

Solución Actividades Tema 1 ELEMENTOS Y COMPUESTOS. EL ENLACE QUÍMICO

Actividades Unidad

3. Realiza un esquema en el que describas brevemente los distintos modelos atómicos que se han sucedido desde Thomson hasta la actualidad. Indica sobre él las modificaciones que introdujo cada modelo respecto al que le precedió.

El estudio de los constituyentes fundamentales de la materia se inicia, con rigor científico, a raíz de la publicación de la teoría atómica de Dalton. Desde ese momento, y sobre todo en la primera mitad del siglo XX se suceden una serie de acontecimientos y aportaciones, que han dado lugar al profundo conocimiento de que disponemos en la actualidad en este campo. **Cronológicamente**, las aportaciones más importantes fueron:

Fecha	Científico	Aportación	Modificaciones del modelo anterior
1897	J. J. Thomson	Modelo atómico compacto.	El átomo ya no es indivisible, pues contiene electrones de carga negativa. El átomo es compacto.
1911	E. Rutherford	Modelo atómico planetario.	Al bombardear una lámina de oro con partículas alfa, deduce que el átomo tiene un núcleo pequeño, alrededor del cual giran los electrones. El átomo ya no es compacto.
1913	N. Bohr	Modelo de capas o niveles electrónicos.	Los electrones se sitúan en capas o niveles de energía a determinadas distancias del núcleo.
1916	A. Sommerfeld	Modelo de capas con órbitas elípticas.	Dentro de cada capa hay órbitas distintas en forma y en energía.
Aprox. 1920	Varios	Modelo de orbitales atómicos.	El electrón no se localiza en órbitas, sino en una cierta región del espacio.

4. ¿Por qué el número másico coincide con la masa del átomo en unidades de masa atómica? ¿Qué relación existe entre el número de electrones y la carga de un ion?

Al definir la unidad de masa atómica como la doceava parte de un átomo de carbono-12, que tiene 6 protones, 6 neutrones y 6 electrones; y teniendo en cuenta que la masa de un electrón es insignificante en comparación con la de un protón o un neutrón, resulta que la **unidad de masa atómica coincide prácticamente con la masa de un protón o la de un neutrón**, pues son casi iguales. De este modo, si un átomo tiene de **número másico 25**, pues la suma de sus protones y sus neutrones es 25, su **masa atómica** tomará este valor, es decir, **25 u**. La **carga de un ion** es un número, con signo positivo o negativo, que indica la **diferencia entre el número de electrones y de protones** que posee el átomo. Si el número de **protones** es **superior** al de **electrones**, la carga es **positiva**, y **negativa** si es al **contrario**.

5. Un átomo con carga - 2 tiene un número atómico de 8 y un número másico de 16. Indica qué sabemos de él a partir de estos datos.

Se trata de un átomo de **oxígeno**, elemento de número atómico 8. Como el número atómico es 8, tiene **8 protones**. El número másico (suma de protones y neutrones) es 16; por tanto tiene $16 - 8 =$ **8 neutrones**. Su **carga es -2**, lo que significa que ha ganado dos electrones; entonces tiene **10 electrones** en la corteza.

6. En la tabla anterior (pág. 19 del libro) aparecen los dos isótopos naturales del cloro.

a) ¿Qué número de protones y de neutrones posee cada uno de ellos?

Los dos isótopos del cloro son el ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ y el ${}^{37}_{17}\text{Cl}$. Ambos átomos tienen en común el número atómico, y, por tanto, tienen el **mismo número de protones**, que en este caso es **17**. En lo que respecta al número de neutrones, el **primero** tiene $35 - 17 =$ **18 neutrones**, mientras que el **segundo** tiene $37 - 17 =$ **20 neutrones**.

b) ¿Qué masa atómica tienen los átomos de cloro-35 y cloro-37?

La **masa atómica**, expresada en unidades de masa atómica, viene **dada** por el **número másico**. De este modo, la masa del **primero** es **35 u**, mientras que el **segundo** tiene una masa de **37 u**.

c) En la tabla periódica, el cloro aparece con una masa atómica de 35,5. ¿Cómo puedes explicar este valor de acuerdo con la abundancia de cada uno de los isótopos de este elemento?

La masa atómica que aparece en la tabla periódica es el **resultado** de calcular la **media ponderada de las masas de ambos átomos**, considerando su **abundancia**. En este caso, la masa atómica del cloro será:

$$\text{masa Cl} = 35 \text{ u} \cdot \frac{75,53\%}{100} + 37 \text{ u} \cdot \frac{24,47\%}{100} = 35,5 \text{ u}$$

8. Responde a las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué orbitales posee la capa L?

La **capa L**, que se corresponde con el **segundo nivel** electrónico en la corteza del átomo, posee **dos tipos de orbitales**, los **2s**, que pueden **albergar hasta 2 electrones**, y los **2p**, que pueden **albergar hasta 6 electrones**.

b) ¿Qué orbital se llena después del subnivel 4p?

Una vez que se han llenado los orbitales 4p, con 6 electrones, se llenará el **5s**, con **dos electrones**, pues es el que posee una energía inmediatamente superior.

c) ¿Qué orbitales de capas anteriores quedan sin llenar cuando se llena el 5p?

Cuando se llena el orbital 5p, que corresponde a la capa O del átomo, es decir, el 5.º nivel electrónico principal, aún **no se ha llenado el subnivel 4f**, pues su energía es superior, **según** establece la **regla de las diagonales** (regla de **Möller**).

9. Escribe la configuración electrónica de los átomos de Ar (Z= 18) y Ni (Z= 28).

Las configuraciones electrónicas serán:



10. Clasifica las siguientes sustancias en puras o mezclas. Señala cuáles son elementos químicos, de acuerdo con el criterio que los define:

a) Agua.

Es una **sustancia pura**, pues por métodos físicos, como la cristalización, destilación o filtración, siempre se obtiene la misma sustancia. Pero es un compuesto, porque **por métodos químicos** (electrólisis, en este caso) se pueden obtener **dos sustancias** diferentes, **hidrógeno** y **oxígeno**. Además, está **formada** por **átomos** diferentes, como indica su **fórmula** H_2O , es por tanto un compuesto.

b) Aire.

Es una **mezcla de sustancias**, como oxígeno (O_2 , **elemento**), nitrógeno (N_2 , **elemento**), argón (Ar, **elemento**), o vapor de agua (H_2O , compuesto), entre otras.

c) Suero fisiológico.

Es una **disolución (mezcla)** de **dos compuestos**: el **agua** (H_2O) y el **cloruro de sodio** (NaCl).

d) Cobre.

Es una **sustancia pura**, formada por un **solo tipo de átomos**. Es, pues, un **elemento**.

12. Basándote en la tabla periódica, responde a estas cuestiones:

a) ¿Cuántos protones tiene el molibdeno? ¿Es un metal?

El molibdeno, que es un metal de transición, tiene de **número atómico $Z = 42$** , por lo que podemos afirmar que tiene **42 protones** en el núcleo.

b) ¿Qué átomo será más grande, el de hierro o el de cinc?

Como están en el **mismo período**, y el **tamaño disminuye de izquierda a derecha**, es **más pequeño** el átomo de **cinc (Zn)**.

c) ¿Cuántos elementos contiene el sexto período? Recuerda que debes considerar que los lantánidos están incluidos en él.

En el sexto período hay **32 elementos**, considerando que han de **incluirse** en el mismo los **lantánidos**.

d) ¿Qué tipo de iones formará habitualmente el magnesio?

El magnesio, que es un metal que se encuentra en la parte izquierda de la tabla, tiene **tendencia a perder electrones**, concretamente **dos**, por lo que dará lugar a la formación de **cationes** con carga eléctrica **+2**.

14. Escribe e interpreta la fórmula de los siguientes compuestos a partir de los datos que se dan. Consulta la tabla periódica cuando lo necesites:

a) Está formado por carbono e hidrógeno en la proporción 1 : 2 (en átomos) y su masa molecular es 28 u.

En la proporción 1 átomo de carbono por cada 2 de hidrógeno, se obtiene que el compuesto de masa molecular 28 u será el de fórmula C_2H_4 .

b) Contiene hidrógeno y oxígeno en la misma proporción (en átomos) y fósforo. Su masa molecular es de 82 u.

Si un compuesto contiene hidrógeno y oxígeno en la misma proporción, y además fósforo, su fórmula debe ser H_3PO_3 , para que su masa molecular sea igual a 82 u.

15. Pon ejemplos de elementos que, según sus posiciones en la tabla periódica, formen compuestos con las siguientes características:

Respuesta libre, de acuerdo con los siguientes criterios:

a) Es un sólido cristalino muy soluble en agua.

Se tratará de un compuesto iónico, formado por la unión de un elemento metálico de la izquierda de la tabla periódica con uno no metálico de la parte derecha, exceptuando los elementos del grupo 18 (gases nobles). Por ejemplo: $NaCl$, CaF_2 , K_2S ...

b) Está formado por moléculas.

Las moléculas son el resultado de uniones covalentes, por lo que deben unirse dos elementos de la parte derecha de la tabla, exceptuando los gases nobles. Por ejemplo: SO_2 , H_2O , Cl_2 ...

c) Su estructura interna es una red de iones de distinto signo.

Como en el caso a), se trata de un enlace iónico, por lo que debe seguirse el mismo criterio.

d) Se enlazan compartiendo electrones.

Es el mismo criterio que en el caso b), pues se tratará de un enlace covalente.

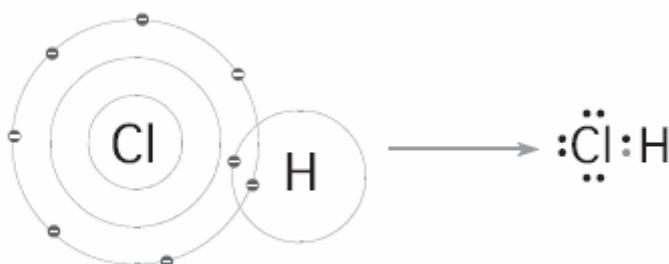
17. El ácido clorhídrico está formado por moléculas diatómicas HCl con los átomos de cloro e hidrógeno enlazados por un enlace covalente. Explica la formación de esta molécula y escribe su diagrama de Lewis correspondiente.

Como está formado por moléculas independientes, la unión del átomo de hidrógeno con el del cloro debe ser de tipo covalente. Para ver cuántos electrones comparten ambos átomos en esa unión, debemos escribir y analizar sus configuraciones electrónicas:

${}^1\text{H}: 1s^1$ → Tiene tendencia a compartir 1 electrón para completar su primer nivel electrónico.

${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → Tiene 7 electrones en su tercer nivel, y una gran tendencia a compartir uno de ellos con el hidrógeno para poder completar el nivel con 8 electrones, y cumplir con la regla del octeto.

Por tanto, el átomo de cloro se une con el de hidrógeno compartiendo una pareja de electrones, por lo que se establece un enlace covalente simple:



19. Indica a qué tipo o tipos de enlace pertenecen las siguientes características:

a) Se comparten pares de electrones entre los átomos enlazados.

Es una característica del enlace covalente.

b) Se forman iones de signo contrario.

Es propio del enlace iónico.

c) Los iones forman una red tridimensional.

Los compuestos con enlace iónico están formados por una red tridimensional de cationes y aniones. No obstante, también se forma una red tridimensional, en este caso solo de cationes, en un enlace metálico.

d) Se forman moléculas.

Las moléculas son la agrupación de átomos que resulta de un enlace covalente.

e) Los electrones se mueven libremente.

El movimiento de los electrones solo es posible en el enlace metálico, en el que quedan libres entre la red de cationes que forma la estructura tridimensional.

20. Señala el tipo de enlace que deben presentar estas sustancias, de acuerdo con los elementos que las forman y sus posiciones en la tabla periódica:

a) Dicloruro de magnesio, $MgCl_2$.

Se tratará de enlace iónico, entre un elemento de la parte izquierda, con gran tendencia a formar cationes perdiendo electrones (Mg), y otro de la derecha, con gran tendencia a ganar algún electrón (Cl).

b) Cinc, Zn.

Es un elemento metálico, por lo que sus átomos se unen mediante enlace metálico.

c) Dióxido de azufre, SO_2 .

Se trata de la unión de dos elementos, azufre (S) y oxígeno (O), de la parte derecha de la tabla. Se unirán mediante enlace covalente, compartiendo algunos de sus electrones.

d) Gas nitrógeno, N_2 .

Se combinan dos átomos de nitrógeno entre sí. Para completar el octeto, y considerando que no se trata de un metal, deben unirse mediante un enlace covalente, compartiendo algunos de sus electrones.

Actividades Finales

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

a) En el átomo existe un núcleo central, eléctricamente neutro, donde se encuentran los protones y los neutrones.

Incorrecto, pues aunque actualmente se considera que en el núcleo central, de tamaño muy pequeño, se encuentran los protones y los neutrones, este **no es eléctricamente neutro**, sino **positivo**.

b) La mayor parte de la masa del átomo se concentra en el núcleo.

Correcto, pues la **casi totalidad** de la **masa** del átomo **corresponde** a los **protones y los neutrones**, que son las partículas que conforman el núcleo.

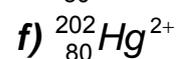
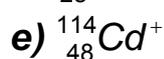
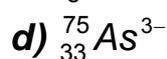
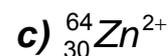
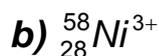
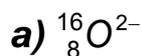
c) Los electrones de la corteza se localizan girando en órbitas elípticas alrededor del núcleo.

Incorrecto. En su momento se consideró que podía ser así, pero **actualmente** se piensa que **no es posible localizar los electrones en una órbita concreta**, circular o elíptica, sino que, como mucho, podemos asignar una **región del espacio** en la que **es probable su existencia**, que denominamos **orbital atómico**.

d) Aunque un electrón se encuentre en un cierto nivel de energía, puede pasar a otros niveles, en determinadas circunstancias.

Correcto, es lo que **ocurre** al **suministrar** la **energía necesaria**.

9. Realiza una tabla indicando el número atómico, el número másico, la carga, el tipo de ion, y el número de protones, neutrones y electrones, de las siguientes sustancias:



	Z	A	Carga	Tipo de ion	p ⁺	n	e ⁻
${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	8	16	-2	Anión	8	8	10
${}^{58}_{28}\text{Ni}^{3+}$	28	58	+3	Catión	28	30	25
${}^{64}_{30}\text{Zn}^{2+}$	30	64	+2	Catión	30	34	28
${}^{75}_{33}\text{As}^{3-}$	33	75	-3	Anión	33	42	36
${}^{114}_{48}\text{Cd}^{+}$	48	114	+1	Catión	48	66	47
${}^{202}_{80}\text{Hg}^{2+}$	80	202	+2	Catión	80	122	78

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

a) Un átomo de escandio que ha perdido 3 electrones se ha convertido en un anión Sc^{3-} .

Un átomo de escandio que ha perdido 3 electrones se ha convertido en un catión Sc^{3+} .

b) Al ganar 2 electrones, un átomo ha pasado de tener un número atómico Z= 4 a un número atómico Z= 6.

Al ganar 2 electrones, no ha variado el número atómico, pues su número de protones es el mismo.

c) La representación simbólica de un átomo de magnesio con 12 protones, 12 neutrones y 10 electrones es ${}^{12}_{24}\text{Mg}^{2+}$.

La representación simbólica de un átomo de magnesio con 12 protones, 12 neutrones y 10 electrones es ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$.

11. Define el concepto de isótopo e indica qué tienen en común y en qué se diferencian los isótopos de un mismo elemento. Ilustra tu explicación con un ejemplo real.

Los isótopos son átomos con el mismo número atómico y distinto número másico. Esto significa que son átomos del mismo elemento químico que difieren en su masa. Por ejemplo, el hidrógeno tiene 3 isótopos, el protio (${}^1_1\text{H}$), el deuterio (${}^2_1\text{H}$), y el tritio (${}^3_1\text{H}$), con el mismo número atómico ($Z=1$), pero diferente número másico ($A=1$, $A=2$ y $A=3$, respectivamente).

14. ¿A qué se denomina configuración electrónica? ¿Por qué es tan importante conocerla? Describe el procedimiento que debes seguir al escribir la configuración electrónica de un átomo.

La configuración electrónica es la forma en que se distribuyen los electrones en la corteza, en los distintos niveles de energía que existen. Conocer la configuración electrónica de un átomo es importante, pues determina sus propiedades químicas, su capacidad para ganar o perder electrones y formar iones, o las posibilidades de combinación con otros átomos. La distribución de los electrones sigue las siguientes reglas:

1.º Los electrones se situarán preferentemente en los orbitales más próximos al núcleo, siempre que estén disponibles.

2.º No puede haber en un orbital más electrones del número permitido (2 electrones).

15. El orden de llenado de los orbitales atómicos es complejo. Con ayuda del diagrama de la página 20, señala:

a) El orbital que se llena antes del 3d.

Antes del 3d se llena el 4s, con 2 electrones.

b) El orbital que se llena después del 2s.

Después de completarse el 2s con 2 electrones, se llenará el subnivel 2p, con 6 electrones como máximo.

c) El orbital en el que se coloca el decimotercer electrón.

El decimotercer electrón se coloca en un orbital 3p, pues los niveles inferiores ya se completan con los doce electrones anteriores: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ (13 electrones en total).

d) El orbital cuya energía es intermedia entre el 5s y el 5p.

A continuación del orbital 5s, y antes del 5p, se llena el 4d, orbital de energía intermedia entre ambos.

16. Escribe la configuración electrónica correspondiente a los siguientes elementos químicos:

a) Helio → He (Z = 2). ${}_2\text{He} \rightarrow 1s^2$.

b) Azufre → S (Z = 16). ${}_{16}\text{S} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

c) Calcio → Ca (Z = 20). ${}_{20}\text{Ca} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

d) Níquel → Ni (Z = 28). ${}_{28}\text{Ni} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$.

e) Kriptón → Kr (Z = 36). ${}_{36}\text{Kr} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

f) Circonio → Zr (Z = 40). ${}_{40}\text{Zr} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$.

21. Responde a estas cuestiones sobre la tabla periódica:

a) ¿Cuántos elementos químicos se conocen hasta la fecha, aceptados por la IUPAC?

La IUPAC, hasta la fecha, ha incorporado a la tabla periódica un total de 111 elementos químicos ya aceptados. Otros elementos, aun sin nombre definitivo, se encuentran todavía en fase de experimentación, para decidir sobre su inclusión o no en la tabla.

b) ¿Dónde se sitúan los no metales?

Estos elementos se sitúan en la parte más alta de la tabla periódica y a la derecha.

c) ¿Por qué los lantánidos y actínidos reciben, entre otras, la denominación de elementos de las tierras raras?

Porque son elementos químicos muy poco abundantes, difíciles de encontrar en la naturaleza, y muchos de ellos inestables, de modo que se descomponen espontáneamente mediante una desintegración radiactiva.

d) ¿Qué característica del átomo de un elemento determina sus propiedades químicas y su capacidad de combinación con otros elementos?

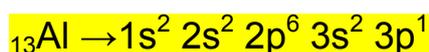
Las propiedades químicas, que determinan la capacidad de combinación de los átomos de un elemento, vienen determinadas por la **configuración electrónica externa**, es decir, el **número de electrones** que posee el átomo, y la **forma** en que se **distribuyen**.

23. Enuncia la ley periódica e indica cómo se justifica. Ilustra tu explicación tomando como ejemplo los cuatro primeros elementos del grupo 1.

La ley periódica establece que «**las propiedades de los elementos químicos varían periódicamente al disponerlos en orden creciente de sus números atómicos**». Al ordenar los elementos químicos de acuerdo con su número atómico, y con sus propiedades, resulta la distribución en grupos y períodos de la tabla. Uno de estos grupos, o columnas, es el **grupo I** de la tabla, los **metales alcalinos**. Los metales alcalinos tienen todos **un único electrón** en su **último nivel ocupado**, por lo que sus **propiedades químicas** son **similares**: son **metales muy reactivos**, que se **oxidán con facilidad** al contacto con el oxígeno atmosférico y **reaccionan rápidamente** con los **no metales**.

26. El aluminio forma cationes con carga +3 en muchos de sus compuestos. Justifica este hecho, de acuerdo con el grupo de la tabla periódica al que pertenece.

El aluminio es un elemento que tiene **3 electrones** en su **último nivel ocupado**, por tanto tiene **tendencia** a **perderlos**, formando un catión de aluminio con carga +3. De este modo queda con 8 electrones en su último nivel ocupado, **cumpliendo** la **regla del octeto**:



El aluminio tiene tendencia a perder los 3 electrones del tercer nivel, que ocupan los orbitales 3s y 3p.

27. ¿Cómo evoluciona el tamaño atómico al desplazarnos en la tabla periódica de izquierda a derecha y de arriba abajo? Pon algún ejemplo que aclare tu respuesta.

El **tamaño atómico** evoluciona de manera regular, **disminuyendo** a medida que nos desplazamos en un **período** de **izquierda a derecha**, y **aumenta** a medida que **descendemos** en un **grupo**. De este modo, un átomo de litio es mucho mayor en tamaño que un átomo de neón, situado a su derecha, mientras que un átomo de kriptón o de radón son mayores que el neón, pues están en el mismo grupo, hacia abajo.

33. El ácido sulfúrico, bastante habitual en el laboratorio de Química, es un compuesto de fórmula H_2SO_4 .

a) ¿Cuál es la masa molecular del ácido sulfúrico?

La **masa molecular** del ácido sulfúrico es **98 u**, considerando que cada **molécula** tiene **2 átomos** de **hidrógeno** ($2 \cdot 1$ u), **1 átomo** de **azufre** ($1 \cdot 32$ u) y **4 átomos** de **oxígeno** ($4 \cdot 16$ u).

b) ¿Qué cantidad de hidrógeno hay en 50 g de ácido sulfúrico?

Podemos aplicar un **factor de proporcionalidad**, teniendo en cuenta la proporción en masa de hidrógeno en una molécula, es decir, que por **98 unidades** de masa, hay **2 unidades** que corresponden al **hidrógeno**.

Habrá: $50 \cdot 2/98 = 1,02$ g de hidrógeno.

c) ¿Qué porcentaje de azufre contiene este compuesto?

El **porcentaje** de **azufre** será:

$$\% S = (32/98) \cdot 100 = 32,7 \%$$

37. Responde a las siguientes cuestiones:

a) ¿Por qué las sustancias iónicas son sólidos cristalinos?

Porque los **cationes** y **aniones** que conforman la red cristalina se **disponen ordenadamente**, dando lugar a una **estructura tridimensional** con una forma **geométrica determinada**.

b) ¿Conducen la corriente eléctrica los sólidos iónicos?

La corriente eléctrica viene dada por un movimiento de cargas. En un **sólido cristalino**, existen las **cargas**, que son los cationes y aniones, pero **no pueden moverse**, por lo que **no conducen la corriente eléctrica**, aunque **si** podrán hacerlo cuando **se disuelven**, o en **estado líquido**, cuando se funden.

c) ¿Por qué se disuelve fácilmente en agua el cloruro sódico (sal común)?

El cloruro de sodio, o sal común, es un compuesto iónico formando por una **red** de **cationes Na^+** y **aniones Cl^-** . En contacto con el agua, las **moléculas** de esta **rodean** a los **iones** de la red, **separándolos** de su disposición ordenada, y pasando a **moverse libremente** en el seno del **disolvente**.

38. Teniendo en cuenta la configuración electrónica de los átomos implicados, justifica la formación de los siguientes compuestos iónicos:

- a) Yoduro de potasio, KI.
- b) Difluoruro de magnesio, MgF_2 .
- c) Sulfuro de disodio, Na_2S .
- d) Tricloruro de aluminio, $AlCl_3$.
- e) Trisulfuro de dialuminio, Al_2S_3 .

En cada uno de los casos, escribiremos la configuración electrónica de los elementos implicados, analizaremos su tendencia a ganar o perder electrones y los iones que se forman, y, por último, la proporción en que se combinarán estos iones para dar lugar a un compuesto neutro. Se ha de tener en cuenta que en realidad lo que se forma es una red cristalina de iones en esa misma proporción y no una molécula.

a) Configuraciones electrónicas y tendencias:

${}_{19}K \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Tiene tendencia a perder el electrón del subnivel 4s, y formar un catión K^+ .
${}_{53}I \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	Tiene tendencia a ganar un electrón para completar con 8 el quinto nivel, y formar un anión I^- .

Se unirá el catión K^+ con el anión I^- en la proporción 1:1, dando lugar a KI.

b) Configuraciones electrónicas y tendencias:

${}_{12}Mg \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Tiene tendencia a perder los dos electrones del subnivel 3s, y formar un catión Mg^{2+} .
${}_{9}F \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$	Tiene tendencia a ganar un electrón para completar con 8 el segundo nivel, y formar un anión F^- .

Se unirá el catión Mg^{+2} con el anión F^- en la proporción 1:2, dando lugar a MgF_2 .

c) Configuraciones electrónicas y tendencias:

${}_{11}\text{Na} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Tiene tendencia a perder el electrón del subnivel $3s$, y formar un catión Na^+ .
${}_{16}\text{S} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Tiene tendencia a ganar 2 electrones para completar con 8 el tercer nivel, y formar un anión S^{2-} .

Se **unirá** el catión Na^+ con el anión S^{2-} en la **proporción 2:1**, dando lugar a Na_2S .

d) Configuraciones electrónicas y tendencias:

${}_{13}\text{Al} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Tiene tendencia a perder los 3 electrones de los subniveles $3s$ y $3p$, y formar un catión Al^{3+} .
${}_{17}\text{Cl} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Tiene tendencia a ganar un electrón para completar con 8 el tercer nivel, y formar un anión Cl^- .

Se **unirá** el catión Al^{3+} con el anión Cl^- en la **proporción 1:3**, dando lugar a AlCl_3 .

e) Configuraciones electrónicas y tendencias:

${}_{13}\text{Al} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Tiene tendencia a perder los 3 electrones de los subniveles $3s$ y $3p$, y formar un catión Al^{3+} .
${}_{16}\text{S} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Tiene tendencia a ganar 2 electrones para completar con 8 el tercer nivel, y formar un anión S^{2-} .

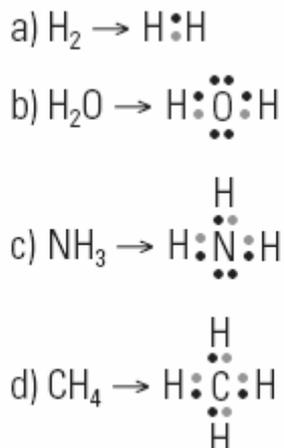
Se **unirá** el catión Al^{3+} con el anión S^{2-} en la **proporción 2:3**, dando lugar a Al_2S_3 .

41. Representa los diagramas de Lewis correspondientes a las siguientes moléculas, indicando en cada caso si los enlaces que se forman son simples o múltiples:

- Hidrógeno, H_2 .
- Agua, H_2O .
- Amoníaco, NH_3 .

d) Metano, CH₄.

Las representaciones mediante **diagramas de Lewis** de estas moléculas son:



Los **enlaces** son **simples** en todos los casos, pues se **comparte un solo par de electrones** para cada pareja de átomos.

42. Describe el enlace metálico e indica en qué se parece y en qué se diferencia de los enlaces iónico y covalente.

En el enlace metálico, se produce la **unión** entre **átomos** de un **mismo elemento metálico**, dando lugar a una sustancia con **propiedades características**, como **brillo metálico** o capacidad para **conducir la electricidad**. Para dar lugar a un enlace metálico, es necesario que se **formen** previamente **cationes**, por **pérdida de electrones**, que se disponen en **forma de red tridimensional**. En esto **se parece** al **enlace iónico**, salvo que en este último, además, también se forman aniones. En cuanto a los **electrones** desprendidos, **son compartidos** por **todos** los **cationes** de la **red**; en eso **se parece algo** al **enlace covalente**, en el que también se comparten electrones, pero localizados entre dos átomos determinados.

44. Indica, razonando tu respuesta, qué tipo de enlace encontraremos en los siguientes casos:

a) La unión entre un metal alcalino y un halógeno.

Se formará un **enlace iónico**, porque se **unen** átomos con una gran **tendencia** a **perder** un **electrón** y formar cationes (**metales alcalinos**) con átomos con una gran **tendencia** a **ganar** un **electrón** y formar aniones (**halógenos**).

b) La unión entre los átomos de un elemento gaseoso.

Si es un elemento, sus **átomos son iguales**, con lo cual el **enlace** será **covalente** y consistirá en la **compartición** de **uno o varios pares** de **electrones**.

c) La unión entre los átomos de un elemento metálico.

Se tratará de un **enlace metálico**: una **red de cationes** y los **electrones** sobrantes **compartidos** por **todos** los **átomos** de la **red**, formando una **nube electrónica**.

d) La unión entre los átomos de un elemento no metálico.

Será un **enlace covalente**, en la que los átomos **comparten** **pares** de **electrones**.

45. Lee el siguiente fragmento de un artículo publicado en la revista Muy Interesante, que lleva por título ¿De qué está hecho nuestro planeta?:

«La tabla periódica recoge el nombre y símbolo de todos los elementos conocidos del cosmos, formados naturalmente en el proceso evolutivo del universo, desde los más ligeros y simples, hasta los progresivamente más complejos con un número creciente de partículas nucleares y electrones. La propiedad de los elementos de combinarse químicamente de diferentes maneras controla cómo se combinan entre ellos para formar minerales. En la Tierra hay alrededor de 4.000 minerales diferentes, y cada año se descubren 40 o 50 nuevos».

a) ¿Por qué es tan importante la tabla periódica? ¿Para qué sirve?

La tabla periódica es una herramienta fundamental en Química, pues en ella se **resume gran cantidad** de **información** sobre los **elementos químicos conocidos** y se **pueden deducir muchas** de sus **propiedades** por el **lugar** que **ocupan**.

b) ¿Cómo se distribuyen en la tabla los elementos ligeros y los pesados?

Los elementos **más ligeros** (con números atómicos menores) se sitúan en la **parte alta** de la tabla. Los **más pesados**, con mayores números atómicos, están en la **parte inferior**.

c) ¿Qué es un mineral, desde el punto de vista de la clasificación de la materia?

Un mineral es una **mezcla sólida**, formada por una **alta proporción** de un **determinado compuesto** con algunas **impurezas** de **otros**. Por ejemplo, la **pirita** es un mineral formado en su **mayor parte** por **sulfuro de hierro**.

d) ¿Qué relación tiene la Mineralogía con la tabla periódica de los elementos

Puesto que cada **mineral** está **formado mayoritariamente** por un **cierto compuesto**, la mineralogía tiene **mucho que ver** con la **Química**. En definitiva, las

propiedades de un mineral serán la consecuencia del tipo de compuesto que contiene, y dependerán a su vez de los elementos que lo forman.