

4º E.S.O.

Actividades Tema 2 ELEMENTOS Y COMPUESTOS. EL ENLACE QUÍMICO

Pag 29	nº 2
Pag 30	nº 5
Pag 31	nº 6
Pag 32	nº 8 y 9
Pag 33	nº 10
Pag 35	nº 11
Pag 36	nº 13
Pag 38	nº 15
Pag 39	nº 16
Pag 40	nº 19

Practica

Pag 43	nº 25, 27, 30, 34 y 35
Pag 44	nº 36, 37, 45, 48 y 51
Pag 45	nº 53, 54, 61, 62 y 65

En clase se corregirán preferentemente las actividades subrayadas y en negrita.

Actividades Tema 2 ELEMENTOS Y COMPUESTOS. EL ENLACE QUÍMICO

2. Define los siguientes términos relativos al átomo: electrón, núcleo, capa, neutrón, quark y orbital.

- **Electrón:** partícula de masa muy pequeña y carga eléctrica negativa, que se encuentra en la corteza del átomo, moviéndose alrededor del núcleo.
- **Núcleo:** parte central del átomo, muy pequeña en relación con el tamaño total, cuya carga es positiva, y que concentra prácticamente la totalidad de la masa del átomo, pues en él se encuentran los protones y los neutrones.
- **Capa:** nivel energético en el que se sitúan los electrones y que puede albergar un número máximo de estos.
- **Neutrón:** partícula de masa muy similar a la de un protón, pero sin carga eléctrica, que se encuentra localizada en el núcleo del átomo.
- **Quark:** partícula elemental que forma parte del protón o del neutrón, cuya carga eléctrica es fraccionaria.
- **Orbital:** región del espacio en la que es más probable encontrar los electrones dentro de un determinado nivel electrónico.

5. Un átomo con carga -1 tiene número atómico 35 y número másico 80. Indica, a partir de estos datos, qué podemos saber sobre este átomo.

Para comenzar, sabiendo que su número atómico es 35, podemos saber que se trata de un átomo de bromo, sin más que consultar la tabla periódica. De este modo, podemos escribir del ${}_{35}^{80}\text{Br}^-$.

- Su n.º atómico es $Z = 35 \rightarrow$ Tiene 35 protones en el núcleo.
- Su n.º másico es $A = 80 \rightarrow$ La suma de protones y neutrones es 80.
- Por tanto, n.º neutrones = $A - Z = 80 - 35 = 45$ n. Su masa es igual a 80 u.
- Su carga es $-1 \rightarrow$ Significa que ha ganado 1 electrón con respecto a los 35 que tiene el átomo neutro. Por tanto, tiene 36 electrones en la corteza.

6. En la tabla anterior 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 ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ y el ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. 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: $35 - 17 = 18$ neutrones, $37 - 17 = 20$ neutrones.

b) ¿Qué masas atómicas 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:

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

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 a continuación del 4p?

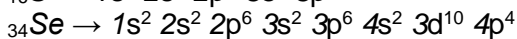
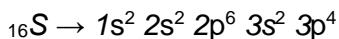
Una vez que se han llenado los orbitales 4p, con 6 electrones, se llenará el 5s, con dos electrones, pues es el que posee una energía inmediatamente superior.

c) ¿Qué orbitales de capas anteriores se 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 5º nivel electrónico principal, aún no se ha llenado el subnivel 4f, pues su energía es superior, según establece la regla de las diagonales.

9. Escribe la configuración electrónica de los átomos de S (Z = 16) y Se (Z = 34).

Las configuraciones electrónicas serán:



10. Busca información en Internet sobre las fuentes alimentarias de metales como el hierro, el magnesio, el calcio, el sodio y el potasio, y acerca de la función vital que desempeñan cada uno de estos elementos.

La fuente y la función de cada uno de estos metales fundamentales en la dieta es:

Metal	Fuente	Función
Hierro (Fe)	Alimentos cárnicos de origen animal (especialmente ternera, cerdo y cordero), y sus derivados. También se encuentra en verduras de hojas verdes y legumbres, aunque su absorción a partir de estas fuentes es muy baja (puede mejorarse en presencia de vitamina C).	Es un constituyente necesario de la hemoglobina, que permite el transporte de oxígeno en la sangre por parte de los glóbulos rojos.
Magnesio (Mg)	Se encuentra principalmente en semillas enteras, frutos secos, vegetales y hortalizas.	Entre otras funciones, forma parte de huesos y dientes, participa en la síntesis de proteínas y en la transmisión del impulso nervioso.
Calcio (Ca)	Se encuentra en productos lácteos y derivados, verduras, frutos secos, legumbres y huevo.	Constituyente fundamental de huesos y dientes, participa en la contracción muscular y en la coagulación sanguínea, y proporciona estabilidad a la membrana celular.
Sodio (Na)	Carne, pescado, huevo, legumbres, frutos secos, queso fresco, legumbres y sal de mesa, entre otras fuentes.	Participa de la correcta transmisión del impulso nervioso y de la respuesta muscular, además de la regulación de los niveles de líquidos del organismo y las células.
Potasio (K)	Carne, pescado, huevo, legumbres, frutos secos, tomate, espinacas o frutas, entre otros.	Similar al sodio, participa en la transmisión del impulso nervioso, la contracción muscular y la regulación hídrica del organismo.

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

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

El bario, que es un metal alcalinotérreo, tiene de número atómico $Z = 56$, por lo que podemos afirmar que tiene 56 protones en el núcleo.

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

Como están en el mismo período, y el tamaño disminuye de izquierda a derecha, es más grande el átomo de titanio (Ti).

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 calcio?

El calcio, 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.

13. 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. El litio ($Z = 3$) y el bromo ($Z = 35$) forman el bromuro de litio, una sustancia iónica.

a) Justifica por qué el bromuro de litio es un compuesto iónico y deduce su fórmula.

El bromuro de litio es un compuesto iónico, de fórmula LiBr, porque se une un elemento con una gran tendencia a perder alguno de sus electrones y formar un catión con otro que tiene la tendencia a ganar electrones y formar un anión. Como el Li tiende a perder un solo electrón, formará el catión Li^+ , y, como el bromo tiende a ganar un solo electrón, formará el anión Br^- , de modo que se unen en la proporción 1:1 para dar bromuro de litio (LiBr) neutro.

b) ¿En qué estado de agregación encontraremos esta sustancia a temperatura ambiente? ¿Qué aspecto tendrá?

Como es un compuesto iónico, que tiene un alto punto de fusión, se encontrará en estado sólido a temperatura ambiente y su aspecto será cristalino.

c) ¿Cómo será la solubilidad de este compuesto en agua? Explica tu respuesta.

El bromuro de litio tendrá una alta solubilidad en agua, como corresponde a las sustancias cuyos átomos se unen mediante enlace iónico.

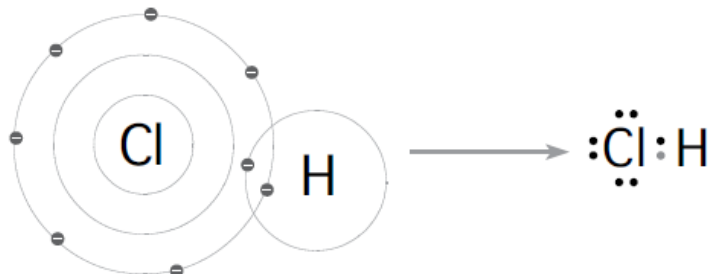
16. El ácido clorhídrico está formado por moléculas diatómicas HCl, con los átomos de cloro e hidrógeno enlazados por un enlace covalente. Explica la formación de esta molécula y escribe su diagrama de Lewis correspondiente.

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:

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

$17\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ 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. 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) Hidrógeno, H_2 .

Se combinan dos átomos de hidrógeno. Para completar el nivel 1s, como se trata de un no metal, deben unirse mediante enlace covalente.

Practica

25. La distribución de los electrones de la corteza en capas o niveles de energía fue una aportación decisiva, que se mantiene en los modelos actuales del átomo.

a) ¿Quién fue el primer científico que propuso esta hipótesis? ¿En qué estudios experimentales basó sus conclusiones?

La distribución de los electrones en niveles de energía se debió a Niels Bohr, quien postuló dicha modificación sobre el modelo de Rutherford a raíz de su estudio de los espectros atómicos, es decir, al estudiar la luz emitida por los átomos al calentarlos.

b) ¿Qué relación hay entre la energía de cada capa y su distancia al núcleo atómico?

Bohr postuló la existencia de siete niveles de energía, que podían albergar un número máximo de electrones cada uno. La energía de los niveles no es la misma para todos, de modo que, a medida que nos alejamos del núcleo, los niveles aumentan su energía. Este es el motivo por el cual, siempre que sea posible, los electrones tienden a ocupar los niveles más próximos al núcleo.

27. Teniendo en cuenta el tamaño medio de un átomo, que puedes consultar en esta unidad, calcula el número de átomos que debes colocar en línea, uno junto a otro, para completar la longitud de 1 cm.

El diámetro de un átomo es del orden de 10^{-10} m, es decir, de aproximadamente una diezmilmillonésima de metro, realmente pequeño. Si colocamos, uno junto a otro, una línea de átomos, para completar la longitud de un centímetro (10^{-2} m) necesitaríamos **cientos millones de átomos**.

$$N^{\circ} \text{ átomos en } 1 \text{ cm de longitud} = 10^{-2} \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ átomo}}{10^{-10} \text{ m}} = 10^8 \text{ átomos}$$

30. 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:

- a) $^{16}_8\text{O}^{2-}$ b) $^{58}_{28}\text{Ni}^{3+}$ c) $^{64}_{30}\text{Zn}^{2+}$
 d) $^{75}_{33}\text{As}^{3-}$ e) $^{114}_{48}\text{Cd}^{2+}$ f) $^{202}_{80}\text{Hg}^{2+}$

	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
$^{114}_{48}\text{Cd}^{2+}$	48	114	+1	Catión	48	66	46
$^{202}_{80}\text{Hg}^{2+}$	80	202	+2	Catión	80	122	78

34. Un isótopo radiactivo muy utilizado en medicina es el $^{131}_{53}\text{I}$.

a) Indica cuántos protones y neutrones tiene este átomo de yodo en su núcleo.

Como su número atómico es $Z = 53$, sabemos que tiene 53 protones en el núcleo.

Al ser su número másico $A = 131$, sabemos que la suma de protones y neutrones es 131, por lo que debe tener $A - Z = 131 - 53 = 78$ neutrones, también en el núcleo.

b) ¿Qué nombre reciben los tratamientos médicos que administran isótopos radiactivos para tratar las enfermedades?

Este tipo de tratamientos reciben el nombre de quimioterapia.

c) Investiga en libros, enciclopedias o en Internet las aplicaciones terapéuticas del yodo-131. ¿Para qué enfermedad se utiliza como tratamiento?

El yodo-131 es un isótopo radiactivo de este elemento que se utiliza en el tratamiento postoperatorio del carcinoma de la glándula tiroides, para destruir los restos de tejido que hayan podido quedar tras la intervención, o eliminar posibles tumores microscópicos ocultos.

35. ¿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:

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

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

36. El orden de llenado de los orbitales atómicos es complejo. Con ayuda del diagrama indicado en esta unidad, señala:

a) ¿Cuál es el orbital que se llena antes que el 4p?

Antes del 4p se llena el 3d, con 10 electrones.

b) ¿Qué orbital debemos comenzar a llenar después del 2p?

Después de completarse el 2p con 6 electrones, se llenará el 3s, con 2 electrones como máximo.

c) ¿En qué orbital debemos colocar el decimoquinto electrón?

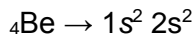
El decimoquinto electrón se coloca en un orbital 3p, pues los niveles inferiores ya se completan con los catorce electrones anteriores: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (15 electrones en total).

d) ¿Qué orbital posee una energía intermedia entre el 4p y el 4d?

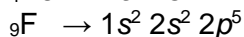
El orbital con energía intermedia entre el 4p y el 4d es el 5s, que alberga, como máximo, 2 electrones.

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

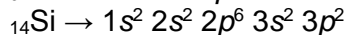
a) Berilio → Be (Z = 4).



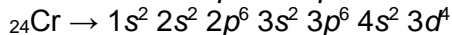
b) Flúor → F (Z = 9).



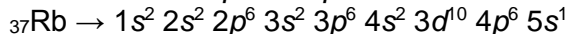
c) Silicio → Si (Z = 14).



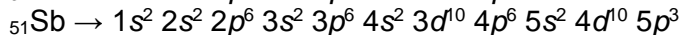
d) Cromo → Cr (Z = 24).



e) Rubidio → Rb (Z = 37).

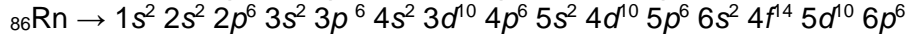
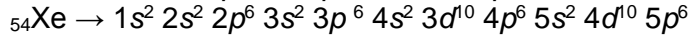
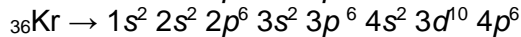
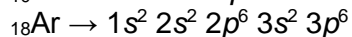
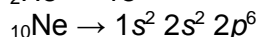
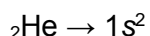


f) Antimonio → Sb (Z = 51).



45. ¿Qué tienen en común los elementos del grupo 18 de la tabla periódica, es decir, los gases nobles, en lo que a su configuración electrónica respecta? Explica, basándote en esa configuración, la inercia química de estos elementos.

Los gases nobles, He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn, tienen las mismas propiedades químicas, es decir, son inertes, porque todos tienen una configuración electrónica externa similar. Concretamente, todos cumplen la regla del octeto, y tienen 8 electrones en su último nivel ocupado, excepto el helio, que solo admite 2 electrones en su primer nivel. Observa:



Por tanto, no necesitan interactuar con otros átomos para ganar o perder electrones.

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

Un compuesto es una sustancia pura a partir de la cual pueden obtenerse otras diferentes mediante métodos químicos, cosa que no ocurre con los elementos. Además, en un compuesto, podemos

encontrar diferentes tipos de átomos, mientras que en un elemento todos los átomos son del mismo tipo.

Al comparar un compuesto químico con una mezcla, vemos que se trata de conceptos diferentes, pues mientras que en un **compuesto** la **proporción** entre sus componentes es **fija**, en una **mezcla** se pueden encontrar las sustancias que la forman en **distintas proporciones**. Además, una **mezcla no** es una **sustancia pura**, pues por métodos físicos se obtienen de ella dos o más sustancias diferentes.

51. Interpreta la fórmula y calcula la masa molecular de los siguientes compuestos químicos:

a) Trióxido de azufre (SO₃).

b) Tolueno (C₇H₈).

c) Propanol (C₃H₈O).

d) Anilina (C₆H₇N).

a) La proporción de los átomos es de 3 átomos de oxígeno por cada átomo de azufre.

Masa molecular SO₃:

$$1 \text{ átomo S} \times 32,1 \text{ u} + 3 \text{ átomos O} \times 16 \text{ u} = 80,1 \text{ u.}$$

b) La proporción de los átomos es 7 átomos de C frente a 8 átomos de H en cada molécula.

Masa molecular C₇H₈:

$$7 \text{ átomos C} \times 12 \text{ u} + 8 \text{ átomos H} \times 1 \text{ u} = 92 \text{ u.}$$

c) La proporción de los átomos es 8 de hidrógeno y uno de oxígeno por cada 3 átomos de carbono.

Masa molecular C₃H₈O:

$$3 \text{ átomos C} \times 12 \text{ u} + 8 \text{ átomos H} \times 1 \text{ u} + 1 \text{ átomo O} \times 16 \text{ u} = 60 \text{ u.}$$

d) La proporción de los átomos es 7 átomos de hidrógeno y un átomo de nitrógeno por cada 6 átomos de carbono que forman una molécula de este compuesto.

Masa molecular C₆H₇N:

$$6 \text{ átomos C} \times 12 \text{ u} + 7 \text{ átomos H} \times 1 \text{ u} + 1 \text{ átomo N} \times 14 \text{ u} = 93 \text{ u.}$$

53. El ácido nítrico es un compuesto bastante habitual en el laboratorio de Química, de fórmula HNO₃.

a) ¿Cuál es la masa molecular de este compuesto?

La masa molecular del ácido nítrico es 63 u, considerando que cada molécula tiene 1 átomo de hidrógeno (1 × 1 u), 1 átomo de nitrógeno (1 × 14 u) y 3 átomos de oxígeno (3 × 16 u).

b) ¿Qué cantidad de nitrógeno hay en 252 g de ácido nítrico?

Podemos aplicar un factor de proporcionalidad, teniendo en cuenta la proporción en masa de nitrógeno en una molécula, es decir, que por 63 unidades de masa, hay 14 unidades que corresponden al nitrógeno. Habrá: $x \text{ g de nitrógeno} = 252 \times 14/63 = 56 \text{ g de nitrógeno.}$

c) ¿Qué porcentaje de oxígeno contiene este compuesto?

El porcentaje de oxígeno será:

$$\% \text{ O} = (48/63) \times 100 = 76,2 \%$$

54. ¿Qué es un enlace? ¿Cuál es la razón de que los átomos se unan mediante enlaces en lugar de permanecer aislados?

Un enlace es la unión que se establece entre los átomos de los elementos. Puede haber varios tipos (iónico, covalente o metálico), según el tipo de átomos que se unan entre sí. La razón de estas uniones radica en que de este modo los átomos ganan estabilidad, de acuerdo con sus configuraciones electrónicas antes y después de la unión.

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

- Yoduro de potasio, KI.
- Difluoruro de magnesio, MgF₂.
- Sulfuro de disodio, Na₂S.
- Tricloruro de aluminio, AlCl₃.
- Trisulfuro de dialuminio, Al₂S₃.

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:

${}_{19}\text{K} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Tiene tendencia a perder el electrón del subnivel 4s, y formar un catión K ⁺ .
${}_{53}\text{I} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	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:

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

Se unirá el catión Mg²⁺ con el anión F⁻ en la proporción **1:2**, dando lugar a MgF₂.

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:

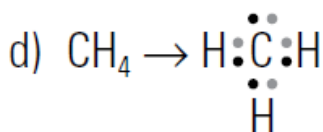
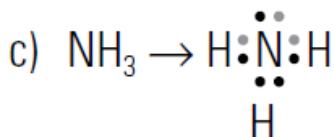
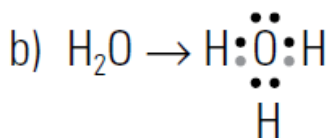
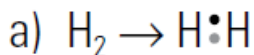
${}_{13}\text{Al} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Tiene tendencia a perder los 3 electrones de los subniveles 3s y 3p, y formar un catión Al^{3+} .
${}_{16}\text{S} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Tiene tendencia a ganar 2 electrones para completar con 8 el tercer nivel, y formar un anión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

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

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

- a) Hidrógeno, H_2 .
- b) Agua, H_2O .
- c) Amoníaco, NH_3 .
- d) Metano, CH_4 .

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.

62. Describe el enlace metálico e indica en qué se parece y en qué se diferencia de los enlaces iónicos 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.

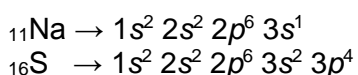
Para dar lugar a un enlace metálico, es necesario que **se formen previamente cationes**, por pérdida de electrones, que se disponen en forma de red tridimensional. En esto se **parece al enlace iónico**, salvo que, en este último, además, también se forman aniones.

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.

65. Unos estudiantes universitarios de Química están realizando prácticas de laboratorio. En una de ellas, adoptando todas las medidas de protección y seguridad necesarias, hacen reaccionar químicamente sulfuro de disodio (Na_2S) con una cierta cantidad de cloruro de hidrógeno (HCl), para producir sulfuro de dihidrógeno (H_2S), un gas de olor característico y desagradable a huevo podrido. Para llevar a cabo esta experiencia, comienzan disolviendo unos cristales de sulfuro de disodio en agua destilada.

- ¿Cuál es la configuración electrónica de los átomos de sodio y de azufre que forman el sulfuro de disodio?
- ¿Qué tendencia a formar cationes o aniones muestran estos átomos? ¿Por qué?
- De acuerdo con esta tendencia, ¿qué tipo de compuesto es el sulfuro de disodio, iónico o covalente?
- ¿Cómo podemos justificar la proporción en que se combinan el Na y el S para formar el sulfuro de disodio?
- Como resultado de la experiencia, estos alumnos han obtenido sulfuro de dihidrógeno. De acuerdo con los datos, ¿podemos afirmar que este compuesto es una sustancia covalente? ¿Por qué?
- ¿Qué porcentaje de azufre contiene el sulfuro de dihidrógeno? Realiza los cálculos necesarios para determinarlo.

a) Considerando que el número atómico del azufre (S) es 16, y que el número atómico del sodio (Na) es 11, la configuración electrónica de estos elementos es:



b) El sodio tiene tendencia a perder 1 electrón, y formar un catión sodio con carga +1 (Na^+), mientras que el azufre tiene tendencia a ganar dos electrones para conseguir una configuración electrónica similar al gas noble más próximo, por lo que forma un anión sulfuro con carga -2 (S^{2-}).

c) Al combinarse los cationes de sodio con los aniones de azufre, el compuesto resultante ha de ser neutro, en consecuencia es un **compuesto iónico**.

d) Como ya hemos indicado el compuesto debe ser neutro, por lo que, para que se cumpla esta condición deben combinarse dos cationes Na^+ por cada anión S^{2-} , por tanto, la proporción es **2:1**.

e) Sí, el sulfuro de dihidrógeno es una **sustancia covalente**, pues está formado por la unión de **dos no metales** y se trata de un **gas a temperatura ambiente**. Los compuestos iónicos tienen puntos de fusión muy elevados, por lo que queda claro que es una sustancia covalente.

f) La masa molecular del sulfuro de dihidrógeno se obtiene considerando que los dos átomos de hidrógeno aportan una masa de $2 \times 1 \text{ u} = 2 \text{ u}$ y el átomo de azufre aporta una masa de $1 \times 32,1 \text{ u} = 32,1 \text{ u}$, dando una masa molecular de $34,1 \text{ u}$. De acuerdo con estos datos, el porcentaje de azufre del compuesto será:

$$\% \text{ S} = (32,1 \text{ u} / 34,1 \text{ u}) \cdot 100 = 94,1 \%$$