



PAC
Preparación Acceso a
CFGS
Química

Estructura atómica. Enlaces:
El enlace químico

1. Enlace químico



Cuando observas tu entorno, te encuentras con multitud de sustancias que se emplean para fabricar los objetos que utilizas habitualmente: metales, plásticos, vidrio, madera, papel, etc.

¿A qué se deben las propiedades características de cada una de esas sustancias? ¿Por qué el oro o el diamante son tan caros? ¿Qué tienen de especial? ¿Qué características deben tener los materiales que se emplean para fabricar cables en las líneas de alta tensión? ¿Por qué se hacen de aluminio las latas de refrescos?

Para responder a estas y a otras muchas preguntas es necesario analizar a fondo las características experimentales de las sustancias, y buscar la razón en su estructura a escala de partículas. Cuando se ha hecho, resulta posible predecir las propiedades de las sustancias, e incluso se puede diseñar materiales que tengan las propiedades que sean necesarias para un uso concreto.

Los nuevos materiales como el fullereno, los nanotubos de grafito, la fibra de carbono, el kevlar o el goretex han surgido de investigaciones de ese tipo.

Imagen en Pixabay. [Licencia](#)

Pues como ves hay muchísimas sustancias y además, podemos observar que tienen propiedades muy diferentes unas de otras. Pues cuando intentamos explicar las propiedades de

las sustancias, siempre llegamos a que estas propiedades dependen de los átomos que la constituyen, pero sobretodo, de cómo están unidos esos átomos.



Importante

Se llama enlace químico a las fuerzas que mantienen unidos a los átomos, cualquiera que sea su naturaleza.

1.1 Metales y no metales



Curiosidad

¿Recuerdas lo que es la **configuración electrónica** de los átomos?.

Decíamos que conocer la configuración electrónica de los átomos era muy importante, pues permitía predecir las propiedades químicas del elemento. Pues fíjate si es importante la configuración electrónica que también determina los enlaces que tienen lugar y el tipo de enlace con otros átomos.

En este tema nos va a interesar sobretodo la configuración electrónica de la última capa, llamada capa de valencia.

Recuerda también que todos los elementos del sistema periódico, pueden clasificarse según un criterio muy sencillo, en metales y no metales, aparte de los gases nobles.

- **Metales:** los átomos metálicos son aquellos que *tienen pocos electrones en la última capa* (capa de valencia) y además *tienen mucha tendencia a perderlos* para ser más estables. Los átomos metálicos tienen tendencia a perder los pocos electrones que tienen en la última capa, consiguiendo así la configuración electrónica del gas noble más próximo. Cuando pierden electrones adquieren una carga positiva neta, por eso decimos que son **electropositivos**.

- **No metales:** Son los elementos que no son metales. Si atendemos a su estructura electrónica, se puede observar que poseen *en su última capa bastantes electrones* y *no tienen tendencia a perderlos*, sino más bien tienen tendencia a aceptar otros electrones para tener los mismos que el gas noble más cercano. Como tienen tendencia a captar electrones se dice que son **electronegativos**.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
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
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Imagen de elaboración propia

Esta clasificación en metales y no metales es muy útil a la hora de estudiar el enlace, pues dependiendo del carácter de los elementos que van a formar el enlace, se puede predecir el tipo de enlace que tendrá lugar.

Metales	Enlace metálico. Los átomos que van a formar enlace, tienen tendencia a perder electrones y de ninguna manera tienen tendencia a aceptarlos, por lo que todos los átomos pierden los electrones de la capa de valencia, y se ordenan en una red, inmersa en la nube que forman los electrones.
Metal y no metal	Enlace iónico. Los átomos del elemento metálico tienen tendencia a perder electrones y los del no metal tienen tendencia a ganarlos, por lo que se forman iones positivos y negativos que se sitúan ordenadamente formando una red cristalina.
No metales	Enlace covalente. Los átomos de los elementos no metálicos tienen tendencia a aceptar electrones, pero como no hay átomos con tendencia a perderlos, lo que ocurre es que los átomos se aproximan y comparten los electrones.

Importante

Conociendo el carácter metálico de los átomos que van a formar enlace, es decir, la posición que ocupan en la tabla periódica, podemos predecir el tipo de enlace que tendrá lugar entre ellos.

1.2 Por qué se unen los átomos



Curiosidad

Como es natural, los átomos se unirán para ganar estabilidad. Es decir, es más estable (tiene menos energía) la situación en que los átomos están unidos que aquella en la que están alejados.

Imagina que tienes dos átomos situados muy lejos uno de otro (estarán en estado gaseoso). Entre los dos tienen una cantidad de energía determinada, y su energía de interacción es nula. Conforme se van acercando, interaccionan entre ellos, de forma que la situación va siendo progresivamente más estable, de menor energía. A una distancia concreta, la energía es mínima porque la interacción es máxima entre los núcleos y los electrones de ambos átomos.

Si los átomos se acercaran más, las repulsiones entre los electrones y los núcleos ya serían mayores, con lo que la situación sería menos estable.

Es decir, los átomos se unen porque la energía que tiene el conjunto de átomos cuando están unidos es menor que cuando están separados y los átomos unidos se sitúan a la distancia a la que la energía es mínima.

La disminución de energía entre la situación de átomos separados y de átomos unidos tiene un significado real muy sencillo: para separar de nuevo los dos átomos habrá que comunicar precisamente esa cantidad de energía, llamada **energía de enlace**. Además, la distancia a la que quedan los átomos unidos se le denomina **longitud de enlace**.

A principios del siglo XX se conoce el papel del electrón en la capacidad de combinación de los átomos. Se observó que al reaccionar elementos halógenos con alcalinos ambos átomos forman iones, uno positivo y otro negativo, adquiriendo ambos estructura electrónica de gas noble.

Esta estructura electrónica de gas noble resulta particularmente estable, ya que los átomos de gases nobles no reaccionan en las condiciones químicas habituales y son los únicos elementos que se encuentran en la naturaleza como átomos aislados en las condiciones estándar, sin formar moléculas.

Como la última capa electrónica de los gases nobles está completa con ocho electrones (excepto en el helio, que tiene dos), **la tendencia a adquirir estructura de gas noble se conoce como regla del octeto.**

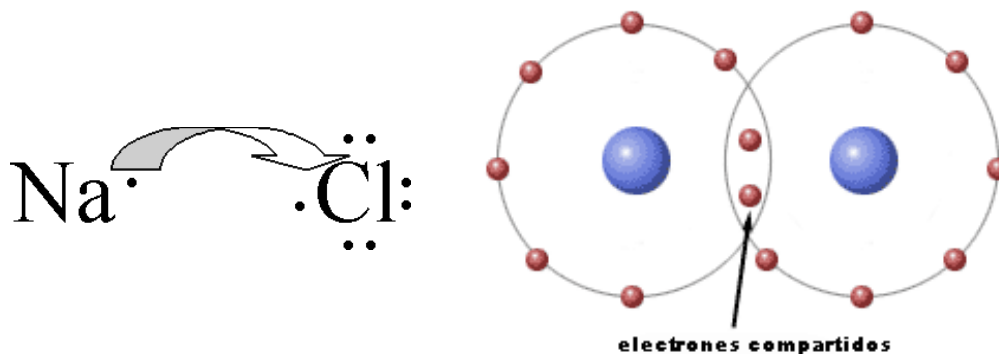


Imagen de Frazzydee en Wikimedia. CC

Imagen de Elaboración propia

Importante

Regla del octeto:

Todos los átomos tienen tendencia a conseguir en la última capa la configuración electrónica del gas noble más próximo, para lo que **ceden**, **aceptan** o **comparten** electrones, dando lugar a los diferentes tipos de enlace.

La regla del octeto, enunciada por el fisicoquímico estadounidense Lewis en 1917, es un modelo cualitativo muy simple que, a pesar de tener algunas excepciones, ayuda muchísimo a comprender las uniones entre átomos. Lewis además, ideó una representación de los átomos, llamada **diagrama de Lewis**, que simplifica enormemente la representación de las moléculas y que consiste en representar a los átomos por su símbolo y rodearlos por tantos puntos como electrones tengan en la capa de valencia. Cuando los átomos se aproximan entre sí aceptan, ceden, o comparten electrones para conseguir el octeto, cuatro pares de electrones, dando lugar a enlaces de diferentes tipos.

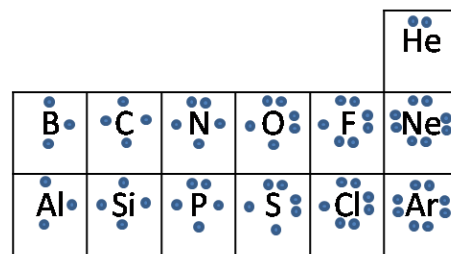
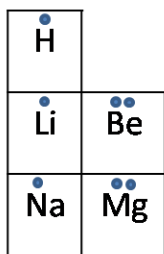


Imagen de elaboración propia

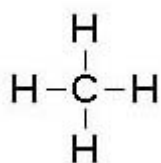
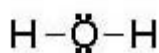
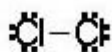


Imagen de elaboración propia

El octeto se puede alcanzar de dos formas. En primer lugar, por transferencia de electrones, cuando unos átomos pierden electrones formando cationes y otros los ganan dando lugar a aniones. Esto sucede cuando se unen los metales, elementos poco electronegativos, con no metales, que son muy electronegativos.

Sin embargo, cuando se ponen en contacto átomos de no metal, los dos tipos de átomos necesitan ganar electrones para completar su capa más externa: la única forma de completarla es compartir electrones, de manera que dos electrones que inicialmente eran uno de cada

átomo, pasan a pertenecer ambos a los dos átomos, con lo que en definitiva cada uno está rodeado por un electrón más.

Fíjate en la imagen. Los pares de electrones se indican con dos puntos o una raya. Todos los átomos están rodeados por 4 pares, excepto el hidrógeno, que solamente está rodeado por uno, ya que la primera capa electrónica no tiene más que dos electrones.

Reflexiona

Justifica las estructuras de Lewis de la imagen anterior (Cl_2 , H_2O y CH_4).

Mostrar retroalimentación

El cloro tiene 7 electrones en la capa más externa, así que necesita un electrón para completar la capa de valencia. Puede compartir un par de electrones con otro átomo de cloro (así cada átomo de cloro tiene sus siete electrones más uno que le comparte el átomo vecino), resultando tres pares de electrones en cada átomo y un par de electrones para el enlace entre los dos átomos de cloro.

enlace entre los dos átomos de cloro.

En los otros dos casos, solamente debes tener en cuenta que O y C son átomos centrales, a los que se unen los átomos de H (un átomo de H no puede estar unido a dos átomos diferentes, porque estaría rodeado por dos pares de electrones y no cumpliría la regla del octeto: el H siempre está en los extremos). El O tiene 6 electrones en su capa más externa y el C tiene 4, con lo que en el H_2O hay 8 electrones, 4 pares, lo mismo que en el CH_4 .

Importante

Recuerda que los átomos, para conseguir en la última capa una configuración electrónica como la de un gas noble, aceptan, ceden o comparten electrones lo que da lugar a diferentes tipos de enlace. Vamos a centrarnos ahora en los diferentes tipos de enlace que pueden tener lugar.

Dependiendo de las características de los átomos que van a unirse, el enlace puede ser de varios tipos. Esto se va a desarrollar a continuación.

Enlace	Átomos unidos	Diferencia de electronegatividad	Partículas	Ejemplo
Iónico	No metal y metal	Grande	Red de cationes y aniones	NaCl
Covalente	No metal y no metal	Nula o media	Molécula	Cl_2
	No metal y no metal	Nula o media	Red de átomos	SiO_2
	No metal y metal	Media	Molécula	BeCl_2
Metálico	Metal y metal	Nula o muy baja	Red de cationes y electrones	Fe

Comprueba lo aprendido

Apoyándote en el cuadro de arriba, contesta: ¿qué tipo de enlace químico une a dos átomos de oxígeno para formar una molécula?

- ☐ Enlace iónico
- ☐ Enlace covalente

- ☐ Enlace metálico

No, en el enlace iónico no se forman moléculas.

 Correcto, muy bien.

No, en el enlace metálico no se forman moléculas.

Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto

¿Qué tipo de enlace químico se produce entre el potasio y el cloro en el cloruro de potasio?

- ☐ Enlace iónico
- ☐ Enlace covalente
- ☐ Enlace metálico

 Muy bien

No, el enlace covalente tiene lugar entre átomos no metálicos.

No, el enlace metálico tiene lugar entre átomos metálicos.

Solución

1. Opción correcta
2. Incorrecto
3. Incorrecto

¿Qué tipo de enlace químico mantiene unidos a los átomos de aluminio en el aluminio sólido?

- ☐ Enlace iónico
- ☐ Enlace covalente
- ☐ Enlace metálico

No, el aluminio es un metal.

No, el enlace covalente tiene lugar entre átomos no metálicos.



Muy bien

Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta

2. El enlace iónico

Curiosidad

Quizás la sustancia química más conocida por la gente después del agua, de algunos metales y del oxígeno, sea la sal común. Aunque popularmente se la conoce por sal, su nombre científico es cloruro de sodio y su fórmula, NaCl . La sal se utiliza probablemente desde la prehistoria.

Nuestros antepasados se darían cuenta de que los alimentos en contacto con la sal se mantenían durante más tiempo en buenas condiciones y empezarían a utilizarla como conservante. En la península ibérica fue introducida por los fenicios y los griegos, que la utilizaban para la salazón de pescado y para la fabricación de una salsa de pescado, el garum.



Imagen de Rob Lavinsky en Wikimedia. CC



Salinas de Cabo de Gata. Almería

Imagen de elaboración propia

La sal común es una de las sustancias minerales más abundantes en la naturaleza. Se extrae de las minas en forma de un mineral llamado halita o se obtiene en las salinas por evaporación solar del agua del mar o de la salmuera. En Andalucía se producen al año 420.000 toneladas, el 30% de la obtenida en España, principalmente en las salinas de Huelva, Cádiz y Almería.

Es la sustancia más utilizada como condimento alimentario y, además, se utiliza como conservante de la mantequilla, la margarina, el queso y el pescado. También se usa para fundir la nieve y el hielo en las carreteras y en la producción de otras sustancias químicas (cloro, sodio, hidróxido de sodio, hidrógeno, carbonato de sodio, ...).

El cloruro de sodio es un componente esencial en la dieta ya que se encuentra en todos los fluidos biológicos e interviene en la

se encuentra en todos los fluidos biológicos e interviene en la formación del jugo gástrico. Parece ser que el consumo excesivo de sal puede estar relacionado con la hipertensión, que es un factor de riesgo para padecer enfermedades cardiovasculares. Por ello se recomienda a la población en general ingerir en torno a los 3 g de sal al día, frente a los 10 g de ingestión habitual en los países occidentales.

Pues bien, la sal común es el ejemplo típico de cristal iónico y se utiliza con mucha frecuencia como ejemplo para explicar el enlace iónico.

Como sabes, el cloruro de sodio está formado por sodio y cloro, es decir, por la unión entre un metal y un no metal.

Ya has aprendido que todos los elementos químicos tienen tendencia a estabilizarse adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo en la tabla periódica. Para ello unos elementos pierden electrones (los metales) y otros los ganan o los comparten (no metales). Pero si un átomo pierde o gana electrones deja de ser neutro y adquiere una carga neta que hace que presente propiedades eléctricas, es decir, que atraiga a partículas cargadas con signo opuesto y que repela a iones del mismo signo.

Como las fuerzas eléctricas se ejercen en todas las direcciones del espacio, cada ion se rodea de iones de signo contrario formando estructuras gigantes (redes o cristales), en las que se alternan los iones positivos y negativos, de manera que se compensen sus cargas eléctricas dando lugar a sustancias neutras.

A estas fuerzas eléctricas que mantienen unidos a los iones en estas estructuras gigantes de iones (cristales iónicos) las denominamos **enlace iónico**.

Esto haremos en este apartado, utilizaremos el cloruro de sodio para que comprendas cómo se forma un cristal iónico y cuáles son sus propiedades características.

Aunque todavía no hemos hablado de esas propiedades, seguro que tu experiencia te ayuda a responder correctamente el siguiente ejercicio.

Comprueba lo aprendido

Indica si las siguientes afirmaciones sobre el cloruro de sodio son verdaderas o falsas:

a) No es soluble en agua.

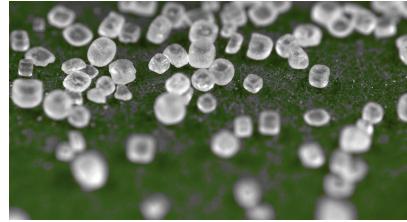
☐ Verdadera ☐ Falsa



☐ verdadero ☐ falso

Falso

La sal, como todos los compuestos iónicos, se disuelve en el agua.



[Imagen](#) de kevindooley en Wikimedia. [CC](#)

b) Se presenta en forma de cristales.

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Si te fijas bien en la sal de cocina, verás que está formada por pequeños cristales.

c) Conduce la corriente eléctrica cuando está disuelto en agua.

☐ Verdadero ☐ Falso

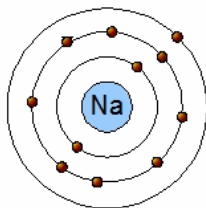
Verdadero

Al disolverse en agua, se separan los iones sodio y cloro que son cargas que se pueden mover, y hacen que la corriente eléctrica circule a través de la disolución. Seguro que sabes que el agua del grifo conduce la corriente eléctrica porque tiene sales disueltas y que, por ello, hay que alejar los aparatos eléctricos del agua.

2.1 Formación de los iones

RECUERDA:

- Los protones y electrones tienen una propiedad llamada carga eléctrica.
- La carga de protones y electrones es diferente y por eso llamamos positiva a la de los protones y negativa a la de los electrones.
- Los neutrones no tienen carga.
- Los protones y electrones se atraen entre sí porque tienen cargas de signo opuesto.
- Las partículas que tienen cargas del mismo signo, se repelen.
- La fuerza que actúa entre los protones y los electrones es la fuerza eléctrica.
- En un átomo el número de protones y de electrones coinciden y se compensan, no presentando propiedades eléctricas.

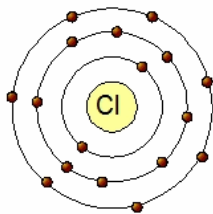


Ya debes tener claro que los gases nobles son estables y por ello son los únicos elementos que se presentan en forma de átomos aislados. Esta estabilidad se debe al número de electrones que tienen en el último nivel; 2 el Helio y 8 todos los demás.

Group → ↓ Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lanthanides				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actinides				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Dominio público

Sabemos que en la naturaleza todo tiende hacia un estado de máxima estabilidad o, lo que es lo mismo, de mínima energía. Por



ejemplo, cuando colocamos a un niño en lo alto de un tobogán, se desliza hacia abajo hasta llegar a su base, porque allí es más estable debido a que tiene menos energía potencial (menos altura). Por el mismo motivo, un muelle estirado recupera por sí solo su forma inicial o una manzana se cae de su árbol.

Así, los átomos tienden a perder o a ganar electrones, para tener en su último nivel, el mismo número de ellos que el gas noble más próximo y ser más estable.

Un átomo de Na ($11p^+, 11e^-$) tiene un electrón en su último nivel energético ($\text{Na}: [\text{Ne}]3s^1$) y tiende a perderlo, ya que de esta manera, será estable como el neón y se transforma en un ion positivo (catión) al tener un protón en exceso: $\text{Na}^+(11p^+, 10e^-)$.

Un átomo de Cl ($17p^+, 17e^-$) tiene 7 electrones en su último nivel ($\text{Cl}: [\text{Ne}]3s^2 3p^5$), por lo que tiene tendencia a captar un electrón para tener los mismos electrones que el Argón. Al hacerlo, se transforma en un ion negativo (anión) por tener un electrón en exceso $\text{Cl}^-(17p^+, 18e^-)$.

Importante

Cuando un metal **pierde** electrones, se transforma en un ion positivo o **catión**.

Si un no metal **capta** electrones, se transforma en un ion negativo o **anión**.

Comprueba lo aprendido triple

Fíjate en la tabla periódica e indica cual es la carga más probable del ion aluminio.

- ☐ -3
- ☐ +3

- ☐ -2
- ☐ +2

😬 ¿Seguro?. Fíjate bien en la posición del aluminio en la Tabla Periódica.

😄 ¡Correcto! Un átomo de aluminio (Al: $13p^+, 13e^-$) tiene que perder 3 electrones (Al: $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$) para tener la misma configuración electrónica que el gas noble más próximo (el neón, en el del período anterior). Cuando lo hace se queda cargado positivamente: $\text{Al}^{+3}(13p^+, 10e^-)$.

😬 Inténtalo otra vez.

😬 Mal va la cosa.

Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto
4. Incorrecto

Indica el número de electrones que tiene el ion Ca^{+2} .

- ☐ 20
- ☐ 8
- ☐ 18
- ☐ 10

😬 Fíjate bien en la Tabla Periódica y ten en cuenta que los átomos son neutros y tienen el mismo número de protones que de electrones, pero que si pierden electrones y se transforman en un catión, adquieren carga positiva.

😬 Fíjate bien en la Tabla Periódica y ten en cuenta que los átomos son neutros y tienen el mismo número de protones que de electrones, pero que si pierden electrones y se transforman en un catión, adquieren carga positiva.

😄 Correcto. Un átomo de calcio tiene 20 protones y 20 electrones. Los átomos sólo pueden perder o ganar electrones. Si el ion Ca^{+2} tiene una carga +2, tiene que tener dos electrones menos que un átomo de calcio ($\text{Ca}^{+2}: 20p^+, 18e^-$).

😬 Fíjate bien en la Tabla Periódica y ten en cuenta que los átomos son neutros y tienen el mismo número de protones

que de electrones, pero que si pierden electrones y se transforman en un catión, adquieren carga positiva.

Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta
4. Incorrecto

2.2 El enlace: formación

Curiosidad

Sabes que cuando frotamos un bolígrafo con un paño, puede atraer pequeños trozos de papel. Los cuerpos sin frotar poseen el mismo número de protones que de electrones y se dice que son eléctricamente neutros. Sin embargo, cuando frotamos dos cuerpos puede producirse una transferencia de electrones entre ellos, ganándolos uno y perdiéndolos el otro. Por ejemplo, si una varilla de plástico se frota con un paño de lana, algunos electrones pasan del paño a la varilla. Cuando el proceso ha terminado la lana tiene un exceso de carga positiva, y la varilla, un exceso de carga negativa. En este caso, decimos que los dos cuerpos se han electrizado.

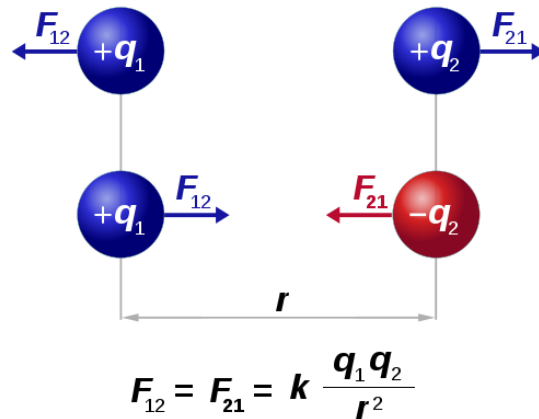
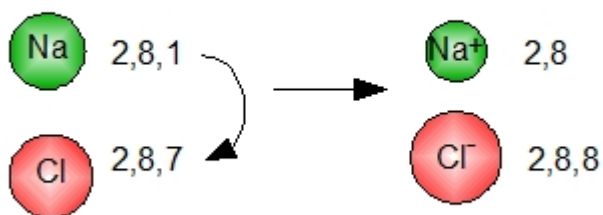


Imagen de Dna-Dennis en Wikimedia. CC.

El primer estudio cuantitativo de las fuerzas eléctricas fue realizado por Coulomb en 1784. Tras una serie de experimentos llegó a la conclusión de que la fuerza de atracción o repulsión entre dos cuerpos electrizados:

- Disminuye con el cuadrado de la distancia. Es decir, si la distancia entre dos cargas aumenta al doble la fuerza entre ellas se reduce a la cuarta parte.
- Depende del grado de electrización de los cuerpos y del medio en que estuviesen las cargas. A mayor electrización de los cuerpos, mayor fuerza eléctrica entre ellos.

Las sustancias iónicas se forman al transferirse

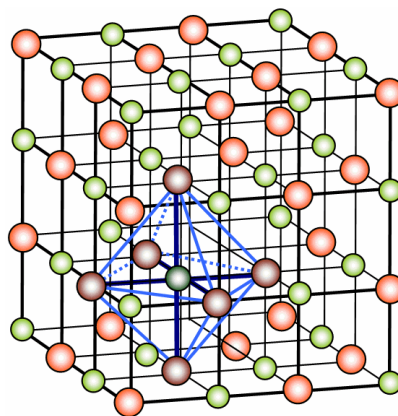


electrones de un metal, que produce iones positivos, a un no metal, que da lugar a iones negativos. La cantidad de electrones intercambiados depende del número de electrones que sobran o faltan para completar la capa más externa en cada átomo.

Por ejemplo, ya hemos visto que el sodio tiene 2 electrones en el primer nivel, 8 en el segundo y 1 en el tercero (Na: 2,8,1). Le sobra, por tanto, un electrón para tener su último nivel completo como el Ne. En cambio, el cloro (Cl: 2,8,7) tiene 7 electrones en su último nivel y necesita un electrón para tener los mismos electrones que el argón. Por eso, cada átomo de Na transfiere un electrón a un átomo de Cl y se forman los iones Na^+ (2,8) y Cl^- (2,8,8), que son más estables que los átomos que los originan.

Formación de estructuras gigantes

Es importante que tengas en cuenta que no se forma un solo ion de cada tipo sino que se forma una gran cantidad de iones de ambos tipos, que interaccionan eléctricamente entre ellos, atrayéndose los de carga de distinto signo y repeliéndose los de carga del mismo signo. Todos esos iones se ordenan regularmente en una estructura gigante o cristal de forma cúbica, de manera que cuantos más iones se formen, porque se pone a reaccionar más cloro y más sodio, mayor será el cristal.



[Imagen](#) de H. Hoffmeister en Wikimedia. [CC](#)

Si te fijas en el dibujo de la derecha verás que cada ion Na^+ está rodeado de 6 iones Cl^- y viceversa.

El tipo de ordenación de los iones se reproduce a escala macroscópica: observa los cristales de la imagen de la derecha, que tienen formas diferentes según sea la ordenación de los iones a escala microscópica.



Imagen de Dr T en Wikimedia. CC

Si todavía no te ha quedado claro cómo se forma el enlace iónico, puedes ver el siguiente [vídeo](#).

Importante

Llamamos enlace iónico a la unión, mediante fuerzas electrostáticas, de los iones que se forman cuando los átomos de un metal ceden electrones a los átomos de un no metal. Dichas fuerzas, obligan a los iones a distribuirse en el espacio siguiendo un orden, formando estructuras gigantes o cristales.

Curiosidad

Ya sabes que las sustancias iónicas están constituidas por iones ordenados formando estructuras gigantes o cristales. Pero, ¿cómo se produce esa ordenación? Podemos suponer que los iones son esferas que están apiladas en el espacio originando los distintos tipos de cristales. Los iones del mismo

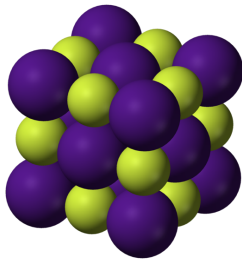


Imagen de JJ Harrison en Wikimedia. CC

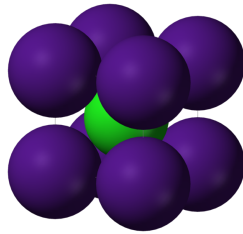
signo (generalmente los aniones que suelen tener mayor tamaño), se apilan de manera que estén lo más cerca posible, como las naranjas de la fotografía quedando entre ellos huecos

como las naranjas de la fotografía, quedando entre ellos huecos que son ocupados por los iones de signo contrario (los cationes).

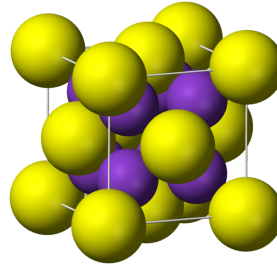
Las estructuras de los cristales pueden ser de distinto tipo dependiendo de la carga de los iones y de su tamaño. A continuación se representan algunas de ellas:



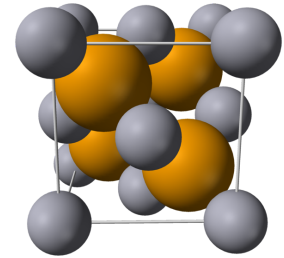
Estructura
tipo NaCl



Estructura
tipo CsCl



Estructura tipo
Fluorita



Estructura tipo
Blenda

Dominio público



2.3 ¿Por qué se forman los compuestos iónicos?

RECUERDA:

Ya hemos comentado que **los átomos se unen entre sí para ser más estables** y su energía sea menor. **Para que esto ocurra se tiene que liberar energía.**

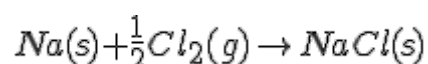
Lo comprenderás mejor con un ejemplo: si la energía de un sistema es de 1000 kJ y al unirse los átomos vuelve más estable porque su energía disminuye hasta 800 kJ, los 200 kJ se liberan por el sistema.

Para que comprendas por qué se forman los compuestos iónicos, vamos a estudiar las energías puestas en juego en la formación del cloruro de sodio a partir de sus elementos.

A temperatura ambiente, el sodio es un sólido metálico que

Cambios de energía en la formación de 1 mol de NaCl

se representa por Na(s), y el cloro, un gas formado por moléculas en las que se unen dos átomos de cloro, Cl₂(g):



Si te fijas en la reacción ajustada, por cada mol de Na reacciona 0,5 mol de Cl₂(g). Por eso vamos a suponer que partimos de 23 g de Na (1 mol) y de 35,5 g de Cl₂(g) (0,5 mol).

Lo primero que tenemos que hacer es separar los átomos de Na sólido para transformarlo en Na gaseoso, lo que requiere un aporte de energía de 108

kJ. También tendremos que romper las moléculas de cloro para dar lugar a un mol de átomos de cloro. Para que esto ocurra hay que aportar 121 kJ.

Separación de los átomos de sodio	Variación de energía
$Na(s) \rightarrow Na(g)$	$\Delta E = + 108 \text{ kJ}$
Separación de los átomos de cloro	Variación de energía
$\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(g)$	$\Delta E = + 121 \text{ kJ}$

Si te das cuenta, vamos bastante mal, hasta ahora lo único que hemos hecho es aumentar la energía del sistema al aportar $108 \text{ kJ} + 121 \text{ kJ} = 229 \text{ kJ}$. Pero todavía no hemos terminado. El siguiente paso será la formación de los iones.

Para ionizar los 23 g de $Na(g)$ a $Na^+(g)$ necesitamos dar al sistema una energía de 502 kJ (la cosa se pone todavía peor), aunque en la formación de un mol de iones Cl^- se liberan 354 kJ:

Ionización del sodio	Variación de energía
$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + 1e^-$	$\Delta E = + 502 \text{ kJ}$
Ionización del cloro	Variación de energía
$Cl(g) + 1e^- \rightarrow Cl^-(g)$	$\Delta E = - 354 \text{ kJ}$

Pero todavía la energía que tenemos que comunicar al sistema $108 \text{ kJ} + 121 \text{ kJ} + 502 \text{ kJ} = 731 \text{ kJ}$ es mayor que la energía que se libera (354 kJ) en 377 kJ ($731 \text{ kJ} - 354 \text{ kJ} = 377 \text{ kJ}$).

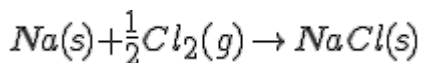
Entonces, **¿por qué se forma el NaCl?**

Como ya hemos visto, debido a que las fuerzas electrostáticas se ejercen en todas las direcciones del espacio, cada ion se rodea de iones de signo contrario formándose una estructura gigante (red o cristal). Pues bien, cuando los iones $Cl^-(g)$ y $Na^+(g)$ se unen para formar 1 mol de cristal de $NaCl(s)$, se produce una disminución de la energía de 788 kJ debido a las fuerzas de atracción y repulsión entre ellos:

Formación de la red	Variación de energía
$Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl(s)$	$\Delta E = -788 \text{ kJ}$

A esta energía se denomina **ENERGÍA DE RED O ENERGÍA RETICULAR**, y es la que hace que el cambio total de energía sea negativo y se liberen 411 kJ ($377 \text{ kJ} - 788 \text{ kJ} = - 411 \text{ kJ}$), y que el $NaCl(s)$ sea más estable que el $Na(s)$ y el $Cl_2(g)$ por separado:

Formación de un mol de NaCl(s) a partir de sus elementos	Cambio total de energía
	$\Delta E = +108 \text{ kJ} + 121 \text{ kJ} + 502 \text{ kJ} -$



$$354 \text{ kJ} - 788 \text{ kJ} = -411 \text{ kJ}$$

La energía que se libera en la formación de un mol del cristal a partir de sus iones en estado gaseoso, tiene que ser igual a la energía que tenemos que aplicar para separar totalmente los iones de un mol del cristal. Por tanto, la energía reticular se puede definir de las dos maneras:

Importante

La **ENERGÍA RETICULAR** es aquella que se desprende cuando se forma un mol de un compuesto iónico sólido a partir de sus iones en estado gaseoso y totalmente separados.

O bien:

La **ENERGÍA RETICULAR** es aquella que hay que suministrar a un mol de un compuesto iónico sólido para separar totalmente sus iones.

En general podemos decir que la energía reticular depende de la carga de los iones y de su tamaño. Cuanto mayor sean las cargas de los iones y menor sea su tamaño (y, por tanto, la distancia que los separa), mayor será la fuerza que actúa entre ellos y la energía que tenemos que comunicar para separarlos, es decir, la energía de red.

Las sales que se componen de iones pequeños con cargas eléctricas grandes, tienen normalmente energías de red más altas.








Importante

La energía reticular depende de la carga y del tamaño de los iones.

A mayor carga y menor tamaño, mayor energía reticular y viceversa.

Comprueba lo aprendido

AV - Pregunta de Eleccion Multiple

IONES:							
RADIOS:	0,76 Å	1,02 Å	1,38 Å	1,52 Å	1,67 Å	1,00 Å	1,81 Å

Fíjate en los radios y en las cargas de los iones que se representan en la figura, e indica qué sal de las siguientes tendrá mayor energía reticular.

- ☐ NaCl
- ☐ CaCl₂
- ☐ CsCl
- ☐ RbCl

😞 INCORRECTO. Recuerda que la energía reticular aumenta con la carga de los iones y disminuye con la distancia entre ellos.

😄 ¡CORRECTO! Hemos visto que la energía reticular depende de la carga de los iones y de la distancia entre ellos (de sus radios iónicos). **A menor distancia y mayor carga, mayor energía reticular.** Como en todos los compuestos el ion negativo es el mismo (el ion cloruro: Cl⁻), la distancia entre los iones que forman los distintos compuestos va a depender del radio del catión. De todos los cationes que intervienen, el Ca⁺² es el que tiene menor radio y, por tanto, se encontrará a **menor distancia** del ion Cl⁻ que los otros cationes. Además, la **carga del ion calcio es mayor**: es el doble de la carga de los otros iones. Por tanto, el CaCl₂ tendrá una energía reticular mayor.

😞 INCORRECTO. Recuerda que la energía reticular aumenta con la carga de los iones y disminuye con la distancia entre ellos.

😞 INCORRECTO. Recuerda que la energía reticular aumenta con la carga de los iones y disminuye con la distancia entre ellos.

Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto

3. Incorrecto
4. Incorrecto

Comprueba lo aprendido Multiple choice

Las energías de red de dos sustancias son 693 y 777 kJ/mol respectivamente. Se sabe que sus puntos de fusión son 801 °C y 661 °C, y que una de ellas es NaCl y la otra NaI. Identifica cuál es cada sustancia y asígnale su punto de fusión.

Sugerencia

- ☐ NaCl y 801°C; NaI y 661°C
- ☐ NaCl y 661°C; NaI y 801°C

¡Correcto! Como el ion cloruro es de menor tamaño que el yoduro, la energía de red es mayor en el NaCl y su punto de fusión será también mayor.

¡Incorrecto!

Solución

- Opción correcta
- Incorrecto

Reflexiona

Justifica la dureza del cloruro de sodio (NaCl) y del cloruro de potasio (KCl) en base a la energía de red.

Mostrar retroalimentación

En el cloruro de sodio y el cloruro de potasio, los iones tienen las mismas cargas, pero al tener menor tamaño el ion sodio que el ion potásico, entonces, el cloruro de sodio tiene una mayor energía de red. Por tanto, cabe esperar que la dureza del cloruro de sodio sea mayor que la dureza del cloruro de

del cloruro de sodio sea mayor que la dureza del cloruro de potasio, ya que tiene una mayor energía de red y por tanto ofrece mayor resistencia a ser rayado (es más difícil arrancarle unos iones al cristal).

3. El enlace covalente

Curiosidad

El carbono, el elemento más covalente.

Si bien el carbono no es el elemento más abundante en la Tierra, forma el 0,2% de la corteza terrestre, se conocen cerca de 16 millones de compuestos de carbono, todos, excepto unos cuantos, constituidos por enlaces covalentes, los forma de todos los tipos: apolares, polares, simples, dobles, triples, dativos...

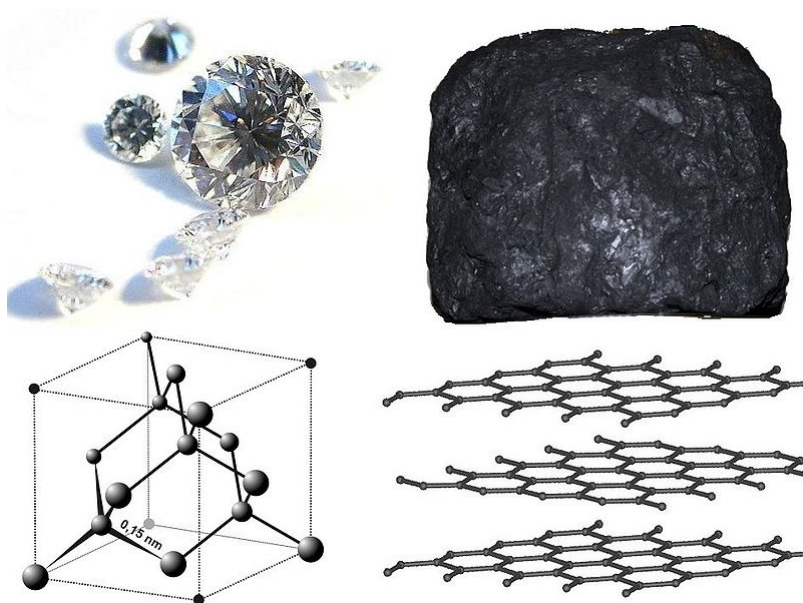


Imagen de Itub en [Wikimedia commons](#). CC

Además, sólo él, y también el silicio, son capaces de formar redes covalentes. El carbono forma el grafito y el diamante y en el caso del silicio se forman los silicatos, que son el grupo de minerales de mayor abundancia, pues constituyen más del 95% de la corteza de la Tierra, formando rocas. Además de silicio, están formados por oxígeno y algunos metales como aluminio o hierro.

Además de formar estructuras gigantes, el carbono da lugar a cadenas carbonadas, en las que se une, aparte de a otros átomos de carbono, fundamentalmente a hidrógeno dando lugar a hidrocarburos, que son la base estructural del resto de compuestos del carbono, comúnmente conocidos como compuestos orgánicos y que son la base de la materia de los seres vivos.

Importante

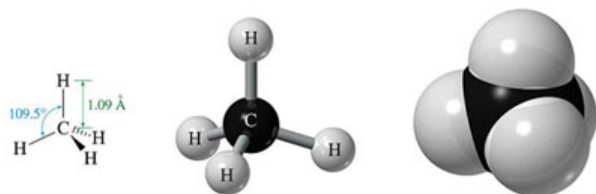
Recuerda que...

El enlace covalente se produce por compartición de pares de electrones entre dos átomos.

Como ya has visto, la terminología que se utiliza para clasificar los tipos de sustancias está relacionada con los distintos tipos de enlace que tienen lugar entre sus átomos, pero resulta algo confusa al tratar las sustancias en las que el enlace entre los átomos es covalente. Esto se debe a la gran variedad de sustancias covalentes que nos encontramos, hay sustancias covalentes que son gaseosas, pero también las hay con elevados puntos de fusión y ebullición, las hay muy blandas y también de extrema dureza como el diamante, en fin, que a la hora de clasificar las sustancias, es más difícil hacerlo para aquellas en que los átomos se unen mediante enlace covalente.

Las sustancias en que se unen varios átomos mediante enlace covalente, es decir, formadas por moléculas, se llaman sustancias moleculares, y también sustancias covalentes moleculares, haciendo referencia a que el enlace es covalente y las partículas existentes son moléculas. Las sustancias en las que se une un gran número de átomos mediante enlace covalente, se denominan covalentes y también reciben el nombre de atómicas, covalentes reticulares o redes covalentes, indicando que el enlace es covalente y que se forman redes tridimensionales, es decir, estructuras gigantes en las que los átomos se unen mediante enlace covalente.

El criterio adoptado aquí, por simplicidad, es llamarlas **sustancias moleculares** y **sustancias covalentes**, respectivamente.



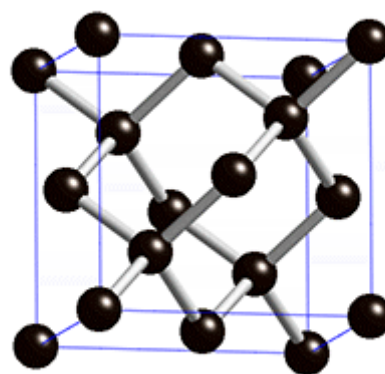


Imagen del metano, Dominio público

Simulación de diamante, Dominio público

Fíjate en las imágenes. La molécula de metano, la imagen de la izquierda, tiene una estructura tetraédrica, en la que un átomo de carbono está unido a cuatro de hidrógeno, como se ve en las tres representaciones. En el metano se forman moléculas de CH_4 , es una sustancia molecular.

El diamante, la imagen de la derecha, forma una estructura gigante, en la que cada átomo de carbono está unido a otros cuatro dando lugar a una distribución también tetraédrica, pero en la que no hay más que átomos de carbono. El tamaño del cristal de diamante será mayor cuantos más átomos de carbono haya. El diamante es pues una sustancia covalente.

¿Qué tienen en común ambas sustancias? Que el enlace entre los átomos es covalente, aunque en un caso se formen moléculas y en el otro, estructuras gigantes.

Sustancias moleculares. En este caso se forman moléculas de varios átomos aisladas. Si estas moléculas son polares, además pueden aparecer fuerzas intermoleculares entre ellas, que unen ligeramente esas moléculas.

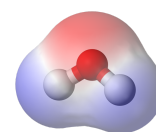


Imagen de Wikimedia commons de dominio público

Sustancias covalentes. Se unen mediante enlace covalente un número muy grande de átomos dando lugar a estructuras espaciales muy grande.

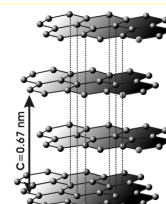


Imagen de Wikimedia commons de

Comprueba lo aprendido triple

El grafito es una...

- ☐ Sustancia molecular.
- ☐ Sustancia covalente.



Falso, en el grafito no se forman moléculas de varios átomos, sino que todos los átomos se unen mediante enlace covalente formando una red espacial.



Correcto, en el grafito se unen los átomos de carbono mediante enlace covalente, formando una gran red espacial.

Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta

3.1 Formación de enlaces covalentes

Llegados aquí, es preciso que recuerdes la conocida regla del octeto:

"Cuando se forma un enlace químico los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma que la capa más externa de cada átomo contenga ocho electrones, y así adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico".

Esta teoría tan simple permite explicar de una manera sencilla por qué ocurre el enlace entre átomos y es especialmente útil al estudiar el enlace, de cualquier tipo, pero particularmente el enlace covalente entre átomos.

Cuando los átomos de elementos no metálicos, con una elevada electronegatividad, es decir, que tienen mucha tendencia a aceptar electrones y ninguna a perderlos, se aproximan, como los dos átomos tienen mucha tendencia a aceptar electrones, cada uno, intenta aceptar un electrón del otro átomo, pero como el otro no lo pierde, entonces entre los dos comparten ese par de electrones, formando un enlace covalente.

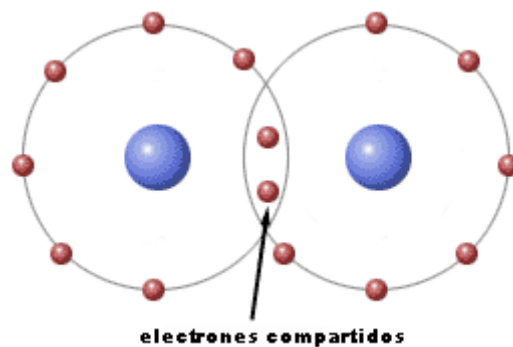



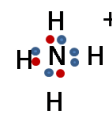


Imagen de elaboración propia

El enlace covalente tiene lugar cuando los átomos que se unen comparten electrones, consiguiendo así, una estructura como la del gas noble más próximo. Pero dependiendo de cómo se compartan esos electrones, podemos encontrar diferentes tipos de enlace covalente:





Puro apolar	 Imagen de elaboración propia	Si los átomos que comparten electrones tienen la misma tendencia a atraer los electrones hacia sí, tienen la misma electronegatividad, entonces los electrones se comparten por igual entre los dos átomos.
Polar	 Imagen elaboración propia	Si la electronegatividad de los átomos es ligeramente diferente, entonces, uno de ellos atrae los electrones hacia sí, con más intensidad que el otro, por lo que no se comparten por igual, estarán más cerca de uno, el más electronegativo, que del otro. Aparece

		pues cierta carga negativa sobre el átomo más electronegativo (atrae los electrones hacia sí, con más fuerza que el otro átomo) y cierta carga positiva sobre el menos electronegativo (atrae los electrones hacia sí con menos fuerza que el otro átomo).
Múltiple	 <p>Imagen elaboración propia</p>	<p>Se comparte más de un par de electrones entre los átomos, puede ser doble o triple. Al ser el enlace más intenso, los átomos se unen más fuertemente, aumentando la energía de enlace y disminuyendo la distancia de enlace.</p> <p>Cuando entre dos átomos comparten dos pares de electrones se produce un enlace covalente doble. En este caso, cada átomo aporta dos electrones. Cuando cada átomo aporta tres electrones, se comparten tres pares de electrones entre dos átomos y el enlace covalente se denomina triple.</p>
Dativo	 <p>Imagen elaboración propia</p>	<p>También es posible que el par de electrones que van a compartir entre dos átomos, sea aportado por uno sólo de los dos átomos.</p> <p>El enlace dativo tiene lugar cuando uno de los átomos ya tiene completa su capa de valencia y al otro átomo le falta un par de electrones para completarla.</p>

Reflexiona

Justifica cómo es el enlace covalente en las siguientes sustancias moleculares: O₂, I₂, N₂, HI.

Mostrar retroalimentación

O ₂		Enlace covalente doble, se comparten dos pares de electrones.
I ₂		Enlace covalente puro, o apolar, los dos átomos tienen la misma electronegatividad.
N ₂		Enlace covalente triple, se comparten tres pares de electrones
HI		Enlace covalente polar, el yodo es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que los electrones están más cerca del yodo que del hidrógeno

Para saber más

La regla del octeto no siempre se cumple

A pesar de la sencilla explicación que esta teoría da al enlace entre átomos, desgraciadamente tiene algunas excepciones, como es el caso de la unión de átomos con pocos electrones en la última capa, que no pueden conseguir ocho electrones, no pueden compartir tantos electrones como para conseguir los ocho electrones en la capa de valencia. Son ejemplos de excepción de la regla del octeto, el caso del boro, que consigue solamente por tres pares en el BF_3 , y el berilio sólo dos en el BeCl_2 . ¡Y en todos los casos se trata de moléculas estables! En otros casos, se trata de elementos más voluminosos, a partir del cuarto periodo de la tabla periódica, en donde intervienen en el enlace también electrones, no solo de la última capa, también de la penúltima.

3.2 Representación mediante el diagrama de Lewis

Curiosidad

Recuerda: la notación de Lewis representa a los átomos mediante su símbolo rodeado de tantos puntos como electrones tengan en la última capa (capa de valencia). En la siguiente tabla aparecen la representación de puntos de los primeros elementos de la tabla periódica.

H						He
Li	Be					
Na	Mg	B	C	N	O	F
		Al	Si	P	S	Cl
						Ar

Imagen de elaboración propia



Cuando dos átomos comparten dos electrones entre ellos, ese par de electrones se representa mediante una línea entre los átomos.

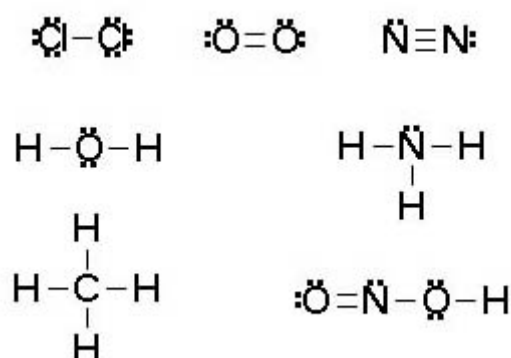


Imagen de elaboración propia

- Molécula de cloro (Cl_2): Cada átomo de cloro tiene en la última capa 7 electrones. Pueden conseguir completar la capa con 8 electrones, compartiendo un par de electrones entre dos átomos. A cada átomo de cloro le quedan tres pares de electrones que no forman enlace.

- Molécula de oxígeno (O_2): Cada átomo de oxígeno tiene 6 electrones en la capa de valencia, por lo que puede conseguir completarla con 8 electrones, compartiendo dos pares de electrones entre dos átomos de oxígeno, se forma un enlace doble (se comparten dos pares) entre los átomos de oxígeno, que se representa por dos entre los átomos. A cada átomo de oxígeno le quedan dos pares de electrones que no forman enlace.
- Molécula de nitrógeno (N_2): El átomo de nitrógeno tiene 5 electrones en la capa de valencia, como le faltan 3 electrones para completarla, puede conseguirlo compartiendo tres pares de electrones con otros átomos. En la molécula de nitrógeno, se comparten tres pares de electrones entre dos átomos de nitrógeno, formándose un enlace triple entre ellos, que se representa por tres líneas paralelas entre los dos átomos. Además a cada átomo de nitrógeno le queda un par de electrones de no enlace.
- Molécula de agua (H_2O): El átomo de oxígeno tiene 6 electrones en la capa de valencia, para conseguir completarla con 8 electrones puede compartir dos pares de electrones con otros átomos. El átomo de hidrógeno tiene un electrón en su última capa, puede conseguir completarla con dos electrones compartiendo un par de electrones con otro átomo. Así en la molécula de agua el oxígeno comparte dos electrones con dos átomos de hidrógeno, formando un enlace sencillo con cada uno de los átomos de hidrógeno. Además al oxígeno le quedan otros pares de electrones que no forman enlace.
- Molécula de metano (CH_4): El átomo de carbono tiene cuatro electrones en la capa de valencia, para conseguir la configuración electrónica de gas noble puede compartir esos cuatro electrones. El átomo de oxígeno tiene un electrón en la última capa, puede conseguir la configuración de gas noble compartiendo ese electrón con otro átomo. Así en el átomo de carbono comparte los cuatro electrones de la capa de valencia con cuatro átomos de hidrógeno, formando la molécula de metano.
- Molécula de ácido nitroso (HNO_2): En este caso, la molécula es más compleja, el nitrógeno puede conseguir completar la capa de valencia con ocho electrones, compartiendo dos electrones con un átomo de oxígeno, que también completa su capa de valencia y otro electrón lo comparte con otro átomo de oxígeno, el cual comparte otro con un átomo de hidrógeno.

Otros ejemplos de estructura de Lewis son los que aparecen a continuación.

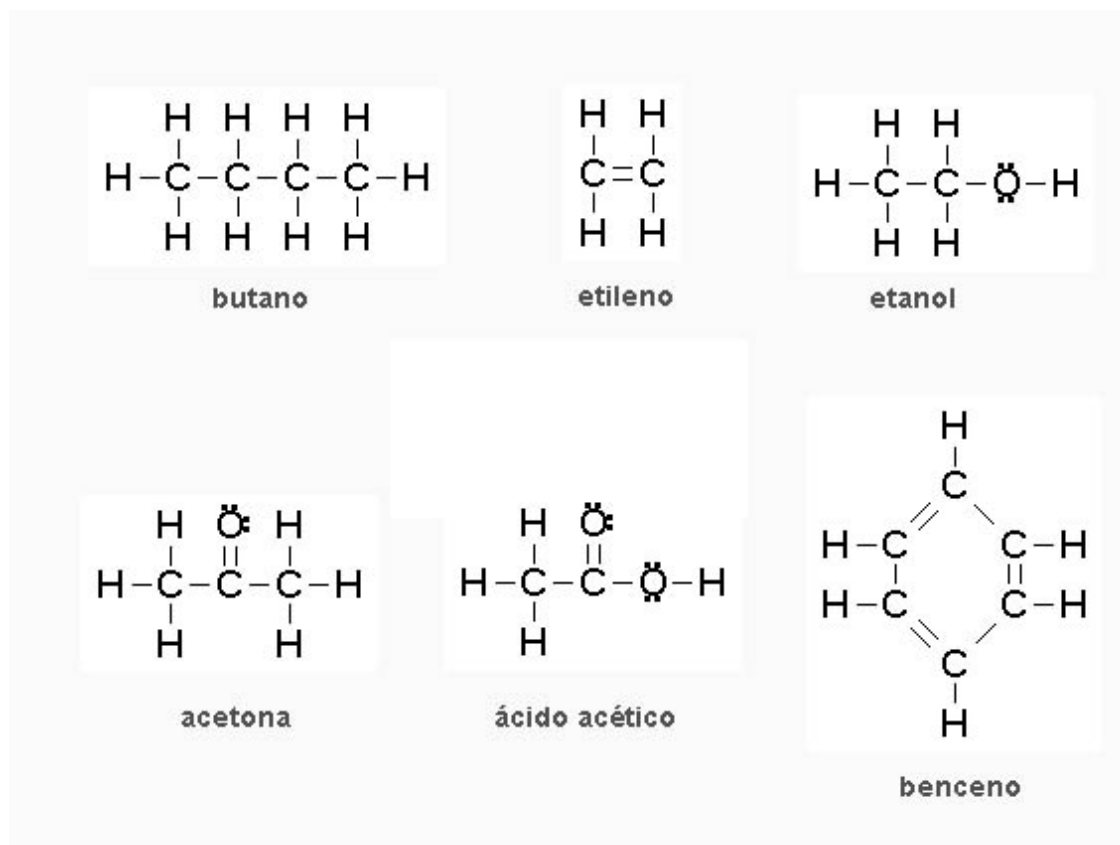


Imagen de elaboración propia

Las estructuras electrónicas de Lewis indica cómo se unen los átomos, pero no indica nada de la disposición espacial que adoptan los átomos cuando forman la molécula. Por ejemplo, la molécula de agua se suele representar en línea (H-O-H), pero eso no significa que sea lineal.

Para determinar la geometría de las moléculas o de las redes covalentes se utiliza una teoría publicada en 1970 por Gillespie, llamada **VSEPR** (Valence Shell Electron Pair Repulsion), o de **repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV)**.

No es un modelo de enlace, pues no explica la formación de enlaces: parte de la representación de Lewis, a la que aplica unas sencillas reglas para obtener la geometría correspondiente. Esas reglas se basan en la repulsión entre pares de electrones, que son interacciones puramente electrostáticas.

1. Los pares de electrones se sitúan lo más lejos posible entre ellos para que la repulsión sea mínima.
2. Los pares sin compartir (de no enlace) repelen a los compartidos (enlazantes) más que al revés, ya que necesitan más espacio al ser menos direccionales por no formar enlaces.
3. Los enlaces múltiples repelen a los sencillos más que al revés, ya que tienen mayor número de electrones.

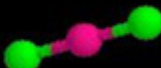
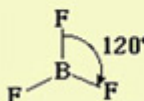
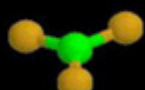
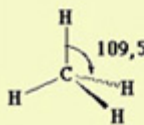

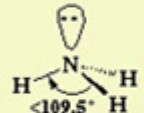
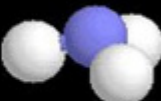
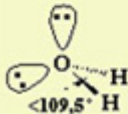

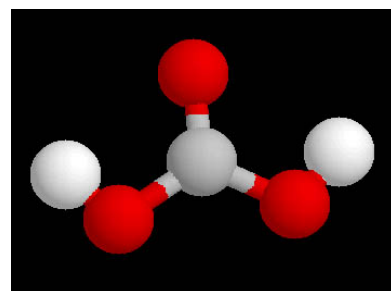
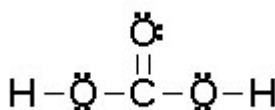
Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
BeCl₂	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{—Be—}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	2	0	Cl—Be—Cl	Lineal	
BF₃	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{—B—}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$	3	0		Triangular	
CH₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H—C—H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	0		Tetraédrica	
NH₃	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H—N—H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	3	1		Pirámide trigonal	
H₂O	$\text{H—}\ddot{\text{O}}\text{—H}$	2	2		Angular	

Imagen de elaboración propia

Ejercicio resuelto

Observa la estructura de Lewis y el modelo molecular del ácido carbónico. Justifica:



a) La geometría molecular.

b) Qué enlace de los que forma el C será el más corto.

Imagen de elaboración propia

Imagen de elaboración propia

c) Qué ángulo OCO es más pequeño.

Aplica las reglas del modelo RPECV.

Mostrar retroalimentación

a) Alrededor del átomo central (C) hay tres átomos de oxígeno, con lo que la estructura básica es triangular plana.

b) Sin embargo, los tres enlaces no son iguales, ya que uno es doble. en ese caso, la distancia de enlace será menor y se tratará del enlace más corto.

c) Ese doble par de electrones ejercerá mayor repulsión, con lo que el ángulo O-C-O será algo menor de 120° , y los otros dos algo mayores.

Reflexiona

Representa la estructura de Lewis del dióxido de carbono, molécula simétrica, y deduce su geometría aplicando las reglas de la teoría de RPECV.

Mostrar retroalimentación

Como el carbono está rodeado por dos

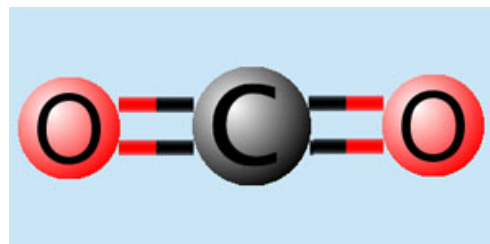


Imagen de elaboración propia [Imagen](#) de GarciaGerry en Wikimedia. CC

conjuntos de dos pares de electrones, la situación más favorable para que la repulsión sea mínima es la lineal, ya que de esa forma están lo más alejados posible.

Es decir, el dióxido de carbono es una molécula lineal, con ángulo de enlace de 180° .

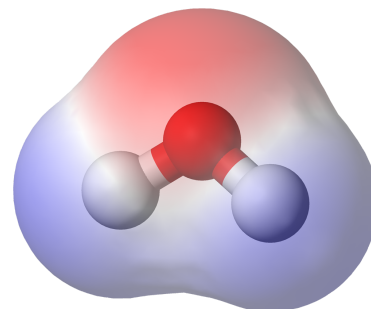
3.3 Polaridad de las moléculas

Curiosidad

La **polaridad** es una propiedad de las moléculas que representa la *separación de las cargas eléctricas* (positiva y negativa) en la misma. Esta propiedad está íntimamente relacionada con otras propiedades como la solubilidad, punto de fusión, punto de ebullición, fuerzas intermoleculares, etc.

Así en las sustancias moleculares, es muy importante conocer la polaridad de la molécula, pues conociéndola, se pueden explicar propiedades como su solubilidad en agua y sus puntos de fusión y ebullición.

Un ejemplo común de sustancia polar es el agua (H_2O). Los electrones compartidos entre los átomos de hidrógeno y el oxígeno, son atraídos más fuertemente por el oxígeno y están, en realidad, más cerca del núcleo del oxígeno que de los de los hidrógenos. Por esto, la molécula de agua tiene una carga negativa en el centro (color rojo) y una carga positiva en sus extremos (tono azul).



[Imagen](#) de dominio público

Cuando los dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen electronegatividad diferente, los electrones están más cerca del átomo más electronegativo.

Observa en la imagen lo que sucede con el cloro y el hidrógeno: los electrones están más cerca del cloro, más electronegativo, que del hidrógeno. También se suele indicar una cierta densidad de carga negativa sobre el cloro y positiva sobre el hidrógeno, donde delta (δ , que representa la densidad de carga) es menor que la unidad, ya que si fuera la unidad, se habrían formado dos iones.

Esta distribución de dos cargas de la misma magnitud y signo contrario se llama dipolo, y su efecto se mide por el momento dipolar, magnitud vectorial cuyo módulo es el valor de las cargas por la distancia que las

separa. Al tratarse de una magnitud vectorial, se representa por un vector orientado hacia el elemento más electronegativo del dipolo ($\mathbf{H} \rightarrow \mathbf{Cl}$).

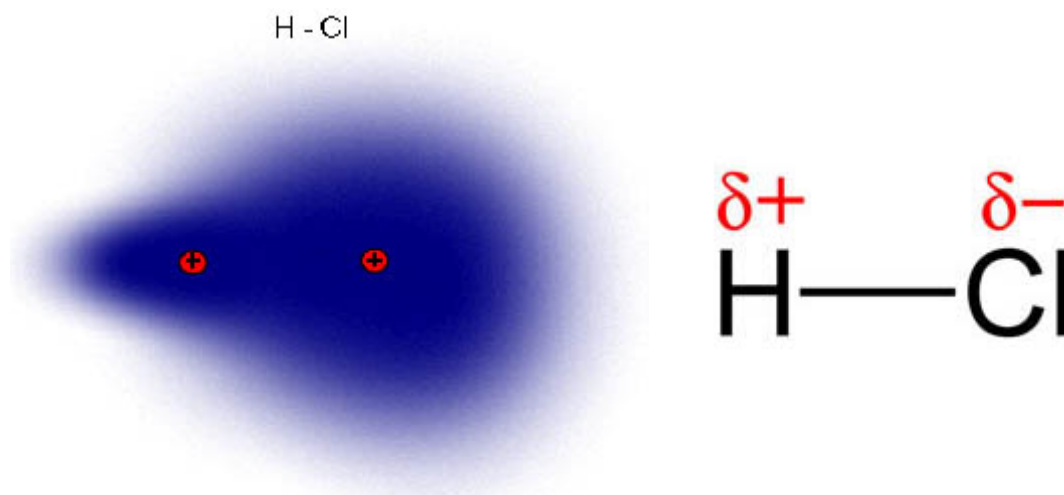


Imagen de Lanzi en Wikimedia. [CC](#)

Imagen de elaboración propia

Comprueba lo aprendido triple

El oxígeno es un gas formado por moléculas apolares. ¿Cuál es la razón?

- ☐ Los átomos de oxígeno tienen electronegatividad alta.
- ☐ Los dos átomos de la molécula son iguales.
- ☐ En la molécula hay solamente átomos de no metal.
- ☐ Debe haber más de dos átomos para que la molécula sea polar.

😞 ¡Incorrecto!, se debe a la diferencia de electronegatividad entre los átomos y no al valor de ésta.

😄 ¡Correcto! Al ser iguales los dos átomos, la diferencia de electronegatividad entre ellos es nula, por lo que el enlace es apolar, y la molécula también.

😞 ¡Incorrecto!, el enlace covalente siempre se forma entre no metales.

😞 ¡Incorrecto!, también pueden ser polares moléculas formadas por sólo dos átomos.

Solución

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto
4. Incorrecto

Cuando una molécula es diatómica (formada por sólo dos átomos), estudiar su polaridad, es muy fácil: si los átomos tienen la misma electronegatividad, el enlace y la molécula son apolares, y si son diferentes, el enlace y la molécula serán polares. Por ejemplo, son los casos respectivos de Cl_2 y de HCl .

Si hay más de dos átomos unidos, puede darse el caso de que teniendo enlaces polares la molécula sea polar, como es el caso del agua, o apolar, como sucede en el dióxido de carbono. ¿A qué se debe?

Si una molécula tiene varios enlaces polares, pueden compensarse sus separaciones de cargas (sus momentos dipolares de enlace), según sea la geometría de la molécula. Fíjate en el caso del CO_2 , que es una sustancia apolar, a pesar de que los enlaces entre el carbono y el oxígeno son polares, ya que el oxígeno es más electronegativo que el carbono, y los electrones de enlace están desplazados hacia él. La causa de que la molécula sea apolar es que es simétrica, su geometría es lineal, con lo que los dos vectores momento dipolar de enlace se anulan mutuamente.

Por el contrario, como el agua tienen geometría angular, los dos momentos dipolares de enlace no se anulan, y la molécula es polar (se representa el momento dipolar resultante).

Si hay más de dos enlaces, el análisis es similar: el NH_3 es polar debido a su geometría de pirámide trigonal, mientras que el BH_3 es apolar, por ser triangular plana (la resultante de tres vectores de igual módulo que forman un ángulo de 120° es nula).

El CCl_4 es apolar por la misma razón: la resultante de los cuatro vectores momento dipolar de enlace es nula si su geometría es tetraédrica.

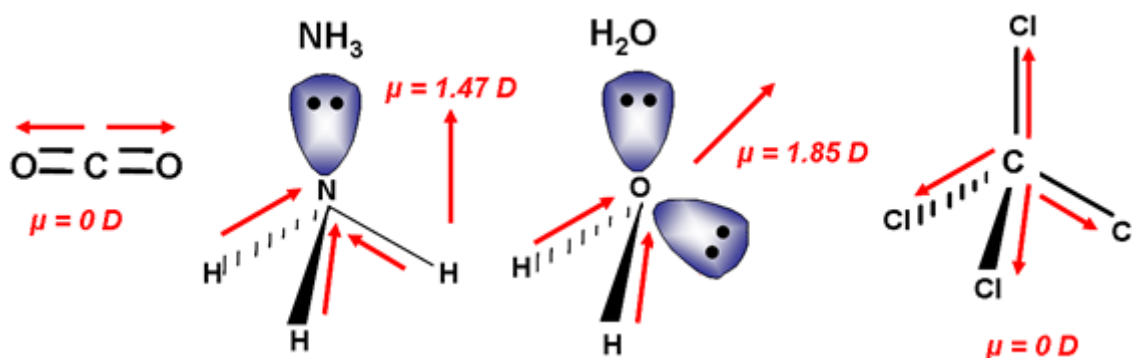


Imagen de [Diego JP](#), Creative commons

En la tabla siguiente puedes ver los casos que se plantean en casos muy conocidos de moléculas del tipo AB_2 , AB_3 y AB_4 , que tienen dos, tres o

cuatro enlaces polares iguales.

Enlaces polares	Ángulo	Geometría	Polaridad molecular	Molécula
2	180	Lineal	Apolar	CO ₂
2	<180	Angular	Polar	H ₂ O
3	120	Triangular	Apolar	BF ₃
3	<120	Pirámide trigonal	Polar	NH ₃
4	109,5	Tetraédrica	Apolar	CCl ₄

Reflexiona

Las moléculas de ácido sulfhídrico (H₂S) y fosfina (PH₃) son polares. ¿Qué puedes deducir acerca de su geometría?

Mostrar retroalimentación

Que la molécula de ácido sulfhídrico es angular, ya que si fuese lineal los dos momentos dipolares de enlace se anularían (sucede exactamente lo mismo que en el agua, ya que O y S están en el mismo grupo y el enlace se explica de igual forma).

En el caso del PH₃ sucede lo mismo que en el NH₃ y por las mismas razones: son moléculas piramidales.

Reflexiona

El NH₃ y el BF₃ tienen la misma estequiometría (un átomo de un tipo y tres de otro), ¿Cómo será su polaridad?

Mostrar retroalimentación

En el BF₃ el átomo de boro se rodea de 3 grupos de carga, por lo que presentará una geometría plana trigonal, formando ángulos de 120°. Los enlaces B-F son polares, ya que el flúor es más electronegativo que el boro, pero al ser simétrica, se compensan las cargas y la molécula no es polar.

En el NH₃, el átomo de nitrógeno se rodea de 4 pares de electrones, uno de no enlace y otros tres que comparte con cada uno de los átomos de hidrógeno. Por tanto, las cargas de

cada uno de los átomos de hidrógeno. Por tanto los pares de electrones adoptan una geometría tetraédrica, con lo que la molécula es piramidal y presenta un ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$. El nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que los enlaces son polares y como la molécula no es simétrica, resulta cierta polaridad.

A pesar de tener la misma estequiometría las dos moléculas, el trifluoruro de boro no es polar y sí lo es el amoníaco.

4. El enlace metálico

Sabes que el mercurio es el único metal que es líquido a temperatura ambiente. Pero, ¿qué es un metal?



Imagen de Pablo Ardura en Wikimedia. [CC](#)

Desde la antigüedad se utiliza el término metal para designar a las sustancias que presentan un brillo característico y se pueden trabajar para darles una forma determinada siendo resistentes a la rotura. Se consideraban como metales a los elementos, compuestos o mezclas que presentaban dichas propiedades y con los que se podían fabricar distintos tipos de

utensilios.

Pero hay metales que no presentan las propiedades anteriores como el mercurio o los elementos del grupo 1 (Li, Na, K, Rb,...), que son tan blandos como la cera y hasta se pueden cortar con un cuchillo.

A las propiedades anteriores se unieron después la conductividad del calor y la conductividad eléctrica.

Quizás estas últimas sean las características más importantes de los metales, ya que todos conducen el calor y la electricidad.

Actualmente el carácter metálico se relaciona con la estructura electrónica, cuyo conocimiento nos permite explicar las propiedades físicas y químicas de los elementos.

Los elementos metálicos tienen pocos electrones en su última capa (capa de valencia) y, como ya hemos visto, tienen facilidad para perderlos. Por tanto, su energía de ionización es pequeña, es decir, se necesita poca energía para poder arrancar estos electrones.

Aproximadamente las tres cuartas partes de los elementos de la Tabla Periódica son metales.

Seguro que eres consciente de la importancia que han tenido el descubrimiento y la utilización de los metales en el desarrollo cultural de la

humanidad. Con ellos hemos fabricado puntas de flechas, lanzas, espadas, vasijas, todo tipo de herramientas, monedas, puentes, coches, aviones, etc. Los objetos metálicos nos rodean por todas partes. En el vídeo de arriba se habla de la importancia y las propiedades de los metales.

Sabes que en cualquier trozo de metal, por muy pequeño que sea, hay una cantidad enorme de átomos que tienen que estar unidos entre sí de alguna manera. Eso es lo que vamos a estudiar en este tema, cómo se unen los átomos de los metales entre sí y cómo se explican las propiedades que presentan.

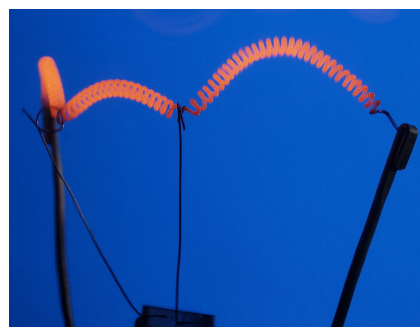
Enlace metálico.

Un enlace metálico es un enlace químico que mantiene unidos los átomos metálicos. Los átomos metálicos, al tener muy poca electronegatividad y ser muy electropositivos, pierden los electrones de la capa de valencia, que pasan a formar una nube de electrones y se sitúan formando una red muy compacta inmersa en esa nube de electrones. Al perder todos los electrones de la capa de valencia, la anterior pasa a ser la capa de valencia y queda con una configuración electrónica estable como la del gas noble.

Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes tridimensionales que adquieren la estructura típica de empaquetamiento compacto de esferas.



Los metales están formados por átomos del mismo tipo, y por lo tanto, del mismo tamaño. Esto hace que los átomos puedan estar muy juntos, rodeándose cada uno de ellos de un número



elevado de átomos, generalmente de 8 o 12 átomos. Por eso pesan tanto los meteoritos metálicos, porque los metales son materiales muy densos (los átomos están muy juntos).

Además de ser, generalmente, bastante densos sabes que los metales brillan, que conducen la electricidad y el calor, que con ellos se pueden formar hilos y cables, como los cables eléctricos de cobre o aluminio, y láminas, como el papel aluminio.

Cada átomo metálico posee sólo unos pocos electrones en su último nivel de energía (1, 2 o 3), insuficientes para poder compartirlos con tantos

átomos cercanos.

Por tanto, el enlace covalente (compartición de electrones) no puede explicar la formación de los cristales metálicos. ¿Cómo pueden formarse entonces tantos enlaces con tan pocos electrones? La teoría más simple para explicar el comportamiento de los metales es el *modelo de nube de carga* que veremos en el apartado siguiente.

Importante

Los átomos de los metales no tienen suficientes electrones en el último nivel de energía para poder compartirlos con todos los átomos cercanos (8 ó 12 generalmente). Por eso, la unión entre los átomos de los metales no se puede explicar mediante el enlace covalente.

Comprueba lo aprendido

Blanco

Mira la tabla periódica e indica el número de electrones de valencia de los siguientes elementos:

Elemento	Electrones de valencia
Calcio	<input type="text"/>
Aluminio	<input type="text"/>
Zinc	<input type="text"/>
Rubidio	<input type="text"/>

Enviar

Como hemos visto, los metales tienen pocos electrones en el último nivel.

Para saber el número de electrones que tiene cada elemento en el último nivel (electrones de valencia), tenemos que hallar su configuración electrónica o fijarnos en la posición del elemento en la Tabla

elemento en la Tabla Periódica. Tenemos que tener en cuenta que los últimos electrones de los elementos de transición (parte central de la tabla) entran en el penúltimo nivel en vez de en el último.

Las configuraciones electrónicas son: Ca (2,8,8,2); Al (2,8,3); Zn (2,8,18,2) y Rb (2,8,8,18,1). Por tanto sus electrones de valencia son, respectivamente, 2, 3, 2 y 1.

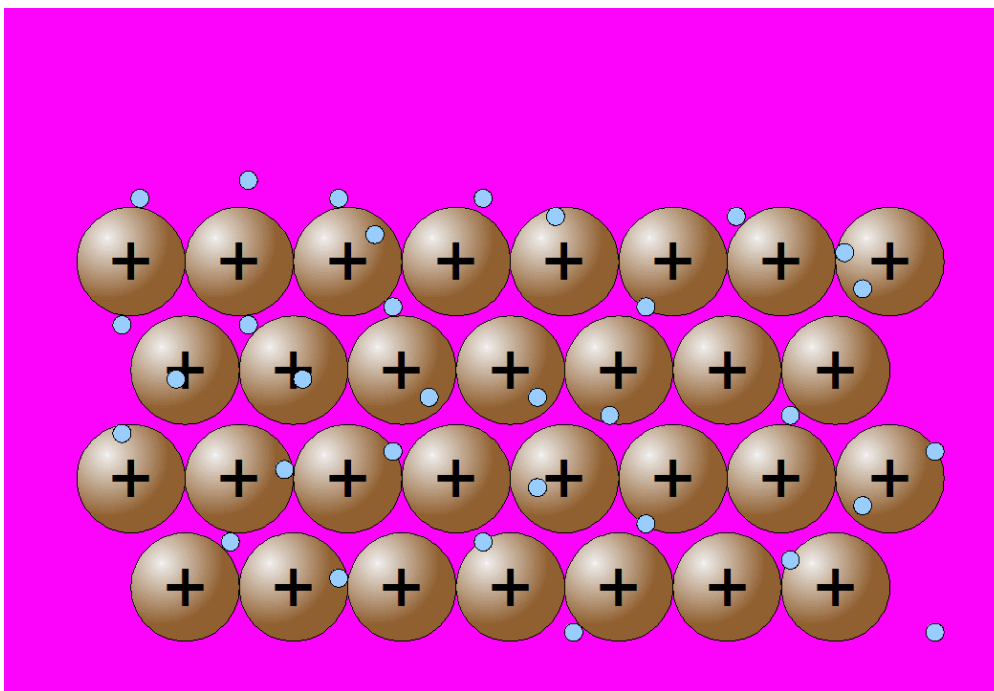
Reflexiona

Indica el elemento de la tabla periódica que tiene mayor carácter metálico.

Mostrar retroalimentación

Tendrá mayor carácter metálico el elemento que pierda electrones con mayor facilidad. Los elementos del grupo 1 tienen un sólo electrón en la última capa y si lo pierden adquieren la configuración estable del gas noble del período anterior. Por eso la energía de ionización de estos elementos son las más bajas dentro de cada periodo. Dentro del grupo 1, la energía de ionización va disminuyendo a medida que bajamos en el grupo ya que va aumentando el número de capas de electrones y el electrón de valencia estará cada vez más lejos del núcleo y, por tanto, menos atraído por éste.

4.1 El modelo de nube de carga



Modelo de nube de carga

El modelo de nube de carga indica de una manera sencilla cómo se pueden unir entre sí los átomos de un metal y sirve para explicar algunas de las propiedades de los metales.

El modelo supone que los átomos pierden los electrones

del último nivel (electrones de valencia) para ser más estables, y se forman iones positivos que se ordenan en el espacio formando un cristal.

Los electrones de valencia se mueven por todo el cristal formando una nube de electrones que rodea a los iones positivos y que está compartida por todos ellos. La fuerza de atracción entre los iones positivos, y la nube electrónica contrarresta la repulsión entre los iones positivos vecinos, y por eso el metal es estable.

Ya hemos dicho que los metales son, generalmente, bastante densos debido a que los iones positivos de la red tienen el mismo tamaño y esto permite que cada ion esté rodeado de muchos iones. Por eso si la Copa del Mundo de Fútbol fuera maciza, debería pesar mucho más de lo que dice la FIFA.

Importante

Un metal sólido está formado por una ordenación en el espacio de iones positivos, sumergidos en una nube de electrones.

Esta nube está formada por los electrones de valencia perdidos por los átomos para transformarse en iones. Los electrones

están deslocalizados por todo el cristal, y compartidos por todos los iones positivos.

Las fuerzas de atracción entre los electrones de la nube y los iones positivos hacen que la estructura sea estable.

Reflexiona

¿Crees que el modelo de nube de carga puede explicar la conductividad eléctrica de los metales? ¿Por qué?

Mostrar retroalimentación

Sí. La nube de electrones se mueve libremente por toda la estructura del cristal y esto hace posible que la corriente eléctrica pueda pasar a través de un trozo de metal.

5. Fuerzas intermoleculares

Curiosidad

Las propiedades de las sustancias moleculares (con enlace covalente) indican que las fuerzas entre las moléculas que las forman son, en general, mucho menos intensas que las que hay entre las partículas de las sustancias iónicas, metálicas o covalentes: la característica principal es que son gaseosas o líquidas a temperatura ambiente, y si son sólidas, son blandas y su dureza es baja o media.

Esas **fuerzas intermoleculares** reciben el nombre de **fuerzas de Van der Waals**, y son las responsables de las propiedades físicas de las sustancias moleculares y de su estado de agregación: si no existieran, las moléculas se moverían desordenadamente por agitación térmica, sin ningún tipo de atracción entre ellas, y el estado físico sería siempre el gaseoso. En la naturaleza hay muchas sustancias moleculares en estado líquido, como el alcohol de quemar, la acetona, el ácido acético, el agua o la gasolina, o sólido, como el yodo, la mantequilla, etc. Estos ejemplos indican que estas fuerzas intermoleculares son muy frecuentes en la naturaleza.

Importante

Hay dos tipos de interacciones en las sustancias moleculares:

- **Enlaces covalentes:** interacciones entre los átomos que dan lugar a una molécula. Son las que determinan las propiedades químicas de la sustancia.
- **Fuerzas intermoleculares:** interacciones eléctricas que unen las moléculas. Son mucho más débiles que las anteriores, y determinan las propiedades físicas de la sustancia.

Las fuerzas intermoleculares **se deben a interacciones entre dipolos**, por lo tanto, serán tanto más intensas cuanto mayor sea la polaridad de las moléculas. Los dipolos se orientan unos con respecto a los otros, de forma que los extremos positivos de unas moléculas se acercan a los negativos de otras, produciéndose una cierta ordenación en la sustancia, lo que le confiere cierta estabilidad.



Imagen de Benjah-bmm27 en Wikimedia. CC0

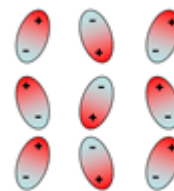


Imagen de Diego JP, Creative commons

Así, estas fuerzas intermoleculares, unen ordenadamente las moléculas de la sustancia, por lo que son las responsables de que algunas sustancias moleculares sean líquidas o sólidas a temperatura ambiente, al ser estas fuerzas intermoleculares lo suficientemente intensas como para mantener la estructura del líquido o el sólido, respectivamente.

Estas **Interacciones dipolares** se dan cuando las moléculas son polares, como sucede en el caso del HCl, agua, amoníaco, etc. Cuanto más polar sea la molécula, más intensas son las fuerzas intermoleculares.

Además existen fuerzas de **dispersión**, se deben a que las nubes electrónicas de las moléculas no están fijas, sino que se van distribuyendo entre los átomos unidos por enlace covalente. Debido a esas redistribuciones, en un momento dado se puede producir en las moléculas una cierta separación de cargas, un dipolo instantáneo, que además induce dipolos instantáneos en las moléculas cercanas. Estos dipolos se orientan entre sí, dando lugar a una cierta interacción entre las moléculas: las fuerzas dispersivas o de dispersión.



Imagen de Diego JP, Creative commons

Estas fuerzas de dispersión son poco intensas, son tanto mayores cuanto mayor sea el número de electrones de la molécula, es decir, aumentan con la masa molecular.

Importante

Las fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals) pueden

Las fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals) pueden ser:

- **Interacciones dipolares**, aumentan al hacerlo la polaridad de la molécula.
- **Fuerzas dispersivas**: aumentan con la masa molecular

Reflexiona

Justifica razonadamente los puntos de ebullición de las sustancias que se indican en la tabla (H_2 , HCl y Cl_2). Los valores de los puntos de ebullición son: $-253\text{ }^\circ\text{C}$, $-34\text{ }^\circ\text{C}$ y $48\text{ }^\circ\text{C}$, ¿a quién corresponde cada una de estos valores?

Sustancia	Punto de ebullición
H_2	
HCl	
Cl_2	

Mostrar retroalimentación

Si no tenemos en cuenta las fuerzas intermoleculares, los puntos de fusión y ebullición son tanto mayores cuanto mayor es la masa molecular, ya que cuanto mayor sera la masa, más energía se requiere para separar a las moléculas.

De las tres sustancias dadas, sólo el HCl es polar, ya que en los otros dos casos (H_2 y Cl_2) se unen mediante enlace covalente dos átomos iguales, con la misma electronegatividad. Por lo tanto, en el HCl las fuerzas intermoleculares son importantes y eso hace que tenga un punto de ebullición mayor que le corresponde de acuerdo con la masa que tiene.

Sustancia	Punto de ebullición
H_2	$-253\text{ }^\circ\text{C}$
HCl	$48\text{ }^\circ\text{C}$
Cl_2	$-34\text{ }^\circ\text{C}$

5.1 Puentes de hidrógeno

Un enlace por puente de hidrógeno es una fuerza atractiva entre un átomo electronegativo y un átomo de hidrógeno unido covalentemente a otro átomo muy electronegativo (F, O, N). Resulta pues, de la interacción de un átomo de hidrógeno unido a un átomo de flúor, oxígeno o nitrógeno, a otro átomo de flúor, oxígeno o nitrógeno., de ahí el nombre de "*enlace por puente de hidrógeno*", que no debe confundirse con un enlace covalente a átomos de hidrógeno.

Esta interacción por puentes de hidrógeno, si bien es mucho más débil que una interacción covalente, es bastante más intensa que las fuerzas intermoleculares debidas a la atracción entre dipolos eléctricos.

El enlace de hidrógeno no sólo se presenta en el agua, sino también en los alcoholes, los ácidos orgánicos, los fenoles que contienen grupos O-H, en las amidas, aminas y en el amoniaco, que contienen grupos N-H y en el ácido fluorhídrico H-F (enlaces del H con los elementos más electronegativos y de menor tamaño).

Estas interacciones son decisivas en muchos procesos fundamentales que se realizan en los organismos vivos.

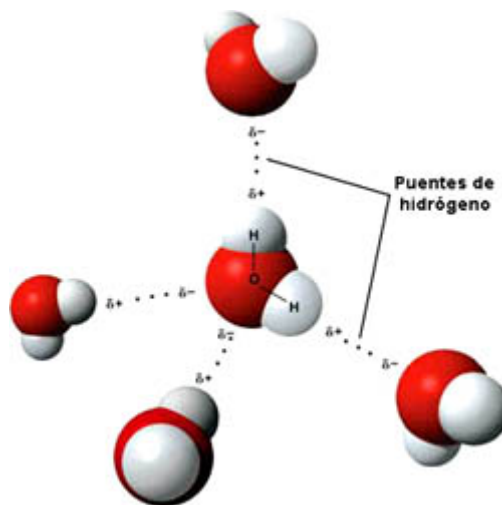


Imagen de Michel Mañas en Wikimedia. CC

A pesar de llamarse **enlace por puente de hidrógeno** o simplemente **puente de hidrógeno**, no deja de ser una fuerza intermolecular muy intensa: las sustancias que forman puentes de hidrógeno presentan puntos de fusión y ebullición más altos de lo esperado, debido precisamente a la intensidad de ese tipo de interacción.



Imagen de Kallerna en Wikimedia. CC

Fíjate en cómo se orientan las moléculas de agua: el extremo

negativo del dipolo, situado en el oxígeno, se orienta con respecto a los positivos de otras moléculas de agua, situados en los hidrógenos.

La especial distribución de los puentes de hidrógeno en el estado sólido da lugar a las diferentes formas de cristalización del hielo, algunas de las cuales puedes ver en la imagen de la derecha.

Importante

El **enlace por puentes de hidrógeno** es una fuerza intermolecular muy intensa que tiene lugar cuando en una molécula hay un átomo de hidrógeno unido, mediante enlace covalente, a un átomo de flúor (**F**), oxígeno (**O**) o nitrógeno (**N**). Estos átomos de hidrógeno, pueden establecer enlace por puentes de hidrógeno con otros átomos muy electronegativos.

Reflexiona

El punto de ebullición del agua (H_2O) es de 100°C , mientras que el del amoníaco (NH_3) es de -33°C . Compara la intensidad de los puentes de hidrógeno en ambas sustancias.

Mostrar retroalimentación

Las fuerzas intermoleculares son mayores entre moléculas de agua, ya que su punto de ebullición es mayor. Teniendo en cuenta que las masas relativas del agua (18 u) y del amoníaco (17 u) son muy similares, cabría esperar que sus puntos de ebullición fueran muy parecidas, la explicación de la gran diferencia hay que buscarla pues en la intensidad de los puentes de hidrógeno, que son mucho más fuertes entre moléculas de agua que entre moléculas de amoníaco.

Comprueba lo aprendido

Las interacciones dipolares son fuerzas intermoleculares.

[Sugerencia](#)

☒ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Los enlaces covalentes son enlaces químicos.

[Sugerencia](#)

☒ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Los enlaces iónicos se basan en fuerzas electrostáticas.

[Sugerencia](#)

☒ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Los puentes de hidrógeno son enlaces químicos.

[Sugerencia](#)

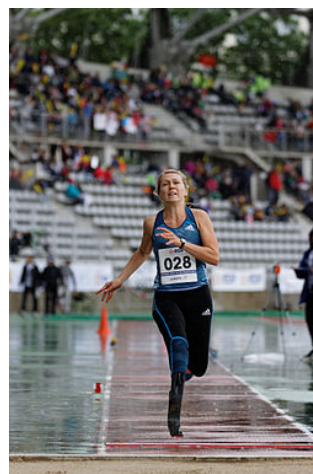
☐ Verdadero ☒ Falso

Falso

6. Propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace que poseen

Curiosidad

Conocer las propiedades de las sustancias es muy importante, y aún más conocer la causa de esas propiedades, así los investigadores pueden desarrollar nuevos materiales, que en muchos casos mejoran la calidad de vida de la sociedad actual. Por ejemplo, las prótesis que utilizan los deportistas paralímpicos, que realizan marcas de nivel mundial.



[Imagen](#) de Pierre-Yves Beaudouin

Relacionar las propiedades de las sustancias, con el tipo de enlace que tiene lugar entre los átomos que la constituyen, tiene una doble finalidad:

en Wikimedia. [CC](#)

- Conociendo la constitución de una sustancia, se pueden predecir las propiedades que tendrá.
- Si necesitamos un material de determinadas propiedades, se puede deducir la constitución que ha de tener.

Hasta ahora has visto cómo se explica la formación de los tipos de sustancias que existen utilizando unos modelos de enlace muy sencillos.

En este apartado vas a analizar las propiedades de cada tipo de sustancia en función del enlace presente en ellas, y a compararlas entre sí, prestando una especial atención a las fuerzas intermoleculares, que explican las propiedades físicas de las sustancias moleculares.

6.1 Sustancias iónicas

Curiosidad

Recuerda que **enlace iónico** es la unión, mediante fuerzas electrostáticas, de los iones que se forman cuando los átomos de un metal ceden electrones a los átomos de un no metal. Dichas fuerzas obligan a los iones a distribuirse en el espacio siguiendo un orden, formando estructuras gigantes o cristales.



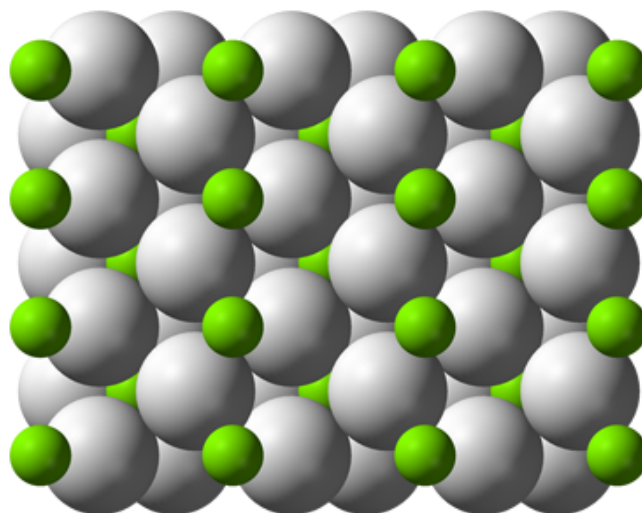
Imagen de Dr T en Wikimedia. CC

En las sustancias iónicas los iones se unen mediante **intensas fuerzas electrostáticas**, que se manifiestan en todas las direcciones del espacio. Los iones de un signo están rodeados por iones de signo contrario, y al revés, estableciéndose un equilibrio entre las fuerzas atractivas que se producen entre iones de signo contrario con las repulsivas que hay entre iones del mismo signo.

La magnitud que determina la intensidad de estas fuerzas es la **energía de red**: es la energía desprendida al formarse un mol de sustancia iónica a partir de los iones en estado gaseoso. *La energía de red es tanto mayor cuanto mayores son las cargas de los iones y menores son los tamaños de los iones.*

ESTADOS DE AGREGACIÓN.

Los iones no están en reposo sino que, debido a la agitación térmica producida por la temperatura a la que se encuentra la sustancia, oscilan dentro de un espacio reducido. Al calentar la sustancia, esta agitación térmica va siendo mayor. Si esta agitación térmica es lo suficientemente grande, entonces se rompe la red cristalina y pasa sucesivamente



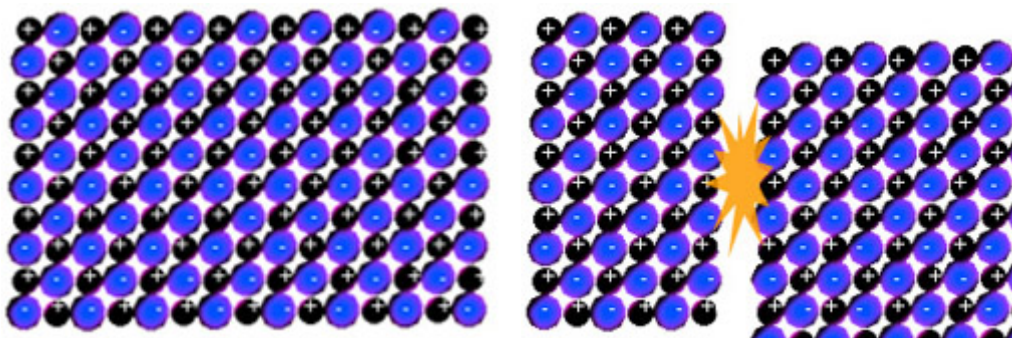
a estado líquido y a estado gaseoso. [Imagen](#) de Benjah-bmm27 en Wikimedia. Dominio público

La energía de red determina los puntos de fusión y ebullición de los compuestos iónicos, de manera que cuanto mayor es la energía de red, mayores son los puntos de fusión y ebullición. La energía de red, como ya sabes, depende de las cargas de los iones y del tamaño que tengan. *La energía de red es tanto mayor cuanto mayores son las cargas de los iones y cuanto menor sea su tamaño.*

Debido a la intensidad de esas fuerzas, los puntos de fusión y los de ebullición, son medios o altos, ya que para que los iones se separen por agitación térmica hay que alcanzar temperaturas elevadas. De esta forma, todas las sustancias iónicas son **sólidas a temperatura ambiente**.

DUREZA Y FRAGILIDAD.

También la energía de red, es la responsable de que sean **sustancias duras**, ya que no es fácil separar los iones: al rayar una sustancia, se separan algunas de las partículas que la forman (iones), por lo que se deben vencer las fuerzas que las mantienen unidas en el sólido.

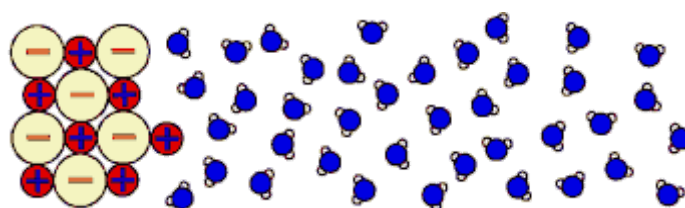


[Imagen](#) de Antimoni en Wikimedia. CC

Cuando se golpea un cristal iónico se produce un desplazamiento de las capas iónicas. Observa en la imagen cómo inicialmente los iones de un signo rodean a los de otro, si por efecto del golpe quedan enfrentados iones del mismo signo, las fuerzas repulsivas aumentan notablemente, y la estructura se abre por una zona de corte prácticamente perfecto: el cristal puede llegar a hacerse añicos si el golpe es lo bastante fuerte. En consecuencia, son **sustancias frágiles**.

SOLUBILIDAD.

Precisamente el hecho de que el agua sea una molécula polar le proporciona una de sus características más conocidas: es un disolvente extraordinario,



Simulación de Elaboración propia

tanto que es el medio en el que se desarrolla la vida en el planeta.

Observa la animación, en la que se simula el proceso de disolución de un cristal iónico en agua. Los iones pasan del sólido a la disolución, de manera que las interacciones ion-ion se rompen, estableciéndose interacciones entre los iones y las moléculas de agua. Cuanto más débiles sean las interacciones entre iones (menor sea la energía de red), más fácilmente se disolverá la sustancia iónica en agua.

Las sustancias iónicas, en general, solamente **son solubles en disolventes polares**, del tipo del agua, pero su solubilidad es muy variable, desde grande a prácticamente nula, dependiendo de las características de la sustancia iónica, pues cuanto mayor sea la energía de red, menor será la solubilidad.

Reflexiona

Explica por qué el sulfuro de hierro, que es una sustancia iónica, es prácticamente insoluble en agua.

Mostrar retroalimentación

Su energía de red es muy grande, como cabe esperar por sus cargas eléctricas, con lo que los iones están muy unidos y ni siquiera la interacción con las moléculas de agua es capaz de separarlos y disolver la sustancia.

CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA.

En estado sólido, los iones se encuentran fijos en una red cristalina, sin ninguna movilidad, por eso los sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica, que no es más que el desplazamiento de las cargas eléctricas.

Pero cuando los sólidos iónicos funden o se disuelven entonces los iones adquieren cierta movilidad por lo que sí conducen la corriente eléctrica.

Una característica particular de las sustancias iónicas es que no conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí lo hacen al fundir o disolverse en agua.

Importante

Los compuestos iónicos presentan en general las siguientes

Los compuestos iónicos presentan, en general, las siguientes propiedades:

- Tienen puntos de fusión y ebullición altos.
- Se disuelven bien en disolventes polares como el agua.
- No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí la conducen fundidos o en disolución.
- Son duros.
- Son frágiles.

Comprueba lo aprendido

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- El óxido de magnesio (MgO) tiene un punto de fusión menor que el cloruro de sodio (NaCl).

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

Vamos a comparar los radios y las cargas de los iones que forman ambos compuestos. La carga de los iones que forman el MgO (Mg^{+2} y O^{2-}) es mayor que la carga de los iones que forman el NaCl (Na^{+} y Cl^{-}).

El ion Mg^{+2} ($12\text{p}^{+}, 10\text{e}^{-}$) tiene menor tamaño (menor radio) que el ion Na^{+} ($11\text{p}^{+}, 10\text{e}^{-}$). Los dos tienen los mismo electrones pero el ion magnesio tiene más protones en el núcleo y, por tanto, los electrones son atraídos con mayor fuerza y estarán más cerca del núcleo (menor radio). El ion O^{2-} (2,8) es también más pequeño que el Cl^{-} (2,8,8) ya que tiene una capa electrónica menos. Por tanto, la distancia entre los iones en el MgO será menor que la distancia entre los iones en el NaCl.

Hemos visto que los iones del MgO están más cerca y tienen mayor carga que los iones del NaCl; por ello, la energía

reticular del MgO será mayor y mayor será la temperatura necesaria para separar sus iones, es decir, su punto de fusión.

- La temperatura de fusión del fluoruro de cesio es menor que la del fluoruro de sodio, ya que el radio de Na^+ es menor que el radio del Cs^+ .

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Ya hemos visto que la temperatura de fusión depende de la energía reticular. Cuanto mayor sea esta, mayor será la temperatura que hay que alcanzar para poder separar los iones del cristal. Además, la energía reticular es mayor cuanto mayor sean las cargas de los iones y más cerca se encuentren.

Como los iones que forman el CsF (Cs^+, F^-) y el NaF (Na^+, F^-) tienen la misma carga, sólo tendremos que estudiar la distancia que separa a los iones que va a depender del radio del Cs^+ y del Na^+ , ya que el anión es el mismo en ambos compuestos (F^-). El ion Cs^+ tiene la configuración electrónica del xenón y, por tanto, 5 capas electrónicas; en cambio, el ion $\text{Na}^+:[\text{Ne}]$ tiene sólo 2 capas de electrones. Por tanto, el ion Cs^+ tiene mayor radio (más capas) que el ion Na^+ , y la energía reticular y el punto de fusión del NaCl será mayor que el del CsF .

- El óxido de aluminio (Al_2O_3) es menos soluble en agua que el cloruro de sodio (NaCl).

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Cuanto mayor sea la energía reticular de un compuesto iónico, más difícil es separar sus iones y menos soluble será. La energía reticular aumenta cuando aumenta la carga de los iones y disminuye la distancia que los separa. Las cargas de los iones son mayores en el Al_2O_3 ($\text{Al}^{+3}, \text{O}^{2-}$) que en el NaCl (Na^+, Cl^-). El radio del ion Al^{3+} ($13\text{p}^+, 10\text{e}^-$) es menor que el radio del ion Na^+ ($11\text{p}^+, 10\text{e}^-$) porque, al ser mayor el número de protones de su núcleo, atrae con mayor fuerza a los electrones. El radio del ion O^{2-} (2,8) es menor que el del ion Cl^- (2,8,8) porque tiene menos capas de electrones. Por tanto, el Al_2O_3 tiene mayor energía reticular que el NaCl , porque sus iones tienen mayor carga y menor radio (están a menor distancia). Por eso, el óxido de aluminio es menos soluble que el cloruro de sodio.

distancia). Por eso el óxido de aluminio se disuelve peor en agua que el cloruro de sodio.

- Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

Los compuestos iónicos sólo conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en disolución.

- Al disolver NaCl en agua, los átomos se transforman en iones.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

Los iones existen en estado sólido. Cuando el NaCl se disuelve en agua los iones, que estaban unidos en el cristal, se separan.

6.2 Sustancias metálicas

Recuerda que un **enlace metálico** es un enlace químico que mantiene unidos a los átomos metálicos. *Los átomos metálicos*, al tener muy poca electronegatividad y ser muy electropositivos, *pierden los electrones de la capa de valencia, que pasan a formar una nube de electrones y se sitúan formando una red muy compacta inmersa en esa nube de electrones*. Al perder todos los electrones de la capa de valencia, la anterior pasa a ser la capa de valencia y queda con una configuración electrónica estable como la del gas noble.

Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes tridimensionales que adquieren la estructura típica de empaquetamiento compacto de esferas.

CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA.

La propiedad más característica de los metales, es la conducción de la corriente eléctrica: por agitación térmica los electrones se mueven desordenadamente en todas direcciones y a lo largo de toda la red, de acuerdo con el modelo de la nube electrónica o del gas electrónico.

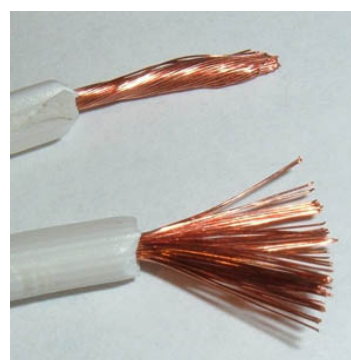
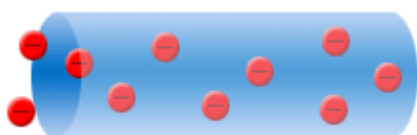


Imagen de Scott Edharten Wikimedia. CC0



Simulación del Proyecto Newton, CC

Como los electrones tienen muy poca masa (más de cien mil veces menor que la de un ion de cobre), se mueven con facilidad entre los iones. Si se someten dos puntos de un metal a una diferencia de potencial, los electrones se mueven con facilidad hacia el polo positivo, de mayor potencial. Este flujo de partículas cargadas en movimiento -electrones en este caso- es precisamente la corriente eléctrica.

En la tabla siguiente tienes los datos de conductividad eléctrica de varias sustancias (metales y no metales), tomando como referencia unidad, la conductividad del plomo. Fíjate en que la variación es muy grande, desde 13,6 de la plata, el mejor conductor, hasta 10^{-22} del azufre, que es un aislante. Observa los valores del grafito, que tiene una conductividad apreciable y por eso se utiliza para fabricar electrodos, y el silicio, que es un semiconductor, fundamental en la industria electrónica.

Conductividad del plomo como referencia			
Plata	13,6	Grafito (C)	0,016
Cobre	13,0	Silicio	$2,6 \cdot 10^{-4}$
Aluminio	8,4	Germanio	$2,5 \cdot 10^{-4}$
Cinc	3,7	Iodo	$2,0 \cdot 10^{-14}$
Hierro	2,2	Diamante (C)	$4,0 \cdot 10^{-20}$
Plomo	1,0	Azufre	$1,0 \cdot 10^{-22}$

ESTADOS DE AGREGACIÓN.

Todas las sustancias metálicas son sólidas a temperatura ambiente, con excepción del mercurio. Este hecho indica que las fuerzas de cohesión de los átomos metálicos son importantes.

El punto de fusión es muy variable, desde el entorno de 50-100 °C de los alcalinos (28 °C el cesio), pasando por el estaño, usado en soldadura electrónica, hasta los 3410 °C del



Imagen de Pearle en Wikipedia. CC

wolframio, utilizado en filamentos de bombillas incandescentes.

DUREZA Y FRAGILIDAD.

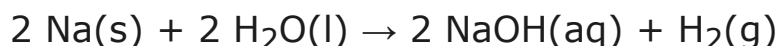
Su dureza es media o baja, dependiendo de la intensidad del enlace: en general, las más duras tienen puntos de fusión más altos.

Si se trata de átomos pequeños que se ordenan en redes muy compactas, la densidad es muy elevada, como ocurre en el osmio, iridio y platino, superiores a 22 g/cm^3 , aunque en algunos casos como litio, sodio o potasio, flotan en el agua (densidad menor de 1 g/cm^3).

No son frágiles como sucede con las sustancias iónicas, sino que resultan maleables y dúctiles, pudiendo cambiar su forma al golpearlos. En algunos casos, incluso se pueden doblar con la mano (hilos de cobre, chapas finas de aluminio, etc). Esto se debe a que al deformar un poco la red se obtiene una estructura espacial de los átomos similar a la inicial (por el contrario, al deformar una red iónica se enfrentaban iones del mismo signo, que al repelerse producían su fractura, como ya has visto los sólidos iónicos sí son frágiles).

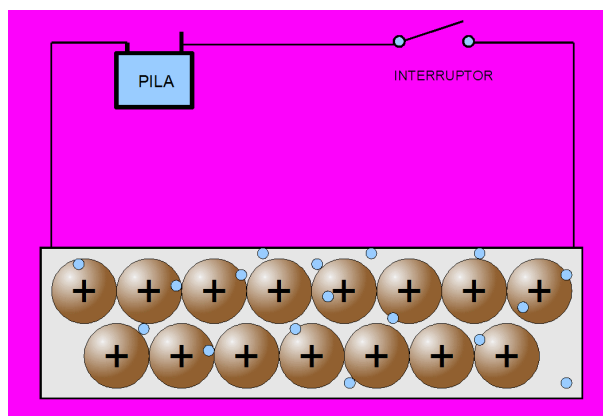
SOLUBILIDAD.

No se disuelven en ningún líquido. En agua los metales no se disuelven, pero algunos de ellos reaccionan con ella formando óxidos o hidróxidos. Es decir, reaccionan químicamente con el líquido (agua) y se disuelven, pero al evaporar el líquido no se recupera la sustancia inicial, ya que se han formado otras sustancias. Por ejemplo, el sodio reacciona con violencia con el agua, formándose hidróxido de sodio en disolución y desprendiéndose gas hidrógeno. Al evaporar la disolución, se recupera hidróxido de sodio y no el metal.

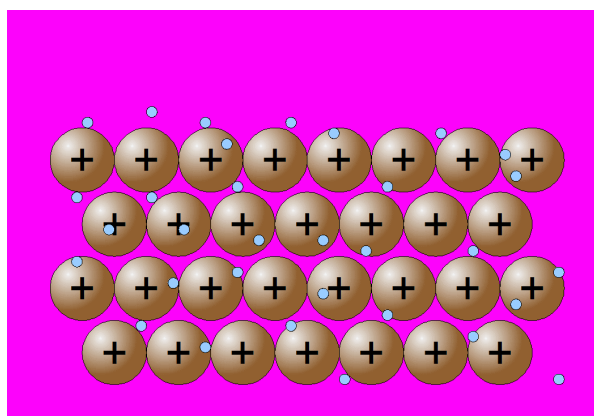


OTRAS PROPIEDADES.

Su calor específico es muy bajo; es decir, se calientan con facilidad al comunicarles energía en forma de calor. Como además los metales conducen muy bien el calor, no sólo aumentan apreciablemente su temperatura, sino que lo hacen muy deprisa. Por esta razón se utilizan en cocina para fabricar cacerolas, ollas y sartenes.



Conductividad eléctrica



Ductilidad y maleabilidad

Importante

De forma general, los metales presentan las siguientes propiedades:

- Son opacos y presentan brillo característico.
- Conducen el calor y la electricidad.
- Son dúctiles y maleables.
- Suelen ser bastante densos.
- Suelen tener puntos de fusión y ebullición altos.

Comprueba lo aprendido

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La plata conduce la corriente eléctrica.

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

La plata es un metal y conduce la corriente eléctrica gracias a la movilidad de los electrones de la nube de carga que está deslocalizada por toda su estructura cristalina. De hecho, la plata es el elemento que mejor conduce la electricidad.

b) No se pueden fabricar ni láminas ni hilos de oro.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

El oro es un metal muy dúctil y maleable y con el se pueden fabricar hilos, por ejemplo para hacer cadenas, y láminas como el pan de oro.

c) El hierro flota en el agua.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

El hierro es bastante más denso que el agua y no puede flotar en ella. Todos los metales son más densos que el agua, excepto el litio, el sodio y el potasio. La alta densidad de los metales se debe a que sus átomos están muy juntos, sus estructuras son muy compactas.

d) El cloruro de sodio sólido conduce la corriente eléctrica.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

El cloruro de sodio es un compuesto iónico y sólo conduce la corriente eléctrica cuando está fundido.

e) Cuando hacemos chocolate a la taza removemos con una cuchara que no sea de metal.

● Verdadero ● Falso

Verdadero

Se utiliza generalmente una cuchara de madera porque, como ya hemos visto, el metal conduce el calor y nos quemaríamos las manos.

Curiosidad

Si te fijas en la ampolla de cesio de la fotografía, verás que hay una parte que está fundida. No es de extrañar, el cesio o el galio se pueden fundir fácilmente en la palma de la mano ya que sus puntos de fusión son inferiores a 30°C . La temperatura de fusión del litio (181°C), sodio ($97,8^{\circ}\text{C}$), potasio ($63,5^{\circ}\text{C}$) y rubidio ($38,9^{\circ}\text{C}$) son también bajas. El plomo se puede fundir con la llama de una cerilla y una hoja de estaño introducida en el fuego se convierte al instante en una gota de estaño líquido. En cambio, para fundir el wolframio es necesaria una temperatura mayor a 3000°C . Por eso los filamentos de las bombillas se fabrican con este material. Como ves, el punto de fusión de los metales es variable, pero la mayoría de ellos presentan puntos de fusión altos.



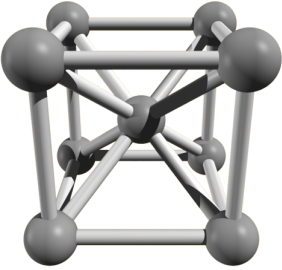
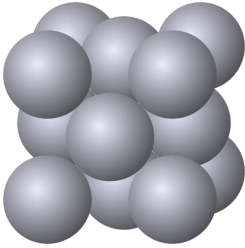
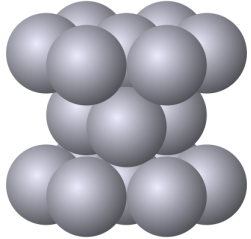
Imagen de Tomihahndorfen Wikimedia. CC

Curiosidad

La mayoría de los metales cristalizan en alguna de las tres estructuras cristalinas representadas abajo: estructura cúbica

centrada en el cuerpo (por ejemplo el sodio), estructura cúbica centrada en las caras (por ejemplo el oro o la plata) y estructura hexagonal compacta (por ejemplo el magnesio o el zinc).

Algunos metales cambian de estructura con la temperatura. Así, el hierro presenta una estructura cúbica centrada en el cuerpo hasta una temperatura de 912°C . A partir de esta temperatura, cambia a una estructura cúbica centrada en las caras, para volver a tener una estructura cúbica centrada en el cuerpo a unos 1400°C .

		
Estructura cúbica centrada en el cuerpo	Estructura cúbica centrada en las caras	Estructura hexagonal compacta

6.3 Sustancias covalentes

En las sustancias covalentes se forman estructuras gigantes de átomos unidos mediante enlace covalente. Los ejemplos más característicos son el diamante, cuya estructura ya has visto, la sílice (SiO_2) con la misma estructura tetraédrica y átomos de silicio unidos a los de oxígeno, y el grafito.

Como los enlaces son covalentes, muy fuertes, las redes covalentes son difíciles de destruir, lo que se traduce en que los puntos de fusión son altos, la dureza elevada y la solubilidad nula.

El grafito tiene una propiedad muy característica: tiene una apreciable conductividad de la corriente eléctrica, por lo que se utiliza para hacer electrodos (en las pilas más conocidas, de 1,5 voltios, el electrodo central, conectado al borne positivo de la pila y marcado con el número 2, es una barra de grafito).

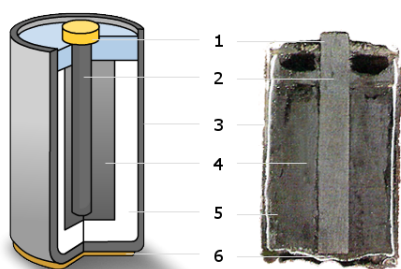


Imagen de Jacek FH en Wikimedia. CC

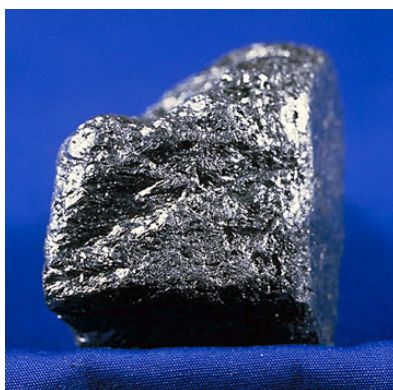


Imagen de SGov en Wikimedia. CC0

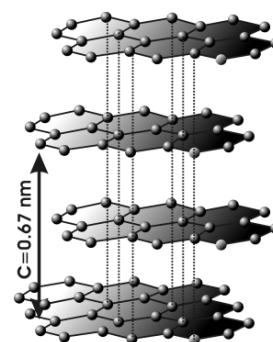


Imagen de Anton en Wikimedia. CC

Si te fijas en la imagen, verás que el grafito consta de láminas de anillos hexagonales en los que los electrones tienen cierta movilidad (como en el benceno), pero como los anillos están unidos, pueden pasar de un anillo a otro contiguo. Cuando el grafito se conecta a una diferencia de potencial, los electrones tienden a desplazarse hacia la zona de mayor potencial (polo positivo), pasando de un anillo a otro.

DUREZA Y FRAGILIDAD.

Se entiende por dureza la resistencia que ofrece un cuerpo a ser rayado. Los sólidos covalentes presentan una elevada dureza, de hecho, el diamante se toma como valor máximo en la escala de dureza.

La elevada dureza de las sustancias covalentes, puede explicarse teniendo en cuenta que para rayar un sólido covalente, es necesario arrancar unos cuantos átomos del sólido, para lo que hay que romper fuertes enlaces covalentes, por lo que presentan una gran resistencia al rayado.

ESTADO DE AGREGACIÓN.

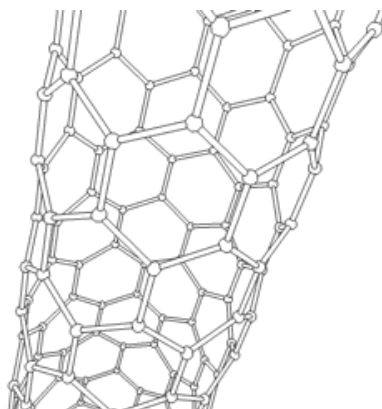
Todas las sustancias covalentes son sólidas a temperatura ambiente, presentando unos elevados puntos de fusión y ebullición.

Esto puede explicarse porque, para separar las partículas del sólido covalente, es necesario romper fuertes enlaces covalentes, para lo que se requiere una elevada temperatura.

CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA.

Las sustancias covalentes en general son aislantes, pues los electrones que comparten entre átomos están muy localizados entre átomos concretos.

No obstante, hay algunas sustancias covalentes como el grafito que presentan una estructura laminar, en anillos, dentro de los cuales pueden tener cierto movimiento los electrones, lo que le confiere cierta conductividad a lo largo de las láminas.



[Imagen](#) de Schwarzmm en Wikimedia. [CC](#)

Utilizando esta propiedad del grafito, se han desarrollado los nanotubos de grafito, que son estructuras laminares de grafito enrolladas sobre sí mismas, dando lugar a estructuras como la que ves en la figura.

Los nanotubos de carbono son las fibras más fuertes que se conocen, un solo nanotubo es de 10 a 100 veces más fuerte que el acero y poseen propiedades eléctricas muy interesantes, conduciendo la corriente eléctrica cientos de veces más eficazmente que los tradicionales cables de cobre. Si quieres saber más sobre los nanotubos puedes hacer clic en la animación de la derecha para acceder a un vídeo.

SOLUBILIDAD.

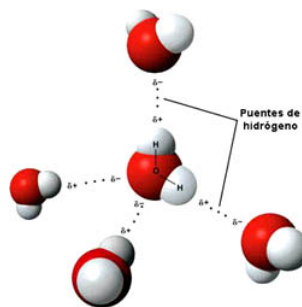
Las sustancias covalentes son prácticamente insolubles en cualquier tipo de disolvente.

Esta insolubilidad puede explicarse teniendo en cuenta que para disolver un sólido el disolvente tiene que arrancar sucesivamente las partículas del sólido.

6.4 Sustancias moleculares

Curiosidad

Como ya sabes, las sustancias moleculares, están formadas por *moléculas*, en las que *varios átomos se unen entre sí por enlaces covalentes*. Las moléculas se unen entre sí por fuerzas intermoleculares que, como ya has visto, pueden ser:



[Imagen](#) de Michel Mañas en Wikimedia. [CC](#)

- **Enlace por puentes de hidrógeno.**
- **Fuerzas de Van der Waals**, que pueden ser de dos tipos:
 - Interacciones **dipolares**.
 - Fuerzas **dispersivas**.

ESTADOS DE AGREGACIÓN.

Al ser las fuerzas intermoleculares relativamente pequeñas las sustancias moleculares son, en general, gaseosas a temperatura ambiente y sólo en aquellos casos en que las fuerzas intermoleculares son más intensas se encuentran en estado líquido o gaseoso.

En cualquier caso, los punto de fusión y ebullición son relativamente bajos y pueden explicarse teniendo en cuenta las fuerzas intermoleculares.



[Imagen](#) de Jurii en Wikimedia . [CC](#)

- **Enlace por puentes de hidrógeno:** aparecen cuando la molécula tiene átomos de hidrógeno unidos mediante enlace covalente a átomos de flúor, oxígeno o nitrógeno. Las sustancias que presentan enlaces por puentes de hidrógeno tienen unos puntos de fusión y ebullición especialmente elevados.

- **Fuerzas de Van der Waals:** Estas débiles fuerzas de interacción entre las moléculas también logran elevar los puntos de fusión y ebullición de las sustancias, pueden ser de dos tipos:

- Interacciones **dipolares:** que aumentan al aumentar la polaridad de la molécula.
- Fuerzas **dispersivas:** que aumentan con la masa molecular de la sustancia.

Las fuerzas dispersivas se dan siempre, y si además las moléculas son polares, habrá también interacciones dipolares.

Por tanto, podemos decir en sentido general que las sustancias moleculares tienen bajos puntos de fusión y ebullición, por lo que se encuentran en estado gaseoso, pero a medida que las fuerzas intermoleculares son importantes, se encontrarán en estado líquido o gaseoso.

DUREZA Y FRAGILIDAD.

Como las fuerzas de interacción entre las moléculas, son débiles, las sustancias moléculas, cuando son sólidas son blandas (es fácil arrancar unas cuantas moléculas unidas mediante fuerzas intermoleculares). No son frágiles, son moldeables, pues desplazar una molécula es muy fácil, habría que vencer sólo las fuerzas intermoleculares, que en una nueva posición, podrían volver a formarse.

SOLUBILIDAD.

Aplicando el principio: "**Semejante disuelve a semejante**", las sustancias moleculares polares, serán solubles en disolventes polares, como el agua. Por el contrario las sustancias apolares no son solubles en disolventes polares y sí lo serán en disolventes apolares.

Imagina que el agua (disolvente polar) interacciona con una sustancia no polar y otra polar:

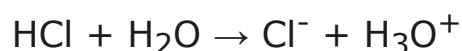
- Sustancia no polar: si la molécula es apolar, no tiene interacción alguna con el agua, por lo que las moléculas se ordenan por su densidad, resultando dos fases no miscibles, donde el líquido de mayor densidad se sitúa más abajo y el de menor densidad en la parte superior.
- Sustancia polar: cuando la sustancia a disolver es polar, las moléculas de agua interaccionan con las moléculas de la sustancia a disolver, arrancándolas, quedando las moléculas de agua unidas a las de la

sustancia. Puede observarse que como la molécula, aunque polar, es neutra, la disolución resultante no conduce la corriente eléctrica, como sí ocurre en los compuestos iónicos.

CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA.

Como no tienen carga eléctrica neta, no conducen la corriente eléctrica en ningún estado.

Sin embargo, algunas sustancias moleculares producen iones cuando se disuelven en agua, y en ese caso la disolución formada sí conduce la electricidad: es el caso del HCl, que en agua forma iones Cl^- y H_3O^+ . Estas sustancias reciben el nombre de **electrolitos**.



Comprueba lo aprendido tiple

Como acabas de ver, el propano tiene un punto de ebullición de $-42\text{ }^\circ\text{C}$. ¿Qué valor de entre los siguientes podrá corresponder al etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$)?

- ☐ $-48\text{ }^\circ\text{C}$
- ☐ $-2\text{ }^\circ\text{C}$
- ☐ $78\text{ }^\circ\text{C}$

¡Incorrecto! Como las masas molares son muy parecidas (44 y 46 g/mol), las fuerzas dispersivas también lo serán. Pero el etanol es polar, formando puentes de hidrógeno. Por tanto, las fuerzas totales son mayores entre moléculas de etanol, sustancia que tendrá un punto de ebullición mayor.

¡Incorrecto! Como las masas molares son muy parecidas (44 y 46 g/mol), las fuerzas dispersivas también lo serán. Pero el etanol es polar, formando puentes de hidrógeno. Por tanto, las fuerzas totales son mayores entre moléculas de etanol, sustancia que tendrá un punto de ebullición mayor. Pero no puede ser de -2°C , ya que entonces sería un gas a temperatura ambiente. Y supongo que sabes que el etanol, o alcohol etílico (componente "activo" de las bebidas alcohólicas) es líquido a temperatura ambiente

¡Correcto!

Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta

Reflexiona

Te dicen que los puntos de ebullición de dos hidrocarburos son $-89\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $-42\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sabes que se trata de etano ($\text{CH}_3\text{-CH}_3$) y propano ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$), pero no sabes qué valor corresponde a cada uno. Haz una asignación razonada de puntos de ebullición.

Mostrar retroalimentación

Se trata de dos moléculas apolares, ya que los enlaces C-H son muy poco polares; luego no hay interacciones dipolares y solamente existen fuerzas dispersivas. Pero como el propano tiene mayor masa molar (44 g/mol) que el etano (30 g/mol), las fuerzas dispersivas son mayores entre moléculas de propano, sustancia que tendrá el mayor punto de ebullición.

Etano: $-89\text{ }^{\circ}\text{C}$
Propano: $-42\text{ }^{\circ}\text{C}$

Reflexiona

El punto de ebullición del agua es de 100°C , mientras que el del etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$) es de $78\text{ }^{\circ}\text{C}$. Compara la intensidad de los puentes de hidrógeno en ambas sustancias.

Mostrar retroalimentación

Las fuerzas intermoleculares son mayores entre moléculas de agua, ya que su punto de ebullición es mayor. Sin embargo, las fuerzas dispersivas son menores en el agua, ya que su masa relativa es 18 mientras que la del etanol es 46. Por tanto, los puentes de hidrógeno deben ser más intensos entre

tanto, los puentes de hidrógeno deben ser más intensos entre moléculas de agua que entre moléculas de etanol.

Comprueba lo aprendido

Para fundir hielo hace falta romper enlaces O-H en la molécula de agua.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

Hay que romper las fuerzas intermoleculares, pero no hay que romper la molécula de agua.

Entre moléculas de amoníaco no hay más interacción que los puentes de hidrógeno.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

El amoníaco (NH_3) es una molécula polar, por lo que presenta también interacciones dipolares.

El bromo (Br_2) es líquido a temperatura ambiente. Luego el cloro (Cl_2) no puede encontrarse en estado sólido a 20°C .

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Como son dos moléculas apolares y la de cloro tiene menor masa, las fuerzas para separarlas son menores entre moléculas de cloro. Si el cloro fuese sólido, las interacciones serían mayores, y no es éste el caso.

6.5 Comparación de propiedades

En la tabla siguiente tienes un resumen de las propiedades más importantes de los cuatro tipos de sustancias. En ella quedan reflejadas, para cada tipo de sustancia, el tipo de partículas que la constituyen, la unión entre partículas y las cuatro propiedades que nos permiten diferenciarlas (los puntos de fusión y ebullición, la dureza y fragilidad, la conductividad eléctrica y la solubilidad) y finalmente algunos ejemplos de ese tipo de sustancia.

Tipo de sustancia	Tipo de partícula y de enlace	Tipo de unión entre partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Moléculas (enlace covalente)	Fuerzas intermoleculares	<ul style="list-style-type: none">● Puntos de fusión y ebullición bajos, debido a las débiles fuerzas intermoleculares.● Si son sólidos éstos serán muy blandos, pues las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas son débiles.● No conducen la corriente eléctrica, al no disponer de cargas eléctricas con movilidad● Generalmente son insolubles en agua, salvo que sean polares, en cuyo caso sí se disuelven en agua.	Oxígeno (O ₂) Cloro (Cl ₂) Agua (H ₂ O) Amoniacó (NH ₃) Propano (C ₃ H ₈)
Covalente	Átomos no metálicos (enlace covalente)	Enlace covalente	<ul style="list-style-type: none">● Puntos de fusión y ebullición elevados, pues sus partículas están unidas por fuertes enlaces covalentes.	Diamante (C) Sílice(SiO ₂)

			<ul style="list-style-type: none"> ● Son duros y no son frágiles, pues hay que romper fuertes enlaces covalentes para rayarlos. ● No conducen la corriente eléctrica, salvo en algunos casos como el grafito y derivados. ● Son insolubles en cualquier tipo de disolvente. 	
Metálica	Átomos metálicos (enlace metálico)	Enlace metálico	<ul style="list-style-type: none"> ● Puntos de fusión y ebullición medios o altos. ● Son duros, pero también maleables, resistiendo muy bien el golpe. ● Son buenos conductores de la corriente eléctrica. ● Son insolubles en cualquier disolvente. Pero pueden reaccionar con el agua produciendo óxidos o hidróxidos. 	Hierro (Fe) Cobre (Cu) Aluminio (Al)
Iónica	Iones (enlace iónico)	Enlace iónico	<ul style="list-style-type: none"> ● Puntos de fusión y ebullición altos. ● Son duros, pero frágiles (se rompen al golpearlos fuertemente). ● No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí en estado 	Cloruro de sodio (NaCl) Óxido de magnesio (MgO) Carbonato de calcio (CaCO ₃) Sulfato de potasio (K ₂ SO ₄)

			líquido o al disolverse. ● En general son solubles en agua, pero su solubilidad es variable, pues depende de la energía de red.	
--	--	--	--	--

Reflexiona

Entre los átomos de carbono del etano hay enlaces covalentes, lo mismo que entre los átomos de carbono del diamante. Sin embargo, el etano es un gas a temperatura ambiente, mientras que el diamante tiene un punto de fusión superior a 3000 °C. ¿Cómo lo explicas?

Mostrar retroalimentación

Para fundir diamante hay que romper enlaces entre átomos de carbono, enlaces covalentes muy fuertes. Sin embargo, para fundir etano hay que separar moléculas de etano, unidas por fuerzas dispersivas débiles, al ser una molécula de poca masa, pero no hay que romper enlaces C-C.

Reflexiona

Una sustancia tiene un punto de fusión de 687 °C, es frágil, no conduce la corriente eléctrica en estado sólido, se disuelve apreciablemente en agua y su disolución conduce la corriente eléctrica. ¿De cuál de las sustancias siguientes puede tratarse: SO₃, Fe, SiO₂ o NaBr?

Mostrar retroalimentación

Las características corresponden a una sustancia iónica. Por tanto, debe ser NaBr, ya que SO₃ es molecular, Fe es metálica

y SiO_2 es covalente.

Comprueba lo aprendido

Las interacciones dipolares son fuerzas intermoleculares.

[Sugerencia](#)

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Los enlaces covalentes son enlaces químicos.

[Sugerencia](#)

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Los enlaces iónicos se basan en fuerzas electrostáticas.

[Sugerencia](#)

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Los puentes de hidrógeno son enlaces químicos.

[Sugerencia](#)

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

Reflexiona

Una sustancia posee una gran dureza, conduce la corriente eléctrica en estado líquido y se disuelve lentamente en agua. ¿En qué grupo la clasificarías?

que grupo la clasificarías?

Mostrar retroalimentación

Una sustancia que posee gran dureza puede ser metálica, iónica o red covalente. Si además conduce la corriente en estado líquido, tendrá que ser bien una sustancia metálica o una sustancia iónica. Pero como además se disuelve en agua, entonces sólo puede ser una sustancia iónica.

Reflexiona

La sustancia que se muestra en la imagen, no conduce la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí en estado fundido. ¿En qué grupo la clasificarías?.

Mostrar retroalimentación

Debe ser una sustancia iónica, pues son las únicas que no conducen la corriente eléctrica en estado sólido, a pesar de estar constituidas por iones, estos no tienen movilidad al estar rígidamente unidos formando una red cristalina. En cambio, en estado líquido, los iones tienen cierta movilidad y por tanto conducen la corriente eléctrica.



Imagen de dominio público

Comprueba lo aprendido

Una sustancia desconocida tiene un punto de ebullición de -20°C . ¿En qué tipo de sustancia la clasificarías?

- ☐ Iónica
- ☐ Metálica
- ☐ Covalente

☐ Molecular

¡Incorrecto! La sustancia desconocida es gaseosa a temperatura ambiente (entra en ebullición a -20°C), mientras que todas las sustancias iónicas son sólidas a temperatura ambiente.

¡Incorrecto! La sustancia desconocida es gaseosa a temperatura ambiente (entra en ebullición a -20°C), mientras que todas las sustancias metálicas son sólidas a temperatura ambiente, excepto el mercurio, que es líquido.

¡Incorrecto! La sustancia desconocida es gaseosa a temperatura ambiente (entra en ebullición a -20°C), mientras que todas las sustancias covalentes son sólidas a temperatura ambiente.

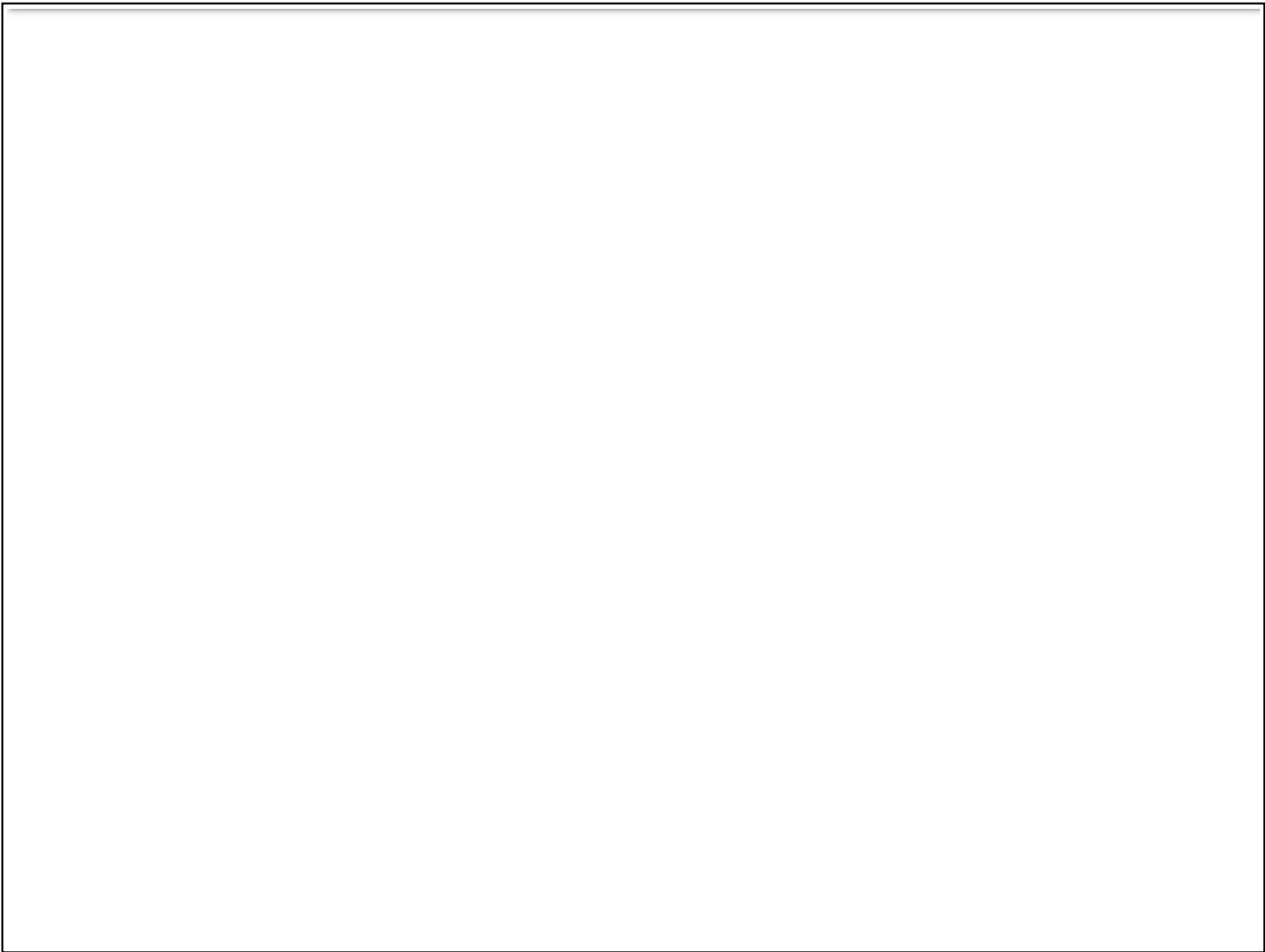
¡Correcto!

Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Incorrecto
4. Opción correcta

Mapa conceptual

[Mapa conceptual](#) (pdf - 175.25 KB)



Fuentes para el profesorado

Descargar [CMAP](#)

Resumen



Importante

Se llama enlace químico a las fuerzas que mantienen unidos a los átomos, cualquiera que sea su naturaleza.

Conociendo el carácter metálico de los átomos que van a formar enlace, es decir, la posición que ocupan en la tabla periódica, podemos predecir el tipo de enlace que tendrá lugar entre ellos.



Importante

Regla del octeto:

Todos los átomos tienen tendencia a conseguir en la última capa la configuración electrónica del gas noble más próximo, para lo que **ceden**, **aceptan** o **comparten** electrones, dando lugar a los diferentes tipos de enlace.



Importante

Llamamos enlace iónico a la unión, mediante fuerzas electrostáticas, de los iones que se forman cuando los átomos de un metal ceden electrones a los átomos de un no metal. Dichas fuerzas, obligan a los iones a distribuirse en el espacio siguiendo un orden, formando estructuras gigantes o cristales.

Importante

La **ENERGÍA RETICULAR** es aquella que se desprende cuando se forma un mol de un compuesto iónico sólido a partir de sus iones en estado gaseoso y totalmente separados.

O bien:

La **ENERGÍA RETICULAR** es aquella que hay que suministrar a un mol de un compuesto iónico sólido para separar totalmente sus iones.

La energía reticular depende de la carga y del tamaño de los iones. A mayor carga y menor tamaño, mayor energía reticular y viceversa.

Importante

Recuerda que...

El enlace covalente se produce por compartición de pares de electrones entre dos átomos.

Importante

Hay dos tipos de interacciones en las sustancias moleculares:

- **Enlaces covalentes:** interacciones entre los átomos que dan lugar a una molécula. Son las que determinan las propiedades químicas de la sustancia.
- **Fuerzas intermoleculares:** interacciones eléctricas que unen las moléculas. Son mucho más débiles que las

anteriores, y determinan las propiedades físicas de la sustancia.

Importante

Un metal sólido está formado por una ordenación en el espacio de iones positivos, sumergidos en una nube de electrones.

Esta nube está formada por los electrones de valencia perdidos por los átomos para transformarse en iones. Los electrones están deslocalizados por todo el cristal, y compartidos por todos los iones positivos.

Las fuerzas de atracción entre los electrones de la nube y los iones positivos hacen que la estructura sea estable.

Importante

Las fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals) pueden ser:

- **Interacciones dipolares**, aumentan al hacerlo la polaridad de la molécula.
- **Fuerzas dispersivas**: aumentan con la masa molecular

Importante

El **enlace por puentes de hidrógeno** es una fuerza intermolecular muy intensa que tiene lugar cuando en una molécula hay un átomo de hidrógeno unido, mediante enlace covalente, a un átomo de flúor (**F**), oxígeno (**O**) o nitrógeno (**N**). Estos átomos de hidrógeno, pueden establecer enlace por puentes de hidrógeno con otros átomos muy electronegativos.



Importante

Relacionar las propiedades de las sustancias, con el tipo de enlace que tiene lugar entre los átomos que la constituyen, tiene una doble finalidad:

- Conociendo la constitución de una sustancia, se pueden predecir las propiedades que tendrá.
- Si necesitamos un material de determinadas propiedades, se puede deducir la constitución que ha de tener.



Importante

Una característica particular de las sustancias iónicas es que no conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí lo hacen al fundir o disolverse en agua.



Importante

Todas las sustancias covalentes son sólidas a temperatura ambiente, presentando unos elevados puntos de fusión y ebullición.



Importante

Podemos decir en sentido general que las sustancias moleculares

tienen bajos puntos de fusión y ebullición, por lo que se encuentran en estado gaseoso, pero a medida que las fuerzas intermoleculares son importantes, se encontrarán en estado líquido o gaseoso.

Importante

La propiedad más característica de los metales, es la conducción de la corriente eléctrica: por agitación térmica los electrones se mueven desordenadamente en todas direcciones y a lo largo de toda la red, de acuerdo con el modelo de la nube electrónica o del gas electrónico.

Importante

Tipo de sustancia	Tipo de partícula y de enlace	Tipo de unión entre partículas	Propiedades	Ej
Molecular	Moléculas (enlace covalente)	Fuerzas intermoleculares	<ul style="list-style-type: none"> ● Puntos de fusión y ebullición bajos, debido a las débiles fuerzas intermoleculares. ● Si son sólidos éstos serán muy blandos, pues las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas son débiles. ● No conducen la corriente eléctrica, al no disponer de cargas eléctricas 	Ox (O ₂), Clor (Cl ₂), Ag (H ₂), Ar (N ₂), Pro (C ₃)

			<p>con movilidad</p> <ul style="list-style-type: none"> ● Generalmente son insolubles en agua, salvo que sean polares, en cuyo caso sí se disuelven en agua. 	
Covalente	Átomos no metálicos (enlace covalente)	Enlace covalente	<ul style="list-style-type: none"> ● Puntos de fusión y ebullición elevados, pues sus partículas están unidas por fuertes enlaces covalentes. ● Son duros y no son frágiles, pues hay que romper fuertes enlaces covalentes para rayarlos. ● No conducen la corriente eléctrica, salvo en algunos casos como el grafito y derivados. ● Son insolubles en cualquier tipo de disolvente. 	Dia (C) Síli
Metálica	Átomos metálicos (enlace metálico)	Enlace metálico	<ul style="list-style-type: none"> ● Puntos de fusión y ebullición medios o altos. ● Son duros, pero también maleables, resistiendo muy bien el golpe. ● Son buenos conductores de la corriente eléctrica. 	Hie Col Alu (Al

			<ul style="list-style-type: none"> ● Son insolubles en cualquier disolvente. Pero pueden reaccionar con el agua produciendo óxidos o hidróxidos.
Iónica	Iones (enlace iónico)	Enlace iónico	<ul style="list-style-type: none"> ● Puntos de fusión y ebullición altos. ● Son duros, pero frágiles (se rompen al golpearlos fuertemente). ● No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí en estado líquido o al disolverse. ● En general son solubles en agua, pero su solubilidad es variable, pues depende de la energía de red.

Cloruro de sodio (NaCl)
Óxido de magnesio (MgO)
Carbonato de calcio (CaCO₃)
Sulfato de potasio (K₂SO₄)

Ejercicios resueltos

Tabla Periódica de los Elementos																	
1 1A New Original	2 1A	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H 1.00794	2 He 4.002602	3 Li 6.941	4 Be 9.012182	5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.00643	8 O 15.999	9 F 18.998403	10 Ne 20.1797	11 Na 22.989769	12 Mg 24.3050	13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973762	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955912	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938045	26 Fe 55.847	27 Co 58.933200	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.409	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc 98.906250	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.90547	54 Xe 131.29
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 to 71 Lanthanides	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.222	78 Pt 195.078	79 Au 196.96655	80 Hg 200.59	81 Tl 204.3833	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98039	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89 to 103 Actinides	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 266	107 Bh 264	108 Hs 277	109 Mt 268	110 Ds 271	111 Rg 272	112 Uub 285	113 Uut 284	114 Uuq 289	115 Uup 288	116 Uuh 292	117 Uus 294	118 Uuo 294
89 La 138.905	90 Ce 140.116	91 Pr 140.90768	92 Nd 144.24	93 Pm 144.9127	94 Sm 150.36	95 Eu 151.964	96 Gd 157.25	97 Tb 158.92534	98 Dy 162.500	99 Ho 164.93032	100 Er 167.259	101 Tm 168.93421	102 Yb 173.04	103 Lu 174.967	104 Hf 178.49	105 Ta 180.9479	106 W 183.84
105 Ac 227	106 Th 232.0381	107 Pa 231.03688	108 U 238.02891	109 Np 237	110 Pu 244	111 Am 243	112 Cm 247	113 Bk 247	114 Cf 251	115 Es 252	116 Fm 257	117 Md 258	118 No 259	119 Lr 262	120 Hf 178.49	121 Ta 180.9479	122 W 183.84

Aquí se muestra una tabla periódica de los elementos, si tienes alguna dificultad con las

configuraciones electrónicas, puedes encontrar el número de electrones en cada capa, para cada elemento en la parte derecha, puedes utilizar la lupa para verla mejor, haciendo clic sobre ella.

Ejercicio resuelto

Una sustancia está constituida exclusivamente por cloro y potasio, ¿qué tipo de sustancia será?, ¿qué propiedades tendrá?.

Mostrar retroalimentación

Para contestar a este ejercicio debemos saber en qué lugar de la tabla periódica se encuentran estos elementos.

El cloro (Cl) es un elemento muy electronegativo, situado a la derecha de la tabla periódica, es un no metal. El potasio (K) en cambio, es muy electropositivo, se encuentra situado a la izquierda de la tabla periódica, es un metal.



La unión entre átomos de elementos metálicos y no metálicos da lugar a la formación de compuestos iónicos, por tanto **se tratará de una sustancia iónica**.



Las propiedades que podemos prever para esta sustancia son las propiedades generales de las sustancias iónicas:

- Elevados puntos de fusión y ebullición, es decir se tratará de una sustancia sólida a temperatura ambiente.
- Para esta sustancia cabe esperar una dureza considerable, debida a las elevadas fuerzas electrostáticas que mantienen unidos a los iones.
- No conducirá la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí en estado disuelto o fundido.
- La sustancia debe ser soluble en disolventes polares como el agua.
- Debe ser una sustancia frágil, con poca resistencia al golpe y mala conductora del calor, pues pequeños cambios en la estructura interna la hacen inestable.


Ejercicio resuelto



Clasifica las siguientes sustancias en alguno de los cuatro grupos vistos en los contenidos (metálicas, iónicas, moleculares y redes covalentes), e identifica el tipo de átomos que la constituyen (metal o no metal):

<i>Imagen</i>	<i>Propiedades</i>	<i>Tipo de sustancia</i>	<i>Tipos de átomos</i>
 Imagen de dominio público	<ul style="list-style-type: none"> ● Sólido cristalino. ● Conduce la corriente al fundirlo. ● Soluble en agua 		
 Imagen de dominio público	<ul style="list-style-type: none"> ● Sólido a temperatura ambiente. ● Buen conductor de la electricidad 		
	<ul style="list-style-type: none"> ● Sólido de gran dureza. ● Insoluble en agua. ● No conduce la 		

 <p>Imagen de dominio público</p>	<p>● No conduce electricidad.</p>		
 <p>Imagen con licencia CC</p>	<ul style="list-style-type: none"> ● Líquido a temperatura ambiente. ● Disuelve fácilmente a muchas sustancias. 		

Mostrar retroalimentación

<i>Imagen</i>	<i>Propiedades</i>	<i>Tipo sustancia</i>
 <p>Imagen de dominio público</p>	<ul style="list-style-type: none"> ● Sólido cristalino. ● Conduce la corriente al fundirlo. ● Soluble en agua 	Iónica.
 <p>Imagen de dominio público</p>	<ul style="list-style-type: none"> ● Sólido a temperatura ambiente. ● Buen conductor de la electricidad 	Metálica
	<ul style="list-style-type: none"> ● Sólido de gran dureza. ● Insoluble en agua. ● No conduce la electricidad. 	Red covalente

 <p>Imagen de dominio público</p>		
 <p>Imagen con licencia CC</p>	<ul style="list-style-type: none"> ● Líquido a temperatura ambiente. ● Disuelve fácilmente muchas sustancias. 	Molécul

Ejercicio resuelto

Dibuja el diagrama de Lewis para las siguientes moléculas: NH_3 , CCl_4 , N_2 .

Mostrar retroalimentación

NH_3 :

- El N tiene 5 electrones en la capa de valencia, por lo que para conseguir la configuración electrónica de gas noble, necesita 3 electrones, para lo que puede compartir tres pares de electrones.
- El H tiene 1 electrón en la capa de valencia, necesita 1 electrón más para conseguir la configuración de gas noble. Esto lo puede conseguir compartiendo un par de electrones con otro átomo.

Así, el N comparte tres electrones con otros tres átomos de hidrógeno, quedándole además al nitrógeno un par de electrones sin compartir.

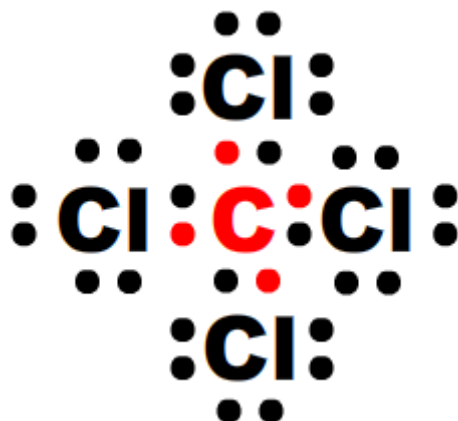
nitrogeno un par de electrones sin compartir.



CCl₄:

- El C tiene 4 electrones en la capa de valencia, puede conseguir la configuración electrónica de gas noble consiguiendo otros cuatro electrones, por ejemplo, compartiendo cuatro electrones con otros átomos.
- El Cl tiene 7 electrones en la capa de valencia, necesita 1 electrón más para conseguir la configuración de gas noble, lo que puede conseguir compartiendo un electrón con otro átomo.

En el CCl₄, el carbono comparte cuatro electrones con otros cuatro átomos de cloro, consiguiendo así, tanto el átomo de carbono, como los de cloro, cumplir la regla del octeto:



N₂:

- El N tiene 5 electrones en la capa de valencia, por lo que para conseguir la configuración electrónica de gas noble, necesita 3 electrones más, para lo que puede compartir tres electrones con otro átomo de nitrógeno.

En el N₂, se comparte tres pares de electrones entre dos átomos de nitrógeno, consiguiéndose así que cada uno consiga completar la capa de valencia con ocho electrones, cumpliendo la regla del octeto:



Ejercicio resuelto

Indica el tipo de enlace que tendrá lugar entre los átomos que se indican, completando la tabla siguiente:

Átomos que se unen		Tipo de sustancia
Cl	Cl	
F	K	
C	C	
N	H	
C	Cl	
Cu	Sn	
Fe	S	
Ag	Ag	

Mostrar retroalimentación

Átomos que se unen		Tipo de sustancia
Cl	Cl	<i>Molecular</i>
F	K	<i>Iónica</i>
C	C	<i>Red covalente</i>
N	H	<i>Molecular</i>
C	Cl	<i>Molecular</i>
Cu	Sn	<i>Metálico</i>
Fe	S	<i>Iónico</i>
Ag	Ag	<i>Metálico</i>

Comprueba lo aprendido

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

Dos metales se pueden unir mediante enlace iónico.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

El enlace iónico se produce entre un metal, que pierde electrones, y un no metal, que capta los electrones perdidos por el metal. Se forman iones positivos y negativos que se atraen y se repelen hasta que quedan ordenados formando una estructura cristalina.

El número de aniones y de cationes de un compuesto iónico depende de la carga de los mismos.

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

Los compuestos iónicos son neutros. Por tanto, la proporción entre el número de cationes y de aniones va a depender de la carga de estos. Por ejemplo, en el cloruro de aluminio el ion aluminio tiene carga 3+ (Al^{3+}) y el ion cloruro carga 1- (Cl^-), por tanto, por cada ion aluminio hacen falta tres iones cloruro (AlCl_3).

Los átomos unidos mediante enlace iónico comparten electrones.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

No. El metal pierde electrones que capta el no metal.

Comprueba lo aprendido

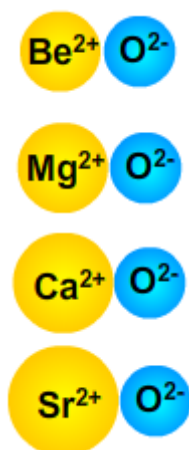
triple

Indica cuál de los siguientes compuestos iónicos tiene mayor punto de fusión:

- ☐ BeO
- ☐ MgO
- ☐ CaO

😊 ¡Correcto! El punto de fusión de un compuesto es la temperatura a la que funde y va a depender de la energía reticular del mismo. Cuanto mayor sea la carga de los iones y más cerca estén, mayor es la fuerza con la que se atraen y, por tanto, la energía necesaria para separarlos (energía reticular) y el punto de fusión.

En todos los compuestos que nos proponen nos encontramos con el ion O^{2-} , así que la variación del punto de fusión va a depender del tamaño y de la carga del otro ión. Como todos los iones positivos de este ejercicio tienen la misma carga (Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+}), el punto de fusión va a depender del tamaño de los iones anteriores.



El ion Be^{2+} es el más pequeño de todos porque tiene menos niveles de energía; por tanto, el **BeO** será el compuesto con mayor energía reticular y por ello el de mayor punto de fusión.

😞 Incorrecto. Recuerda que el punto de fusión aumenta con la energía reticular. La energía reticular es mayor, en general, cuanto mayor sean las cargas de los iones y menor la distancia que los separa.

😞 Incorrecto. El compuesto que tiene mayor punto de fusión también tendrá mayor energía reticular. Piensa un poco.

😞 Incorrecto. El punto de fusión es mayor si la energía reticular del compuesto es la más grande. Inténtalo otra vez.

Solución

1. Opción correcta
2. Incorrecto
3. Incorrecto
4. Incorrecto

Reflexiona

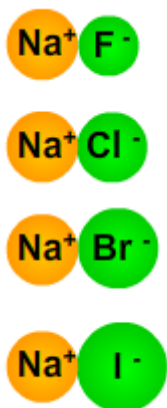
Explica por qué se produce una disminución en los puntos de fusión de los siguientes compuestos cuando descendemos en la siguiente tabla:

NaF	988°C
NaCl	801°C
NaBr	740°C
NaI	660°C

Mostrar retroalimentación

El punto de fusión depende de la energía reticular. A mayor energía reticular, mayor punto de fusión. La energía reticular es mayor cuanto mayor sea la carga de los iones y menor sea la distancia que los separa.

Como todos los compuestos están formados por iones con las mismas cargas, la energía reticular va a depender fundamentalmente de la distancia entre los iones en cada compuesto. El ion F^- es más pequeño que los iones Cl^- , Br^- y I^- porque tiene menos niveles electrónicos (menos capas de electrones); por tanto, será el que esté más cerca del ion Na^+ (el más fuertemente atraído) y la energía para separar estos iones (energía reticular) será la mayor.



La temperatura necesaria para romper los enlaces será la más grande de todas. A medida que va aumentando el tamaño del anión la fuerza de atracción entre los iones se va haciendo

ción, la fuerza de atracción entre los iones se va haciendo más pequeña y se necesita menos energía para separar los iones. Por eso el punto de fusión va disminuyendo de izquierda a derecha.

Comprueba lo aprendido

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En un cristal de cloruro de sodio existen moléculas de NaCl.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

En el cristal hay iones Na^+ y Cl^- .

- Un compuesto iónico puede ser gaseoso a temperatura ambiente.

☐ Verdadero ☐ Falso

Falso

Los compuestos iónicos forman cristales que tienen puntos de fusión y de ebullición altos.

- Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido porque los iones no tienen libertad de movimiento.

☐ Verdadero ☐ Falso

Verdadero

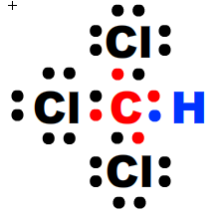
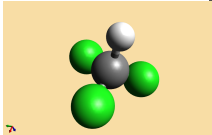

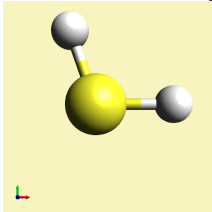
Sólo conducen la electricidad fundidos y en disolución porque los iones se pueden mover para transportar las cargas eléctricas.


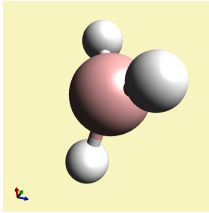

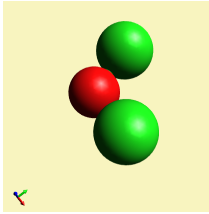
Ejercicio resuelto

Para las siguientes sustancias moleculares: cloroformo (HCCl_3), sulfuro de hidrógeno (H_2S), boro (BH_3) y monóxido de cloro

sulfuro de hidrógeno (H_2S), boroano (BH_3) y monóxido de cloro (Cl_2O), dibuja el diagrama de puntos de Lewis e indica la geometría que cabe esperar para la molécula.

Mostrar retroalimentación

Sustancia	Justificación	Estructura de Lewis	Geometría
Cloroformo CHCl_3	<p>Electrones en la capa de valencia (H: 1, C: 4, Cl: 7).</p> <p>El átomo de carbono comparte 4 electrones, 3 con otros tantos átomos de hidrógeno y 1 con el átomo de cloro, consiguiendo todos la configuración electrónica de gas noble.</p> <p>El átomo de carbono, se rodea de cuatro grupos de carga, 4 pares de electrones, por lo que adopta una geometría tetraédrica.</p>		
Sulfuro de hidrógeno H_2S	<p>Electrones de la capa de valencia: (H: 1, S: 6).</p> <p>El átomo de azufre comparte dos electrones, uno con cada uno de los átomos de hidrógeno, consiguiendo todos la configuración electrónica de gas noble.</p> <p>El átomo de azufre se rodea de 4 grupos de carga, 4 pares de electrones, por lo que adopta una geometría tetraédrica, con dos pares de electrones de no enlace, por lo que la molécula es angular, con un ángulo de enlace menor de 109.5°.</p>		

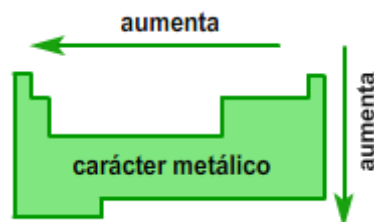
	menor de 109,5°.		
<p>Borano BH_3</p>	<p>Electrones en la capa de valencia: (H: 1, B: 3).</p> <p>El átomo de boro comparte tres electrones con los tres átomos de hidrógeno, el hidrógeno consigue la configuración de gas noble, pero no el átomo de boro, pues tendría sólo seis electrones en la capa de valencia.</p> <p>El átomo de boro se rodea de tres grupos de carga, tres pares de electrones, por lo que la geometría es plana trigonal, con ángulos de enlace de 120°.</p>		
<p>Monóxido de dicloro Cl_2O</p>	<p>Electrones en la capa de valencia: (O: 6, Cl: 7).</p> <p>El átomo de oxígeno comparte un electrón con cada uno de los átomos de cloro, consiguiendo así, los tres átomos ocho electrones en la capa de valencia.</p> <p>El átomo de oxígeno se rodea de cuatro grupos de electrones, dos de no enlace y dos compartidos con los átomos de cloro, por tanto adopta una geometría tetraédrica, por lo que la molécula es angular con ángulo de enlace menor de 109,5°.</p>		

Reflexiona

Indica el elemento del segundo periodo de la Tabla Periódica que tiene mayor carácter metálico.

Mostrar retroalimentación

El elemento con mayor carácter metálico del segundo período es el litio porque es el que tiene mayor tendencia para perder el único electrón que tiene en su último nivel y así adquirir la configuración estable del helio.

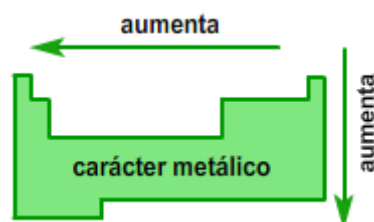


Reflexiona

¿Cómo varía el carácter metálico dentro de un mismo grupo de elementos de la Tabla Periódica?

Mostrar retroalimentación

El carácter metálico aumenta a medida que descendemos por un grupo ya que los electrones de valencia están cada vez más alejados del núcleo y se necesita menos energía para poder arrancarlos.



Reflexiona

Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Los metales conducen la corriente eléctrica porque los iones positivos que forman el cristal se mueven libremente.
- b) Los compuestos iónicos y los metálicos conducen la corriente eléctrica porque tienen electrones con libertad de movimiento.
- c) Todas las sustancias que forman estructuras cristalinas son metales.
- d) Los iones que forman el cristal de sodio tienen carga $1+$.

Mostrar retroalimentación

a) Falsa. Los iones positivos no tienen libertad de movimiento, están ordenados en el espacio formando un cristal vibrando en función de la temperatura. Es la nube electrónica, formada por los electrones de valencia perdidos por los átomos al transformarse en iones positivos, la que tiene libertad de movimiento para conducir la corriente eléctrica.

b) Falsa. En los compuestos iónicos no hay electrones con libertad de movimiento. Cuando las sustancias iónicas están fundidas o disueltas los iones positivos y negativos tienen libertad de movimiento y pueden conducir la corriente eléctrica.

c) Falsa. También forman cristales los compuestos iónicos, las sustancias moleculares (ej. el agua) y las sustancias covalentes (ej. el diamante).

d) Verdadera. Los átomos de sodio tienen tendencia a perder un electrón para ser estables como el neón y cuando lo hacen se forma el ion Na^+ .

Reflexiona

¿Por qué cuando tocamos un metal tenemos la sensación de que está frío?

Mostrar retroalimentación

Como ya vimos la energía térmica (debida al movimiento de las partículas que forman un cuerpo) se propaga a través de los metales. Cuando tocamos un metal que está más frío que nuestra mano las partículas de la mano, que vibran con más velocidad que los iones metálicos, chocan contra estos haciendo que vibren con mayor velocidad. Estos iones transmiten esta vibración a sus iones vecinos y así sucesivamente, y la energía térmica se va distribuyendo por todos los iones del cristal. Los electrones de la nube de carga también contribuyen a esta propagación de la energía térmica. La transferencia de energía térmica continúa hasta que los dos cuerpos en contacto alcancen la misma temperatura, pero como la energía térmica transmitida por nuestra mano (calor) se reparte por todo el metal, la superficie de este no llega a alcanzar la temperatura de la mano, por lo que sigue pasando energía térmica de la mano al metal. Esa pérdida constante de energía térmica nos produce una bajada de temperatura en la misma, y por eso tenemos la sensación de frío.

Ejercicio resuelto

Observa la tabla siguiente:

	$E_{\text{red}} / \text{kJ/mol}$	$T_{\text{fusión}} / ^\circ\text{C}$	Dureza	Solubilidad / g/L
NaI	693	661	2,8	158,7
NaF	910	988	3,2	4,22
CaF ₂	2609	1360	4,0	0,16
Al ₂ O ₃	15916	2030	9,0	≈ 0

Basándote en los valores de la energía de red, justifica la secuencia de valores en las tres propiedades.

Mostrar retroalimentación

Conforme aumenta la energía de red, es mayor la fuerza de las interacciones entre los iones. Como en las tres propiedades se trata de destruir la red iónica al fundirla, rayarla o disolverla, cuanto mayor sea la energía de red serán mayores los puntos de fusión y la dureza, y menor la solubilidad.

Ejercicio resuelto

Una sustancia tiene la siguiente fórmula CaO . ¿En qué tipo de sustancia las clasificarías?. ¿Qué propiedades cabe esperar para ella?.

Mostrar retroalimentación

Según se indica en la fórmula, se unen átomos de calcio (metal) con átomos de oxígeno (no metal). Como uno de los átomos, el oxígeno es muy electronegativo, y el otro, el calcio es electropositivo, el calcio cede los dos electrones que tiene en la capa de valencia al oxígeno consiguiendo así ambos la configuración electrónica de gas noble. El enlace es pues iónico. Por tanto, se trata de una sustancia iónica.

Las partículas que la constituyen son iones, el ión calcio (Ca^{2+}) y el ión óxido (O^{2-}). Dado que las cargas de los iones son apreciables, cabe esperar una elevada energía de red para el óxido de calcio, lo cual explica sus propiedades.

- Cabe esperar que el óxido de calcio tenga unos elevados puntos de fusión y de ebullición.
- Debe ser una sustancia dura y frágil.
- No debe conducir la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí al fundirla o disolverla.
- Debe ser soluble en agua, pero dada su elevada energía de red, su solubilidad debe ser pequeña.

Ejercicio resuelto

Se ha encontrado que una sustancia tiene las siguientes propiedades:

- Punto de fusión: $-182,5\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Punto de ebullición: $-161,6$.
- Es insoluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.

¿De qué tipo de sustancia se trata?. ¿Qué indican estas propiedades?.

Mostrar retroalimentación

Dados los bajos puntos de fusión y de ebullición, debe tratarse de una sustancia molecular, además debe ser una sustancia de baja masa molecular, y que no forma enlaces por puentes de hidrógeno, al ser gaseosa a temperatura ambiente.

Al ser insoluble en agua, la molécula debe ser apolar, bien porque sus enlaces sean apolares, bien porque sea una molécula que teniendo enlaces polares, es totalmente simétrica.

Por tanto debe tratarse de una sustancia como H_2 , F_2 , CH_4 , etc...

Ejercicio resuelto

Una sustancia tiene las siguientes propiedades:

- El punto de fusión es de 505 K y el punto de ebullición de 2875 K.
- A temperatura ambiente es un sólido bastante duro.
- Es insoluble tanto en agua como en disolventes apolares.
- Es un buen conductor de la corriente eléctrica.

¿De qué tipo de sustancia se trata?, justifícalo en base a las propiedades anteriores.

Mostrar retroalimentación

Los puntos de fusión y ebullición y la dureza que se indican, permiten descartar que se trate de una sustancia molecular, pues las sustancias moleculares tienen bajos puntos de fusión y ebullición y cuando son sólidas, son blandas.

El hecho de que sea insoluble permite descartar que sea una sustancia iónica, pues éstas son relativamente solubles en agua.

La buena conducción de la corriente eléctrica hace pensar que puede ser un metal, pero también algunas sustancias covalentes como los nanotubos de grafito también son buenos

covalentes como los materiales de granito también son buenos conductores, pero las sustancias covalentes tienen muy elevados puntos de fusión, por lo que se puede descartar que se trate de una sustancia covalente.

Por tanto debe tratarse de una sustancia metálica.

Ejercicio resuelto

Deseamos utilizar una sustancia sólida y dura que sea un buen aislante de la electricidad y que además resista bien el golpe, es decir, que no sea frágil, ¿qué tipo de sustancia habrá que utilizar? Justifícalo razonadamente.

Mostrar retroalimentación

Si tiene que ser sólido y de gran dureza, no puede ser una sustancia molecular.

Como no debe ser frágil, tampoco puede ser una sustancia iónica.

Como debe ser aislante no puede ser un metal.

Por lo tanto debe ser una sustancia covalente, como la sílice, por ejemplo.

Imprimible

Descargar imprimible

Aviso Legal

El presente texto (en adelante, el "**Aviso Legal**") regula el acceso y el uso de los contenidos desde los que se enlaza. La utilización de estos contenidos atribuye la condición de usuario del mismo (en adelante, el "**Usuario**") e implica la aceptación plena y sin reservas de todas y cada una de las disposiciones incluidas en este Aviso Legal publicado en el momento de acceso al sitio web. Tal y como se explica más adelante, la autoría de estos materiales corresponde a un trabajo de la **Comunidad Autónoma Andaluza, Consejería de Educación y Deporte (en adelante Consejería de Educación y Deporte)**.

Con el fin de mejorar las prestaciones de los contenidos ofrecidos, la Consejería de Educación y Deporte se reserva el derecho, en cualquier momento, de forma unilateral y sin previa notificación al usuario, a modificar, ampliar o suspender temporalmente la presentación, configuración, especificaciones técnicas y servicios del sitio web que da soporte a los contenidos educativos objeto del presente Aviso Legal. En consecuencia, se recomienda al Usuario que lea atentamente el presente Aviso Legal en el momento que acceda al referido sitio web, ya que dicho Aviso puede ser modificado en cualquier momento, de conformidad con lo expuesto anteriormente.

Régimen de Propiedad Intelectual e Industrial sobre los contenidos del

