

5. El enlace químico

PRESENTACIÓN

En esta unidad el alumnado estudiará los enlaces químicos que se dan entre las distintas especies presentes en una sustancia, para justificar las propiedades que se observan en ella. El estudio será exhaustivo, comprendiendo tanto el enlace entre átomos como entre cualquier otra especie presente (moléculas o moléculas con iones).

Las sustancias muestran una estructura interna que es consecuencia de los átomos que la forman. Se parte, pues, de las características de los átomos que estudiamos en la unidad anterior para comprender los distintos niveles de organización estructural responsables del comportamiento macroscópico que observamos. Mas que centrarse en la enumeración exhaustiva de las características de cada tipo de enlace, el esfuerzo se orientará a justificar porqué ciertos elementos se enlazan de una manera tal que forman sustancias con unas características concretas.

OBJETIVOS

- Comprender el enlace químico como un recurso de la naturaleza para evolucionar hacia estados energéticamente más favorables.
- Reconocer el enlace químico como el resultado de una interacción de tipo eléctrico.
- Distinguir el enlace entre átomos del enlace entre otras especies químicas (moléculas, moléculas e iones, etc.).
- Relacionar el tipo de enlace entre átomos con las características electrónicas de los átomos que están comprometidos en él.
- Conocer la estructura interna que proporciona un determinado tipo de enlace a las sustancias que resultan de él.
- Ser capaz de relacionar las propiedades macroscópicas que se observan en una sustancia con el enlace que se da entre sus átomos.
- Comprender que una misma propiedad se puede presentar en distintos grados dependiendo de las características concretas de los átomos presentes, lo que puede provocar que un mismo tipo de enlace origine sustancias aparentemente distintas. Aplíquese, por ejemplo, al hecho de que unos compuestos iónicos son solubles en agua y otros no, o qué moléculas con enlace de hidrógeno se pueden encontrar en sustancias sólidas, líquidas o gaseosas a la temperatura ambiente.
- Ser capaz de predecir el comportamiento de una sustancia frente a otras analizando los enlaces que presenta.

CONTENIDOS

CONCEPTOS

- La naturaleza del enlace químico. Tipos de enlace entre átomos: iónico, covalente o metálico.
- Características de los átomos que se unen con un determinado tipo de enlace.
- Estructura interna que resulta de cada tipo de enlace. Redes cristalinas y geometría de las moléculas.
- Enlaces en los que participan moléculas.
- Propiedades macroscópicas de las sustancias en función del tipo de enlace.
- Enlaces responsables de la mezcla de sustancias.

PROCEDIMIENTOS, DESTREZAS Y HABILIDADES

- Desarrollar estrategias que lleven al alumnado a buscar las características internas de la materia responsable de su comportamiento externo.
- Relacionar el diferente valor de una propiedad (por ejemplo, el punto de fusión) en sustancias con el mismo tipo de enlace con las particulares diferencias de los átomos que se enlazan.
- Mostrar capacidad para el análisis multifactorial. Se debe utilizar un conjunto de datos de una sustancia para determinar el tipo de enlace y predecir otra serie de propiedades que puede presentar.

ACTITUDES

- Reconocer que hay un orden interno que justifica el comportamiento observado de la materia.
- Aprender la importancia de la ciencia en general, y de la química en particular, como motores del cambio social; particularizado en su capacidad para proporcionar sustancias con propiedades adecuadas a una finalidad.

EDUCACIÓN EN VALORES

A través de esta unidad el alumnado entra en contacto con muchas sustancias que se encuentran en su entorno y otras que le van a resultar accesibles. Por primera vez, se acerca al conocimiento científico de sus propiedades, siendo capaz de predecir características que aún no ha observado. Todo ello le reportará un bagaje que puede tener consecuencias en el establecimiento de su formación en valores y que podemos particularizar en los siguientes:

1. Educación para la salud

Algunas de las sustancias que se manejan en esta unidad pueden tener efectos alteradores de la salud, si llegan al individuo; conocerlas nos puede ayudar a prevenir sucesos indeseables. Como ejemplos, deberíamos advertir al alumnado acerca de los problemas relacionados con la volatilidad del yodo o del mercurio.

2. Educación medioambiental

El equilibrio medioambiental es el resultado de una serie de sustancias que, al permanecer en ciertas proporciones, permiten flujos de materia y energía compatibles con la vida tal y como la conocemos. Añadir sustancias al medioambiente o retirarlas de él romperá estos equilibrios provocando consecuencias que no siempre se pueden medir.

Podemos aprovechar para comentar las consecuencias de verter a los cauces fluviales muchas sustancias de deshecho, solubles o no, como sales o sustancias orgánicas. Es especialmente importante hablar de la cantidad de jabones y detergentes que se vierten como consecuencia de nuestros hábitos de higiene y los cambios que todo ello produce en algunos hábitats: problemas de eutrofización, etc.

En el caso de sustancias no solubles, su permanencia en el terreno también comporta efectos nocivos para el medioambiente. Aquí, se puede comentar las consecuencias de los vertidos de metales pesados o dioxinas, su acumulación en determinados animales y los problemas que conlleva para la cadena alimentaria a la que dichos animales están asociados.

3. Educación para el consumidor

Como ciudadanos consumidores, adquirimos productos para una serie de finalidades: alimento, productos de limpieza, etcétera. Conocer las propiedades de las sustancias que incluyen esos productos nos ayudará a prever si se pueden emplear disueltos en agua o no, si una mancha se puede limpiar con cierto producto o no, etc. Todo ello hará de nuestra vida ciudadana una actividad mucho más consciente y, por ende, provechosa para nosotros y nuestro propio entorno.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Analizar el tipo de enlace que se da cuando se combinan unos átomos determinados y, en su caso, predecir la fórmula del compuesto que se obtiene.
2. Utilizar la regla del octeto para establecer los enlaces que se establecen entre los átomos.
3. Utilizar el modelo de enlace covalente de Lewis para estudiar moléculas o iones que contengan algún enlace covalente dativo.
4. Asignar valores de la energía de red cristalina a una serie de compuestos iónicos con el mismo anión y distinto catión, y viceversa, para analizar la influencia de la carga de los iones o su tamaño.
5. Relacionar la polaridad de una molécula con la polaridad de sus enlaces y su geometría.
6. Asignar propiedades a una serie de sustancias en función del tipo de enlace que se da entre sus átomos, iones o moléculas.
7. Discutir el enlace que interviene en una serie de procesos como el cambio de estado de una sustancia o la solubilidad de una sustancia en otra.

PROBLEMA RESUELTO 1

Todos conocemos el compuesto que forma el cloro cuando se combina con el sodio (NaCl).

Estos dos elementos se pueden combinar con un tercero, el azufre, para formar compuestos de fórmula similar: Na_2S y SCl_2 .

Estudia el enlace que se establece entre los átomos en estos dos compuestos y también cuando tenemos un agregado de átomos de sodio o de átomos de cloro. Para guiarte en el estudio, ve completando la tabla:

Sustancia	Na_2S	SCl_2	Cl_2	Na
Estructura de Lewis de los átomos	$\text{Na} \cdot \cdot \ddot{\text{S}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{S}} \cdot \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$	$\text{Na} \cdot$
Estructura de Lewis de las sustancias	$\text{Na}^+ \cdot \ddot{\text{S}}^{2-} \cdot \text{Na}^+$	$\cdot \ddot{\text{Cl}} - \ddot{\text{S}} - \ddot{\text{Cl}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{Cl}} - \ddot{\text{Cl}} \cdot$	$\text{Na}^+ \text{Na}^+$
Tipo de enlace entre átomos	Iónico	Covalente polar	Covalente apolar	Metálico
Tipo de sustancia (molécula o cristal)	Cristal	Molécula	Molécula	Cristal
Estado físico a temperatura ambiente	Sólido	Líquido	Gas	Sólido
Conductividad eléctrica	Conductor fundido o en disolución Aislante en estado sólido	Aislante	Aislante	Conductor en estado sólido y líquido

Planteamiento y resolución

- En el Na_2S se unen dos átomos con electronegatividades muy dispares. El menos electronegativo (Na) alcanzará la configuración de gas noble perdiendo electrones, y el más electronegativo (S), lo hará ganando electrones. Se forma un compuesto iónico. Tendrá una estructura interna cristalina y es probable que se disuelva en agua. En estado sólido los iones ocupan posiciones fijas en la red cristalina. Por eso es un aislante eléctrico, pero en estado fundido o en disolución los iones podrán desplazarse bajo la acción de una corriente eléctrica y se vuelven conductores.
- En el SCl_2 se unen átomos de dos elementos con electronegatividades parecidas y altas. Los dos tienden a ganar electrones para alcanzar la configuración de gas noble, por eso se unirán compartiendo electrones. Se forma un compuesto covalente. El Cl es más electronegativo que el S; por tanto, los enlaces serán polares. Como el átomo central tiene dos pares electrónicos de enlace y dos no enlazantes, la molécula será angular y, por tanto, polar. Entre las moléculas se pueden establecer enlaces dipolo-dipolo; por eso puede ser líquido. Es un aislante porque todos los electrones están asociados a un átomo o a un enlace, y no tienen movilidad.
- En el Cl_2 se unen dos átomos iguales con electronegatividades altas. Los dos tienden a ganar electrones para alcanzar la configuración de gas noble. Por eso se unirán compartiendo electrones. Se forma un compuesto covalente. Como los átomos son iguales, el enlace será apolar; por eso darán lugar a una sustancia gaseosa. Es un aislante porque todos los electrones están asociados a un átomo o a un enlace y no tienen movilidad.
- En el Na se unen muchos átomos iguales con electronegatividades bajas. Todos tienden a perder electrones para alcanzar la configuración de gas noble; por eso se forma un enlace metálico. Se forma un cristal metálico en el que los iones positivos que resultan van a estar estabilizados por los electrones del nivel de valencia que ha perdido cada átomo. Es un sólido a temperatura ambiente y es conductor de la electricidad ya que los electrones que estaban en el nivel de valencia tienen cierta movilidad y se pueden desplazar en presencia de un campo eléctrico.

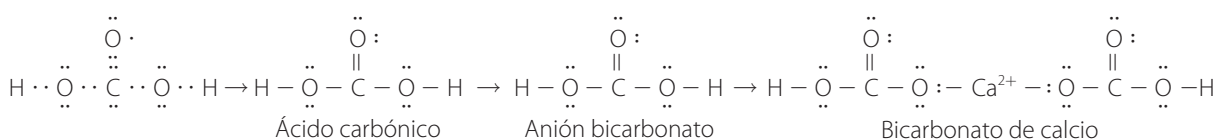
PROBLEMA RESUELTO 2

El bicarbonato de calcio ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$) es una sustancia soluble en agua. Elabora su representación de Lewis y discute todos los enlaces que se dan (entre átomos o cualquier otra especie) cuando esta sal está disuelta en agua.

Planteamiento y resolución

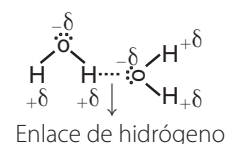
Enlace en el $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Existe un enlace iónico entre el catión Ca^{2+} y el anión HCO_3^{1-} . La carga de estos iones hace que existan dos aniones por cada catión. El átomo de Ca tiene dos electrones en su nivel de valencia. Para alcanzar la configuración de gas noble los pierde y forma el ion de carga +2.

El anión procede del ácido carbónico (H_2CO_3) que ha perdido uno de sus protones. Sus átomos están unidos mediante enlaces covalentes, de forma que cada uno de ellos alcance la configuración de un gas noble:



Enlace en el agua, H_2O . El H y el O tienen electronegatividad parecida y alta. Por tanto, forma enlaces covalentes.

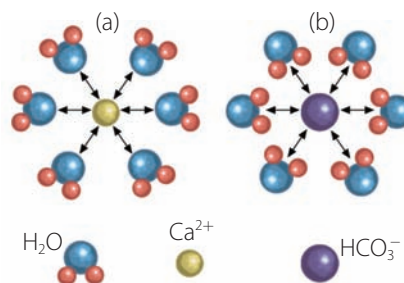
Entre las moléculas de agua existe enlace de hidrógeno:



Enlace en la disolución acuosa de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. El compuesto iónico se disuelve en agua porque sus moléculas rodean a los iones de la siguiente manera:

- La parte positiva de las moléculas de agua (los protones) se colocan en torno al ion negativo (HCO_3^-).
- La parte negativa de las moléculas de agua (el átomo de O) se coloca en torno al ion positivo (Ca^{2+}).

Los enlaces ion-dipolo son responsables de la disolución del compuesto iónico en agua.



(a) Hidratación del calcio. (b) Hidratación del bicarbonato.

ACTIVIDADES

- 1 Estudia todos los enlaces que se dan cuando el bromuro de bario (BaBr_2) se disuelve en agua.
- 2 Estudia todos los enlaces que se dan cuando el metanol (CH_3OH) se disuelve en agua.
- 3 Lewis estableció la regla del octeto para justificar el enlace entre los átomos. Escribe la representación de Lewis de las siguientes sustancias y di si alguna de ellas no cumple la regla:
 - H_2 • BCl_3 • NCl_3 • BeCl_2
 - SCl_2 • PCl_5 • CO
- 4 A veces, moléculas similares tienen polaridad muy diferente. Explica por qué el BeCl_2 es apolar mientras que el SCl_2 es polar y por qué el BCl_3 es apolar mientras que el NCl_3 es polar.
- 5 El BF_4^- es un anión que resulta de que el BF_3 se une a un F^- . Explica qué tipo de enlace se da entre ambas especies.
- 6 Escribe la estructura de Lewis del ácido nitroso (HNO_2).

Sol.: No cumplen la regla del octeto:

$\text{H}_2, \text{BCl}_3, \text{BeCl}_2, \text{CO}$

PROBLEMA RESUELTO 3

Las sustancias presentan unas propiedades u otras en función de su estructura interna, y esta se debe a los enlaces que se dan entre sus átomos o cualquier otra especie presente (moléculas, iones, etc.). Teniendo esto en cuenta, asigna la propiedad más adecuada a cada una de las siguientes sustancias y explícalo en función de las características de los enlaces presentes:

	Sustancia	Propiedad
a)	Ag	Es un gas muy difícil de licuar.
b)	CH ₃ —CO—CH ₃	Es un sólido que no conduce la electricidad cuando se funde.
c)	C ₃ H ₈	Es un sólido que, cuando se funde, conduce la electricidad.
d)	Ar	Es un gas que se utiliza para fabricar atmósferas inertes.
e)	SiO ₂	Es un gas insoluble en agua.
f)	F ₂	Con él se pueden hacer hilos.
g)	PbO ₂	Es un líquido, insoluble en agua, que se evapora con facilidad.
h)	CH ₃ —CH ₂ OH	Es un líquido que se disuelve en agua.

Planteamiento y resolución

- a) La **Ag** es un metal. De todos los materiales presentes es el único que **se puede estirar en hilos**, ya que desplazar unos planos del cristal metálico sobre otros no provoca repulsiones entre los iones presentes.
- b) La **acetona CH₃—CO—CH₃** es un líquido, insoluble en agua, que se evapora con facilidad. Es un compuesto covalente algo polar, debido al enlace C=O, aunque todos los demás enlaces son apolares, C—C o C—H. Es **insoluble en agua** porque no puede formar con ella enlaces de H. El enlace polar y el tamaño de la molécula hacen que sea líquido a temperatura ambiente, pero **se evapora con facilidad** porque el enlace entre las moléculas es bastante débil.
- c) El **propano C₃H₈** es un gas insoluble en agua. Es una sustancia covalente apolar, ya que todos sus enlaces son apolares, C—C o C—H. Es insoluble en agua porque no puede formar con ella enlaces de H. Su pequeño tamaño hace que esta molécula sea un gas a temperatura ambiente.
- d) El **argón Ar** es un gas que **se utiliza para fabricar atmósferas inertes**. El Ar es un gas noble; por tanto, sus átomos no se enlazan a otros. De ahí que se utilice para fabricar atmósferas que no reaccionan (inertes).
- e) El **óxido de silicio SiO₂** es un sólido que **no conduce la electricidad cuando se funde**. Es un sólido covalente en el que todos los átomos están unidos mediante enlaces covalentes. Cuando se funde, los átomos dejan de ocupar posiciones fijas en la red cristalina, pero no tienen cargas que puedan conducir la electricidad.
- f) El **flúor F₂** es un gas muy difícil de licuar porque F₂ es una molécula covalente apolar y de pequeño tamaño. Es muy difícil que en sus moléculas se puedan originar dipolos instantáneos y, por tanto, es difícil que se puedan establecer uniones entre ellas.
- g) El **óxido de plomo PbO₂** es un sólido que, cuando se funde, conduce la electricidad. Es un compuesto iónico. Por eso es un sólido cristalino a temperatura ambiente. Cuando se funde, los iones dejan de ocupar posiciones fijas en la red cristalina y se podrán mover bajo la acción de un campo eléctrico.
- h) El **etanol CH₃—CH₂OH**, es un líquido que se disuelve en agua. El CH₃—CH₂OH presenta enlaces de H, debido al grupo —OH. Por este motivo se disuelve en agua ya que puede formar enlaces de H con sus moléculas. Lo semejante se disuelve en lo semejante.

ACTIVIDADES

- 1** Indica qué tipo de enlace resulta cuando se unen entre sí átomos de los siguientes elementos. Explica si la sustancia que se forma aparecerá a temperatura ambiente en estado sólido, líquido o gas: Ca, H, Kr, O, Br, Hg, C.
Sol.: Sólido: Ca, C; líquido: Br, Hg; gas: H₂, Kr, O₂
- 2** Las aleaciones resultan de la mezcla de átomos de diversos metales en una proporción determinada, que varía según las propiedades que queremos que tenga el material obtenido. Para hacerlas se funden los metales, se mezclan y se dejan enfriar. Explica qué tipo de enlace se establece entre los átomos de una aleación y cómo será la fórmula química del material obtenido.
Sol.: metálico
- 3** Repasa la tabla periódica y justifica como será el enlace que se establece cuando se combinan entre sí las siguientes parejas de átomos:
a) K — S; b) K — Mg; c) S — O; d) N — Li;
e) H — Li; f) H — S
Sol.: Iónico: a), d) e); covalente: c), f); metálico: b)
- 4** Escribe la fórmula del compuesto que resulta de la combinación de las parejas de átomos que vimos en el ejercicio anterior. Explica, en cada caso, si lo que se obtiene es una sustancia molecular o cristalina.
Sol.: K₂S; KMg (s); SO, SO₂, SO₃; Li₃N; LiH; H₂S
- 5** El NaCl es un compuesto iónico bastante soluble en agua; sin embargo, el AgCl es un compuesto muy poco soluble en agua. Explica a qué puede ser debido que siendo ambos compuestos iónicos de fórmula similar, tengan una solubilidad tan distinta.
- 6** Tanto el diamante como el oro tienen una estructura interna cristalina fruto del perfecto ordenamiento de los átomos que lo forman. No obstante, el diamante es un material que no se puede rayar, transparente y aislante eléctrico, mientras que el oro es un material que se raya con la punta de un cuchillo, opaco y conductor eléctrico. Explica estas diferencias.
- 7** Explica en cual de las siguientes sustancias se puede dar enlace de H:
- HCl • HK • HF • H₂O₂
 - PH₃ • CH₄ • HOCH₂-CH₂OH
- Sol.:* HF, H₂O₂, HOCH₂-CH₂OH
- 8** El vinagre que utilizamos en la ensalada es una mezcla de agua, ácido acético (CH₃-COOH) y otras sustancias. El acetato de metilo (H-COO-CH₃) es un compuesto cuya fórmula tiene los mismos átomos que el ácido acético pero no es soluble en agua. Explica por qué.
Sol.: Porque no puede formar enlaces de H
- 9** El yodo es un sólido a temperatura ambiente que apenas se disuelve en agua. Sin embargo, se disuelve muy bien en acetona (CH₃-CO-CH₃). Repasa las fórmulas de todas estas sustancias y explica estos hechos.
- 10** El carbono da lugar a dos materiales muy distintos: el diamante y el grafito; el primero se utiliza como aislante eléctrico, mientras que el segundo, es un material conductor. Justifica esta diferencia analizando el tipo de enlace que se da entre los átomos de C en cada caso.

Conductividad eléctrica de las sustancias en función del enlace entre sus átomos

Objetivo

Utilizar la conductividad eléctrica de las sustancias para determinar el tipo de enlace que se da entre sus átomos.

Material

- 3 vidrios de reloj
- 2 vasos de precipitados de 100-200 mL
- Espátula y varilla agitadora
- Circuito eléctrico abierto formado por una pila conectada a una bombilla. Bornes largos y protegidos en los extremos para poder manejarlos con seguridad
- Clavo grande de hierro
- Un trozo de parafina (de una vela)
- Un cristal de sulfato de cobre pentahidratado de tamaño grande (u otro compuesto iónico, soluble en agua, cristalizado)
- Azúcar
- Agua destilada

PROCEDIMIENTO

1. En el primer vidrio de reloj, coloca el clavo grande de hierro; en el segundo, el trozo de parafina; y en el tercero, el cristal de sulfato de cobre.
2. Toca con los bornes los dos extremos del clavo de hierro. ¿Se enciende la bombilla?
3. Toca con los bornes los dos extremos del trozo de parafina. ¿Se enciende la bombilla?
4. Toca con los bornes los dos extremos del cristal de sulfato de cobre. ¿Se enciende la bombilla?
5. En un vaso de precipitados coloca el trozo de parafina y caliéntalo suavemente hasta que funda. Luego introduce los bornes en el líquido con cuidado de que no se toquen sus extremos. ¿Se enciende la bombilla?
6. En el segundo vaso, disuelve el sulfato de cobre en agua destilada. Introduce los bornes completamente limpios en la disolución, con cuidado de que no se toquen sus extremos. ¿Se enciende la bombilla?
7. En el tercer vaso, disuelve el azúcar en agua destilada. Introduce los bornes completamente limpios en la disolución, con cuidado de que no se toquen sus extremos. ¿Se enciende la bombilla?



CUESTIONES

- 1 A la vista de los resultados, justifica el tipo de enlace que se da entre los átomos en el clavo de hierro, la parafina, el sulfato de cobre y el azúcar.
- 2 ¿Qué observaríamos si pudiésemos hacer la experiencia con el clavo de hierro, el sulfato de cobre y el azúcar fundidos?
- 3 Imagínate que haces la experiencia con sal común. ¿Qué resultados se obtendrían?

Comportamiento de la molécula de yodo

Objetivo

Comprobar algunas propiedades del yodo que dependen directamente de los enlaces químicos entre las distintas especies que forma.

Material

- Yodo
- Vaso de precipitados
- Cápsula que encaje en la boca del vaso de precipitados
- Hornillo eléctrico
- Tres tubos de ensayo con tapón de goma
- Gradilla
- Agua destilada
- Cloroformo
- Espátula
- Disolución acuosa de yoduro de potasio

Precaución

Hay que tener cuidado de que los vapores de yodo que puedan salir por la boca del vaso no alcancen a los alumnos.

Si es posible, hacer la sublimación dentro de una vitrina de gases.

PROCEDIMIENTO

Sublimación del yodo

1. En un vaso de precipitados seco, introduce una punta de espátula de yodo sólido. Observa su aspecto y color.
2. Coloca el vaso sobre el hornillo apagado. Sobre el vaso, la cápsula de porcelana con agua en su interior.
3. Calienta suavemente el hornillo y observa lo que ocurre en su interior.

Solubilidad del yodo

1. Pon una punta de espátula de yodo en cada uno de los tubos de ensayo.
2. En el primero pon 5 mL de agua destilada. En el segundo, 5 mL de cloroformo. En el tercero, 5 mL de disolución de yoduro de potasio.
3. Tapa los tubos de ensayo y agítalos. Comprueba en cuál o cuáles se ha disuelto el yodo.



CUESTIONES

- 1 El aspecto del yodo sólido recuerda al de las limaduras metálicas.
 - a) ¿Hay algún metal que sublime como lo hace el yodo?
 - b) Justifícalo sobre la base de los enlaces químicos que se dan en el yodo y en el metal.
- 2 Estudia la polaridad de las moléculas de yodo, agua y cloroformo. Explica por qué el yodo es tan poco soluble en agua y tan soluble en cloroformo.
- 3 El yodo se disuelve bien en agua que tenga disuelto yoduro de potasio porque se forma la especie I_3^- . Explica, en términos de enlace, cómo se puede formar esa especie.

Objetivo

Comprobar que el comportamiento de sustancias que manejamos en el ámbito doméstico está relacionado con el enlace químico entre las partículas que la forman.

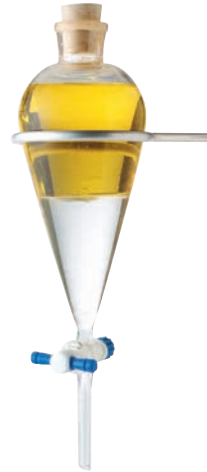
Prueba 1: mezclar aceite y agua

Material

- Frasco con tapa
- Aceite
- Agua
- Detergente de fregar

PROCEDIMIENTO

1. Pon agua en el frasco hasta una altura de unos dedos de agua y otro tanto de aceite. Tápalo y agítalo durante medio minuto. Déjalo reposar y en media hora se habrá separado en dos capas.
2. Añade ahora una cucharada de detergente de fregar y agita medio minuto. Verás que se forma mucha espuma. A partir de media hora empezará a aclararse la parte inferior y verás un líquido homogéneo de color amarillento. Si lo dejas varias horas, la espuma irá desapareciendo y todo el líquido tendrá el mismo aspecto. El aceite se ha mezclado con el agua.



Prueba 2: disolver sal y azúcar

Material

- 3 vasos y una cucharilla
- Agua, aceite, alcohol
- Sal y azúcar

PROCEDIMIENTO

1. En un vaso pon unos 100 mL de agua, en otro, 100 mL de alcohol y en un tercero, 100 mL de aceite (el líquido debe ocupar una altura de unos dos dedos). Echa en cada uno una cucharada de café de sal y agita durante un minuto. Comprobarás que la sal solo se disuelve en el agua.
2. En un vaso pon unos 100 mL de agua, en otro, 100 mL de alcohol y en un tercero, 100 mL de aceite. Echa en cada uno una cucharada pequeña de azúcar y agita durante un minuto. Comprobarás que el azúcar se disuelve en el agua y en el alcohol, pero no en el aceite.



CUESTIONES

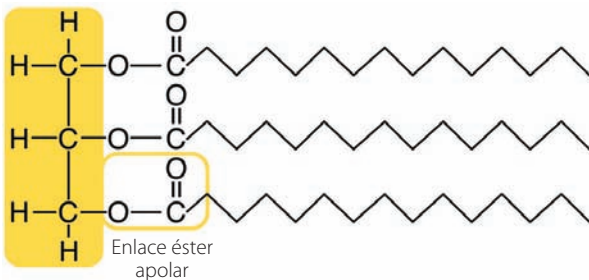
- 1 Busca información acerca de las moléculas de grasa que hay en el aceite y explica por qué no se disuelve en agua.
- 2 Busca información acerca de las moléculas de jabón y explica por qué consigue que el agua y el aceite se mezclen.
- 3 Explica por qué la sal se disuelve en agua y no en alcohol ni en aceite.
- 4 Explica por qué el azúcar se disuelve bien en agua y alcohol, pero no se disuelve en aceite.

Limpieza: productos detergentes

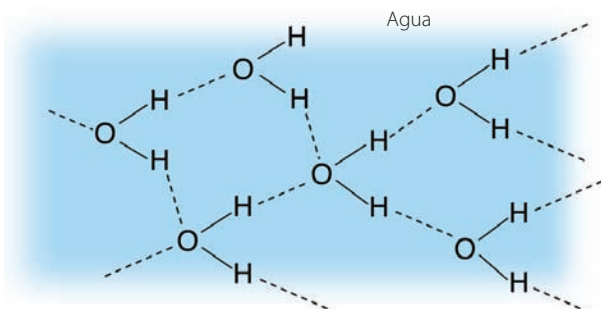
Cuando pensamos en limpiar, el agua es lo primero que nos viene a la mente. Mucha literatura habla del agua clara y limpia; hemos visto limpiar calles o plazas con chorros de agua, utilizamos el agua para lavar las manos o la ropa..., pero, ¿solo agua?

A poco que reflexionemos nos daremos cuenta de que siempre utilizamos algún tipo de jabón o detergente. Alguien podría pensar que esto es una necesidad creada por la sociedad de consumo en la que vivimos. Nada más lejos de la realidad. Utilizar el jabón junto con el agua para poder limpiar es una necesidad de los enlaces químicos en las moléculas implicadas en la limpieza. Veamos.

Las manchas son simplemente sustancias que se han quedado pegadas en un lugar donde no queremos que estén, y tratamos de eliminarlas. Para ello, intentamos disolverlas en algún líquido que no altere la superficie en que se encuentran. Por ejemplo, si nos cae un poco de almíbar sobre la ropa, podemos lavarlo metiendo la prenda en agua; el almíbar es agua con azúcar que, como sabes, se disuelve muy bien, ya que tiene muchos grupos $-OH$ que formarán enlaces de hidrógeno con la molécula de agua. Algo similar podrás hacer si la mancha es de sal; la sal común, $NaCl$, es un compuesto iónico que se disuelve bien en agua.



Molécula de grasa



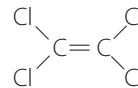
Enlace de hidrógeno

Desafortunadamente, la mayor parte de las manchas tienen alguna parte grasa, y las grasas y el agua no se mezclan tan bien. Las grasas son ésteres, sustancias muy poco polares que no pueden formar enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua.

Para eliminar la grasa que ha impregnado una prenda de ropa necesitamos una sustancia que la disuelva y la arrastre.

Las tintorerías utilizan la «limpieza en seco». Introducen la prenda de ropa en una máquina con un disolvente que suele ser tetracloroetileno (su nombre común es percloroetileno o PERC); su molécula es apolar y disuelve muy bien las grasas. La ropa sale de la máquina seca y sin haber tenido contacto con el agua, de ahí lo de limpieza en seco.

El PERC que se utiliza se recupera fácilmente por destilación, lo que, además de evitar problemas medioambientales, abarata el proceso; las máquinas modernas pueden llegar a limpiar hasta 160 kg de ropa (unas 250 prendas) con solo 1 L de PERC.

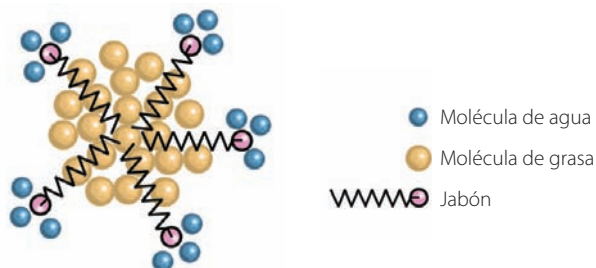


Tetracloroetileno o Percloroetileno

Pero la mayoría de las veces no utilizamos disolvente para limpiar las manchas de grasa, sino que echamos mano del jabón. Desde el punto de vista químico, el jabón es una molécula con un extremo hidrófilo, que se une al agua, y una parte hidrófoba, que se une a las grasas. De este modo, al introducir un objeto manchado de grasa en un recipiente que tenga agua con jabón, este se une a la grasa y la lleva al agua, dejando el objeto limpio de la sustancia que no debería estar en él.



Los jabones tradicionales eran sales de ácidos carboxílicos de cadena larga:

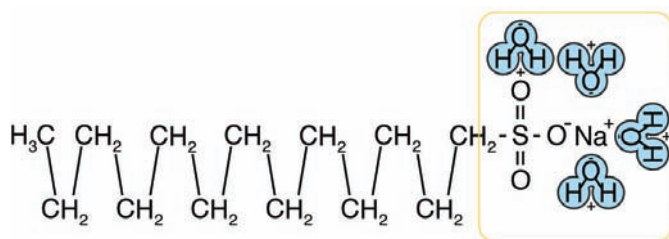


El jabón arrastra las moléculas de grasa al agua.

Pero estos jabones no lavan bien cuando el agua es dura, ya que forman sales poco solubles. Surgen entonces los detergentes, productos que utilizan nuevas sustancias para solubilizar las grasas en el agua a las que añaden otras como blanqueantes, aromatizantes, etc.

El primer detergente lo sacó al mercado una empresa alemana en 1907. En su composición estaba el jabón tradicional junto con perborato de sodio, silicato de sodio y carbonato de sodio. Le llamó PERSIL (de PERborato y SILicato), y tuvo mucho éxito como producto de limpieza en zonas con aguas duras.

Los detergentes actuales suelen ser derivados del ácido sulfónico. Mantienen la estructura de cabeza polar y cola apolar, por lo que actúan del mismo modo que los jabones pero no tienen el problema de formar agregados insolubles en aguas duras.

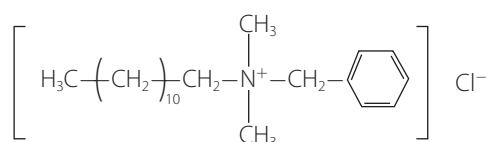


Soluble en grasa, es apolar.

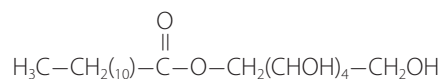
Soluble en agua, es polar.

Se les suelen añadir sustancias blanqueantes, como el hipoclorito de sodio (la lejía habitual), aromatizantes y sustancias fluorescentes, como la fluoresceína, una sustancia que absorbe la luz solar y emite luz azul, con lo que compensa ópticamente la tendencia de la ropa blanca de adoptar un color amarillo a medida que envejece.

Los jabones y detergentes que son tan eficaces para limpiar la ropa pueden causar problemas a las personas que los utilicen, ya que pueden arrastrar al agua la capa grasa de nuestra piel, que nos protege del entorno. Por ello, cuando se trata de fabricar productos de limpieza que estén en contacto con el cuerpo humano (detergentes para fregar a mano, geles, champús, etc.) se emplean sustancias en las que la cabeza polar es un catión (detergentes catiónicos) o no iónicos, en los que la solubilización en agua se consigue por medio de grupos $-OH$.



Cloruro de alquil dimetil benzalconio



Laurato de sorbitán

CUESTIONES

- 1 Escribe la representación de Lewis de la molécula de tetracloroetileno y prevé cómo será su geometría si es una sustancia apolar.
- 2 Escribe de forma extendida la molécula del laurato de sorbitán y señala su parte hidrófila y su parte hidrófoba.
- 3 Indica la diferencia entre un jabón y un detergente.
- 4 Algunos dermatólogos advierten del peligro de utilizar un exceso de jabón para la higiene corporal. ¿A qué crees que es debido?

QUÍMICA EN LA COCINA

Mahonesa

Para elaborar mahonesa se suele utilizar un huevo, limón o vinagre, sal y, si se quiere, hiervas aromáticas. La clara del huevo aporta la fase acuosa, y la yema, la lecitina que actuará de emulsionante. El limón o vinagre ayudan a que se mantenga la carga exterior de las micelas y, por tanto, a estabilizar la salsa. Una vez batidos los ingredientes añadimos poco a poco el aceite, sin dejar de batir. Así se formarán pequeñas esferas de grasa que, rodeadas de la lecitina, darán lugar a micelas estables. Si invirtiésemos el orden de los ingredientes y partiésemos de una gran cantidad de aceite sería más difícil romper sus partículas hasta obtener las pequeñas esferas de grasa.

Batiendo la mezcla suficientemente, lograremos que tenga una consistencia muy viscosa, casi sólida. Esto se debe a las cargas en la parte exterior de las micelas, que impiden que se aproximen y que deslicen con facilidad.

Es importante que el huevo esté fresco, pues su lecitina tendrá mayor actividad, y que no esté muy frío, lo que provocaría que el aceite resultase más viscoso y difícil de trabajar.

Para ligar cualquier otra salsa bastará con batir fuertemente el líquido que resulta de mezclar el agua (vino o caldo) con la grasa (aceite, mantequilla o grasa del alimento) y el agente emulsionante, que puede ser un poco de yema de huevo, mostaza o harina. El resultado tendrá una apariencia homogénea en la que no se distinguirán sus ingredientes, solo su sabor.

La química de las salsas

Si pasas algún tiempo en la cocina verás que la mayoría de los líquidos que se utilizan son de tipo acuoso (agua, vino, zumos, etc.) o de tipo aceitoso (aceite, mantequilla, otras grasas, etc.). Con frecuencia, los platos vienen acompañados de salsas en las que es difícil distinguir estos componentes. ¿Cómo es posible, si todos sabemos que el agua y el aceite son inmiscibles?

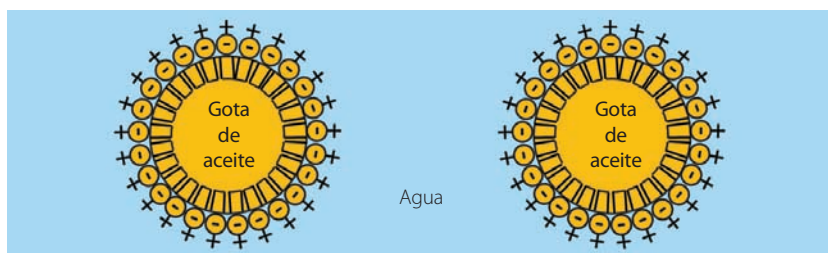
En la lectura anterior ya comentamos que el agua y el aceite son inmiscibles porque sus moléculas son muy distintas. Las del agua son muy polares y están unidas entre sí por enlaces de hidrógeno, mientras que las uniones entre las moléculas de aceite, apolares, son fuerzas de Van der Waals. En las sustancias moleculares rige el principio de que lo semejante se disuelve en lo semejante. Por tanto, las moléculas de agua sólo se podrán mezclar con las de aceite si existe una tercera sustancia que se pueda unir, a la vez, con ambos tipos de moléculas. Las sustancias que tienen esta propiedad se llaman emulsionantes o tensioactivos.

Algunos productos de cocina, como la yema de huevo, la mostaza, la sangre o la harina, tienen tensioactivos, de ahí que se utilicen para «ligar» las salsas y lograr que tengan un aspecto homogéneo a pesar de estar formadas por sustancias inmiscibles.

La lecitina es el tensioactivo de la yema de huevo. Es una molécula compleja que tiene en un extremo una parte iónica y, por tanto, afín al agua o hidrófila, y dos cadenas largas formadas por átomos de carbono e hidrógeno y, por tanto, apolares, que repelen el agua o hidrófobas.

Si añadimos un poco de yema de huevo a una mezcla de agua y aceite (o grasa) y lo batimos lograremos que se formen unas pequeñas esferas de grasa rodeadas por moléculas de lecitina, con su parte iónica hacia el exterior, en contacto con el agua. Estas agrupaciones se llaman micelas. La carga exterior de las micelas impide que se unan para formar una partícula de mayor tamaño, lo que favorece que la emulsión se mantenga estable.

Entender todos estos mecanismos nos ayudará a elaborar sabrosas salsas como la mahonesa.



CUESTIONES

- 1 En algunos establecimientos anuncian «salsa mahonesa sin huevo». ¿Cómo es posible? ¿A qué personas puede beneficiar una mahonesa sin huevo?
- 2 A veces, cuando tratamos de hacer la salsa mahonesa se corta, es decir, se vuelve líquida y de aspecto aceitoso. Podemos conseguir arreglarla añadiendo una pequeña cantidad de agua y batiendo enérgicamente. Explica por qué ocurre esto.
- 3 A pesar de su aspecto uniforme, la salsa mahonesa no es una disolución. Explícalo.
- 4 Algunos jabones para el cuidado corporal contienen lecitina. Explica cómo actúa en su papel de agente limpiador.

Energía de enlace

Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)	Longitud de enlace (Å)
Hidrógeno		
H–H	436	0,74
H–C	413	1,09
H–N	391	1,01
H–O	366	0,96
H–F	568	0,92
H–Cl	432	1,27
H–Br	366	1,41
Carbono		
C–H	413	1,09
C–C	348	1,54
C=C	614	1,34
	839	1,20
C–N	308	1,47
C–O	360	1,43
C–F	488	1,35
C–Cl	330	1,77
C–Br	288	1,94
C–I	216	2,14
C–S	272	1,82
Nitrógeno		
N–H	391	1,01
N–C	308	1,47
N–N	170	1,45
	945	1,10
Oxígeno		
O–H	366	0,96
O–C	360	1,43
O–O	145	1,48
O=O	498	1,21
Halógenos		
F–H	568	0,92
F–F	158	1,42
F–C	488	1,35
Cl–H	432	1,27
Cl–C	330	1,77
Cl–Cl	243	1,99
Br–H	366	1,41
Br–C	288	1,94
Br–Br	193	2,28
I–H	298	1,61
I–C	216	2,14
I–I	151	2,67

EL ENLACE COVALENTE

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Momento dipolar

No existen enlaces químicos totalmente puros, por eso se dice que el enlace covalente del ácido clorhídrico tiene un cierto carácter iónico o polar, por que el átomo de cloro, más electronegativo que el de hidrógeno, atrae más hacia sí el par de electrones. Se crea entonces una distribución asimétrica de los electrones de valencia y formando lo que se denomina un dipolo eléctrico, ya que las cargas negativas están desplazadas hacia un lado de la molécula y su centro no coincide con el centro de las cargas positivas. Un dipolo consta de dos cargas iguales, una positiva (+ q) y otra negativa (- q), situadas a una distancia (d). La magnitud física que define un dipolo es el momento dipolar:

$$\mu = \text{Momento dipolar} = \text{Carga} \cdot \text{Distancia} = q \cdot d$$

Esta magnitud tiene carácter vectorial, y su sentido va desde la carga positiva a la negativa.

En la tabla se indican los momentos dipolares de algunas moléculas, medidos en debyes ($1 \text{ D} = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$), en honor a Peter Debye (1884-1966), químico y físico, recibió el Premio Nobel de Química en 1936.

1. EJERCICIO RESUELTO

Consulta la tabla de datos y responde a las cuestiones.

Molécula	HCl	H ₂	CCl ₄	H ₂ O	CO	Cl ₂	CO ₂	SO ₂	CH ₄	H ₂ S	NH ₃
Momento dipolar (D)	1,08	0	0	1,87	0,11	0	0	1,60	0	1,10	1,46
Geometría	Lineal	Lineal	Tetraédrica	Angular	Lineal	Lineal	Lineal	Angular	Tetraédrica	Angular	Piramidal

a) Escribe las moléculas que son polares y presentan enlaces polares.

Las moléculas polares son las que tienen enlaces polares y un momento dipolar distinto de cero son el ácido fluorhídrico, el agua, el ácido sulfhídrico y el amoníaco

b) La existencia de enlaces polares es condición suficiente para que una molécula sea polar?

Indica las moléculas que presentan enlaces polares y sean moléculas polares.

La existencia de enlaces polares no es condición suficiente ya que también influye la distribución geométrica de los átomos enlazados. Cuando la molécula es simétrica, los dipolos de sus enlaces se anulan entre sí al ser la suma de los vectores del momento dipolar igual a cero. Por ejemplo, el metano (CH₄), el tetracloruro de carbono (CCl₄) y el dióxido de carbono (CO₂) son moléculas apolares con enlaces polares.

c) Razona la geometría lineal o angular del agua.

La molécula del agua es polar, esto excluye la geometría lineal, pues si así fuera, los dos dipolos iguales y contrarios de cada enlace se anularían. La polaridad de la molécula de agua confirma la geometría angular y el dipolo resultante distinto de cero.

d) ¿Es la molécula de dióxido de carbono lineal o angular? ¿Y la de dióxido de azufre?

Como resulta que la molécula es apolar, los dos dipolos iguales y contrarios de cada enlace se anularán, resultando una geometría lineal. Sin embargo, la molécula de dióxido de azufre es polar, lo que indica que la geometría debe ser angular y los dipolos no se anulan.

f) Indica alguna propiedad que esté relacionada con la polaridad de las moléculas.

La solubilidad de las sustancias depende de su polaridad. Las sustancias no polares o poco polares son prácticamente insolubles en disolventes polares como el agua, pero se disuelven bien en disolventes no polares o poco polares como los disolventes orgánicos: éter, benceno, tetracloruro de carbono, etc. Las sustancias polares son más solubles en agua, sobre todo si pueden formar puentes de hidrógeno con ella.

EL ENLACE COVALENTE

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 1** El enlace iónico puede considerarse como un caso extremo del enlace covalente de polaridad máxima. A la inversa, un enlace covalente con desplazamiento parcial del par de electrones puede considerarse como de carácter parcialmente iónico. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace, mayor será la polaridad y, por tanto, mayor carácter iónico del enlace. Según Linus Pauling (Premio Nobel de Química en 1954 y Premio Nobel de la Paz en 1963), cuando la diferencia de electronegatividades es de 1,7, el enlace tiene aproximadamente el 50 % de carácter iónico. Si la diferencia es mayor, el compuesto es fundamentalmente iónico, y si es menor, covalente.

Tabla de electronegatividades de los elementos, según la escala de L. Pauling						
H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	G 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,7	P 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

- Busca algún enlace entre elementos en el que la diferencia de electronegatividad sea de 1,7. ¿Cómo será en estos casos el porcentaje de carácter iónico?
- Consulta la tabla de electronegatividades y completa la columna de tipos de enlace para los compuestos del flúor.
- Deducir, si tienen carácter predominantemente iónico o covalente las sustancias: Br_2 , SrBr_2 , BeS y BaO .

SOLUCIÓN

EL ENLACE COVALENTE

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

El carbono

El carbono es un ejemplo de cómo las propiedades de una sustancia dependen de su estructura cristalina que, a su vez, depende del tipo de enlace existente entre los átomos. En el caso del diamante, cada átomo de carbono está unido en forma tetraédrica a otros cuatro átomos de carbono, formando una red tridimensional indefinida muy compacta (cristal atómico o covalente). En el grafito cada átomo de carbono está unido a tres átomos mediante enlace covalente, quedando un electrón libre por cada átomo de carbono, y formando láminas de extensión indefinida.

2 Observa las diferentes propiedades entre dos compuestos de carbono: el diamante y el grafito.

Propiedades	Diamante	Grafito
Punto de fusión	> 3500 °C	< 3500 °C
Dureza	Duro	Blando
Conductividad eléctrica	No conductor	Conductor
Transparencia	Transparente	Negro (brillo metálico)
Densidad	3351 kg/m ³	2250 kg/m ³

- ¿A qué crees que se deben las diferencias entre el diamante y el grafito?
- ¿Cómo se explica la elevada dureza del diamante?
- ¿Por qué el punto de fusión es superior en el diamante?
- Si el grafito está formado por átomos de un no metal, ¿cómo puede ser buen conductor de la corriente eléctrica?
- Observa las redes cristalinas del diamante y del grafito, ¿cuál será más densa?
- ¿Cuál de las dos sustancias se podrá separar en láminas?

SOLUCIÓN

EL ENLACE COVALENTE

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Semiconductores

Los semiconductores son materiales que han hecho posible el desarrollo actual de la electrónica y la informática. Entre ellos se encuentra el silicio, un semimetal situado en la frontera entre los metales y los no metales. Esta situación intermedia se traduce en las propiedades que poseen, entre ellas la conductividad. En condiciones habituales son poco conductores, pero, a diferencia de los metales, la conductividad aumenta con la temperatura.

El silicio forma una red del tipo del diamante, donde los cuatro electrones de cada átomo de silicio están participando en cuatro enlaces covalentes con los átomos vecinos. Por ello, normalmente el cristal es aislante, pero cuando se eleva la temperatura algún electrón puede escaparse y participar en la conducción de la corriente, dejando un hueco (hueco positivo), ya que el átomo del que sale adquiere una carga global positiva. A su vez, el hueco puede ser ocupado por un electrón de enlace de un átomo vacío, que dejara un nuevo hueco, y así sucesivamente. De este modo resulta una

conductividad (intrínseca) aunque de valor muy bajo (diez millones de veces menor que la del cobre).

Esta conductividad puede aumentarse notablemente (conductividad extrínseca) introduciendo pequeñas cantidades de impurezas (silicio dopado) en la red cristalina:

- Si se utiliza **fósforo** como impureza, cuatro de sus electrones forman enlaces covalentes con los cuatro átomos de silicio vecinos y el quinto electrón quedará libre. Se forma un semiconductor de tipo N (negativo).
- Por el contrario, si el dopado se hace con **boro**, falta un electrón para formar el cuarto enlace, existiendo un hueco que podrá ser ocupado por un electrón vecino, que dejará un hueco positivo, que se irá desplazando a media que se vaya ocupando por los electrones contiguos. Tenemos un semiconductor de tipo P (positivo).

Al unir un semiconductor N con otro P a un generador, los electrones libres de la zona N son repelidos por el polo negativo y los huecos de la zona P, por el positivo. Los electrones se mueven para ocupar los huecos libres existentes en la zona P y, como consecuencia, circula corriente.

3 Contesta:

- ¿En qué consiste la conductividad extrínseca del silicio?
- ¿Qué tipo de semiconductor resulta al dopar silicio con arsénico, aluminio, antimonio e indio.
- Un cristal de silicio dopado con fósforo, ¿es eléctricamente neutro?

SOLUCIÓN

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Aleaciones no cristalinas

La mayoría de los metales y aleaciones, como el titanio, el aluminio y el acero, tienen una estructura cristalina.

Los átomos en esta estructura están colocados de forma ordenada, repitiéndose una pequeña unidad, llamada celda elemental, en las tres direcciones del espacio, y de esta forma se construye una estructura cristalina con los átomos perfectamente ordenados. Pero realmente esto solo ocurre en un sólido ideal.

Todas las estructuras cristalinas contienen defectos, entre los que se incluyen espacios vacíos, impurezas formadas por átomos de otros elementos y planos desalineados (dislocaciones), que tienen importancia en las propiedades física y químicas de los sólidos.

En los últimos años, se han desarrollado unos nuevos materiales formados por una mezcla de varios metales en diferentes porcentajes (por ejemplo, $Zr_{41,2\%}Be_{22,5\%}Ti_{13,8\%}Cu_{12,5\%}Ni_{10,0\%}$) que enfriados adecuadamente presentan características semejantes a los plásticos, pero con una resistencia superior al titanio. Estos materiales se denominan **aleaciones no cristalinas**, porque a diferencia del resto, poseen una estructura atómica amorfa, característica sin precedentes para una estructura metálica.

En el proceso clásico de obtención de aleaciones, la mezcla fundida solidifica formando un sólido cristalino con un estado de mínima energía. Sin embargo, si la mezcla fundida se enfría rápidamente (subenfriamiento), los átomos no tendrán ni el tiempo ni la energía suficiente para desplazarse y colocarse en una estructura ordenada, solidificarán en un estado amorfo evitando la cristalización.

Esta estructura especial mejora las propiedades del material, lo que explica sus numerosas aplicaciones:

- En **telecomunicaciones** y electrónica: cubiertas y piezas de los teléfonos portátiles, reproductores mp3, memorias flash, etc.
- En **medicina**: productos ortopédicos biocompatibles para implantes tales como prótesis de cadera y de rodilla.
- En la **industria**: maquinaria industrial resistente en ambientes de elevado desgaste y corrosión como las prospecciones petrolíferas bajo el mar.

Industria **aeroespacial**, en el año 2001 fue lanzada una nave espacial con la misión de recoger muestras del viento solar a través de una placa de este material diseñada especialmente para absorber los iones procedentes del sol y determinar la composición isotópica de la materia solar.

Un sencillo experimento permite demostrar la elasticidad de este nuevo material. Se dejan caer dos bolas idénticas desde la misma altura sobre dos placas, una de titanio y otra de una aleación amorfa. La bola que rebota en el tubo con la aleación lo hace más alto y durante más del doble de tiempo que la bola que rebota sobre el titanio.

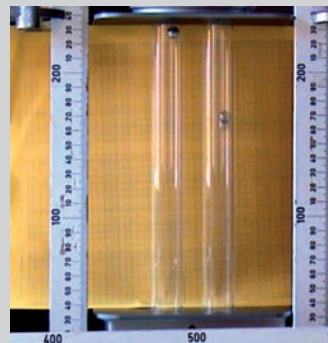


Imagen del primer rebote

- 4 ¿Por qué aunque los átomos en un metal están empaquetados densamente, el sólido puede deformarse?

SOLUCIÓN

- 5 ¿Donde se puede encontrar una estructura semejante a las aleaciones amorfas?

SOLUCIÓN

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 6 Este nuevo material se ha incorporado recientemente al mundo del deporte: tablas de esquí y *snowboard*, bates de béisbol, palos de golf y en el marco de las raquetas de tenis. ¿Qué ventajas crees que tiene la utilización de este tipo de materiales en las raquetas de tenis o en los bates de béisbol?

SOLUCIÓN

- 7 ¿Cómo se disipa la energía de las dos bolas metálicas al caer y rebotar?

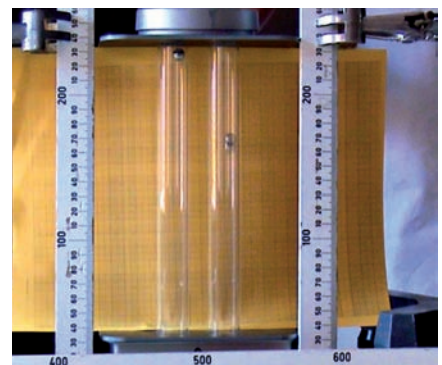
SOLUCIÓN

- 8 ¿A crees que se debe este diferente comportamiento de los materiales?

SOLUCIÓN

- 9 Observa la imagen del primer bote para ambas bolas, anota la altura inicial desde la que se han dejado caer y la altura alcanzada por cada una.

SOLUCIÓN



ENLACES EN LOS QUE PARTICIPAN MOLÉCULAS

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 10** En la tabla pueden verse los puntos de fusión y de ebullición de los hidruros de la familia del oxígeno.

Hidruros	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
H ₂ Te	-54	-2
H ₂ Se	-62	-42
H ₂ S	-63	-60
H ₂ O	0	100

- Realiza una representación gráfica de los tres primeros hidruros. ¿Cómo varían los puntos de fusión y de ebullición?
- De acuerdo a esta tendencia, ¿cuál debería ser, aproximadamente, el punto de ebullición del agua?
- ¿En qué estado se encuentran el agua y el ácido sulfhídrico a temperatura ambiente?
- ¿Por qué crees que los puntos de fusión y de ebullición del agua son anormalmente altos y no siguen la tendencia del resto de hidruros de su grupo?

SOLUCIÓN

ENLACES EN LOS QUE PARTICIPAN MOLÉCULAS

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 11** En la tabla se indican las temperaturas de fusión y de ebullición de diversos haluros no metálicos de la familia de los halógenos.

Hidruros	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
H I	-51	-35
H Br	-86	-67
H Cl	-115	-64
H F	-83	20

- ¿Cómo varían los puntos de fusión y de ebullición de los tres primeros hidruros? Elabora una gráfica.
- De acuerdo a esta tendencia, el punto de ebullición del agua ¿debería ser mayor o menor que el resto de hidruros?
- ¿Por qué crees que los puntos de fusión y de ebullición del fluoruro de hidrógeno son más altos que los que le corresponden teóricamente?
- Explica por qué las moléculas de agua (18 u), amoníaco (17 u) y metano (16 u) tienen masas moleculares semejantes, pero, sin embargo los puntos de ebullición y fusión son muy diferentes.

SOLUCIÓN

EL ENLACE COVALENTE

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Momento dipolar

No existen enlaces químicos totalmente puros, por eso se dice que el enlace covalente del ácido clorhídrico tiene un cierto carácter iónico o polar, por que el átomo de cloro, más electronegativo que el de hidrógeno, atrae más hacia sí el par de electrones. Se crea entonces una distribución asimétrica de los electrones de valencia y formando lo que se denomina un dipolo eléctrico, ya que las cargas negativas están desplazadas hacia un lado de la molécula y su centro no coincide con el centro de las cargas positivas. Un dipolo consta de dos cargas iguales, una positiva (+ q) y otra negativa (− q), situadas a una distancia (d). La magnitud física que define un dipolo es el momento dipolar:

$$\mu = \text{Momento dipolar} = \text{Carga} \cdot \text{Distancia} = q \cdot d$$

Esta magnitud tiene carácter vectorial, y su sentido va desde la carga positiva a la negativa.

En la tabla se indican los momentos dipolares de algunas moléculas, medidos en debyes ($1 \text{ D} = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$), en honor a Peter Debye (1884-1966), químico y físico, recibió el Premio Nobel de Química en 1936.

1. EJERCICIO RESUELTO

Consulta la tabla de datos y responde a las cuestiones.

Molécula	HCl	H ₂	CCl ₄	H ₂ O	CO	Cl ₂	CO ₂	SO ₂	CH ₄	H ₂ S	NH ₃
Momento dipolar (D)	1,08	0	0	1,87	0,11	0	0	1,60	0	1,10	1,46
Geometría	Lineal	Lineal	Tetraédrica	Angular	Lineal	Lineal	Lineal	Angular	Tetraédrica	Angular	Piramidal

a) Escribe las moléculas que son polares y presentan enlaces polares.

Las moléculas polares son las que tienen enlaces polares y un momento dipolar distinto de cero son el ácido fluorhídrico, el agua, el ácido sulfhídrico y el amoníaco

b) La existencia de enlaces polares es condición suficiente para que una molécula sea polar?

Indica las moléculas que presentan enlaces polares y sean moléculas polares.

La existencia de enlaces polares no es condición suficiente ya que también influye la distribución geométrica de los átomos enlazados. Cuando la molécula es simétrica, los dipolos de sus enlaces se anulan entre sí al ser la suma de los vectores del momento dipolar igual a cero. Por ejemplo, el metano (CH₄), el tetracloruro de carbono (CCl₄) y el dióxido de carbono (CO₂) son moléculas apolares con enlaces polares.

c) Razona la geometría lineal o angular del agua.

La molécula del agua es polar, esto excluye la geometría lineal, pues si así fuera, los dos dipolos iguales y contrarios de cada enlace se anularían. La polaridad de la molécula de agua confirma la geometría angular y el dipolo resultante distinto de cero.

d) ¿Es la molécula de dióxido de carbono lineal o angular? ¿Y la de dióxido de azufre?

Como resulta que la molécula es apolar, los dos dipolos iguales y contrarios de cada enlace se anularán, resultando una geometría lineal. Sin embargo, la molécula de dióxido de azufre es polar, lo que indica que la geometría debe ser angular y los dipolos no se anulan.

f) Indica alguna propiedad que esté relacionada con la polaridad de las moléculas.

La solubilidad de las sustancias depende de su polaridad. Las sustancias no polares o poco polares son prácticamente insolubles en disolventes polares como el agua, pero se disuelven bien en disolventes no polares o poco polares como los disolventes orgánicos: éter, benceno, tetracloruro de carbono, etc. Las sustancias polares son más solubles en agua, sobre todo si pueden formar puentes de hidrógeno con ella.

EL ENLACE COVALENTE

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 1** El enlace iónico puede considerarse como un caso extremo del enlace covalente de polaridad máxima. A la inversa, un enlace covalente con desplazamiento parcial del par de electrones puede considerarse como de carácter parcialmente iónico. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace, mayor será la polaridad y, por tanto, mayor carácter iónico del enlace. Según Linus Pauling (Premio Nobel de Química en 1954 y Premio Nobel de la Paz en 1963), cuando la diferencia de electronegatividades es de 1,7, el enlace tiene aproximadamente el 50 % de carácter iónico. Si la diferencia es mayor, el compuesto es fundamentalmente iónico, y si es menor, covalente.

Tabla de electronegatividades de los elementos, según la escala de L. Pauling						
H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	G 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,7	P 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

- a) Busca algún enlace entre elementos en el que la diferencia de electronegatividad sea de 1,7. ¿Cómo será en estos casos el porcentaje de carácter iónico?
- b) Consulta la tabla de electronegatividades y completa la columna de tipos de enlace para los compuestos del flúor.
- c) Deducir, si tienen carácter predominantemente iónico o covalente las sustancias: Br_2 , SrBr_2 , BeS y BaO .

SOLUCIÓN

- a) Por ejemplo, entre el potasio (0,8) y el azufre (2,5) o entre el cesio (0,7) y el selenio (2,4), la diferencia de electronegatividad es de 1,7, y el porcentaje de carácter iónico de, aproximadamente, el 50%.

b)

Compuestos	Enlace	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
CsF Fluoruro de cesio	Cesio-Flúor	3,3	Iónico puro
BF_3 Fluoruro de boro	Boro-Flúor	2,0	Carácter iónico > 50%
OF_2 Fluoruro de oxígeno	Oxígeno-Flúor	0,5	Covalente ligeramente iónico
F_2 Flúor	Flúor-Flúor	0	Covalente apolar

- c) A partir de la diferencia de electronegatividad entre cada elemento se puede deducir el carácter predominante del enlace.

Compuesto	Enlace	Diferencia de electronegatividad	Enlace predominante
Bromo	Br - Br	0	Covalente puro
Bromuro de estroncio	Sr - Br	1,8	Iónico ~50%
Sulfuro de berilio	S - Be	1,0	Covalente parcialmente iónico <50%
Óxido de bario	Ba - O	2,6	Iónico > 50%

EL ENLACE COVALENTE

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

El carbono

El carbono es un ejemplo de cómo las propiedades de una sustancia dependen de su estructura cristalina que, a su vez, depende del tipo de enlace existente entre los átomos. En el caso del diamante, cada átomo de carbono está unido en forma tetraédrica a otros cuatro átomos de carbono, formando una red tridimensional indefinida muy compacta (cristal atómico o covalente). En el grafito cada átomo de carbono está unido a tres átomos mediante enlace covalente, quedando un electrón libre por cada átomo de carbono, y formando láminas de extensión indefinida.

2 Observa las diferentes propiedades entre dos compuestos de carbono: el diamante y el grafito.

Propiedades	Diamante	Grafito
Punto de fusión	> 3500 °C	< 3500 °C
Dureza	Duro	Blando
Conductividad eléctrica	No conductor	Conductor
Transparencia	Transparente	Negro (brillo metálico)
Densidad	3351 kg/m ³	2250 kg/m ³

- ¿A qué crees que se deben las diferencias entre el diamante y el grafito?
- ¿Cómo se explica la elevada dureza del diamante?
- ¿Por qué el punto de fusión es superior en el diamante?
- Si el grafito está formado por átomos de un no metal, ¿cómo puede ser buen conductor de la corriente eléctrica?
- Observa las redes cristalinas del diamante y del grafito, ¿cuál será más densa?
- ¿Cuál de las dos sustancias se podrá separar en láminas?

SOLUCIÓN

- Las diferentes propiedades son consecuencia de su diferente estructura, ya que en ambos casos la composición química es la misma, están formados por átomos de carbono. En el diamante los átomos de carbono están enlazados formando tetraedros. Sin embargo, en el grafito los átomos de carbono se unen formando láminas hexagonales que se mantienen unidas por fuerzas del tipo de Van der Waals.
- La unión entre átomos de carbono formando una red cristalina hace que el diamante sea extremadamente duro (dureza de 10 en la escala de Mohs), ya que los átomos de carbono se encuentran unidos por fuerzas elevadas que los mantiene muy fijos en sus posiciones, y resulta difícil separarlos de ellas. En el grafito la dureza es mucho menor (1-2 en la escala de Mohs).
- Para separar los átomos de carbono que constituyen la red del diamante supone la ruptura de enlaces covalentes. En cambio, en el grafito las capas no están unidas por enlaces interatómicos, sino por fuerzas de Van der Waals, que son de menor intensidad.
- El grafito es conductor debido a los electrones móviles que posee, que se mueven entre las capas. Por el contrario, todos los electrones corticales de los átomos de carbono en el diamante están rígidamente dispuestos formando enlaces covalentes.
- El grafito es menos denso como consecuencia de la distancia entre sus capas, que es más del doble (3,4 Å) de la distancia entre átomos de carbono que se presenta en el diamante (1,54 Å).
- El grafito es perfectamente exfoliable (facilidad de separar en láminas), ya que es fácil separar una capa de otra, debido a que se mantienen unidas por débiles fuerzas de Van der Waals.

EL ENLACE COVALENTE

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Semiconductores

Los semiconductores son materiales que han hecho posible el desarrollo actual de la electrónica y la informática. Entre ellos se encuentra el silicio, un semimetal situado en la frontera entre los metales y los no metales. Esta situación intermedia se traduce en las propiedades que poseen, entre ellas la conductividad. En condiciones habituales son poco conductores, pero, a diferencia de los metales, la conductividad aumenta con la temperatura.

El silicio forma una red del tipo del diamante, donde los cuatro electrones de cada átomo de silicio están participando en cuatro enlaces covalentes con los átomos vecinos. Por ello, normalmente el cristal es aislante, pero cuando se eleva la temperatura algún electrón puede escaparse y participar en la conducción de la corriente, dejando un hueco (hueco positivo), ya que el átomo del que sale adquiere una carga global positiva. A su vez, el hueco puede ser ocupado por un electrón de enlace de un átomo vacío, que dejara un nuevo hueco, y así sucesivamente. De este modo resulta una

conductividad (intrínseca) aunque de valor muy bajo (diez millones de veces menor que la del cobre).

Esta conductividad puede aumentarse notablemente (conductividad extrínseca) introduciendo pequeñas cantidades de impurezas (silicio dopado) en la red cristalina:

- Si se utiliza **fósforo** como impureza, cuatro de sus electrones forman enlaces covalentes con los cuatro átomos de silicio vecinos y el quinto electrón quedará libre. Se forma un semiconductor de tipo N (negativo).
- Por el contrario, si el dopado se hace con **boro**, falta un electrón para formar el cuarto enlace, existiendo un hueco que podrá ser ocupado por un electrón vecino, que dejará un hueco positivo, que se irá desplazando a media que se vaya ocupando por los electrones contiguos. Tenemos un semiconductor de tipo P (positivo).

Al unir un semiconductor N con otro P a un generador, los electrones libres de la zona N son repelidos por el polo negativo y los huecos de la zona P, por el positivo. Los electrones se mueven para ocupar los huecos libres existentes en la zona P y, como consecuencia, circula corriente.

3 Contesta:

- ¿En qué consiste la conductividad extrínseca del silicio?
- ¿Qué tipo de semiconductor resulta al dopar silicio con arsénico, aluminio, antimonio e indio.
- Un cristal de silicio dopado con fósforo, ¿es eléctricamente neutro?

SOLUCIÓN

- La conductividad que se consigue añadiendo átomos externos a la estructura del silicio
- Los semiconductores de tipo P normalmente tienen tres electrones en la capa de valencia (trivalentes). Los semiconductores de tipo N normalmente son pentavalentes; tienen cinco electrones en la capa de valencia.
El arsénico y el antimonio, ambos del grupo 15 y familia de los nitrogenoideos, a semejanza del fósforo, formarán un semiconductor de tipo N.
El aluminio y el indio, del grupo 13 y familia de los boroideos, formarán al igual que el boro, un semiconductor de tipo P
- La configuración electrónica del fósforo es ($Z = 15$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. De los cinco electrones de la última capa, cuatro de ellos forman enlaces con los átomos de silicio, y el quinto queda libre, por lo que el cristal dopado con fósforo no es eléctricamente neutro, sino que presenta una carga negativa.

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Aleaciones no cristalinas

La mayoría de los metales y aleaciones, como el titanio, el aluminio y el acero, tienen una estructura cristalina.

Los átomos en esta estructura están colocados de forma ordenada, repitiéndose una pequeña unidad, llamada celda elemental, en las tres direcciones del espacio, y de esta forma se construye una estructura cristalina con los átomos perfectamente ordenados. Pero realmente esto solo ocurre en un sólido ideal.

Todas las estructuras cristalinas contienen defectos, entre los que se incluyen espacios vacíos, impurezas formadas por átomos de otros elementos y planos desalineados (dislocaciones), que tienen importancia en las propiedades física y químicas de los sólidos.

En los últimos años, se han desarrollado unos nuevos materiales formados por una mezcla de varios metales en diferentes porcentajes (por ejemplo, $Zr_{41,2\%}Be_{22,5\%}Ti_{13,8\%}Cu_{12,5\%}Ni_{10,0\%}$) que enfriados adecuadamente presentan características semejantes a los plásticos, pero con una resistencia superior al titanio. Estos materiales se denominan **aleaciones no cristalinas**, porque a diferencia del resto, poseen una estructura atómica amorfa, característica sin precedentes para una estructura metálica.

En el proceso clásico de obtención de aleaciones, la mezcla fundida solidifica formando un sólido cristalino con un estado de mínima energía. Sin embargo, si la mezcla fundida se enfría rápidamente (subenfriamiento), los átomos no tendrán ni el tiempo ni la energía suficiente para desplazarse y colocarse en una estructura ordenada, solidificarán en un estado amorfo evitando la cristalización.

Esta estructura especial mejora las propiedades del material, lo que explica sus numerosas aplicaciones:

- En **telecomunicaciones** y electrónica: cubiertas y piezas de los teléfonos portátiles, reproductores mp3, memorias flash, etc.
- En **medicina**: productos ortopédicos biocompatibles para implantes tales como prótesis de cadera y de rodilla.
- En la **industria**: maquinaria industrial resistente en ambientes de elevado desgaste y corrosión como las prospecciones petrolíferas bajo el mar.

Industria **aeroespacial**, en el año 2001 fue lanzada una nave espacial con la misión de recoger muestras del viento solar a través de una placa de este material diseñada especialmente para absorber los iones procedentes del sol y determinar la composición isotópica de la materia solar.

Un sencillo experimento permite demostrar la elasticidad de este nuevo material. Se dejan caer dos bolas idénticas desde la misma altura sobre dos placas, una de titanio y otra de una aleación amorfa. La bola que rebota en el tubo con la aleación lo hace más alto y durante más del doble de tiempo que la bola que rebota sobre el titanio.

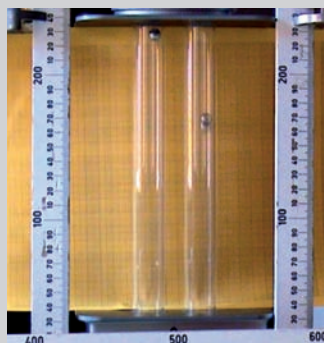


Imagen del primer rebote

4 ¿Por qué aunque los átomos en un metal están empaquetados densamente, el sólido puede deformarse?

SOLUCIÓN

Este efecto es debido a la movilidad causada por los defectos y dislocaciones en el cristal metálico, efecto que origina un desplazamiento de filas de átomos, existiendo muchas direcciones en las que puede producir. Por ejemplo, los cables de cobre son fáciles de doblar debido a que la estructura contiene planos de átomos que pueden deslizarse fácilmente unos sobre otros.

5 ¿Dónde se puede encontrar una estructura semejante a las aleaciones amorfas?

SOLUCIÓN

En los vidrios, como los utilizados en las ventanas, que se consideran líquidos subenfriados y presentan una estructura amorfa no cristalina.

ENLACE METÁLICO

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 6** Este nuevo material se ha incorporado recientemente al mundo del deporte: tablas de esquí y snowboard, bates de béisbol, palos de golf y en el marco de las raquetas de tenis. ¿Qué ventajas crees que tiene la utilización de este tipo de materiales en las raquetas de tenis o en los bates de béisbol?

SOLUCIÓN

La propiedad de este material de no deformarse por el impacto de una pelota evita la dispersión de la energía y aumenta la resistencia a la torsión del marco de la raqueta o del bate de béisbol, como resultado se obtiene un golpe con más control y mayor potencia.

- 7** ¿Cómo se disipa la energía de las dos bolas metálicas al caer y rebotar?

SOLUCIÓN

Son diversas las formas en que se disipa la energía de las bolas al rebotar; sonido, colisiones aleatorias con los lados de los tubos, y rozamiento con el aire. Considerando que para ambos casos, estos factores son los mismos, la diferencia en el bote se debe, fundamentalmente, a la diferencia en la energía transferida entre la bola y las dos superficies. El hecho de que la bola rebote durante mucho más tiempo en la superficie metálica amorfa indica una gran diferencia en la energía transferida con respecto a la otra superficie de acero. Comparando las dos superficies es evidente que debe haber algo muy diferente en la estructura de ambos materiales que explique la diferencia en su comportamiento al botar.

- 8** ¿A crees que se debe este diferente comportamiento de los materiales?

SOLUCIÓN

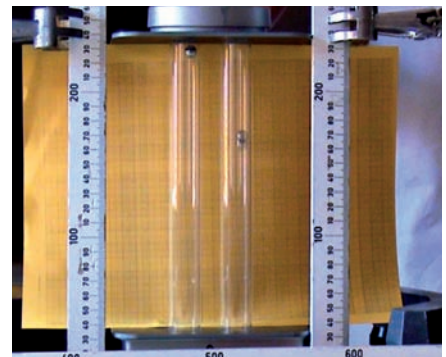
Cuando la bola se deja caer adquiere una energía cinética, parte de la cual se convierte en calor al colisionar contra la superficie. Cada colisión origina un movimiento en los átomos de la bola y del disco, y este movimiento es una clase de fricción atómica que produce calor. En un choque perfectamente elástico no se pierde energía cinética y la bola alcanza su altura inicial. Esta situación no es físicamente posible. La diferencia se debe en gran medida a la incapacidad de los átomos de las aleaciones amorfas, a causa de los diferentes tamaños de estos átomos y de su disposición desordenada en el sólido, para deslizarse unos sobre otros cuando se están agitando durante la colisión. Una consecuencia de esta baja movilidad atómica es el bajo rozamiento interno que minimiza la conversión de la energía cinética durante el choque en calor, lográndose mayor altura en el bote.

- 9** Observa la imagen del primer bote para ambas bolas, anota la altura inicial desde la que se han dejado caer y la altura alcanzada por cada una.

SOLUCIÓN

La altura inicial de caída es la misma para las dos bolas, aproximadamente de 21 cm.

La altura final en el primer bote para la bola que bota sobre el titanio es de 14,5 cm, y para la bola que bota sobre la aleación, es de 19,5 cm.



ENLACES EN LOS QUE PARTICIPAN MOLÉCULAS

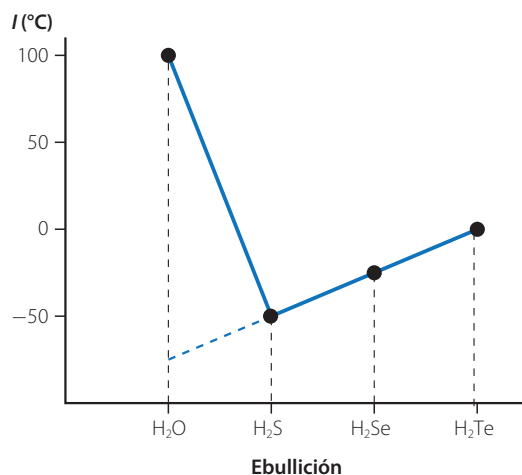
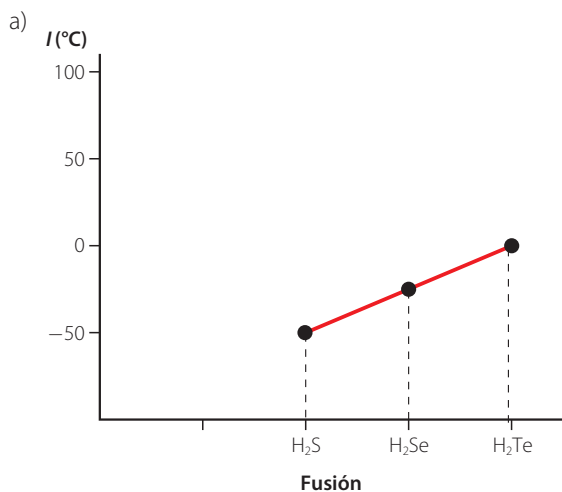
NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 10 En la tabla pueden verse los puntos de fusión y de ebullición de los hidruros de la familia del oxígeno.

Hidruros	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
H ₂ Te	-54	-2
H ₂ Se	-62	-42
H ₂ S	-63	-60
H ₂ O	0	100

- a) Realiza una representación gráfica de los tres primeros hidruros. ¿Cómo varían los puntos de fusión y de ebullición?
- b) De acuerdo a esta tendencia, ¿cuál debería ser, aproximadamente, el punto de ebullición del agua?
- c) ¿En qué estado se encuentran el agua y el ácido sulfhídrico a temperatura ambiente?
- d) ¿Por qué crees que los puntos de fusión y de ebullición del agua son anormalmente altos y no siguen la tendencia del resto de hidruros de su grupo?

SOLUCIÓN



Los puntos de fusión y de ebullición aumentan progresivamente con el tamaño molecular (masa molecular).

- b) Según esta tendencia tendría que tener un punto de ebullición menor que el del ácido sulfhídrico, que es de $-60\text{ }^{\circ}\text{C}$.
Si proyectamos la línea en la gráfica se observa que debería estar muy por debajo de su valor real.
- c) El agua (masa molecular = 18 u) es líquida, mientras que el ácido sulfhídrico es un gas, a pesar de que es una molécula más pesada (masa molecular = 34 u).
- d) Las moléculas de agua se ven atraídas entre sí por fuerzas más intensas que la del resto de los hidruros. Estas fuerzas son las que constituyen el enlace de hidrógeno o puente de hidrógeno. Al estar unido el átomo de hidrógeno con un elemento muy electronegativo como el oxígeno, el par de electrones del enlace estará muy atraído por este. El núcleo de hidrógeno (protón) constituye un polo positivo muy intenso, y forma unión electrostática con el átomo de oxígeno (polo negativo) de una molécula vecina de agua. Como consecuencia los puntos de fusión y de ebullición son anormalmente elevados, ya que se necesita energía no solo para fundir un sólido o vaporizar un líquido, sino también para romper los enlaces de hidrógeno.

ENLACES EN LOS QUE PARTICIPAN MOLÉCULAS

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

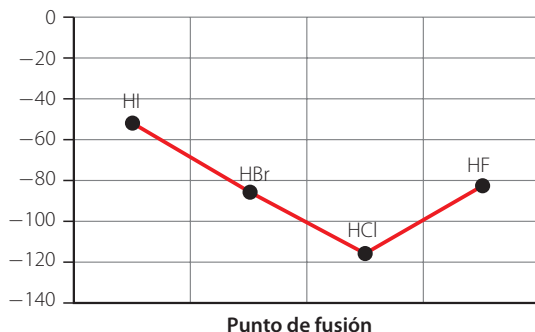
- 11** En la tabla se indican las temperaturas de fusión y de ebullición de diversos haluros no metálicos de la familia de los halógenos.

Hidruros	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
HI	-51	-35
HBr	-86	-67
HCl	-115	-64
HF	-83	20

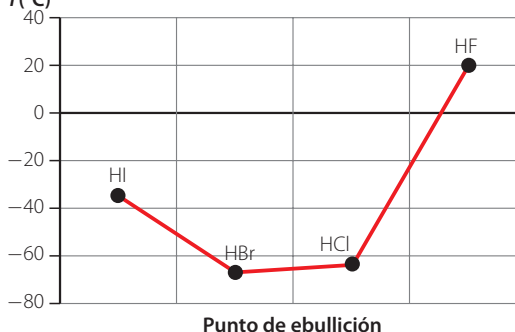
- a) ¿Cómo varían los puntos de fusión y de ebullición de los tres primeros hidruros? Elabora una gráfica.
 b) De acuerdo a esta tendencia, el punto de ebullición del agua ¿debería ser mayor o menor que el resto de hidruros?
 c) ¿Por qué crees que los puntos de fusión y de ebullición del fluoruro de hidrógeno son más altos que los que le corresponden teóricamente?
 d) Explica por qué las moléculas de agua (18 u), amoníaco (17 u) y metano (16 u) tienen masas moleculares semejantes, pero, sin embargo los puntos de ebullición y fusión son muy diferentes.

SOLUCIÓN

a)



I (°C)



Los puntos de fusión y de ebullición aumentan a medida que aumenta la masa molecular, siendo menor en el cloruro de hidrógeno y mayor en el yoduro de hidrógeno.

- b) Según esta tendencia tendría que tener un punto de ebullición menor que el resto de hidruros de su grupo.
 c) Cuando un átomo de hidrógeno está unido a un átomo más electronegativo que él, como el flúor, el par de electrones que forman el enlace está fuertemente atraído por el átomo más electronegativo, el flúor. Esto proporciona una carga parcial positiva al átomo de hidrógeno y una carga parcial negativa al de flúor. De esta forma se establece una atracción eléctrica entre los hidrógenos de una molécula y los átomos electronegativos de una molécula vecina, por lo que se necesita más energía para el cambio de estado correspondiente.
 d) El enlace de hidrógeno influye en las propiedades de los compuestos que los contiene. Cuanto más electronegativo es un átomo, más fuerte es el enlace de hidrógeno que se origina. Así, es más fuerte el enlace de hidrógeno entre las moléculas de agua que entre las moléculas de amoníaco. Debido a la asociación molecular, que es más fuerte en el punto de fusión del agua es de 0 °C, el del amoníaco -78 °C y el del metano (en el que no existen enlaces de hidrógeno) es de -164 °C.

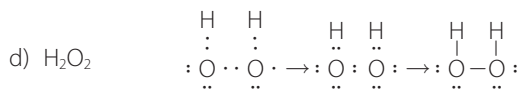
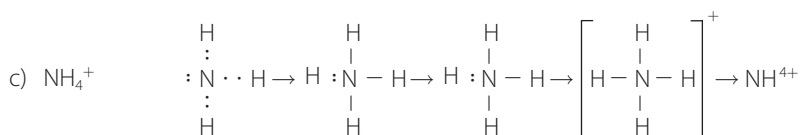
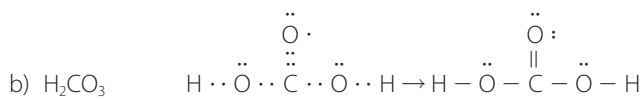
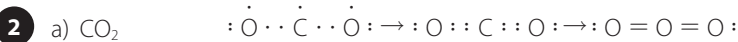
PRUEBA DE EVALUACIÓN 1

- 1** Determina el tipo de enlace que se da cuando se combinan entre sí átomos de los siguientes elementos. Establece la fórmula química de la sustancia que resulta.
- a) O–O
b) O–Na
c) Na–Mg
d) O–Cl
- 2** Escribe la estructura de Lewis de las siguientes especies químicas:
- a) CO₂
b) H₂CO₃
c) NH₄⁺
d) H₂O₂
- 3** Cuando se combinan átomos de los elementos A y B se forma un compuesto de fórmula AB₃ que es una molécula apolar.
- a) Determina qué elemento es A y cual o cuáles puede ser B
b) Justifica por qué es una molécula apolar
c) Justifica cual de las siguientes propiedades tiene o no tiene ese compuesto:
- Se disuelve en agua
 - Es sólido a temperatura ambiente
 - Puede formar enlaces covalentes dativos
- 4** Supongamos que las siguientes especies se encuentran en estado líquido. Explica qué enlace se debe formar para:
- a) CaCl₂. Pasar al estado sólido
b) Br₂. Pasar al estado sólido
c) H₂S. Pasar al estado sólido
d) NH₃. Disolverse en agua
- 5** Determina el tipo de enlace que se da cuando se combinan entre sí átomos de los siguientes elementos. Establece la fórmula química de la sustancia que resulta.
- a) K–K
b) Br–F
c) H–N
d) K–H
- 6** Escribe la estructura de Lewis de las siguientes especies químicas:
- a) CO
b) HNO₃
c) H₃O⁺
d) SeCl₂
- 7** Escribe la estructura de Lewis de las siguientes especies químicas:
- a) H₂S
b) BCl₃
c) PCl₃
d) CH₃F
- 8** Relaciona cada una de las siguientes sustancias con la propiedad más adecuada y explica por qué:
- a) SrCl₂
b) Be
c) CH₃OH
d) Ne
e) I₂
- Cuando se disuelve en agua no conduce la electricidad.
 - Es un gas a temperatura ambiente.
 - Sólido a temperatura ambiente pero sublima cuando se calienta ligeramente.
 - Cuando se disuelve en agua conduce la electricidad.
 - Es un sólido a temperatura ambiente.

PRUEBA DE EVALUACIÓN 1: SOLUCIONES

- 1 Necesitamos tener en cuenta la diferencia de electronegatividades de los átomos que se enlazan:

Enlace	Electronegatividad de los átomos	Tipo de enlace
O-O No metal-No metal	O: Electronegatividad alta.	Enlace covalente: se enlazan dos átomos con electronegatividad parecida (igual) y alta.
O-Na No metal-Metal	O: Electronegatividad alta. Na: Electronegatividad baja.	Enlace iónico: se enlazan átomos con electronegatividad muy distinta.
Na-Mg Metal-Metal	Na: Electronegatividad baja. Mg: Electronegatividad baja.	Enlace metálico: se enlazan átomos con electronegatividad parecida y baja.
O-Cl No metal-No metal	O: Electronegatividad alta. Cl: Electronegatividad alta.	Enlace covalente: se enlazan dos átomos con electronegatividad parecida y alta.



- 3 a) Si A y B son dos elementos distintos debemos suponer que los enlaces son polares. Como la molécula es apolar, debe ser perfectamente simétrica. Por tanto, en torno al átomo A solo debe haber tres pares electrónicos de enlace dispuestos de forma triangular plana.

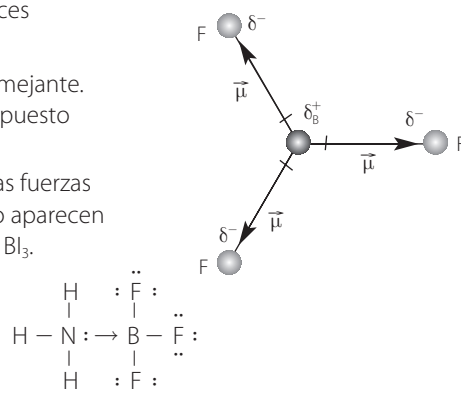
A solo puede tener tres electrones en su nivel de valencia. Como forma enlaces covalentes, su polaridad no puede ser baja, es decir, no puede ser un metal, por tanto, debe tratarse del Boro.

B es un elemento que necesita formar un enlace covalente para alcanzar la configuración de gas noble. Puede ser el H, cuya configuración de valencia es $1s^1$, o un elemento de grupo 17, su configuración de valencia es $ns^2 np^5$.

- b) Al sumar vectorialmente los momentos dipolares de todos los enlaces el resultado es cero, por tanto, la molécula es apolar.

- c) • No se disuelve en agua porque lo semejante se disuelve en lo semejante. Las moléculas de agua están unidas por enlaces de H y este compuesto es apolar.
- No es probable que sea sólido a temperatura ambiente, ya que las fuerzas entre las moléculas apolares son muy débiles. En estos casos solo aparecen como sólidos si la molécula tiene una gran masa; por ejemplo, el BI_3 .
- Puede actuar como especie aceptora en un enlace covalente dativo, ya que al B le falta un par de electrones para alcanzar la configuración de gas noble.

La molécula de este compuesto es deficiente en electrones:



PRUEBA DE EVALUACIÓN 1: SOLUCIONES (continuación)

- 4 a) CaCl_2 . Pasar al estado sólido. Es un compuesto iónico. Los iones se deben reordenar para formar la red cristalina de forma que las atracciones entre los iones de distinto signo sean altas y las repulsiones entre iones del mismo signo sean bajas.
- b) Br_2 . Pasar al estado sólido. Es una molécula apolar. Se deben formar enlaces de tipo dipolo instantáneo dipolo inducido.
- c) H_2S . Pasar al estado sólido. Es una molécula polar. Se deben formar enlaces de tipo dipolo-dipolo.
- d) NH_3 . Disolverse en agua. Tanto el NH_3 como el H_2O forman enlaces de H. Para que ambas sustancias se mezclen se deben formar enlaces de H entre las moléculas de NH_3 y las de H_2O .

- 5 Para conocer el tipo de enlace necesitamos tener en cuenta la diferencia de electronegatividades de los átomos que se enlazan. Para determinar su fórmula hay que conocer la configuración electrónica de su nivel de valencia; con ella sabremos el número de electrones que cada átomo debe ganar, perder o compartir para alcanzar la configuración de gas noble.

Enlace	Electronegatividad de los átomos	Tipo de enlace	Fórmula
K-K Metal-Metal	K: Electronegatividad baja.	Enlace metálico: se enlazan átomos con electronegatividad parecida (igual) y baja.	K (s)
Br-F No metal-No metal	Br: Electronegatividad alta. F: Electronegatividad alta.	Enlace covalente: se enlazan dos átomos con electronegatividad parecida y alta.	Br: $4s^2 4p^5$ F: $2s^2 2p^5$
H-N No metal-No metal	H: Electronegatividad intermedia.	Enlace covalente: se enlazan dos átomos con electronegatividad parecida y alta.	H: $1s^1$ N: $2s^2 2p^3$ NH_3
K-H Metal-No metal	K: Electronegatividad baja. H: Electronegatividad intermedia.	Enlace iónico: se enlazan átomos con electronegatividad muy distinta.	H: $1s^1$ K: $4s^1$ KH

- 6 a) CO $\cdot \overset{\cdot}{\text{C}} \cdot \cdot \overset{\cdot}{\text{O}} \cdot \rightarrow \text{: C : : O :} \rightarrow \text{: C = O :}$
- b) HNO_3 $\text{H} \cdot \cdot \overset{\cdot}{\text{O}} \cdot \cdot \overset{\cdot}{\text{N}} \cdot \cdot \overset{\cdot}{\text{O}} \cdot \rightarrow \text{H} - \overset{\cdot}{\text{O}} - \overset{\cdot}{\text{N}} - \overset{\cdot}{\text{O}} \cdot \rightarrow \text{H} - \overset{\cdot}{\text{O}} - \overset{\cdot}{\text{N}} = \overset{\cdot}{\text{O}} \cdot$
- c) H_3O^+ $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{O} \cdot \cdot \text{H} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{O} - \text{H} \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{N} - \text{H} \\ | \\ \text{H}^+ \end{array} \rightarrow \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{O} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} \right]^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$
- d) SeCl_2 $\cdot \overset{\cdot}{\text{Cl}} \cdot \cdot \overset{\cdot}{\text{Se}} \cdot \cdot \overset{\cdot}{\text{Cl}} \cdot \rightarrow \text{: Cl} - \text{Se} - \text{Cl} \cdot$

- 7 Una sustancia es polar si tiene enlaces polares y la suma vectorial de los momentos dipolares de cada uno de sus enlaces es distinto de cero. Un enlace es polar si los átomos que lo forman tienen distinta electronegatividad (EN).

PRUEBA DE EVALUACIÓN 1: SOLUCIONES (continuación)

Molécula	Estructura de Lewis	Geometría pares electrónicos	Polaridad de los enlaces	Polaridad de la molécula
a) H ₂ S	<pre> .. S H · · · H ·· S H - · - H ·· </pre>	<p>2 pares de enlace. 2 pares no enlazantes. Pares electrónicos: Geometría tetraédrica.</p>	<p>$EN(S) > EN(H)$ S-H - + ←</p>	<p>Molécula angular</p> <p>Molécula polar</p>
b) BCl ₃	<pre> ·· Cl ·· Cl ·· B ·· Cl ·· ·· Cl ·· Cl - B - Cl ·· ·· </pre>	<p>3 pares de enlace. Pares electrónicos: Geometría triangular.</p>	<p>$EN(Cl) > EN(B)$ Cl-B - + ←</p>	<p>Molécula triangular</p> <p>Molécula apolar</p>
c) PCl ₃	<pre> ·· Cl ·· Cl ·· P ·· Cl ·· ·· Cl ·· Cl - P - Cl ·· ·· </pre>	<p>3 pares de enlace. 1 par no enlazantes. Pares electrónicos: Geometría tetraédrica.</p>	<p>$EN(Cl) > EN(P)$ Cl-P - + ←</p>	<p>Molécula piramidal</p> <p>Molécula polar</p>
d) CH ₃ F	<pre> · H · ·· H · · C · · H ·· · F · ·· H H - C - H · F · ·· </pre>	<p>4 pares de enlace. Pares electrónicos: Geometría tetraédrica.</p>	<p>$EN(C) > EN(H)$ C-H Enlace apolar $EN(F) > EN(C)$ F-C - + ←</p>	<p>Molécula tetraédrica</p> <p>Molécula polar</p>

- 4
- SrCl₂ es un compuesto iónico, por tanto, cuando se disuelve en agua conduce la electricidad.
 - Be, es un metal, por tanto, es un sólido a temperatura ambiente con elevado punto de fusión, lo cual, no sublima cuando se calienta ligeramente.
 - CH₃OH es un compuesto covalente que presenta enlaces OH. Se disuelve en agua porque puede formar con sus moléculas enlaces de H, pero no conduce la electricidad porque es un compuesto covalente molecular.
 - Ne, es un gas noble, es muy difícil de licuar, ya que los átomos de los gases nobles no se enlazan.
 - El I₂ es un sólido a temperatura ambiente pero sublima cuando se calienta ligeramente. Es una sustancia covalente apolar, pero su molécula es muy grande, por eso se pueden formar enlaces dipolo inducido-dipolo instantáneo que hagan que aparezca como sólido a temperatura ambiente. Esos enlaces son muy débiles, por tanto, basta calentar ligeramente la sustancia para que desaparezcan esas fuerzas y el I₂ pase a estado gaseoso (sublime).