ganados o perdidos.

Propiedades de las sustancias iónicas

Todos los cristales iónicos son sólidos a temperatura ambiente. Sus puntos de fusión y de ebullición son más altos que los de las sustancias moleculares.

En estado sólido no conducen la corriente eléctrica ya que los iones no pueden desplazarse. Sin embargo, si conducen la corriente eléctrica cuando están disueltos en agua o fundidos ya que entonces los iones pueden desplazarse.

Suelen disolverse en agua.

Son muy duros y frágiles.

Veamos algunos ejemplos:

Cloruro de sodio (NaCl)


El sodio se encuentra en la primera columna del Sistema Periódico. Le sobra un electrón para lograr la configuración más estable de gas noble. Tratará de perder un electrón y formar un ion positivo. Su valencia es 1.

El cloro se encuentra en la penúltima columna del Sistema Periódico, le falta un electrón para lograr la configuración de gas noble. Tratará de ganar un electrón y formar un ion negativo. Su valencia es 1.

Cuando los átomos de sodio y cloro entran en contacto se forma los iones antes indicados, que se unen formando un aglomerado de iones positivos y negativos denominados cristales iónicos.



La fórmula del cloruro de sodio es NaCl . La fórmula indica que en un cristal iónico tenemos el mismo número de iones positivos que negativos.

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	10(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Cloruro de calcio (CaCl_2)

El calcio se encuentra en la segunda columna del Sistema Periódico. Le sobran dos electrones para lograr la configuración más estable de gas noble. Tratará de perder los dos electrones y formar un ion positivo +2. Su valencia es 2.

El cloro se encuentra en la penúltima columna del Sistema Periódico, le falta un electrón para lograr la configuración de gas noble. Tratará de ganar un electrón y formar un ion negativo. Su valencia es 1.

Cuando los átomos de calcio y cloro entran en contacto se forma los iones antes indicados, que se unen formando un aglomerado de iones positivos y negativos denominados cristales iónicos.



La fórmula del cloruro de calcio es CaCl_2 . La formula indica que en un cristal iónico tenemos dos iones Cl^- por cada ion Ca^{2+} .

4.3 Número de oxidación

El número de oxidación representa la carga, real o aparente, de un átomo en un compuesto y coincide con el número de electrones ganados o perdidos por dicho átomo con respecto al mismo átomo aislado. Los números de oxidación son negativos si se ganan electrones y positivos si se pierden.

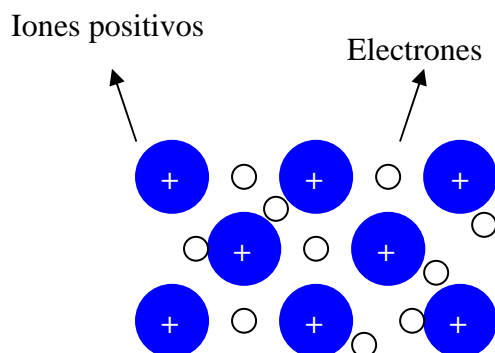
Si el enlace es iónico, la carga es real y coincide con el número de oxidación. Por ejemplo, el cloruro de magnesio (MgCl_2) está formado por los iones positivos Mg^{2+} y los iones negativos Cl^- . El número de oxidación del magnesio es +2 y el número de oxidación del cloro es -1.


En un compuesto con enlaces covalentes no existen verdaderos iones y existen unas reglas para determinar el número de oxidación de cada elemento.

El número de oxidación representa una carga (real o ficticia); por tanto, su valor numérico va acompañado de un signo positivo o negativo. La valencia representa la capacidad de combinación de los elementos y su valor numérico no lleva signo. Los valores numéricos de ambos coinciden en la mayoría de los casos.

4.4 Enlace metálico

En el enlace metálico tiene lugar una compartición de electrones por muchos átomos. El resultado es un conjunto de iones positivos, colocados en forma ordenada y compacta, y una nube de electrones con posibilidad de moverse entre los átomos. Son electrones deslocalizados



	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	11(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Propiedades de los metales

Cuando los átomos de los metales se unen no forman moléculas, se trata de uniones de un número indeterminado de átomos, formando **crisales metálicos**.

Los metales se representan por el símbolo del elemento. Por ejemplo: potasio (**K**), hierro (**Fe**), aluminio (**Al**), etc.

Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio) y sus temperaturas de fusión son muy variadas

Son buenos conductores del calor y de la electricidad.

Son dúctiles y maleables (se pueden separar en hilos y pueden formar láminas) ya que las capas de iones pueden deslizarse unas sobre otras sin que se rompa la estructura.

La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza formando parte de compuestos. Solo cuatro se encuentran libres: oro, plata, cobre y platino.

Ejemplo 1 Indica el tipo de enlace que presentan las siguientes sustancias: a) SO₂, b) Cl₂, c) CaF₂ y d) CO₂

Ejemplo 2 Indica el tipo de enlace que se dará entre los siguientes átomos: a) K y Cl, b) O y C, c) Ne y Fe, d) Cl y Mg

Ejemplo 3 Completa la siguiente tabla sobre las propiedades de las sustancias

	Estado físico (S/L/G)	Tipo de enlace	Conductividad eléctrica	Existencia de moléculas	Solubilidad en agua
Óxido de plomo					
Plata					
Azufre					
Mercurio					
Helio					
Óxido de hierro (II)					

Ejercicio 7 Indica el tipo de enlace que presentan las siguientes sustancias: a) O₂; b) Br₂; c) Ni; d) C₂H₆


Ejercicio 8 Indica el tipo de enlace que presentan las siguientes sustancias: a) Al; b) Ag; c) H₂S; d) Ag₂S

Ejercicio 9 Indica el tipo de enlace que se dará entre los siguientes átomos: a) Cl y Li; b) I y Hg; c) He y S; d) N y P; e) Ag y Ag; f) Ar y Cl

Ejercicio 10 Un compuesto contiene flúor y calcio. Señala cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas: a) Es un compuesto iónico; b) Tiene brillo; c) Forma moléculas

Ejercicio 11 Un compuesto contiene azufre y potasio. Señala cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas: a) Es un compuesto covalente; b) Es un buen conductor de la corriente eléctrica; c) Forma moléculas

Ejercicio 12 Indica si existen moléculas en las siguientes sustancias químicas: a) AgBr; b) Cl₂; c) NO₂; d) H₂SO₃; e) Ne

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	12(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Ejercicio 13 Indica si existen moléculas en las siguientes sustancias químicas: a) PCl_5 ; b) HBr ; c) O_2 ; d) CaO ; e) MgSe

Ejercicio 14 Indica las propiedades que cabe esperar de las siguientes sustancias:

	Estado físico (S/L/G)	Conductor de la electricidad (S/N)	Existencia de moléculas (S/N)	Existencia de iones (S/N)
SO_2				
NH_3				
Pb				
Ar				
MgS				

Ejercicio 15 Indica la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Todos los compuestos iónicos son sólidos, b) Todos los compuestos covalentes son gaseosos, c) Todos los metales tienen puntos de fusión elevados

Ejercicio 16 Completa la tabla con el modo en el que se unen los átomos: moléculas, cristales iónicos, cristales covalentes o cristales metálicos

Sustancias: agua (H_2O), sal común (NaCl), cloruro de plata (AgCl), cromo (Cr), dióxido de carbono (CO_2), gas metano (CH_4), platino (Pt), óxido de calcio (CaO), amoníaco (NH_3), sodio (Na) y diamante (C)

Moleculares	Cristales		
	Iónicos	Covalentes	Metálicos

5 CANTIDAD DE SUSTANCIA: EL MOL

Ejemplo 4 Calcula la cantidad de moléculas y de átomos en una botella de agua de 1'5 litros


Ejemplo 5 Completa la siguiente tabla:

	Masa (gramos)	moles	Número de moléculas	Número de átomos
H_2O		1'5		
N_2			$3 \cdot 10^{23}$	
CH_4				$5 \cdot 10^{22}$

Ejemplo 6 Un recipiente contiene 450 gramos de amoníaco. Calcula los gramos de nitrógeno y el número de átomos de nitrógeno.

Ejercicio 17 Completa la siguiente tabla:

	Masa (gramos)	moles	Número de moléculas	Número de átomos
O_2	60			
CO_2			$4 \cdot 10^{23}$	
SO_3		2		

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	13(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Ejercicio 18 Calcula el número de moléculas y de átomos en una bombona de butano (C_4H_{10}) de 4'5 kg.

Ejercicio 19 Un recipiente contiene 600 gramos de metano (CH_4). Calcula: a) los gramos de carbono y de hidrógeno, b) el número de moléculas, c) los moles de carbono.

Ejercicio 20 Un recipiente contiene 350 gramos de SO. Calcula: a) los gramos de azufre, b) los moles de azufre, c) el número de moléculas.

Ejercicio 21 Un recipiente contiene 500 ml de alcohol etílico (C_2H_6O) al 96% en masa. Calcula: a) los gramos de alcohol, b) las moléculas de alcohol. Densidad del alcohol: 0'78 g/ml

Ejercicio 22 Tenemos un paquete de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) de 1 kg. Calcula: a) los gramos de carbono, de hidrógeno y de oxígeno; b) el número de moléculas; c) los moles de carbono

Ejercicio 23 Completa la siguiente tabla:

	Masa (gramos)	moles	Número de moléculas	Número de átomos
O_3	180			
SO			$2 \cdot 10^{23}$	
N_2O_5		1'5		

6 FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA

Ejercicio 24 Nombra los siguientes iones: a) Ca^{2+} ; b) Al^{3+} ; c) Ge^{2+} ; d) Co^{3+} ; e) Pt^{4+} ; f) Li^+

Ejercicio 25 Nombra los siguientes iones: a) Cd^{2+} ; b) Fe^{2+} ; c) Cr^{6+} ; d) S^{2-} ; e) Sr^{2+} ; f) Br^-

Ejercicio 26 Formula los siguientes iones: a) ion mercurio (II); b) ion hierro (III); c) ion potasio; d) ion indio; e) yoduro; f) ion plata

Ejercicio 27 Formula los siguientes iones: a) ion platino (IV); b) ion oro (I); c) óxido; d) sulfuro; e) bromuro; f) ion cromo (VII)

Ejercicio 28 Nombra los siguientes óxidos: a) Li_2O ; b) CuO ; c) ZnO ; d) SO_2 ; e) Br_2O_5 ; f) Al_2O_3

Ejercicio 29 Nombra los siguientes óxidos: a) Hg_2O ; b) Ag_2O ; c) Au_2O_3 ; d) Fe_2O_3 ; e) N_2O_3 ; f) SnO_2

Ejercicio 30 Formula los óxidos: a) óxido de cobre (II); b) óxido de paladio (II); c) óxido de cloro (VII); d) óxido de azufre (VI); e) óxido de níquel (III); f) óxido de potasio


Ejercicio 31 Formula los óxidos: a) óxido de oro (III); b) óxido de manganeso (IV); c) óxido de fósforo (I); d) óxido de selenio (VI); e) óxido de mercurio (I); f) óxido de calcio

Ejercicio 32 Formula los óxidos: a) óxido potásico; b) óxido férrico; c) anhídrido hipocloroso; d) anhídrido sulfuroso; e) anhídrido bromoso; f) anhídrido fosfórico

Ejercicio 33 Nombra los compuestos del hidrógeno: a) CdH_2 ; b) AgH ; c) BH_3 ; d) PH_3 ; e) BeH_2 ; f) AlH_3

Ejercicio 34 Nombra los compuestos del hidrógeno: a) CuH_2 ; b) NH_3 ; c) HF ; d) HF ; e) MgH_2 ; f) CaH_2

Ejercicio 35 Nombra los compuestos del hidrógeno: a) GeH_2 ; b) GeH_4 ; c) HCl ; d) KH ; e) HI ; f) LiH

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	14(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdzescalera.com	

Ejercicio 36 Formula los compuestos del hidrógeno: a) trihidruro de fósforo; b) trihidruro de boro; c) ácido bromhídrico; d) hidruro de radio; e) yoduro de hidrógeno; f) hidruro de litio

Ejercicio 37 Nombra los compuestos: a) LiCl; b) BaO; c) PbS; d) CoI₃; e) PF₃; f) CaS

Ejercicio 38 Nombra los compuestos: a) K₂S; b) Hg₂O; c) FeI₃; d) SbCl₃; e) HBr; f) SnO₂

Ejercicio 39 Nombra los compuestos: a) MgO; b) CaH₂; c) CuCl; d) IBr₅; e) CCl₄; f) NaCl

Ejercicio 40 Nombra los compuestos: a) BeBr₂; b) CaO; c) SrS; d) SnCl₂; e) ZnS; f) LiBr

Ejercicio 41 Formula los compuestos: a) óxido de sodio; b) trióxido de dimanganeso; c) ácido clorhídrico; d) telururo de hidrógeno; e) óxido de cobre (II); f) yoduro de cinc

Ejercicio 42 Formula los compuestos: a) yoduro de magnesio; b) óxido de cinc; c) cloruro de cobre (I); d) yoduro de plata; e) óxido de bario; f) hidruro de litio

Ejercicio 43 Nombra los compuestos: a) LiOH; b) Ca(OH)₂; c) Al(OH)₃; d) Fe(OH)₂; e) CuOH; f) Zn(OH)₂

Ejercicio 44 Formula los compuestos: a) hidróxido de cadmio; b) hidróxido de plomo (IV); c) hidróxido de plata; d) hidróxido de níquel (III); e) hidróxido de cromo (III); f) hidróxido de platino (II)

Ejercicio 45 Nombra los ácidos: a) HClO₃; b) HBrO; c) HIO₂; d) H₂SO₃; e) H₂SiO₃; f) HIO₄

Ejercicio 46 Nombra los compuestos: a) HBrO₄; b) H₂SeO₃; c) HNO₃; d) HBO₂; e) H₃PO₄; f) HClO

Ejercicio 47 Nombra los compuestos: a) HClO₂; b) HIO₃; c) H₂SO₄; d) HNO₂; e) H₂TeO₄; f) HBrO₃

Ejercicio 48 Formula los ácidos: a) ácido bórico; b) ácido hipoyodoso; c) ácido cloroso; d) ácido fosforoso; e) ácido nitroso; f) ácido sulfuroso

Ejercicio 49 Formula los ácidos: a) ácido sulfúrico; b) ácido yódico; c) ácido brómico; d) ácido carbónico; e) ácido selénico; f) ácido nítrico

Ejercicio 50 Nombra las sales: a) Ca(NO₂)₂; b) Zn₃(PO₄)₂; c) Au(ClO₂)₃; d) Sn(IO)₂; e) Pt(CO₃)₂; f) Pb(SO₃)₂

Ejercicio 51 Nombra las sales: a) Ag₂SO₄; b) Ni(ClO₃)₃; c) Mg(IO₂)₂; d) AlPO₄; e) Al(NO₃)₃; f) FeCO₃

Ejercicio 52 Formula las sales: a) clorato de plata; b) seleniato de cadmio; c) nitrato de níquel (II); d) fosfato de estroncio; e) carbonato de bario; f) sulfato de calcio


Ejercicio 53 Formula las sales: a) nitrito de magnesio; b) fosfito de cobalto (II); c) sulfato de cobre (II); d) sulfito de aluminio; e) carbonato de plomo (II); f) bromato de hierro (II)

Ejercicios para trabajar en casa

Átomos e iones

Ejercicio 1 Completa la siguiente tabla:

	protones	neutrones	electrones	Z	A
²³⁵ ₉₂ U					

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	15(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

$^{13}_6\text{C}$					
^4_2He					

Ejercicio 2 Completa la siguiente tabla:

	protones	neutrones	electrones	Z	A
Pb			82		208
Na	11	12			
Al		15			28

Ejercicio 3 Completa la siguiente tabla:

	protones	neutrones	electrones	Z	A
$^{66}_{30}\text{Zn}$					
$^{10}_4\text{Be}$					
O		9		8	

Ejercicio 4 Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	$^7_3\text{Li}^+$						
	F		10	10		19	
	As				33	76	3-

Ejercicio 5 Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	$^{16}_8\text{O}^{2-}$						
	Al		14	10		27	
	Cl		19			36	-1

Ejercicio 6 Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
	$^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$						
	Fe		30			56	2+
	Se		46	36		80	


Enlace químico

Ejercicio 7 Indica el número de átomos en cada molécula: a) C_2H_4 ; b) PCl_3 ; c) CO_2

Ejercicio 8 Indica el número de átomos en cada molécula: a) H_2S ; b) HNO_2 ; c) H_3PO_4

Ejercicio 9 Indica el ion que forma cada átomo para adquirir la configuración estable de gas noble:
a) Br; b) Ca; c) I

Ejercicio 10 Indica el ion que forma cada átomo para adquirir la configuración estable de gas noble:
a) S; b) N; c) Mg

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	16(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Ejercicio 11 Indica el tipo de enlace que presentan las siguientes sustancias: a) N_2 ; b) HCl; c) Fe

Ejercicio 12 Indica el tipo de enlace que presentan las siguientes sustancias: a) Al; b) Mg; c) $CaCl_2$

Ejercicio 13 Indica el tipo de enlace que presentan las siguientes sustancias: a) CuO; b) KI; c) Ag

Ejercicio 14 ¿Cuántos electrones tiene que ganar o perder un átomo de fósforo para adquirir la configuración estable de gas noble?

Ejercicio 15 ¿Cuántos electrones tiene que ganar o perder un átomo de rubidio para adquirir la configuración estable de gas noble?

Ejercicio 16 Indica el tipo de enlace que se dará entre los siguientes átomos: a) Cl y K; b) F y Ca; c) H y Br

Ejercicio 17 Indica el tipo de enlace que se dará entre los siguientes átomos: a) H y Cl; b) N y N; c) Fe y Fe

Ejercicio 18 Indica el tipo de enlace que se dará entre los siguientes átomos: a) He y K; b) Ca y Ca; c) S y P

Ejercicio 19 Escribe en cada recuadro el tipo de enlace que se dará al unirse los átomos correspondientes:

	Ca	Cl	P	K
Ca				
Cl				
P				
K				

Ejercicio 20 Si una sustancia es gaseosa a temperatura ambiente, ¿qué tipo de enlace habrá entre sus átomos?

Ejercicio 21 Un compuesto contiene yodo y magnesio. Señala cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas: a) Es un compuesto iónico; b) Tiene brillo; c) Forma moléculas

Ejercicio 22 Un compuesto contiene cloro y nitrógeno. Señala cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas: a) Es un compuesto covalente; b) Conduce muy bien el calor; c) Forma un cristal

Ejercicio 23 Indica el tipo de enlace que existe entre los siguientes átomos:

a) Na y Cl; b) O y S; c) I y I; d) Au y Au

Ejercicio 24 Indica si existen moléculas en las siguientes sustancias químicas:

a) Fe; b) $CuCl_2$; c) SO_2 ; d) H_2SO_4

Mol

Ejercicio 25 Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos: a) H_2O ; b) HCl; c) CH_4


Ejercicio 26 Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos: a) HNO_2 ; b) $Ca(OH)_2$; c) NH_3

Ejercicio 27 Calcula la masa en gramos en cada caso:

a) 2 moles de H_2O ; b) 4 moles de N_2 ; c) 6 moles de Cu; d) 4 moles de NaCl

Ejercicio 28 Calcula el número de moles de átomos en cada caso:

a) 8 gramos de Fe; b) 12 gramos de Na; c) 4 gramos de H_2 ; d) 100 gramos de CH_4

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	17(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Ejercicio 29 Tenemos 2 moles de moléculas de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$. Calcula los gramos

Ejercicio 30 Tenemos 500 gramos de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$. Calcula el número de moles de moléculas y el número de moléculas.

Ejercicio 31 Tenemos 40 gramos de agua. Calcula el número de moles de moléculas y el número de moléculas.

Ejercicio 32 Tenemos 250 gramos de amoníaco. Calcula el número de moles de moléculas y el número de moléculas.

Ejercicio 33 Tenemos una botella de agua de 1'5 litros. Calcula:

a) Masa en gramos; b) moles de moléculas; c) número de moléculas; d) número de átomos

Ejercicio 34 En un recipiente que contiene O_2 tenemos $4 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno. Calcula:

a) Número de moléculas; b) número de moles de moléculas; c) número de moles de átomos; d) masa en gramos

Ejercicio 35 En un recipiente que contiene H_2O tenemos $6 \cdot 10^{24}$ átomos. Calcula:

a) Número de moléculas; b) número de átomos de hidrógeno; c) número de moles de moléculas; d) masa en gramos

Formulación y nomenclatura inorgánica

Ejercicio 36 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ión sodio; b) Ácido permangánico; c) Clorito de sodio; d) Al_2S_3 ; e) H_3BO_3 ; f) HNO_2

Ejercicio 37 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Heptaóxido de dibromo; b) disulfuro de carbono; c) Permanganato de zinc; d) Sb_2O_5 ; e) CCl_4 ; f) ClO_4^{1-}

Ejercicio 38 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ácido metasilícico; b) óxido de bromo (V); c) pentasulfuro de divanadio; d) $CdCl_2$; e) $Mg(HCO_3)_2$; f) Cr^{+3}

Ejercicio 39 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ioduro de plata; b) Fosfato de platino (IV); c) Ácido bromoso; d) $HgCl$; e) H_3PO_4 ; f) $HClO_4$

Ejercicio 40 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Sulfito de cobalto (III); b) trióxido de dinitrógeno; c) ion estroncio; d) $NiCl_3$; e) K_2SO_3 ; f) HCl

Ejercicio 41 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ácido metafosfórico; b) Nitrato de cinc; c) Cloruro de platino (II); d) CdO ; e) Mg^{2+} ; f) SbH_3

Ejercicio 42 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ácido teluroso; b) Sulfuro de aluminio; c) Hidróxido de estaño (IV); d) As^{3-} ; e) Ag_2CO_3 ; f) $NaBr$


Ejercicio 43 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Hidróxido de níquel (III); b) Ácido metaarsenioso; c) difluoruro de calcio; d) MgH_2 ; e) Ni^{3+} ; f) H_2MnO_4

Ejercicio 44 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Nitrato de calcio; b) óxido de cloro (VII); c) Bromuro de Zinc; d) PbS ; e) LiO ; f) H_2SO_4

Ejercicio 45 Formula o nombra los compuestos siguientes:

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	18(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

a) Carbonato de litio; b) Nitrito de cesio; c) ácido clórico; d) BeO; e) Cs₂Se; f) NH₄⁺

Ejercicio 46 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Trihidruro de boro; b) Ácido yodhídrico; c) Sulfato de cadmio; d) HNO₃; e) NaBr; f) H₃AsO₃

Ejercicio 47 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Dicromato de sodio; b) Ácido sulfuroso; c) Tricloruro de cobalto; d) Al₂O₃; e) Co₂(CO₃)₃; f) KH

Ejercicio 48 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Yoduro; b) Dióxido de estaño; c) Sulfuro de mercurio (II); d) Au₂O₃; e) Cd(OH)₂; f) H₂CrO₄

Ejercicio 49 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Cloruro de litio; b) sulfito de sodio; c) Ácido permangánico; d) Fe²⁺; e) HClO₂; f) Fe(NO₃)₂

Ejercicio 50 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) hidróxido de hierro (III); b) Dióxido de carbono; c) Bicarbonato de calcio; d) seleniuro de plata; e) NO₂⁻; f) AlN

Ejercicio 51 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ácido metasilícico; b) Carbonato de plata; c) Sulfuro de plata; d) CuSe; e) S²⁻; f) CrO₃

Ejercicio 52 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Amoníaco; b) Ion sulfato; c) Dicloruro de hierro; d) BaSe; e) SnSO₄; f) Au₂O₃

Ejercicio 53 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ácido disulfuroso; b) Sulfato de bario; c) Ácido yódico; d) Ca₃N₂; e) PbS₂; f) HF

Ejercicio 54 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ácido sulfhídrico; b) tribromuro de aluminio; c) Hidrogenosulfato de cobre (I); d) CaF₂; e) Pb₃(PO₃)₄; f) NH₄OH

Ejercicio 55 Formula o nombra los compuestos siguientes:

a) Ácido hipocloroso; b) Dióxido de silicio; c) Permanganato potásico; d) AuI₃; e) CuOH; f) CaF₂

Soluciones de los ejercicios para trabajar en casa


Solución 1

	protones	neutrones	electrones	Z	A
²³⁵ ₉₂ U	92	143	92	92	235
¹³ ₆ C	6	7	6	6	13
⁴ ₂ He	2	2	2	2	4

Solución 2

	protones	neutrones	electrones	Z	A
²⁰⁸ ₈₂ Pb	82	126	82	82	208
²³ ₁₁ Na	11	12	11	11	23
²⁸ ₁₃ Al	13	15	13	13	28

Solución 3

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	19(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

	protones	neutrones	electrones	Z	A
${}_{30}^{66}\text{Zn}$	30	36	30	30	66
${}_{4}^{10}\text{Be}$	4	6	4	4	10
${}_{8}^{17}\text{O}$	8	9	8	8	17

Solución 4

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
${}_{3}^{7}\text{Li}^{+}$	Li	3	4	2	3	7	+1
${}_{9}^{19}\text{F}^{-}$	F	9	10	10	9	19	-1
${}_{33}^{76}\text{As}^{3-}$	As	33	43	36	33	76	3-

Solución 5

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$	O	8	8	10	8	16	2-
${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$	Al	13	14	10	13	27	3+
${}_{17}^{36}\text{Cl}^{-}$	Cl	17	19	18	17	36	-1

Solución 6

	Símbolo	protones	neutrones	electrones	Z	A	q
${}_{12}^{25}\text{Mg}^{+2}$	Mg	12	13	10	12	25	+2
${}_{26}^{56}\text{Fe}^{2+}$	Fe	26	30	24	26	56	2+
${}_{34}^{80}\text{Se}^{2-}$	Se	34	46	36	34	80	2-

Solución 7 a) 2 átomos de carbono (C) y 4 de hidrógeno (H); b) 1 átomo de fósforo (P) y 3 átomos de cloro (Cl); c) 1 átomo de carbono (C) y 2 átomos de oxígeno; **Solución 8** a) 2 átomos de hidrógeno (H) y 1 átomo de azufre (S); b) 1 átomo de hidrógeno (H), otro de nitrógeno (N) y 2 de oxígeno (O); c) 3 átomos de hidrógeno (H), 1 de fósforo (P) y 4 átomos de oxígeno (O)

Solución 9 a) Br^{-} ; b) Ca^{2+} ; c) I^{-}

Solución 10 a) S^{2-} ; b) N^{3-} ; c) Mg^{2+}

Solución 11 a) Covalente; b) covalente; c) metálico

Solución 12 a) Metálico; b) Metálico; c) Iónico

Solución 13 a) Iónico; b) iónico; c) Metálico

Solución 14 Tiene que ganar tres electrones.

Solución 15 Tiene que perder un electrón.


Solución 16 a) Iónico; b) Iónico; c) covalente

Solución 17 a) Covalente; b) covalente; c) metálico

Solución 18 a) Ninguno; b) Metálico; c) covalente

Solución 19

	Ca	Cl	P	K
Ca	Metálico	Iónico	Iónico	Metálico
Cl	Iónico	Covalente	Covalente	Iónico
P	Iónico	Covalente	Covalente	Iónico

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	20(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

K	Metálico	Iónico	Iónico	Metálico
---	----------	--------	--------	----------

Solución 20 Covalente

Solución 21 a) Verdadero; b) Falso; c) Falso

Solución 22 a) Verdadero; b) Falso; c) Falso

Solución 23 a) Iónico; b) Covalente; c) Covalente; d) Metálico

Solución 24 Existen moléculas en los apartados c) y d)

Solución 25 a) 18 u; b) 36'5 u; c) 16 u

Solución 26 a) 47 u; b) 74 u; c) 17 u

Solución 27 a) 36 gramos; b) 112 gramos; c) 381 moles; d) 234 gramos

Solución 28 a) 0'14 moles; b) 0'52 moles; c) 4 moles; d) 31'2 moles

Solución 29 684 gramos

Solución 30 1'46 moles y $8 \cdot 8 \cdot 10^{23}$ moléculas

Solución 31 2'22 moles y $1 \cdot 3 \cdot 10^{24}$ moléculas

Solución 32 14'7 moles y $8 \cdot 8 \cdot 10^{24}$ moléculas

Solución 33 a) 1500 g; b) 83,3 moles; c) $5 \cdot 10^{25}$ moléculas; d) $1 \cdot 5 \cdot 10^{26}$ átomos.

Solución 34 a) $2 \cdot 10^{24}$ moléculas; b) 3'32 moles de moléculas; c) 6'64 moles de átomos; d) 106'2 gramos

Solución 35 a) $2 \cdot 10^{24}$ moléculas; b) $4 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno; c) 3'32 moles; d) 59'76 gramos

Solución 36 a) Na^+ ; b) HMnO_4 ; c) NaClO_2 ; d) Sulfuro de aluminio; e) Ácido ortobórico; f) ácido nitroso

Solución 37 a) Br_2O_7 ; b) CS_2 ; c) $\text{Zn}(\text{MnO}_4)_2$; d) Óxido de antimonio (V); e) Tetracloruro de carbono; f) Ion perclorato

Solución 38 a) H_2SiO_3 ; b) Br_2O_5 ; c) V_2S_5 ; d) Cloruro de cadmio; e) Hidrogenocarbonato de magnesio; f) Ion cromo (III)

Solución 39 a) AgI ; b) $\text{Pt}_3(\text{PO}_4)_4$; c) HBrO_2 ; d) Cloruro de mercurio (I); e) ácido fosfórico; f) ácido perclórico

Solución 40 a) $\text{Co}_2(\text{SO}_3)_3$; b) N_2O_3 ; c) Sr^{2+} ; d) Cloruro de níquel (III); e) Sulfito de potasio; f) Ácido clorhídrico

Solución 41 a) HPO_3 ; b) ZnNO_3 ; c) PtCl_2 ; d) Óxido de cadmio; e) Ion magnesio; f) trihidruro de antimonio

Solución 42 a) H_2TeO_3 ; b) Al_2S_3 ; c) $\text{Sn}(\text{OH})_4$; d) Arseniuro; e) Carbonato de plata; f) Bromuro de sodio

Solución 43
a) $\text{Ni}(\text{OH})_3$; b) HAsO_2 ; c) CaF_2 ; d) Hidruro de magnesio; e) Ion níquel (III); f) Ácido mangánico

Solución 44 a) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; b) Cl_2O_7 ; c) ZnBr_2 ; d) Sulfuro de plomo (II); e) peróxido de litio; f) ácido sulfúrico

Solución 45 a) Li_2CO_3 ; b) CsNO_2 ; c) HClO_3 ; d) Óxido de berilio; e) Seleniuro de cesio; f) Ion amonio

Solución 46 a) BH_3 ; b) HI ; c) CdSO_4 ; d) Ácido nítrico; e) bromuro de sodio; f) Ácido arsenioso

Solución 47 a) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; b) H_2SO_3 ; c) CoCl_3 ; d) trióxido de dialuminio; e) Carbonato de cobalto (III); f) Hidruro de potasio

Solución 48 a) I^- ; b) SnO_2 ; c) HgS ; d) óxido de oro (III); e) Hidróxido de cadmio; f) Ácido crómico

Solución 49 a) LiCl ; b) Na_2SO_3 ; c) HMnO_4 ; d) ion hierro (II); e) ácido cloroso; f) Nitrato de hierro (II)

Solución 50 a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; b) CO_2 ; c) CaCO_3 ; d) Ag_2Se ; e) Nitrito; f) Nitrato de aluminio


Solución 51 a) H_2SiO_3 ; b) Ag_2CO_3 ; c) Ag_2S ; d) seleniuro de cobre (II); e) sulfuro; f) óxido de cromo (VI)

Solución 52 a) NH_3 ; b) SO_4^{2-} ; c) FeCl_2 ; d) seleniuro de bario; e) Sulfato de estaño (II); f) trióxido de dioro

Solución 53 a) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$; b) BaSO_4 ; c) HIO_3 ; d) nitrato de calcio; e) sulfuro de plomo (IV); f) fluoruro de hidrógeno

Solución 54 a) H_2S ; b) AlBr_3 ; c) CuHSO_4 ; d) Fluoruro de calcio; e) fosfito de plomo (IV); f) hidróxido de amonio

Solución 55 a) HClO ; b) SiO_2 ; c) KMnO_4 ; d) Yoduro de oro (III); e) Hidróxido de cobre (I); f) Fluoruro de calcio

	FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO Apuntes: Estructura interna y enlace químico	21(21)
	Autor: Manuel Díaz Escalera http://www.fqdiazescalera.com	

Número de oxidación de los elementos más frecuentes

H Hidrógeno	+1, -1
-----------------------	--------

1		2	
Li Litio		Be Berilio	
Na Sodio		Mg Magnesio	
K Potasio	+1	Ca Calcio	+2
Rb Rubidio		Sr Estroncio	
Cs Cesio		Ba Bario	
		Ra Radio	

13		14	
B Boro	+3, -3	C Carbono	+2, +4, -4
Al Aluminio	+3	Si Silicio	+4, -4
		Ge Germanio	+2, +4
		Sn Estaño	
		Pb Plomo	

15		16		17	
N Nitrógeno	+1, +2, +3, +4, +5, -3	O Oxígeno	-2	F Fluor	-1
P Fósforo	+1, +3, +5, -3	S Azufre		Cl Cloro	
As Arsénico	+3, +5, -3	Se Selenio	+2, +4, +6, -2	Br Bromo	+1, +3, +5, +7, -1
Sb Antimonio		Te Teluro		I Yodo	
Bi Bismuto	+3, +5				

Zn Cinc	+2	Cu Cobre	+1, +2	Fe Hierro	
Cd Cadmio	+2	Ag Plata	+1	Co Cobalto	+2, +3
Hg Mercurio	+1, +2	Au Oro	+1, +3	Ni Níquel	

Pd Paladio		Cr Cromo	+2, +3, +4, +5, +6
Pt Platino	+2, +4	Mn Manganeso	+2, +3, +4, +5, +6, +7