3 EL ENLACE QUÍMICO

Los científicos han tardado muchos siglos en conocer los elementos químicos que componen el universo porque, en general, no se presentan de manera aislada, sino combinados con otros elementos. La combinación de estos da lugar a los compuestos químicos, sustancias puras con propiedades muy diferentes de aquellas que las componen. Se conocen más de un millón. Este número es tan elevado debido a la facultad de los diferentes elementos de unirse entre sí de distintas maneras. La facilidad de un elemento para formar compuestos depende del número de electrones que tienen sus átomos en su nivel más externo, es decir, de la configuración electrónica. Por otro lado, la mayoría de los elementos no se encuentra en la naturaleza en forma de átomos aislados sino agrupados en forma de moléculas o cristales.

En esta unidad describiremos y analizaremos las diferentes formas en que aparecen unidos los átomos en la naturaleza, lo que nos permitirá interpretar las propiedades físicas y químicas de las sustancias puras.

Temporalización

Esta unidad se puede desarrollar en unas 8 sesiones.

Objetivos de la unidad

- Comprender el concepto de enlace químico.
- Diferenciar entre átomo, molécula, elemento, compuesto y cristal.
- Justificar la formación de algunos compuestos sencillos a partir de la distribución electrónica de la última capa de los elementos que los forman.
- Aplicar la regla del octeto para explicar los modelos de enlace iónico, covalente y metálico.
- Representar mediante diagramas de Lewis las estructuras electrónicas de sustancias moleculares sencillas.
- Relacionar algunas de las propiedades físicas de las sustancias con el tipo de enlace que presentan.
- Analizar las distintas formas alotrópicas del carbono, relacionando la estructura con las propiedades.
- Reconocer la influencia de las fuerzas intermoleculares en el estado de agregación y propiedades de sustancias de interés.
- Conocer y manejar el concepto de cantidad de sustancia.
- Nombrar y formular compuestos ternarios según las normas de la IUPAC.
- Elaborar y defender un proyecto de investigación aplicando las TIC.

Atención a la diversidad

En relación con las necesidades de los alumnos, además de las actividades del *Libro del Alumno*, graduadas según su dificultad, se proponen otras de refuerzo y ampliación que permitirán tener en cuenta los distintos ritmos de aprendizaje de los alumnos.

PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA DE LA UNIDAD				
Contenidos	**Criterios de evaluación**	**Estándares de aprendizaje**	**Actividades del LA relacionadas**	**Competencias clave**
La naturaleza del enlace químico **El enlace covalente**	1. Interpretar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la tabla periódica.	1.1. Utiliza la regla del octeto y diagramas de Lewis para predecir la estructura y fórmula de los compuestos covalentes.	1-5 AF: 12, 14	CCL CMCCT CAA
		1.2. Interpreta la diferente información que ofrecen los subíndices de la fórmula de un compuesto según se trate de moléculas o redes cristalinas.	11, 12, 15-17 AF: 1-9, 17	
	2. Justificar las propiedades de una sustancia a partir de la naturaleza de su enlace químico.	2.1. Explica las propiedades de las sustancias covalentes en función de las interacciones entre sus átomos o moléculas.	6-10, 13, 14 AF: 10, 11, 13, 15, 16, 18-20	CCL CMCCT CAA
		2.2. Diseña y realiza ensayos de laboratorio que permitan deducir el tipo de enlace presente en una sustancia desconocida.	TTyE AF: 33 - 35	
Fuerzas o enlaces intermoleculares **Polaridad del enlace covalente** **Transición entre el enlace covalente y el iónico**	3. Reconocer la influencia de las fuerzas intermoleculares en el estado de agregación y propiedades de sustancias de interés.	3.1. Justifica la importancia de las fuerzas intermoleculares en sustancias de interés biológico.	20	CCL CMCCT CAA
		3.2. Relaciona la intensidad y el tipo de fuerzas intermoleculares con el estado físico y los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes moleculares, interpretando gráficos o tablas que contengan los datos necesarios.	19, 21-23, 28, 29 AF: 21-25, 36, 37	
Los compuestos iónicos	4. Interpretar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la tabla periódica.	4.1. Utiliza la regla del octeto y diagramas de Lewis para predecir la estructura y fórmula de los compuestos iónicos.	AF: 26-28	CCL CMCCT CAA
		4.2. Interpreta la diferente información que ofrecen los subíndices de la fórmula de un compuesto formados por redes cristalinas.	24	
	5. Justificar las propiedades de una sustancia a partir de la naturaleza de su enlace químico.	5.1. Explica las propiedades de las sustancias iónicas en función de las interacciones entre sus iones.	25, 26 AF: 29-31	CCL CMCCT CAA
		5.3. Diseña y realiza ensayos de laboratorio que permitan deducir el tipo de enlace presente en una sustancia desconocida.	TTyE AF: 33-35	
El enlace metálico	6. Interpretar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la tabla periódica.	6.1. Explica las propiedades de las sustancias metálicas en función de las interacciones entre sus átomos.	29-31	CCL CMCCT CAA
	7. Justificar las propiedades de una sustancia a partir de la naturaleza de su enlace químico.	7.1. Explica la naturaleza del enlace metálico utilizando la teoría de los electrones libres y la relaciona con las propiedades características de los metales.	32 AF. 38, 39	CCL CMCCT CAA
		7.2. Argumenta con espíritu crítico el grado de rigor de un artículo o una noticia analizando el método de trabajo e identificando las características del trabajo científico.	LyCC	
Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar	8. Reconocer la cantidad de sustancia como magnitud fundamental y el mol como su unidad en el Sistema Internacional de Unidades.	8.1. Realiza cálculos que relacionen la cantidad de sustancia, la masa atómica o molecular y la constante del número de Avogadro.	33-50 AF: 40-67 ER: 1, 2	CCL CMCCT CAA
Formulación y nomenclatura inorgánica	9. Nombrar y formular compuestos inorgánicos ternarios según las normas IUPAC.	9.1. Nombra y formula compuestos inorgánicos ternarios según las normas IUPAC.	AFNI	CCL CMCCT CAA
Las formas alotrópicas del carbono	10. Establecer las razones de la singularidad del carbono.	10.1. Analiza las diferentes formas alotrópicas del carbono, relacionando la estructura con las propiedades.	TI	CCL CMCCT CAA CD CSIEE CSC
	11. Elaborar y defender un proyecto de investigación, aplicando las TIC.	11.1. Elabora y defiende un proyecto de investigación, sobre un tema de interés científico, utilizando las TIC.		

LA: Libro del alumno; **ER:** Ejercicios resueltos; **AF:** Ejercicios, actividades y tareas; **LyCC:** Lee y comprende la ciencia; **TI:** Tarea de investigación; **TTyE:** Técnicas de trabajo y experimentación; **AFNI:** Anexo de formulación y nomenclatura inorgánica. **CCL:** Competencia lingüística; **CMCCT:** Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología; **CD:** Competencia digital; **CAA:** Aprender a aprender; **CSC:** Competencias sociales y cívicas; **CSIEE:** Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor; **CCEC:** Conciencia y expresiones culturales.

MAPA DE CONTENIDOS DE LA UNIDAD

PARA EL ALUMNO

Oxford investigación > > > > > >

Actividades interactivas > > > > > >

Vídeo: Combinaciones de átomos

Enlace web:
1. La molécula de cloro.
2. Estructura del diamante, el grafito y el cuarzo

Comprensión lectora:
El flúor

Enlace web:
1. Fuerzas intermoleculares.
2. Fuerzas intermoleculares en moléculas de interés biológico

Vídeo:
Fuerzas intermoleculares

Unidad 3: El enlace químico

1. La naturaleza del enlace químico
- 1.1 Diagramas de Lewis regla del octeto
- 1.2 ¿Qué es un enlace químico?

2. El enlace covalente
- 2.1 Elementos en forma de moléculas
- 2.2 Elementos en cristales atómicos covalentes
- 2.3 El enlace covalente en los compuestos
- 2.4 Polaridad del enlace covalente

3. Fuerzas o enlaces intermoleculares
- 3.1 Enlaces de hidrógeno
- 3.2 Enlaces o fuerzas de Van der Waals

4. Los compuestos iónicos
- 4.1 Formación de un compuesto iónico: cloruro de sodio
- 4.2 Propiedades de los compuestos iónicos

PARA EL PROFESOR

Mapa conceptual
Presentación de la unidad

Actividades de refuerzo:
El enlace en los compuestos químicos

Actividades de ampliación:
Algunos compuestos se rompen en el agua

BIBLIOGRAFÍA

Atkins, P.
Las moléculas de Atkins. Madrid: Ediciones Akal, 2007

Casabó i Gispert, J.
Estructura atómica y enlace químico. Barcelona: Reverté, 1997

Dickerson, R.I
Principios de química. Barcelona: Reverté, 1993

Dominguez Reboiras, M. A.
Química. La ciencia básica. Madrid: Paraninfo, 2008

Gutierrez Ríos, E.
Química. Barcelona: Reverté, 1985

Hill, J.W., Kolb D. K.
Química para el nuevo milenio. Mexico: Prentice Hall, 1999.

Martínez–Álvarez, Roberto y otros
Química. Un proyecto de la ACS. Barcelona: Reverté, 2007

Moeller, T.
Química Inorgánica. Barcelona: Reverté, 1994

> > > > > > Oxford investigación

> > > > > > Actividades interactivas

Enlace web:
1. Características de los enlaces.
2. Naturaleza del enlace químico

Animación:
Enlace metálico

Simulación:
1. Calculadora de masas moleculares. 2. Cantidad de gas

Práctica de laboratorio:
1. Obtención del cloruro de hidrógeno. 2. Obtención del óxido de cobre(I).
3. Prueba de la existencia del ion cloruro

5. Transición entre el enlace covalente y el iónico

6. El enlace metálico
6.1 Propiedades de los elementos metálico

7. Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar
7.1 Masa molecular relativa
7.2 Cantidad de sustancia: el mol
7.3 La masa molar
7.4 El volumen molar

Ejercicios, actividades y tareas

Técnicas de trabajo y experimentación
Propiedades de las sustancias y el enlace químico

Tarea de investigación
Las formas alotrópicas del carbono

Actividades de refuerzo:
Metales y no metales

Presentación de la unidad
Mapa conceptual
Pruebas de evaluación

WEBGRAFÍA

http://www.fullquimica.com/2015/02/los-electrones-de-valencia.html
Los electrones de valencia y los diagramas de Lewis.

https://www.educaixa.com/-/la-estructura-de-los-cristales
Actividades interactivas atractivas sobre distintos tipos de enlace químico.

http://ficus.pntic.mec.es/abep0014/chon/final/van.html
El enlace de Van der Waals en un cristal de yodo.

http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/53-fuerzas-intermoleculares.html
Web muy completa sobre fuerzas intermoleculares.

https://www.youtube-nocookie.com/embed/b6ej8WVOA2Y?rel=0
Vídeo sobre estructura cristalina y experiencias didácticas sobre formación de cristales.

3

EL ENLACE QUÍMICO

EN ESTA UNIDAD VAS A APRENDER A...

- Justificar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la tabla periódica.
- Explicar las propiedades de las sustancias covalentes, metálicas e iónicas en función de las fuerzas entre sus átomos o moléculas.
- Relacionar la intensidad y el tipo de fuerzas intermoleculares con el estado físico y los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes moleculares, interpretando gráficos o tablas.
- Analizar los distintos alótropos del carbono, relacionando la estructura con las propiedades.
- Realizar cálculos que relacionen la cantidad de sustancia, la masa atómica o molecular, el volumen molar y la constante de Avogadro.

CONTENIDOS DE LA UNIDAD

1. La naturaleza del enlace químico

Excepto los gases nobles, el resto de los elementos no se presentan en forma de átomos aislados, sino como moléculas y cristales, igual que los compuestos. El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos para formar elementos y compuestos.

- *¿Puedes nombrar dos elementos que se presenten en la naturaleza en forma de moléculas y otros dos en forma de cristales?*
- *¿Sabes por qué la fórmula del agua es H_2O y no HO_2?*

2. El enlace covalente

Cuando dos átomos de elementos no metálicos se unen para formar la molécula de un elemento como el hidrógeno, H_2, la de un compuesto como el agua, H_2O, o un cristal como el del grafito o el del diamante, lo hacen mediante un enlace covalente, es decir, compartiendo electrones.

- *¿Sabes cuál es el elemento que se presenta en la naturaleza en forma de diamante o de grafito?*
- *¿Podrías dar el nombre de tres elementos, además del hidrógeno, que se presenten en la naturaleza en forma de moléculas diatómicas?*

3. Fuerzas o enlaces intermoleculares

Las moléculas de los elementos o de los compuestos no están aisladas, sino que entre ellas se manifiestan fuerzas de atracción llamadas intermoleculares. Así, las moléculas de agua solo se encuentran aisladas en la fase de vapor, pero aparecen unidas en estado líquido y forman cristales de hielo en estado sólido.

- *¿Podrías explicar por qué el hielo flota sobre el agua líquida?*
- *¿Es esto importante para la existencia de la vida en la Tierra?*

4. Los compuestos iónicos

Cuando un elemento no metálico, como el cloro, se combina con uno metálico, como el sodio, se obtiene el cloruro de sodio, un compuesto cristalino. Este cristal está formado por cationes sodio y aniones cloro que se atraen electrostáticamente.

- *¿Crees que las propiedades del cloro y del sodio son parecidas a las del cloruro de sodio?*
- *Un cristal de cloruro de sodio es soluble en agua. ¿Lo son también uno de grafito o de diamante?*

5. Transición entre el enlace covalente y el iónico

El cloruro de hidrógeno es un ejemplo de molécula covalente polar, porque el cloro de su molécula tiene cierta carga negativa y el hidrógeno cierta carga positiva. Podemos decir que el enlace covalente entre el hidrógeno y el cloro es parcialmente iónico.

- *En moléculas como el hidrógeno, formadas por dos átomos iguales, ¿crees que el enlace covalente puede ser parcialmente iónico?*

6. El enlace metálico

En un metal, los átomos no están unidos por enlaces covalentes ni iónicos. Sus núcleos forman una red cristalina y los electrones se mueven entre ellos como si se tratara de un gas electrónico.

- *Los metales son muy buenos conductores de la electricidad. ¿Piensas que este hecho puede estar relacionado con que sus electrones están libres?*

7. Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar

La cantidad de sustancia es una de las magnitudes fundamentales del SI. Esta magnitud relaciona el número de partículas de cierta sustancia con su masa y con el volumen que ocupa, si se trata de un gas.

- *¿Recuerdas cómo se llama la unidad de la cantidad de sustancia?*

Tarea de investigación

Las formas alotrópicas del carbono

Algunos elementos, como el carbono, se presentan en diferentes formas o alótropos dependiendo de las condiciones en las que se han formado. Se conocen muchos alótropos del carbono, pero los más estudiados son el carbono amorfo, el diamante, el grafito, el grafeno, los fullerenos y los nanotubos.

- *¿Cómo son las estructuras de los alótropos del carbono mencionados?*
- *¿Qué propiedades y aplicaciones tienen estos alótropos?*

3. El enlace químico 51

Para trabajar la sección **En esta unidad vas a aprender a...** conviene que los alumnos lean los estándares de aprendizaje y debatan sobre los conocimientos previos que tienen sobre ellos. A continuación se puede visualizar el vídeo para introducir la unidad:

Vídeo: **COMBINACIONES DE ÁTOMOS**

Vídeo de media hora de duración que presenta vistosos modelos de sustancias moleculares y cristalinas, incluyendo aquellas con aplicaciones prácticas y con interés biológico.

1. La naturaleza del enlace químico

Los átomos de los elementos químicos se unen entre sí para formar moléculas y cristales pero no todas las combinaciones son posibles.

- *¿Puedes nombrar dos elementos que se presenten en la naturaleza en forma de moléculas y otros dos en forma de cristales?*

Los alumnos saben que los elementos no metálicos, excepto el carbono, se presentan en forma de moléculas. El carbono y los elementos metálicos se presentan en forma de cristales.

- *¿Sabes por qué la fórmula del agua es H_2O y no HO_2?*

No son posibles todas las combinaciones entre los elementos sino aquellas que permitan las valencias de los elementos.

2. El enlace covalente

- *¿Sabes cuál es el elemento que se presenta en la naturaleza en forma de diamante o de grafito?* Los alumnos conocen que es el grafito.
- *¿Podrías dar el nombre de tres elementos además del hidrógeno que se presenten en la naturaleza en forma de moléculas diatómicas?* La respuesta puede ser muy variada; oxígeno, nitrógeno, halógenos, etc. Es importante que no incluyan los gases nobles.

3. Fuerzas o enlaces intermoleculares.

- *¿Podrías explicar por qué el hielo flota sobre el agua líquida?*

Los alumnos saben que esto es porque la densidad del hielo es inferior a la del agua líquida pero tal vez no lo relacionen con la existencia de dipolos.

- *¿Es esto importante para la existencia de la vida en la Tierra?*

Si esto no fuera así, la vida en la Tierra no existiría tal como la conocemos.

4. Los compuestos iónicos

Se trata de que los alumnos reflexionen sobre que las propiedades de los compuestos son muy diferentes de las de los elementos que les componen y que no todas las moléculas o todos los cristales tienen propiedades semejantes

- *¿Crees que las propiedades del cloro y del sodio son parecidas a las del cloruro de sodio?*

Las propiedades del cloruro de sodio son muy diferentes de las del cloro y el sodio.

- *Un cristal de cloruro de sodio es soluble en agua ¿Lo son también uno de grafito o de diamante?* El diamante y el grafito no son solubles en agua.

5. Transición entre el enlace covalente y el iónico

Este es un contenido que no se ha tratado en 3º ESO por lo que las respuesta puede ser arbitraria. Si se fijan en el dibujo pueden deducir que el cloro atrae hacia él el par de electrones del enlace.

En moléculas como el hidrógeno, formadas por dos átomos iguales, ¿crees que el enlace covalente puede ser parcialmente iónico? No puede ser un enlace parcialmente iónico.

6. El enlace metálico

Los elementos metálicos se presentan en forma de cristales metálicos. Los alumnos conocen el hecho de que la corriente eléctrica es debida al movimiento de los electrones

Los metales son muy buenos conductores de la electricidad. ¿Piensas que este hecho puede estar relacionado con que sus electrones están libres? La conducción eléctrica de los metales está relacionada con el hecho de que sus electrones están libres.

7. Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar

En la unidad 1 se han visto las unidades de las magnitudes fundamentales del SI

- *¿Recuerdas cómo se llama la unidad de la cantidad de sustancia?* Es el mol.

Tarea de investigación

Los alumnos responderán a las cuestiones motivadoras al finalizar la tarea de investigación.

Conviene iniciar esta tarea al comienzo del epígrafe 2.2: *Elementos en forma de cristales atómicos covalentes.*

Las **competencias clave** que esta tarea de investigación permite desarrollar son:

Comunicación lingüística

- Usar el vocabulario adecuado
- Expresarse e interpretar de forma oral y escrita, pensamientos, opiniones y creaciones.
- Buscar, recopilar y procesar información.
- Dar coherencia y cohesión al discurso y a las propias acciones y tareas.
- Utilizar códigos de comunicación.
- Adaptar la comunicación al contexto.

Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología

- Tener habilidad para interactuar con el mundo físico, tanto en los aspectos naturales como en los generados por la acción humana.
- Interpretar la información que se recibe para predecir y tomar decisiones.
- Comprender e identificar cuestiones o problemas, obtener conclusiones y comunicarlas en diferentes formatos.
- Usar correctamente el lenguaje científico para transmitir adecuadamente los conocimientos, hallazgos y procesos.
- Argumentar a favor o en contra de las conclusiones e identificar los supuestos, las pruebas y los razonamientos en la obtención de los mismos.
- Reconocer las fortalezas y límites de la actividad investigadora.
- Analizar los fenómenos físicos y aplicar el pensamiento científico-técnico para interpretar, predecir y tomar decisiones con iniciativa y autonomía personal.
- Percibir las demandas y necesidades de la sociedad y del medio ambiente.

Competencia digital

- Hacer un uso habitual de los recursos tecnológicos disponibles.
- Buscar, analizar, seleccionar, registrar, tratar, transmitir, utilizar y comunicar la información utilizando técnicas y estrategias específicas para informarse, aprender y comunicarse.
- Saber transformar la información en conocimientos a través de la selección apropiada de diferentes opciones de almacenamiento.
- Comprender e integrar la información en los esquemas previos de conocimiento
- Emplear diferentes recursos expresivos además de las TIC.

Aprender a Aprender

- Plantearse preguntas. Identificar y manejar las diferentes respuestas posibles.
- Saber transformar la información en conocimiento propio.
- Aceptar los errores y aprender de los demás.
- Adquirir responsabilidades y compromisos personales.
- Ser capaz de autoevaluarse y de definir nuevos objetivos a alcanzar.

Competencias sociales y cívicas

- Comunicarse de forma constructiva en el entorno de la clase.
- Expresar y comprender puntos de vista diferentes.
- Negociar sabiendo inspirar confianza y sentir empatía.
- Tomar decisiones y responsabilizarse de las mismas.
- Tener habilidades sociales y saber resolver los conflictos de forma constructiva.
- Practicar el diálogo y la negociación para llegar a acuerdos como forma de resolver conflictos.

Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor

- Trabajar tanto individualmente como de manera colaborativa dentro de un equipo.
- Reelaborar los planteamientos previos.
- Aceptar los errores y aprender de los demás
- Ser capaz de autoevaluarse y reprogramar un proceso.
- Planificar y evaluar proyectos personales.

Conciencia y expresiones culturales

- Poner en funcionamiento la imaginación y la creatividad para expresarse mediante códigos artísticos.
- Explorar diferentes recursos expresivos además de las TIC.
- Cultivar la propia capacidad estética y creadora.

OXFORD INVESTIGACIÓN

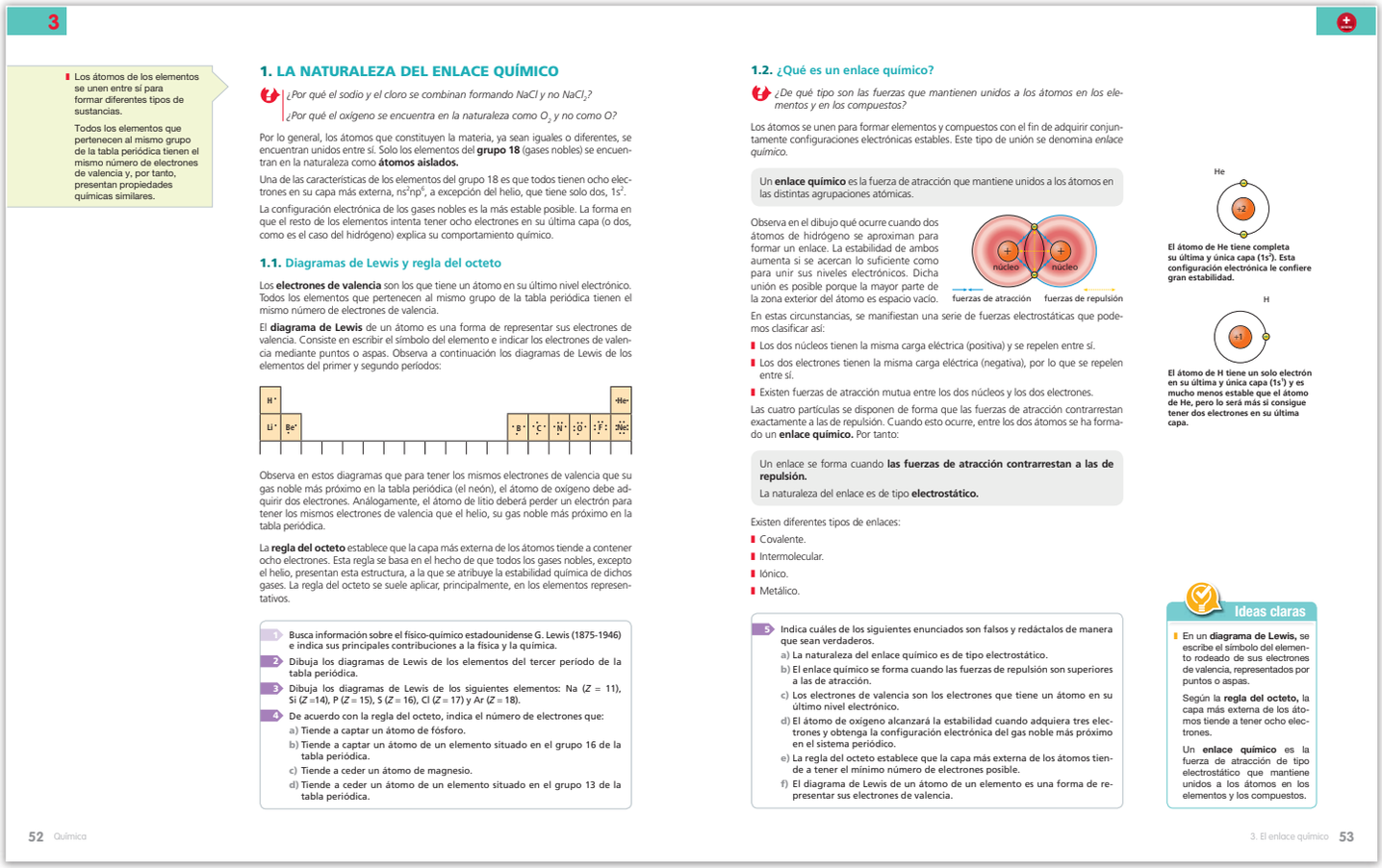
Se plantean actividades a modo de investigaciones previas antes de estudiar cada apartado de la unidad. En ellas, el alumno irá aprendiendo conceptos y/o procedimientos que después usará para resolver un problema práctico: la tarea de investigación.

MAPA CONCEPTUAL

El profesor puede mostrar en clase el mapa conceptual como guía de la unidad, ir señalando lo que en clase se va tratando según la marcha de las sesiones, o ir construyéndolo según las indicaciones dadas en el apartado *Técnicas de estudio*.

PRESENTACIÓN

Del mismo modo, puede resultar interesante emplear la presentación a modo de recorrido inicial. También puede emplearse al comienzo de cada epígrafe o al final de la unidad, como repaso de los contenidos.



3

Los átomos de los elementos se unen entre sí para formar diferentes tipos de sustancias.

Todos los elementos que pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica tienen el mismo número de electrones de valencia y, por tanto, presentan propiedades químicas similares.

1. LA NATURALEZA DEL ENLACE QUÍMICO

¿Por qué el sodio y el cloro se combinan formando NaCl y no $NaCl_2$?

¿Por qué el oxígeno se encuentra en la naturaleza como O_2 y no como O?

Por lo general, los átomos que constituyen la materia, ya sean iguales o diferentes, se encuentran unidos entre sí. Solo los elementos del **grupo 18** (gases nobles) se encuentran en la naturaleza como **átomos aislados.**

Una de las características de los elementos del grupo 18 es que todos tienen ocho electrones en su capa más externa, ns^2np^6, a excepción del helio, que tiene solo dos, $1s^2$.

La configuración electrónica de los gases nobles es la más estable posible. La forma en que el resto de los elementos intenta tener ocho electrones en su última capa (o dos, como es el caso del hidrógeno) explica su comportamiento químico.

1.1. Diagramas de Lewis y regla del octeto

Los **electrones de valencia** son los que tiene un átomo en su último nivel electrónico. Todos los elementos que pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica tienen el mismo número de electrones de valencia.

El **diagrama de Lewis** de un átomo es una forma de representar sus electrones de valencia. Consiste en escribir el símbolo del elemento e indicar los electrones de valencia mediante puntos o aspas. Observa a continuación los diagramas de Lewis de los elementos del primer y segundo períodos:

Observa en estos diagramas que para tener los mismos electrones de valencia que su gas noble más próximo en la tabla periódica (el neón), el átomo de oxígeno debe adquirir dos electrones. Análogamente, el átomo de litio deberá perder un electrón para tener los mismos electrones de valencia que el helio, su gas noble más próximo en la tabla periódica.

La **regla del octeto** establece que la capa más externa de los átomos tiende a contener ocho electrones. Esta regla se basa en el hecho de que todos los gases nobles, excepto el helio, presentan esta estructura, a la que se atribuye la estabilidad química de dichos gases. La regla del octeto se suele aplicar, principalmente, en los elementos representativos.

1. Busca información sobre el físico-químico estadounidense G. Lewis (1875-1946) e indica sus principales contribuciones a la física y la química.
2. Dibuja los diagramas de Lewis de los elementos del tercer período de la tabla periódica.
3. Dibuja los diagramas de Lewis de los siguientes elementos: Na (Z = 11), Si (Z =14), P (Z = 15), S (Z = 16), Cl (Z = 17) y Ar (Z = 18).
4. De acuerdo con la regla del octeto, indica el número de electrones que:
   a) Tiende a captar un átomo de fósforo.
   b) Tiende a captar un átomo de un elemento situado en el grupo 16 de la tabla periódica.
   c) Tiende a ceder un átomo de magnesio.
   d) Tiende a ceder un átomo de un elemento situado en el grupo 13 de la tabla periódica.

1.2. ¿Qué es un enlace químico?

¿De qué tipo son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los elementos y en los compuestos?

Los átomos se unen para formar elementos y compuestos con el fin de adquirir conjuntamente configuraciones electrónicas estables. Este tipo de unión se denomina *enlace químico.*

Un **enlace químico** es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos en las distintas agrupaciones atómicas.

Observa en el dibujo qué ocurre cuando dos átomos de hidrógeno se aproximan para formar un enlace. La estabilidad de ambos aumenta si se acercan lo suficiente como para unir sus niveles electrónicos. Dicha unión es posible porque la mayor parte de la zona exterior del átomo es espacio vacío.

En estas circunstancias, se manifiestan una serie de fuerzas electrostáticas que podemos clasificar así:

- Los dos núcleos tienen la misma carga eléctrica (positiva) y se repelen entre sí.
- Los dos electrones tienen la misma carga eléctrica (negativa), por lo que se repelen entre sí.
- Existen fuerzas de atracción mutua entre los dos núcleos y los dos electrones.

Las cuatro partículas se disponen de forma que las fuerzas de atracción contrarrestan exactamente a las de repulsión. Cuando esto ocurre, entre los dos átomos se ha formado un **enlace químico.** Por tanto:

Un enlace se forma cuando **las fuerzas de atracción contrarrestan a las de repulsión.**

La naturaleza del enlace es de tipo **electrostático.**

Existen diferentes tipos de enlaces:

- Covalente.
- Intermolecular.
- Iónico.
- Metálico.

5. Indica cuáles de los siguientes enunciados son falsos y redáctalos de manera que sean verdaderos.
   a) La naturaleza del enlace químico es de tipo electrostático.
   b) El enlace químico se forma cuando las fuerzas de repulsión son superiores a las de atracción.
   c) Los electrones de valencia son los electrones que tiene un átomo en su último nivel electrónico.
   d) El átomo de oxígeno alcanzará la estabilidad cuando adquiera tres electrones y obtenga la configuración electrónica del gas noble más próximo en el sistema periódico.
   e) La regla del octeto establece que la capa más externa de los átomos tiende a tener el mínimo número de electrones posible.
   f) El diagrama de Lewis de un átomo de un elemento es una forma de representar sus electrones de valencia.

El átomo de He tiene completa su última y única capa ($1s^2$). Esta configuración electrónica le confiere gran estabilidad.

El átomo de H tiene un solo electrón en su última y única capa ($1s^1$) y es mucho menos estable que el átomo de He, pero lo será más si consigue tener dos electrones en su última capa.

Ideas claras

- En un **diagrama de Lewis,** se escribe el símbolo del elemento rodeado de sus electrones de valencia, representados por puntos o aspas.

  Según la **regla del octeto,** la capa más externa de los átomos tiende a tener ocho electrones.

  Un **enlace químico** es la fuerza de atracción de tipo electrostático que mantiene unidos a los átomos en los elementos y los compuestos.

1. La naturaleza del enlace químico

Conviene repasar los conceptos de elemento y compuesto, y los de átomo y molécula, para evitar dos de los errores conceptuales más frecuentes en los alumnos: por un lado, asociar átomo a elemento y molécula a compuesto y, por otro, no considerar las moléculas diatómicas como elementos.

En este epígrafe se explica por qué los elementos del grupo 18 son muy estables y no intervienen en las reacciones químicas.

1.1. Diagramas de Lewis y regla del octeto

Conviene recordar el concepto de electrones de valencia: aquellos que se encuentran en el nivel electrónico más externo de un átomo, es decir, en el nivel de valencia. Por ejemplo, los elementos del grupo 1 tienen 1 electrón de valencia. Estos electrones determinan el comportamiento químico de un elemento.

En un diagrama de Lewis aparece el símbolo de un elemento rodeado de sus electrones de valencia en forma de puntos. Como según la regla del octeto la capa más externa de los átomos tiende a contener ocho electrones, este es el máximo número de puntos que rodearan al símbolo del elemento agrupados, en este caso, de dos en dos. Hay que insistir en que dependiendo del número de electrones del átomo pueden quedar uno o más electrones en solitario. Este es el caso del berilio, boro, carbono, nitrógeno, oxígeno…

Soluciones de las actividades

1 Busca información sobre el físico-químico estadounidense G. Lewis (1875-1946) e indica sus principales contribuciones a la física y la química.

Respuesta libre.

2 Dibuja los diagramas de Lewis de los elementos del tercer período de la tabla periódica.

Na · Mg: ·Al· ·Si· ·P· ·S· :Cl· :Ar:

3 Dibuja los diagramas de Lewis de los siguientes elementos: Na (Z = 11), Si (Z =14), P (Z = 15), S (Z = 16), Cl (Z = 17) y Ar (Z = 18).

Na · ·Si· ·P· ·S· :Cl· :Ar:

4 De acuerdo con la regla del octeto, indica el número de electrones que:

a) Tiende a captar un átomo de fósforo.

Un átomo de fósforo tiende a captar tres electrones.

b) Tiende a captar un átomo de un elemento situado en el grupo 16 de la tabla periódica.

Un átomo de un elemento situado en el grupo 16 tiende a captar dos electrones.

c) Tiende a ceder un átomo de magnesio.

Un átomo de magnesio tiende a ceder dos electrones.

d) Tiende a ceder un átomo de un elemento situado en el grupo 13 de la tabla periódica.

Un átomo de un elemento situado en el grupo 13 tiende a ceder tres electrones.

1.2. ¿Qué es un enlace químico?

¿De qué tipo son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los elementos y en los compuestos?

Son de naturaleza electrostática

La exposición del concepto de enlace se inicia justificando la estabilidad del átomo de helio y explicando la formación de las moléculas diatómicas de los elementos.

Recordemos que uno de los objetivos de la unidad es comprender el concepto de enlace químico.

Conviene insistir en que el enlace químico es el resultado de la posibilidad de existencia de sistemas con menor contenido de energía. Por eso, conviene hablar de enlace químico en general, aunque lo subdividamos, según sus características, en tres tipos de enlace.

Los alumnos deben comprender que dos o más átomos se unen si la energía del sistema formado por los átomos unidos es menor que la energía de los átomos por separado. Cuando se producen estas interacciones, que provocan la disminución de la energía potencial del sistema, se dice que entre los átomos existen fuerzas atractivas y que estas dan lugar a uniones o enlaces químicos. Las fuerzas atractivas deberían provocar la aproximación de los átomos hasta llegar a confundirse, de no ser porque, a partir de determinada distancia (distinta en cada caso), comienzan a hacerse notar las fuerzas repulsivas que se oponen a la aproximación.

Conviene que los alumnos identifiquen las diferentes fuerzas de atracción y repulsión que aparecen en el esquema de la página 53 para llegar a la conclusión de que la unión entre átomos es un compromiso entre las acciones atractivas y las repulsivas.

Soluciones de las actividades

5 Indica cuáles de los siguientes enunciados son falsos y redáctalos de manera que sean verdaderos.

a) La naturaleza del enlace químico es de tipo electrostático.

Verdadero.

b) El enlace químico se forma cuando las fuerzas de repulsión son superiores a las de atracción.

Falso. El enlace químico se forma cuando las fuerzas de atracción contrarrestan a las de repulsión.

c) Los electrones de valencia son los electrones que tiene un átomo en su último nivel electrónico.

Verdadero.

d) El átomo de oxígeno alcanzará la estabilidad cuando adquiera tres electrones y obtenga la configuración electrónica del gas noble más próximo en el sistema periódico.

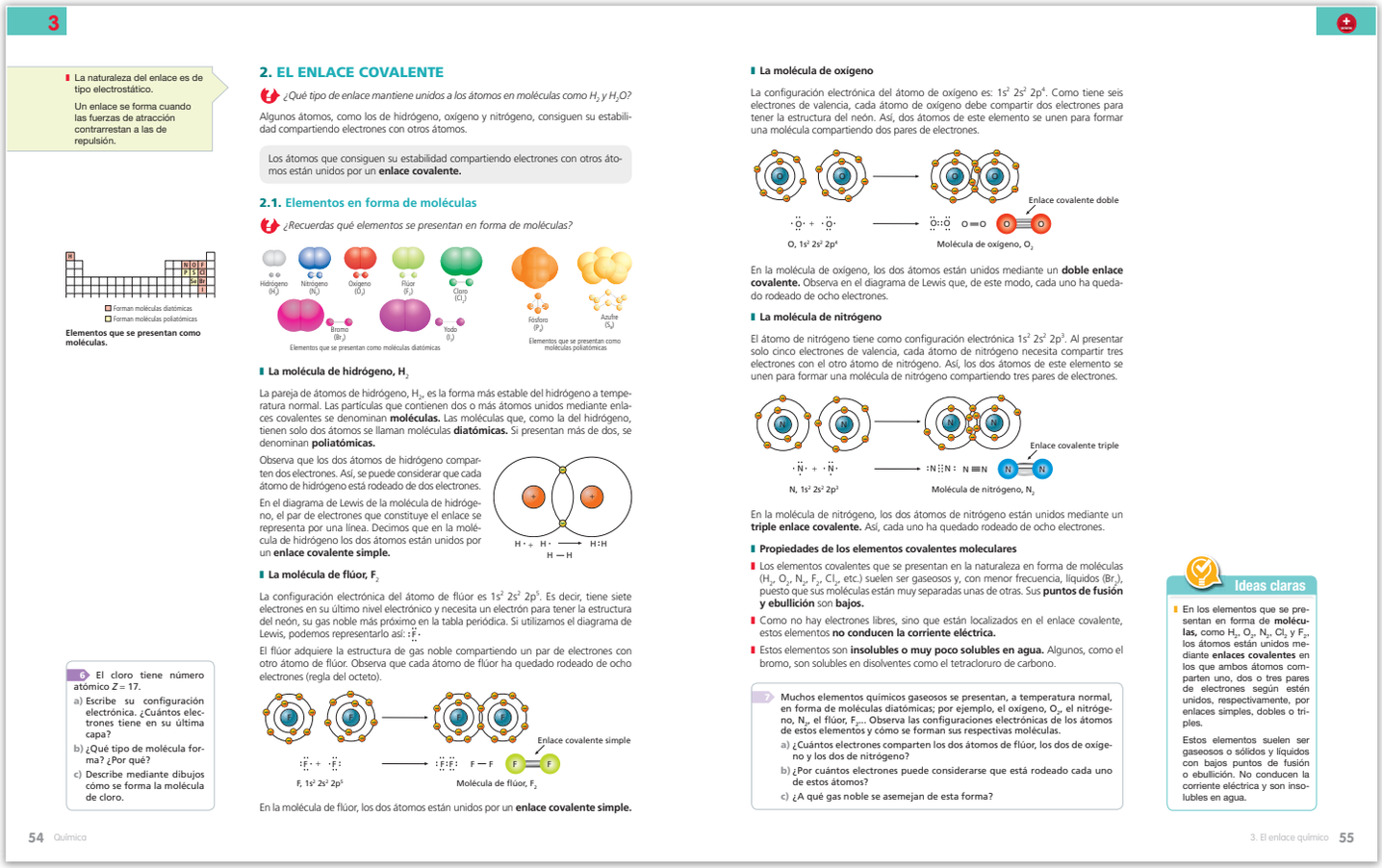
Falso. El átomo de oxígeno alcanzará la estabilidad cuando adquiera dos electrones y obtenga la configuración electrónica del gas noble más próximo en el sistema periódico.

e) La regla del octeto establece que la capa más externa de los átomos tiende a tener el mínimo número de electrones posible.

Falso. La regla del octeto establece que la capa más externa de los átomos tiende a contener ocho electrones.

f) El diagrama de Lewis de un átomo de un elemento es una forma de re- presentar sus electrones de valencia.

Verdadero.



3

La naturaleza del enlace es de tipo electrostático.

Un enlace se forma cuando las fuerzas de atracción contrarrestan a las de repulsión.

Formas moléculas diatómicas
Forman moléculas poliatómicas

Elementos que se presentan como moléculas.

2. EL ENLACE COVALENTE

¿Qué tipo de enlace mantiene unidos a los átomos en moléculas como H_2 y H_2O?

Algunos átomos, como los de hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, consiguen su estabilidad compartiendo electrones con otros átomos.

Los átomos que consiguen su estabilidad compartiendo electrones con otros átomos están unidos por un **enlace covalente.**

2.1. Elementos en forma de moléculas

¿Recuerdas qué elementos se presentan en forma de moléculas?

Hidrógeno (H_2) Nitrógeno (N_2) Oxígeno (O_2) Flúor (F_2) Cloro (Cl_2) Bromo (Br_2) Yodo (I_2)

Elementos que se presentan como moléculas diatómicas

Fósforo (P_4) Azufre (S_8)

Elementos que se presentan como moléculas poliatómicas

La molécula de hidrógeno, H_2

La pareja de átomos de hidrógeno, H_2, es la forma más estable del hidrógeno a temperatura normal. Las partículas que contienen dos o más átomos unidos mediante enlaces covalentes se denominan **moléculas.** Las moléculas que, como la del hidrógeno, tienen solo dos átomos se llaman moléculas **diatómicas.** Si presentan más de dos, se denominan **poliatómicas.**

Observa que los dos átomos de hidrógeno comparten dos electrones. Así, se puede considerar que cada átomo de hidrógeno está rodeado de dos electrones.

En el diagrama de Lewis de la molécula de hidrógeno, el par de electrones que constituye el enlace se representa por una línea. Decimos que en la molécula de hidrógeno los dos átomos están unidos por un **enlace covalente simple.**

H · + H · → H:H → H — H

La molécula de flúor, F_2

La configuración electrónica del átomo de flúor es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$. Es decir, tiene siete electrones en su último nivel electrónico y necesita un electrón para tener la estructura del neón, su gas noble más próximo en la tabla periódica. Si utilizamos el diagrama de Lewis, podemos representarlo así: ·F·

El flúor adquiere la estructura de gas noble compartiendo un par de electrones con otro átomo de flúor. Observa que cada átomo de flúor ha quedado rodeado de ocho electrones (regla del octeto).

Enlace covalente simple

F, $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ → Molécula de flúor, F_2

En la molécula de flúor, los dos átomos están unidos por un **enlace covalente simple.**

6 El cloro tiene número atómico $Z = 17$.

a) Escribe su configuración electrónica. ¿Cuántos electrones tiene en su última capa?

b) ¿Qué tipo de molécula forma? ¿Por qué?

c) Describe mediante dibujos cómo se forma la molécula de cloro.

La molécula de oxígeno

La configuración electrónica del átomo de oxígeno es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Como tiene seis electrones de valencia, cada átomo de oxígeno debe compartir dos electrones para tener la estructura del neón. Así, dos átomos de este elemento se unen para formar una molécula compartiendo dos pares de electrones.

Enlace covalente doble

O, $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ → Molécula de oxígeno, O_2

En la molécula de oxígeno, los dos átomos están unidos mediante un **doble enlace covalente.** Observa en el diagrama de Lewis que, de este modo, cada uno ha quedado rodeado de ocho electrones.

La molécula de nitrógeno

El átomo de nitrógeno tiene como configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$. Al presentar solo cinco electrones de valencia, cada átomo de nitrógeno necesita compartir tres electrones con el otro átomo de nitrógeno. Así, los dos átomos de este elemento se unen para formar una molécula de nitrógeno compartiendo tres pares de electrones.

Enlace covalente triple

N, $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ → Molécula de nitrógeno, N_2

En la molécula de nitrógeno, los dos átomos de nitrógeno están unidos mediante un **triple enlace covalente.** Así, cada uno ha quedado rodeado de ocho electrones.

Propiedades de los elementos covalentes moleculares

- Los elementos covalentes que se presentan en la naturaleza en forma de moléculas (H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, etc.) suelen ser gaseosos y, con menor frecuencia, líquidos (Br_2), puesto que sus moléculas están muy separadas unas de otras. Sus **puntos de fusión y ebullición** son **bajos.**
- Como no hay electrones libres, sino que están localizados en el enlace covalente, estos elementos **no conducen la corriente eléctrica.**
- Estos elementos son **insolubles o muy poco solubles en agua.** Algunos, como el bromo, son solubles en disolventes como el tetracloruro de carbono.

Muchos elementos químicos gaseosos se presentan, a temperatura normal, en forma de moléculas diatómicas; por ejemplo, el oxígeno, O_2, el nitrógeno, N_2, el flúor, F_2... Observa las configuraciones electrónicas de los átomos de estos elementos y cómo se forman sus respectivas moléculas.

a) ¿Cuántos electrones comparten los dos átomos de flúor, los dos de oxígeno y los dos de nitrógeno?

b) ¿Por cuántos electrones puede considerarse que está rodeado cada uno de estos átomos?

c) ¿A qué gas noble se asemejan de esta forma?

Ideas claras

En los elementos que se presentan en forma de **moléculas,** como H_2, O_2, N_2, Cl_2 y F_2, los átomos están unidos mediante **enlaces covalentes** en los que ambos átomos comparten uno, dos o tres pares de electrones según estén unidos, respectivamente, por enlaces simples, dobles o triples.

Estos elementos suelen ser gaseosos o sólidos y líquidos con bajos puntos de fusión o ebullición. No conducen la corriente eléctrica y son insolubles en agua.

54 Química

3. El enlace químico 55

2. El enlace covalente

¿Qué tipo de enlace mantiene unidos a los átomos en moléculas como H_2 y H_2O?

Los átomos de las moléculas de elementos no metálicos están unidos por enlaces no metálicos.

Este epígrafe se inicia con el enlace covalente en las sustancias simples o elementos. Conviene comentar que este enlace se produce entre elementos no metálicos.

2.1. Elementos en forma de moléculas

¿Recuerdas qué elementos se presentan en forma de moléculas?

Los alumnos ya han visto en 3º ESO cuáles son los elementos que se presentan en forma de moléculas, así que pondrán ejemplos de moléculas diatómicas como el H_2, O_2, N_2, etc.

Se puede comentar a los alumnos que la mayoría de los elementos no metálicos se presentan en forma de moléculas, en las que los átomos permanecen unidos mediante enlaces covalentes: cloro: Cl_2; hidrógeno: H_2; oxígeno: O_2; nitrógeno: N_2; flúor: F_2; yodo: I_2; fósforo: P_4; azufre: S_8, etc.

Conviene insistir en que en todos los casos cada átomo consigue la configuración de gas noble compartiendo electrones.

Recordemos que uno de los criterios de evaluación es justificar la formación de algunos compuestos sencillos a partir de la distribución electrónica de la última capa de los elementos que los forman.

Lewis fue uno de los primeros científicos en postular una teoría para explicar el enlace covalente y propuso, en 1916, que cada átomo puede compartir electrones con otro u otros átomos, formando pares. Si se acepta que los pares de electrones compartidos pertenecen simultáneamente a los dos átomos ligados en cada caso, se puede establecer que los átomos comparten electrones entre sí hasta adquirir una capa de ocho electrones (de dos, en el caso del hidrógeno), es decir, una estructura electrónica de gas noble.

El enlace covalente se representa con los pares de electrones que intervienen en el enlace. Se puede comentar que el enlace entre los átomos de hidrógeno en la molécula H_2 y entre los átomos de flúor en la molécula de flúor es un enlace simple.

Conviene explicar que, aunque en las representaciones diferenciemos gráficamente los electrones que aporta cada átomo, una vez que el enlace se ha formado no se pueden identificar los electrones que ha aportado cada elemento. Por eso, es más apropiado representar el enlace con una simple raya, que equivale a los dos electrones compartidos.

Se puede comentar que el enlace en la molécula de oxígeno es doble, y en la de nitrógeno, triple.

La regla del octeto establece que al formarse un enlace químico la capa más externa de los átomos tiende a contener ocho electrones. La regla del octeto se suele aplicar principalmente en los elementos representativos. Un enlace covalente puede representarse mediante diagramas de Lewis. El uso de puntos o aspas para indicar electrones es solo ilustrativo. No existe diferencia entre los electrones de los diferentes átomos, todos son equivalentes. Cada par de electrones que constituye un enlace se representan con una línea. A veces para simplificar la escritura de los diagramas se omiten los electrones que no forman parte del enlace.

Propiedades de los elementos covalentes moleculares

Si siguiéramos realmente un planteamiento investigador, primero observaríamos y describiríamos las propiedades de las sustancias y

después las justificaríamos mediante la teoría del enlace. Aunque en este caso se haya alterado el orden hechos-teoría, debe quedar muy claro que las sustancias no presentan sus propiedades características por estar unidas mediante un determinado tipo de enlace, sino que deducimos que el tipo de enlace de ciertas sustancias debe ser uno determinado, ya que las propiedades que manifiestan tales sustancias solo se justifican mediante un tipo de enlace concreto. Se comentan las propiedades de los elementos covalentes formados por moléculas aisladas. Estos suelen ser gases, líquidos o sólidos blandos, de bajo punto de fusión y ebullición.

Recordemos que uno de los estándares de aprendizaje evaluables es:

- Explica las propiedades de las sustancias covalentes en función de las interacciones entre sus átomos o moléculas.

Enlace web:
LA MOLÉCULA DE CLORO

Comprensión lectora:
EL FLÚOR

Soluciones de las actividades

6 El cloro tiene número atómico $Z = 17$.

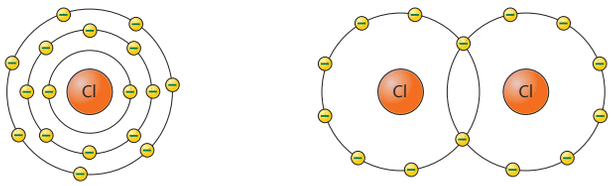
a) Escribe su configuración electrónica. ¿Cuántos electrones tiene en su última capa?

La configuración electrónica del cloro es: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$. Tiene siete electrones en su última capa.

b) ¿Qué tipo de molécula forma? ¿Por qué?

Cuando dos átomos de cloro se aproximan entre sí y unen sus capas electrónicas, comparten un par de electrones. De esta manera se puede considerar que cada átomo está rodeado de ocho electrones. Los dos átomos de cloro permanecen unidos en forma de molécula diatómica, Cl_2.

c) Describe mediante dibujos cómo se forma la molécula de cloro.



7 Muchos elementos químicos gaseosos se presentan, a temperatura normal, en forma de moléculas diatómicas; por ejemplo, el oxígeno, O_2, el nitrógeno, N_2, el flúor, F_2... Observa las configuraciones electrónicas de los átomos de estos elementos y cómo se forman sus respectivas moléculas.

a) ¿Cuántos electrones comparten los dos átomos de flúor, los dos de oxígeno y los dos de nitrógeno?

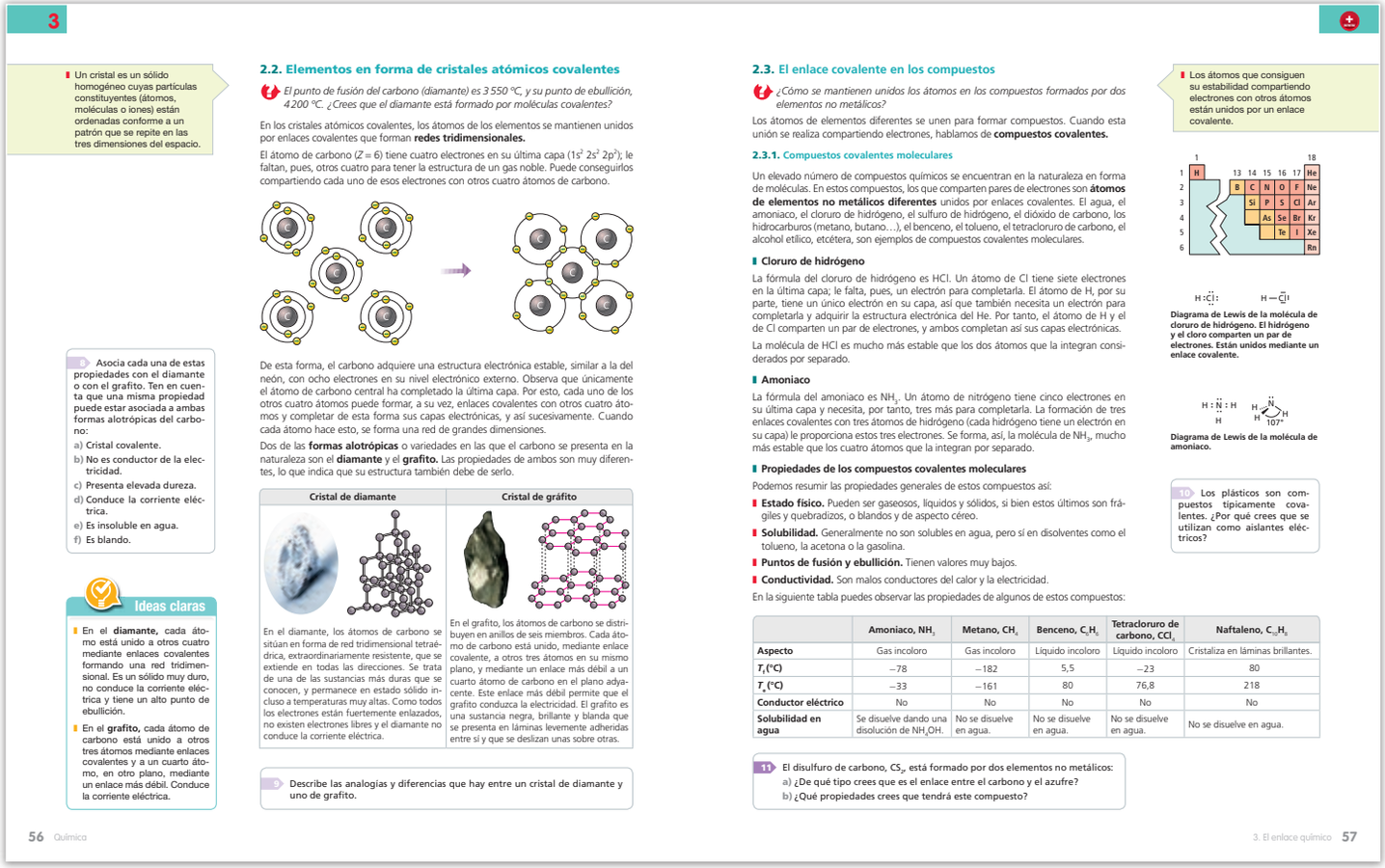
Los dos átomos de flúor comparten un par de electrones. Los dos átomos de oxígeno comparten dos pares de electrones. Los dos átomos de nitrógeno comparten tres pares de electrones.

b) ¿Por cuántos electrones puede considerarse que está rodeado cada uno de estos átomos?

Por ocho electrones.

c) ¿A qué gas noble se asemejan de esta forma?

Se asemejan al neón.



3

Un cristal es un sólido homogéneo cuyas partículas constituyentes (átomos, moléculas o iones) están ordenadas conforme a un patrón que se repite en las tres dimensiones del espacio.

8 Asocia cada una de estas propiedades con el diamante o con el grafito. Ten en cuenta que una misma propiedad puede estar asociada a ambas formas alotrópicas del carbono:
a) Cristal covalente.
b) No es conductor de la electricidad.
c) Presenta elevada dureza.
d) Conduce la corriente eléctrica.
e) Es insoluble en agua.
f) Es blando.

Ideas claras

- En el **diamante,** cada átomo está unido a otros cuatro mediante enlaces covalentes formando una red tridimensional. Es un sólido muy duro, no conduce la corriente eléctrica y tiene un alto punto de ebullición.
- En el **grafito,** cada átomo de carbono está unido a otros tres átomos mediante enlaces covalentes y a un cuarto átomo, en otro plano, mediante un enlace más débil. Conduce la corriente eléctrica.

2.2. Elementos en forma de cristales atómicos covalentes

El punto de fusión del carbono (diamante) es 3 550 °C, y su punto de ebullición, 4 200 °C. ¿Crees que el diamante está formado por moléculas covalentes?

En los cristales atómicos covalentes, los átomos de los elementos se mantienen unidos por enlaces covalentes que forman **redes tridimensionales.**

El átomo de carbono ($Z = 6$) tiene cuatro electrones en su última capa ($1s^2\ 2s^2\ 2p^2$); le faltan, pues, otros cuatro para tener la estructura de un gas noble. Puede conseguirlos compartiendo cada uno de esos electrones con otros cuatro átomos de carbono.

De esta forma, el carbono adquiere una estructura electrónica estable, similar a la del neón, con ocho electrones en su nivel electrónico externo. Observa que únicamente el átomo de carbono central ha completado la última capa. Por esto, cada uno de los otros cuatro átomos puede formar, a su vez, enlaces covalentes con otros cuatro átomos y completar de esta forma sus capas electrónicas, y así sucesivamente. Cuando cada átomo hace esto, se forma una red de grandes dimensiones.

Dos de las **formas alotrópicas** o variedades en las que el carbono se presenta en la naturaleza son el **diamante** y el **grafito.** Las propiedades de ambos son muy diferentes, lo que indica que su estructura también debe de serlo.

Cristal de diamante	Cristal de grafito
En el diamante, los átomos de carbono se sitúan en forma de red tridimensional tetraédrica, extraordinariamente resistente, que se extiende en todas las direcciones. Se trata de una de las sustancias más duras que se conocen, y permanece en estado sólido incluso a temperaturas muy altas. Como todos los electrones están fuertemente enlazados, no existen electrones libres y el diamante no conduce la corriente eléctrica.	En el grafito, los átomos de carbono se distribuyen en anillos de seis miembros. Cada átomo de carbono está unido, mediante enlace covalente, a otros tres átomos en su mismo plano, y mediante un enlace más débil a un cuarto átomo de carbono en el plano adyacente. Este enlace más débil permite que el grafito conduzca la electricidad. El grafito es una sustancia negra, brillante y blanda que se presenta en láminas levemente adheridas entre sí y que se deslizan unas sobre otras.

9 Describe las analogías y diferencias que hay entre un cristal de diamante y uno de grafito.

2.3. El enlace covalente en los compuestos

¿Cómo se mantienen unidos los átomos en los compuestos formados por dos elementos no metálicos?

Los átomos de elementos diferentes se unen para formar compuestos. Cuando esta unión se realiza compartiendo electrones, hablamos de **compuestos covalentes.**

2.3.1. Compuestos covalentes moleculares

Un elevado número de compuestos químicos se encuentran en la naturaleza en forma de moléculas. En estos compuestos, los que comparten pares de electrones son **átomos de elementos no metálicos diferentes** unidos por enlaces covalentes. El agua, el amoniaco, el cloruro de hidrógeno, el sulfuro de hidrógeno, el dióxido de carbono, los hidrocarburos (metano, butano…), el benceno, el tolueno, el tetracloruro de carbono, el alcohol etílico, etcétera, son ejemplos de compuestos covalentes moleculares.

Cloruro de hidrógeno

La fórmula del cloruro de hidrógeno es HCl. Un átomo de Cl tiene siete electrones en la última capa; le falta, pues, un electrón para completarla. El átomo de H, por su parte, tiene un único electrón en su capa, así que también necesita un electrón para completarla y adquirir la estructura electrónica del He. Por tanto, el átomo de H y el de Cl comparten un par de electrones, y ambos completan así sus capas electrónicas.

La molécula de HCl es mucho más estable que los dos átomos que la integran considerados por separado.

Amoniaco

La fórmula del amoniaco es NH_3. Un átomo de nitrógeno tiene cinco electrones en su última capa y necesita, por tanto, tres más para completarla. La formación de tres enlaces covalentes con tres átomos de hidrógeno (cada hidrógeno tiene un electrón en su capa) le proporciona estos tres electrones. Se forma, así, la molécula de NH_3, mucho más estable que los cuatro átomos que la integran por separado.

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares

Podemos resumir las propiedades generales de estos compuestos así:

- **Estado físico.** Pueden ser gaseosos, líquidos y sólidos, si bien estos últimos son frágiles y quebradizos, o blandos y de aspecto céreo.
- **Solubilidad.** Generalmente no son solubles en agua, pero sí en disolventes como el tolueno, la acetona o la gasolina.
- **Puntos de fusión y ebullición.** Tienen valores muy bajos.
- **Conductividad.** Son malos conductores del calor y la electricidad.

En la siguiente tabla puedes observar las propiedades de algunos de estos compuestos:

	Amoniaco, NH_3	Metano, CH_4	Benceno, C_6H_6	Tetracloruro de carbono, CCl_4	Naftaleno, $C_{10}H_8$
Aspecto	Gas incoloro	Gas incoloro	Líquido incoloro	Líquido incoloro	Cristaliza en láminas brillantes.
T_f (°C)	−78	−182	5,5	−23	80
T_e (°C)	−33	−161	80	76,8	218
Conductor eléctrico	No	No	No	No	No
Solubilidad en agua	Se disuelve dando una disolución de NH_4OH.	No se disuelve en agua.	No se disuelve en agua.	No se disuelve en agua.	No se disuelve en agua.

11 El disulfuro de carbono, CS_2, está formado por dos elementos no metálicos:
a) ¿De qué tipo crees que es el enlace entre el carbono y el azufre?
b) ¿Qué propiedades crees que tendrá este compuesto?

Los átomos que consiguen su estabilidad compartiendo electrones con otros átomos están unidos por un enlace covalente.

Diagrama de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno. El hidrógeno y el cloro comparten un par de electrones. Están unidos mediante un enlace covalente.

Diagrama de Lewis de la molécula de amoniaco.

10 Los plásticos son compuestos típicamente covalentes. ¿Por qué crees que se utilizan como aislantes eléctricos?

2.2. Elementos en forma de cristales atómicos covalentes

El punto de fusión del carbono (diamante) es 3 550 °C y su punto de ebullición 4 200 °C. ¿Crees que el diamante está formado por moléculas covalentes?

Se trata de que los alumnos sean conscientes de que propiedades diferentes implican un enlace entre los átomos diferente. Las propiedades físicas del diamante son muy diferentes de las que tienen las moléculas covalentes, luego el enlace entre sus átomos también lo será.

Recordemos que uno de los objetivos de la unidad es diferenciar entre átomo, molécula, elemento y cristal. Debe insistirse, por tanto, en la diferencia que existe entre los cristales atómicos covalentes, los cristales moleculares y los compuestos covalentes reticulares.

La estructura tetraédrica del carbono en el diamante volverá a repetirse en los compuestos del carbono que veremos en la UNIDAD 4, por lo que conviene que los alumnos reproduzcan el dibujo de la estructura del diamante y la comparen con la del grafito.

Las propiedades peculiares del diamante son consecuencia de los fuertes enlaces covalentes existentes en esa estructura. El cristal del diamante puede considerarse una molécula gigante.

Las propiedades del grafito lo hacen apropiado para fabricar electrodos y minas de lapicero.

Es el momento de iniciar la tares de investigación: Las formas alotrópicas del carbono. Uno de los estándares de aprendizaje evaluables asociado a estos contenidos es: Analiza las diferentes formas alotrópicas del carbono, relacionando la estructura con las propiedades.

El siguiente recurso es muy atractivo para trabajar, en este epígrafe, los cristales atómicos covalentes.

Enlace web:
ESTRUCTURA DEL DIAMANTE, EL GRAFITO Y EL CUARZO

Soluciones de las actividades

8 Asocia cada una de estas propiedades con el diamante o con el grafito. Ten en cuenta que una misma propiedad puede estar asociada a ambas formas alotrópicas del carbono:

a) Cristal covalente.

b) No es conductor de la electricidad.

c) Presenta elevada dureza.

d) Conduce la corriente eléctrica.

e) Es insoluble en agua.

f) Es blando.

DIAMANTE	GRAFITO
Cristal atómico covalente	Cristal atómico covalente
No es conductor de la electricidad	Conduce la corriente eléctrica
Presenta elevada dureza	Es blando
Es insoluble en agua	Es insoluble en agua

9 Describe las analogías y diferencias que hay entre un cristal de diamante y uno de grafito.

Respuesta libre.

2.3. El enlace covalente en los compuestos

¿Cómo se mantienen unidos los átomos en los compuestos formados por dos elementos no metálicos? Al igual que los átomos de un mismo elemento no metálicos se unen mediante enlaces covalentes para formar elementos en forma de moléculas covalentes, los átomos de diferentes elementos no metálicos se unen también mediante enlaces covalentes para formar compuestos.

2.3.1. Compuestos covalentes moleculares

Hasta ahora se han estudiado las propiedades de algunos elementos químicos y el enlace entre átomos del mismo elemento. En este epígrafe y en el siguiente se analiza el modo en que átomos de diferentes elementos se unen para formar compuestos, así como las combinaciones que se pueden realizar. La característica de un compuesto químico, tanto si está formado por moléculas como por iones, es la relación constante entre los átomos de los elementos que lo componen. No obstante, el concepto de compuesto resulta más difícil de comprender que el de elemento y, en general, se detectan los siguientes errores preconceptuales:

- Se asocia el concepto de compuesto al de molécula.
- No se considera que el compuesto tenga una composición fija.

Es el momento de repasar y ampliar la formulación inorgánica, para lo cual se puede utilizar el resumen de los anexos. El objetivo no debe consistir en una mera formulación mecánica, sino que es necesario que el alumnado aprenda a extraer la mayor cantidad de información posible de una fórmula o de un nombre y, cuando sea factible, asociar las fórmulas y los nombres a sustancias con un aspecto y propiedades concretas.

También se puede explicar la formación de la molécula de metano, aunque esto se verá en la próxima unidad.

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares

Se deben poner varios ejemplos de compuestos covalentes moleculares para que los alumnos no asocien el compuesto covalente molecular solo con algunas moléculas, como HCl, H_2O, etcétera. Se debe insistir en que los elementos no metálicos se unen entre sí para formar compuestos mediante enlaces covalentes.

De nuevo, se comenta la relación entre la estructura de un compuesto y sus propiedades físicas y químicas, de manera que, conocidas las propiedades de una sustancia, se puede predecir cuál es el tipo de enlace entre sus átomos, y viceversa. Del análisis de las propiedades que aparecen en la tabla se deducen las propiedades generales de los compuestos covalentes moleculares.

Soluciones de las actividades

10 **Los plásticos son compuestos típicamente covalentes. ¿Por qué crees que se utilizan como aislantes eléctricos?**

Al ser compuestos típicamente covalentes no conducen la corriente eléctrica y son buenos aislantes.

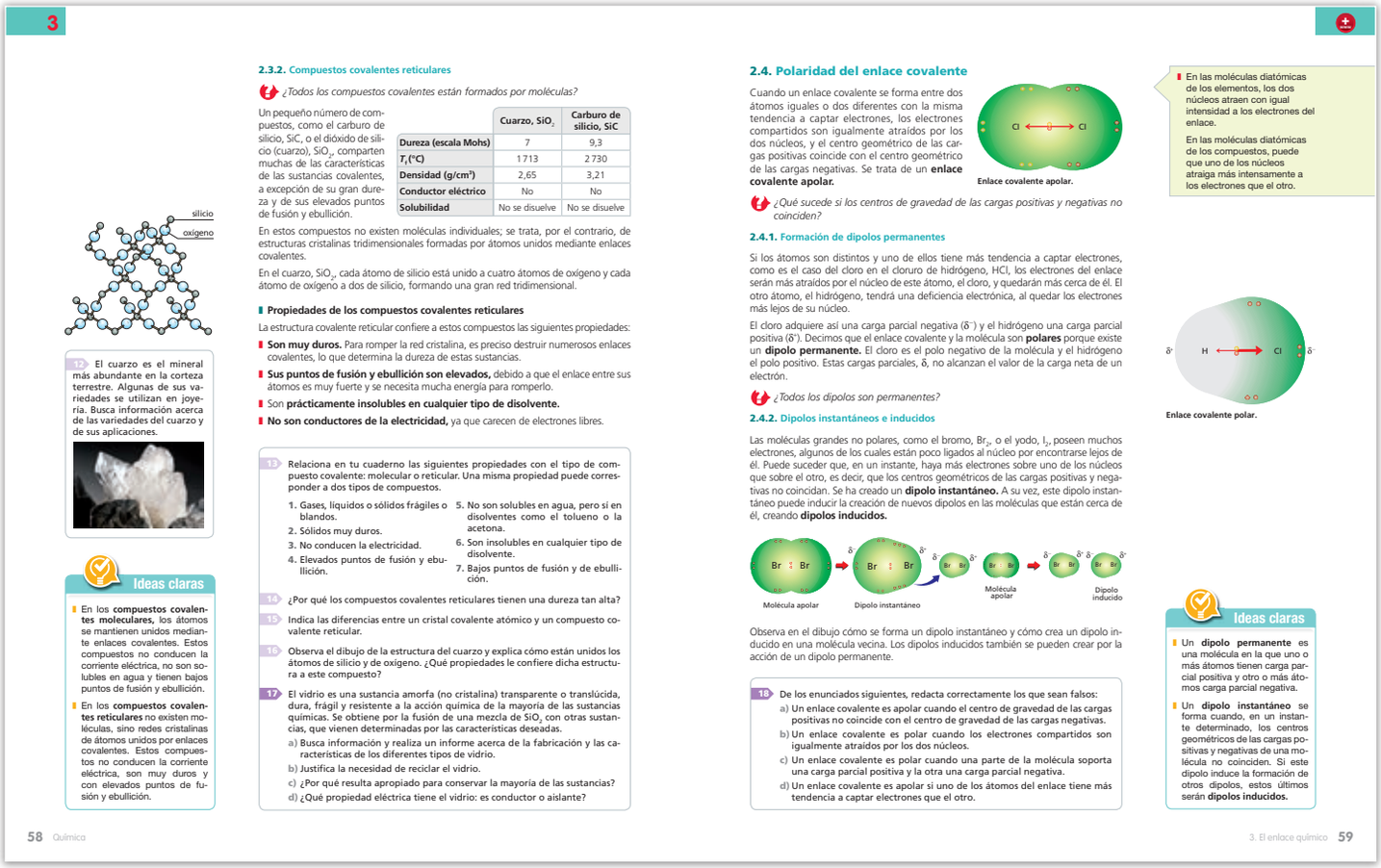
11 **El disulfuro de carbono, CS_2, está formado por dos elementos no metálicos:**

a) **¿De qué tipo crees que es el enlace entre el carbono y el azufre?**

El enlace entre el carbono y el azufre en el disulfuro de carbono es covalente;

b) **¿Qué propiedades crees que tendrá este compuesto?**

Es líquido con bajo punto de fusión y ebullición. No es soluble en agua pero sí en disolventes como el tolueno o la gasolina. Es mal conductor del calor y de la electricidad.



3

2.3.2. Compuestos covalentes reticulares

¿Todos los compuestos covalentes están formados por moléculas?

Un pequeño número de compuestos, como el carburo de silicio, SiC, o el dióxido de silicio (cuarzo), SiO_2, comparten muchas de las características de las sustancias covalentes, a excepción de su gran dureza y de sus elevados puntos de fusión y ebullición.

	Cuarzo, SiO_2	Carburo de silicio, SiC
Dureza (escala Mohs)	7	9,3
T_f (°C)	1 713	2 730
Densidad (g/cm³)	2,65	3,21
Conductor eléctrico	No	No
Solubilidad	No se disuelve	No se disuelve

En estos compuestos no existen moléculas individuales; se trata, por el contrario, de estructuras cristalinas tridimensionales formadas por átomos unidos mediante enlaces covalentes.

En el cuarzo, SiO_2, cada átomo de silicio está unido a cuatro átomos de oxígeno y cada átomo de oxígeno a dos de silicio, formando una gran red tridimensional.

silicio
oxígeno

Propiedades de los compuestos covalentes reticulares

La estructura covalente reticular confiere a estos compuestos las siguientes propiedades:

- **Son muy duros.** Para romper la red cristalina, es preciso destruir numerosos enlaces covalentes, lo que determina la dureza de estas sustancias.
- **Sus puntos de fusión y ebullición son elevados,** debido a que el enlace entre sus átomos es muy fuerte y se necesita mucha energía para romperlo.
- Son **prácticamente insolubles en cualquier tipo de disolvente.**
- **No son conductores de la electricidad,** ya que carecen de electrones libres.

12 El cuarzo es el mineral más abundante en la corteza terrestre. Algunas de sus variedades se utilizan en joyería. Busca información acerca de las variedades del cuarzo y de sus aplicaciones.

Ideas claras

- En los **compuestos covalentes moleculares,** los átomos se mantienen unidos mediante enlaces covalentes. Estos compuestos no conducen la corriente eléctrica, no son solubles en agua y tienen bajos puntos de fusión y ebullición.
- En los **compuestos covalentes reticulares** no existen moléculas, sino redes cristalinas de átomos unidos por enlaces covalentes. Estos compuestos no conducen la corriente eléctrica, son muy duros y con elevados puntos de fusión y ebullición.

13 Relaciona en tu cuaderno las siguientes propiedades con el tipo de compuesto covalente: molecular o reticular. Una misma propiedad puede corresponder a dos tipos de compuestos.

1. Gases, líquidos o sólidos frágiles o blandos.
2. Sólidos muy duros.
3. No conducen la electricidad.
4. Elevados puntos de fusión y ebullición.
5. No son solubles en agua, pero sí en disolventes como el tolueno o la acetona.
6. Son insolubles en cualquier tipo de disolvente.
7. Bajos puntos de fusión y de ebullición.

14 ¿Por qué los compuestos covalentes reticulares tienen una dureza tan alta?

15 Indica las diferencias entre un cristal covalente atómico y un compuesto covalente reticular.

16 Observa el dibujo de la estructura del cuarzo y explica cómo están unidos los átomos de silicio y de oxígeno. ¿Qué propiedades le confiere dicha estructura a este compuesto?

17 El vidrio es una sustancia amorfa (no cristalina) transparente o translúcida, dura, frágil y resistente a la acción química de la mayoría de las sustancias químicas. Se obtiene por la fusión de una mezcla de SiO_2 con otras sustancias, que vienen determinadas por las características deseadas.

a) Busca información y realiza un informe acerca de la fabricación y las características de los diferentes tipos de vidrio.
b) Justifica la necesidad de reciclar el vidrio.
c) ¿Por qué resulta apropiado para conservar la mayoría de las sustancias?
d) ¿Qué propiedad eléctrica tiene el vidrio: es conductor o aislante?

2.4. Polaridad del enlace covalente

Cuando un enlace covalente se forma entre dos átomos iguales o dos diferentes con la misma tendencia a captar electrones, los electrones compartidos son igualmente atraídos por los dos núcleos, y el centro geométrico de las cargas positivas coincide con el centro geométrico de las cargas negativas. Se trata de un **enlace covalente apolar.**

Cl — Cl

Enlace covalente apolar.

En las moléculas diatómicas de los elementos, los dos núcleos atraen con igual intensidad a los electrones del enlace.

En las moléculas diatómicas de los compuestos, puede que uno de los núcleos atraiga más intensamente a los electrones que el otro.

¿Qué sucede si los centros de gravedad de las cargas positivas y negativas no coinciden?

2.4.1. Formación de dipolos permanentes

Si los átomos son distintos y uno de ellos tiene más tendencia a captar electrones, como es el caso del cloro en el cloruro de hidrógeno, HCl, los electrones del enlace serán más atraídos por el núcleo de este átomo, el cloro, y quedarán más cerca de él. El otro átomo, el hidrógeno, tendrá una deficiencia electrónica, al quedar los electrones más lejos de su núcleo.

El cloro adquiere así una carga parcial negativa (δ^-) y el hidrógeno una carga parcial positiva (δ^+). Decimos que el enlace covalente y la molécula son **polares** porque existe un **dipolo permanente.** El cloro es el polo negativo de la molécula y el hidrógeno el polo positivo. Estas cargas parciales, δ, no alcanzan el valor de la carga neta de un electrón.

δ^+ H — Cl δ^-

Enlace covalente polar.

¿Todos los dipolos son permanentes?

2.4.2. Dipolos instantáneos e inducidos

Las moléculas grandes no polares, como el bromo, Br_2, o el yodo, I_2, poseen muchos electrones, algunos de los cuales están poco ligados al núcleo por encontrarse lejos de él. Puede suceder que, en un instante, haya más electrones sobre uno de los núcleos que sobre el otro, es decir, que los centros geométricos de las cargas positivas y negativas no coincidan. Se ha creado un **dipolo instantáneo.** A su vez, este dipolo instantáneo puede inducir la creación de nuevos dipolos en las moléculas que están cerca de él, creando **dipolos inducidos.**

Molécula apolar — Dipolo instantáneo — Molécula apolar — Dipolo inducido

Observa en el dibujo cómo se forma un dipolo instantáneo y cómo crea un dipolo inducido en una molécula vecina. Los dipolos inducidos también se pueden crear por la acción de un dipolo permanente.

18 De los enunciados siguientes, redacta correctamente los que sean falsos:

a) Un enlace covalente es apolar cuando el centro de gravedad de las cargas positivas no coincide con el centro de gravedad de las cargas negativas.
b) Un enlace covalente es polar cuando los electrones compartidos son igualmente atraídos por los dos núcleos.
c) Un enlace covalente es polar cuando una parte de la molécula soporta una carga parcial positiva y la otra una carga parcial negativa.
d) Un enlace covalente es apolar si uno de los átomos del enlace tiene más tendencia a captar electrones que el otro.

Ideas claras

- Un **dipolo permanente** es una molécula en la que uno o más átomos tienen carga parcial positiva y otro o más átomos carga parcial negativa.
- Un **dipolo instantáneo** se forma cuando, en un instante determinado, los centros geométricos de las cargas positivas y negativas de una molécula no coinciden. Si este dipolo induce la formación de otros dipolos, estos últimos serán **dipolos inducidos.**

2.3.2. Compuestos covalentes reticulares

Se debería resaltar la relación entre la estructura tetraédrica y las propiedades del SiO_2, comparándolas con las del diamante, así como la diferencia entre las propiedades del SiO_2 y del CO_2, aunque tengan una fórmula empírica semejante. Por ejemplo, mientras que el CO_2 —compuesto covalente molecular— es un gas, el SiO_2 —compuesto covalente reticular— es un sólido muy duro que funde a 1 700 °C.

Propiedades de los compuestos covalentes reticulares

De nuevo se trata de relacionar las propiedades de una sustancia como el SiO_2 con su estructura. Las propiedades que presenta esta sustancia son muy diferentes de las del resto de los compuestos covalentes, en especial su gran dureza y sus elevados puntos de fusión y ebullición. Estas propiedades implican forzosamente la existencia de enlaces muy fuertes entre los átomos.

Se puede utilizar de nuevo el enlace web indicado anteriormente: *Estructura del diamante, del grafito y del cuarzo*, avanzando en este caso hasta la parte sobre el cuarzo.

Soluciones de las actividades

12 El cuarzo es el mineral más abundante en la corteza terrestre. Algunas de sus variedades se utilizan en joyería. Busca información acerca de las variedades del cuarzo y de sus aplicaciones.

Respuesta libre.

13 Relaciona en tu cuaderno las siguientes propiedades con el tipo de compuesto covalente: molecular o reticular. Una misma propiedad puede corresponder a dos tipos de compuestos.

1. Gases, líquidos o sólidos frágiles o blandos.
2. Sólidos muy duros.
3. No conducen la electricidad.
4. Elevados puntos de fusión y ebullición.
5. No son solubles en agua, pero sí en disolventes como el tolueno o la acetona.
6. Son insolubles en cualquier tipo de disolvente.
7. Bajos puntos de fusión y de ebullición.

COVALENTE MOLECULAR	COVALENTE RETICULAR
Gases, líquidos o sólidos frágiles o blandos	Sólidos muy duros
No conducen la electricidad	No conducen la electricidad
Bajos puntos de fusión y de ebullición	Elevados puntos de fusión y ebullición
No son solubles en agua pero sí en disolventes como el tolueno o la acetona.	Son insolubles en cualquier tipo de disolvente

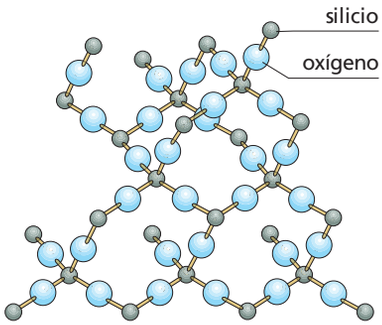
14 ¿Por qué los compuestos covalentes reticulares tienen una dureza tan alta?

Los compuestos covalentes reticulares tienen una dureza tan elevada porque para romper la red cristalina, es preciso destruir numerosos enlaces covalentes.

15 **Indica las diferencias entre un cristal covalente atómico y un compuesto covalente reticular.**

Respuesta libre. Un cristal atómico covalente está formado por átomos del mismo elemento y un cristal covalente reticular está formado por átomos de diferentes elementos.

16 **Observa el dibujo de la estructura del cuarzo y explica cómo están unidos los átomos de silicio y de oxígeno. ¿Qué propiedades le confiere dicha estructura a este compuesto?**



En un cristal de cuarzo cada átomo de silicio está unido a cuatro átomos de oxígeno y cada átomo de oxígeno a dos átomos de silicio. Es una sustancia muy dura, con elevados puntos de fusión y ebullición, insoluble en cualquier disolvente y no conduce la corriente eléctrica.

17 **El vidrio es una sustancia amorfa (no cristalina) transparente o translúcida, dura, frágil y resistente a la acción química de la mayoría de las sustancias químicas. Se obtiene por la fusión de una mezcla de SiO_2 con otras sustancias, que vienen determinadas por las características deseadas.**

a) **Busca información y realiza un informe acerca de la fabricación y las características de los diferentes tipos de vidrio.**

Respuesta libre.

b) **Justifica la necesidad de reciclar el vidrio.**

Por cada tonelada de vidrio que se recicla, se ahorran 1 200 kg de materias primas. En el contenedor verde para el vidrio se depositan botellas de vidrio, botes de cristal, envases de perfume, frascos, pero no se deben depositar espejos, bombillas, cerámica, vajilla, vidrio armado, tarros de medicamentos, chapas o tapones.

c) **¿Por qué resulta apropiado para conservar la mayoría de las sustancias?**

Porque es resistente a la acción química de la mayoría de las sustancias químicas.

d) **¿Qué propiedad eléctrica tiene el vidrio: es conductor o aislante?**

Se trata de un aislante.

2.4. Polaridad del enlace covalente

Si pedimos a los alumnos que observen las moléculas diatómicas que aparecen dibujadas en la página 54, deducirán que son simétricas respecto al eje que une los dos núcleos. Esto que quiere decir que existe la misma densidad de carga en la región que rodea a cada uno de los núcleos. Se trata de moléculas covalentes apolares.

¿Qué sucede si los centros de gravedad de las cargas positivas y negativas no coinciden?

La respuesta es que se forman dipolos permanentes

¿Cuándo puede suceder esto?

Como no se trata en este curso el concepto de electronegatividad, diremos que cuando un átomo tiene más "apetencia" por los electrones. De manera que la molécula pierde la simetría y la dibujamos con más "volumen" sobre el núcleo que tiene más densidad electrónica. Hay que insistir en que no son cargas totales sino cargas parciales negativa y positiva.

¿Todos los dipolos son permanentes?

La respuesta es que también existen dipolos instantáneos e inducidos.

Aunque hemos dibujado las moléculas de Br_2 y de I_2 simétricas, estas pueden perder instantáneamente su simetría debido a que los electrones están en continuo movimiento y pueden distribuirse, en un instante, de manera asimétrica alrededor de los núcleos. Se forma así un dipolo instantáneo. Este dipolo instantáneo puede crear un dipolo inducido en una molécula próxima. Como los dipolos instantáneos e inducidos aparecen y desaparecen continuamente, en conjunto, siempre existirán.

Conviene que los alumnos dibujen la formación de un dipolo instantáneo y de uno inducido utilizando las moléculas mencionadas.

A modo de ampliación se puede comentar a los alumnos que la formación de dipolos instantáneos e inducidos también tiene lugar en los átomos aislados de los gases nobles como el argón, xenón y radón.

Es muy importante que los alumnos comprendan la existencia de los dipolos tanto permanentes como inducidos para que, posteriormente puedan justificar las fuerzas intermoleculares y la transición entre el enlace covalente y el iónico.

Soluciones de las actividades

18 **De los enunciados siguientes, redacta correctamente los que sean falsos:**

a) **Un enlace covalente es apolar cuando el centro de gravedad de las cargas positivas no coincide con el centro de gravedad de las cargas negativas.**

Falso. Un enlace covalente es apolar cuando el centro de gravedad de las cargas positivas coincide con el centro de gravedad de las cargas negativas.

b) **Un enlace covalente es polar cuando los electrones compartidos son igualmente atraídos por los dos núcleos.**

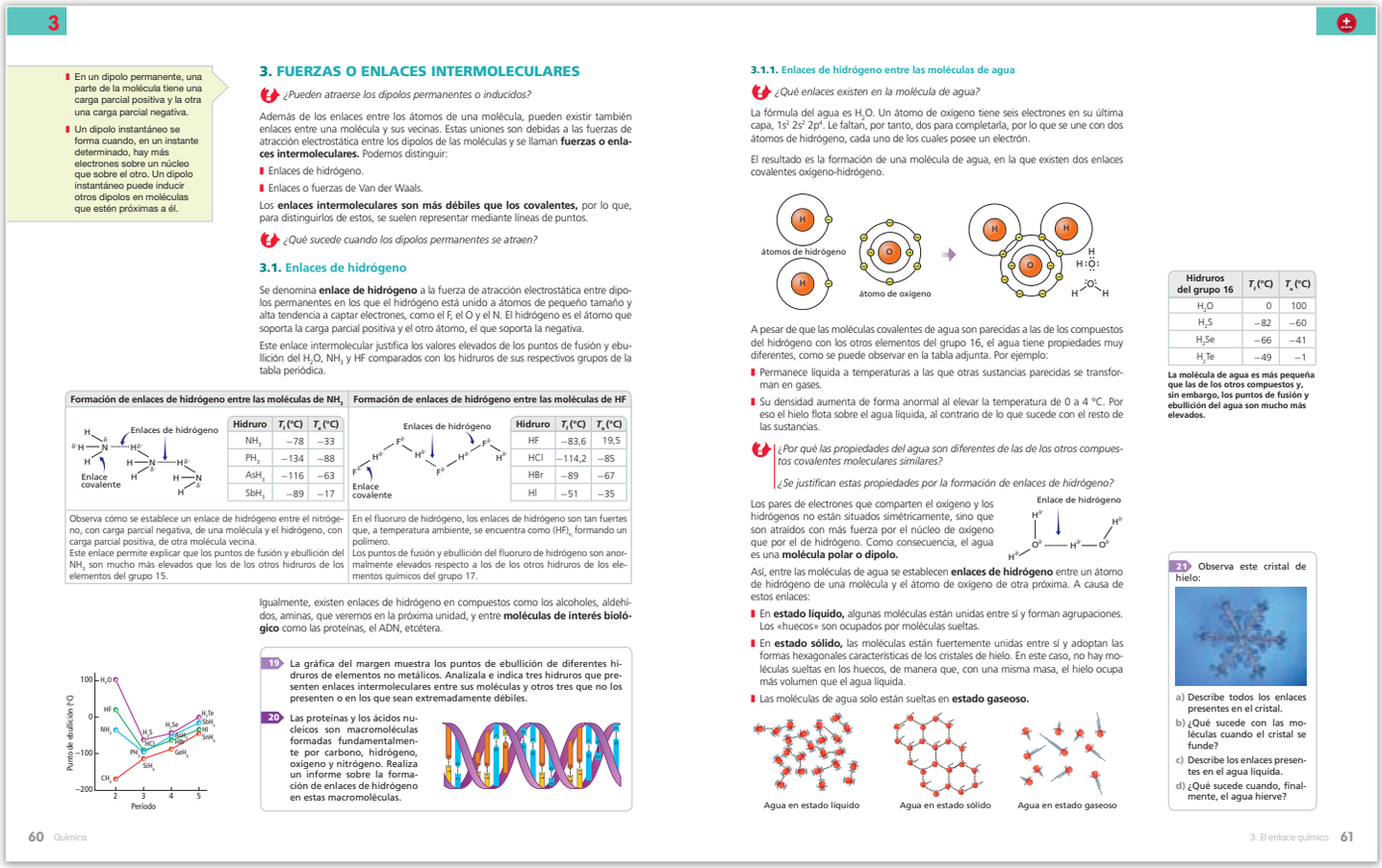
Falso. Un enlace covalente es apolar cuando los electrones compartidos son igualmente atraídos por los dos núcleos.

c) **Un enlace covalente es polar cuando una parte de la molécula soporta una carga parcial positiva y la otra una carga parcial negativa.**

Verdadero.

d) **Un enlace covalente es apolar si uno de los átomos del enlace tiene más tendencia a captar electrones que el otro.**

Falso. Un enlace covalente es polar si uno de los átomos del enlace tiene más tendencia a captar electrones que el otro.



- En un dipolo permanente, una parte de la molécula tiene una carga parcial positiva y la otra una carga parcial negativa.
- Un dipolo instantáneo se forma cuando, en un instante determinado, hay más electrones sobre un núcleo que sobre el otro. Un dipolo instantáneo puede inducir otros dipolos en moléculas que estén próximas a él.

3. FUERZAS O ENLACES INTERMOLECULARES

¿Pueden atraerse los dipolos permanentes o inducidos?

Además de los enlaces entre los átomos de una molécula, pueden existir también enlaces entre una molécula y sus vecinas. Estas uniones son debidas a las fuerzas de atracción electrostática entre los dipolos de las moléculas y se llaman **fuerzas o enlaces intermoleculares.** Podemos distinguir:

- Enlaces de hidrógeno.
- Enlaces o fuerzas de Van der Waals.

Los **enlaces intermoleculares son más débiles que los covalentes,** por lo que, para distinguirlos de estos, se suelen representar mediante líneas de puntos.

¿Qué sucede cuando los dipolos permanentes se atraen?

3.1. Enlaces de hidrógeno

Se denomina **enlace de hidrógeno** a la fuerza de atracción electrostática entre dipolos permanentes en los que el hidrógeno está unido a átomos de pequeño tamaño y alta tendencia a captar electrones, como el F, el O y el N. El hidrógeno es el átomo que soporta la carga parcial positiva y el otro átomo, el que soporta la negativa.

Este enlace intermolecular justifica los valores elevados de los puntos de fusión y ebullición del H_2O, NH_3 y HF comparados con los hidruros de sus respectivos grupos de la tabla periódica.

Formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de NH_3

Enlaces de hidrógeno

Enlace covalente

Hidruro	T_f (°C)	T_v (°C)
NH_3	−78	−33
PH_3	−134	−88
AsH_3	−116	−63
SbH_3	−89	−17

Observa cómo se establece un enlace de hidrógeno entre el nitrógeno, con carga parcial negativa, de una molécula y el hidrógeno, con carga parcial positiva, de otra molécula vecina.
Este enlace permite explicar que los puntos de fusión y ebullición del NH_3 son mucho más elevados que los de los otros hidruros de los elementos del grupo 15.

Formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de HF

Enlaces de hidrógeno

Enlace covalente

Hidruro	T_f (°C)	T_v (°C)
HF	−83,6	19,5
HCl	−114,2	−85
HBr	−89	−67
HI	−51	−35

En el fluoruro de hidrógeno, los enlaces de hidrógeno son tan fuertes que, a temperatura ambiente, se encuentra como $(HF)_n$, formando un polímero.
Los puntos de fusión y ebullición del fluoruro de hidrógeno son anormalmente elevados respecto a los de los otros hidruros de los elementos químicos del grupo 17.

Igualmente, existen enlaces de hidrógeno en compuestos como los alcoholes, aldehídos, aminas, que veremos en la próxima unidad, y entre **moléculas de interés biológico** como las proteínas, el ADN, etcétera.

19 La gráfica del margen muestra los puntos de ebullición de diferentes hidruros de elementos no metálicos. Analízala e indica tres hidruros que presenten enlaces intermoleculares entre sus moléculas y otros tres que no los presenten o en los que sean extremadamente débiles.

20 Las proteínas y los ácidos nucleicos son macromoléculas formadas fundamentalmente por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Realiza un informe sobre la formación de enlaces de hidrógeno en estas macromoléculas.

3.1.1. Enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua

¿Qué enlaces existen en la molécula de agua?

La fórmula del agua es H_2O. Un átomo de oxígeno tiene seis electrones en su última capa, $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Le faltan, por tanto, dos para completarla, por lo que se une con dos átomos de hidrógeno, cada uno de los cuales posee un electrón.

El resultado es la formación de una molécula de agua, en la que existen dos enlaces covalentes oxígeno-hidrógeno.

A pesar de que las moléculas covalentes de agua son parecidas a las de los compuestos del hidrógeno con los otros elementos del grupo 16, el agua tiene propiedades muy diferentes, como se puede observar en la tabla adjunta. Por ejemplo:

- Permanece líquida a temperaturas a las que otras sustancias parecidas se transforman en gases.
- Su densidad aumenta de forma anormal al elevar la temperatura de 0 a 4 °C. Por eso el hielo flota sobre el agua líquida, al contrario de lo que sucede con el resto de las sustancias.

Hidruros del grupo 16	T_f (°C)	T_v (°C)
H_2O	0	100
H_2S	−82	−60
H_2Se	−66	−41
H_2Te	−49	−1

La molécula de agua es más pequeña que las de los otros compuestos y, sin embargo, los puntos de fusión y ebullición del agua son mucho más elevados.

¿Por qué las propiedades del agua son diferentes de las de los otros compuestos covalentes moleculares similares?

¿Se justifican estas propiedades por la formación de enlaces de hidrógeno?

Los pares de electrones que comparten el oxígeno y los hidrógenos no están situados simétricamente, sino que son atraídos con más fuerza por el núcleo de oxígeno que por el de hidrógeno. Como consecuencia, el agua es una **molécula polar o dipolo.**

Así, entre las moléculas de agua se establecen **enlaces de hidrógeno** entre un átomo de hidrógeno de una molécula y el átomo de oxígeno de otra próxima. A causa de estos enlaces:

- En **estado líquido,** algunas moléculas están unidas entre sí y forman agrupaciones. Los «huecos» son ocupados por moléculas sueltas.
- En **estado sólido,** las moléculas están fuertemente unidas entre sí y adoptan las formas hexagonales características de los cristales de hielo. En este caso, no hay moléculas sueltas en los huecos, de manera que, con una misma masa, el hielo ocupa más volumen que el agua líquida.
- Las moléculas de agua solo están sueltas en **estado gaseoso.**

Agua en estado líquido — Agua en estado sólido — Agua en estado gaseoso

21 Observa este cristal de hielo:

a) Describe todos los enlaces presentes en el cristal.
b) ¿Qué sucede con las moléculas cuando el cristal se funde?
c) Describe los enlaces presentes en el agua líquida.
d) ¿Qué sucede cuando, finalmente, el agua hierve?

3. Enlaces o fuerzas intermoleculares

Una vez que los alumnos son capaces de justificar la polaridad del enlace covalente y distinguir entre dipolos permanentes, instantáneos e inducidos, procede que se hagan la siguiente pregunta: *¿Pueden atraerse los dipolos permanentes o inducidos?* La respuesta es que sí se pueden atraer y que esa atracción da lugar a los enlaces o fuerzas intermoleculares de los que veremos solo dos tipos: los enlaces de hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals.

3.1. Enlaces de hidrógeno

Un enlace de hidrógeno es el resultado de la atracción entre dipolos permanentes en los que es un átomo de hidrógeno quien soporta la carga parcial positiva y será otro átomo con tendencia a captar los electrones del enlace quien soporte la carga parcial negativa. Ese átomo puede ser un halógeno, el oxígeno, el nitrógeno, el azufre, etc.

Hay que insistir en que el enlace de hidrógeno es más débil que un enlace covalente y, por eso, se representa mediante líneas de puntos o líneas discontinuas.

También es muy importante que reconozcan que este enlace justifica las propiedades físicas de muchas que sustancias que no se podrían justificar solo con el enlace covalente entre sus átomos. Para ello conviene que analicen detalladamente las tablas de datos y las gráficas que aparecen en el texto. En la Unidad 4 dedicada al átomo de carbono, se justificarán las propiedades físicas de los compuestos oxigenados y nitrogenados mediante la existencia de enlaces de hidrógeno.

Recordemos que el criterio de evaluación asociado a este contenido es:

- Reconocer la influencia de las fuerzas intermoleculares en el estado de agregación y propiedades de especial interés.

Los estándares de aprendizaje evaluables asociados a este criterio son:

- Justifica la importancia de las fuerzas intermoleculares en sustancias de interés biológico.
- Relaciona la intensidad y el tipo de fuerzas intermoleculares con el estado físico y los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes moleculares, interpretando gráficos o tablas que contengan los datos necesarios.

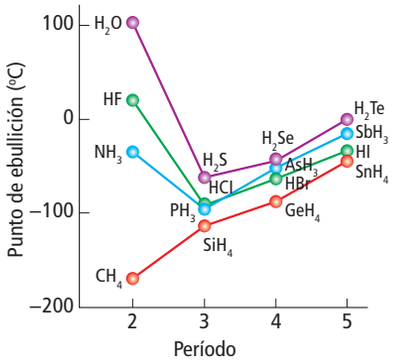
Enlace web:
FUERZAS INTERMOLECULARES

Vídeo:
FUERZAS INTERMOLECULARES

Enlace web:
FUERZAS INTERMOLECULARES EN MOLÉCULAS DE INTERÉS BIOLÓGICO

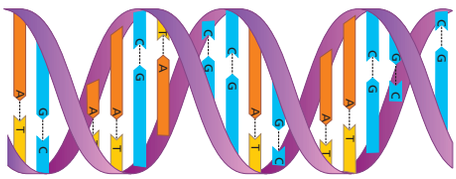
Soluciones de las actividades

19 La gráfica del margen muestra los puntos de ebullición de diferentes hidruros de elementos no metálicos. Analízala e indica tres hidruros que presenten enlaces intermoleculares entre sus moléculas y otros tres que no los presenten o en los que sean extremadamente débiles.



Los puntos de ebullición del agua, el fluoruro de hidrógeno y el amoniaco son más elevados que los del resto de las moléculas. Estas tres sustancias presentan enlaces intermoleculares entre sus moléculas. Sustancias como el CH_4, el SiH_4 y el GeH_4 no presentan enlaces intermoleculares entre sus moléculas.

20 Las proteínas y los ácidos nucleicos son macromoléculas formadas fundamentalmente por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Realiza un informe sobre la formación de enlaces de hidrógeno en estas macromoléculas.



Respuesta libre.

3.1.1. Enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua

El agua es un compuesto covalente molecular como los ya estudiados. Sin embargo, sus propiedades y el hecho de que la materia viva esté formada, en su mayor parte, por agua, justifican hacer un estudio más detallado de esta molécula.

Para comprender mejor las características especiales del agua, es conveniente que los alumnos comparen sus propiedades con las de las moléculas del mismo grupo del sistema periódico.

De nuevo, exponemos primero los hechos, es decir, las propiedades del agua, y luego tratamos de encontrar una explicación teórica a los mismos. De este análisis deben surgir las cuestiones siguientes:

- *¿Por qué las propiedades del agua son diferentes de las de los otros compuestos covalentes moleculares diferentes? ¿Se justifican estas propiedades por la formación de enlaces de hidrógeno?*

La existencia de enlaces de hidrógeno en la molécula de agua condiciona la forma en que sus moléculas se asocian en los diferentes estados físicos y gracias a esto existe la vida en la Tierra tal como la conocemos.

Conviene insistir en la estructura tridimensional abierta que presenta la molécula de agua en estado sólido, lo que determina que la densidad del hielo sea menor que la del agua líquida. El hecho de que el agua aumente de volumen al solidificarse es extraordinariamente raro, puesto que casi todas las demás sustancias se contraen al solidificarse. Si el agua se comportara así, los lagos, ríos e incluso mares se congelarían en el fondo, lo que imposibilitaría la vida marina.

Es adecuado de nuevo consultar el enlace web: Fuerzas intermoleculares, presentado en el epígrafe 3.1.

Soluciones de las actividades

21 Observa este cristal de hielo:

a) Describe todos los enlaces presentes en el cristal.

En los cristales de hielo, las moléculas están fuertemente unidas entre sí mediante enlaces de tipo electrostático y adoptan la forma hexagonal característica. Estos enlaces tienen lugar entre el átomo de hidrógeno de una molécula y el átomo de oxígeno de otra próxima.

b) ¿Qué sucede con las moléculas cuando el cristal se funde?

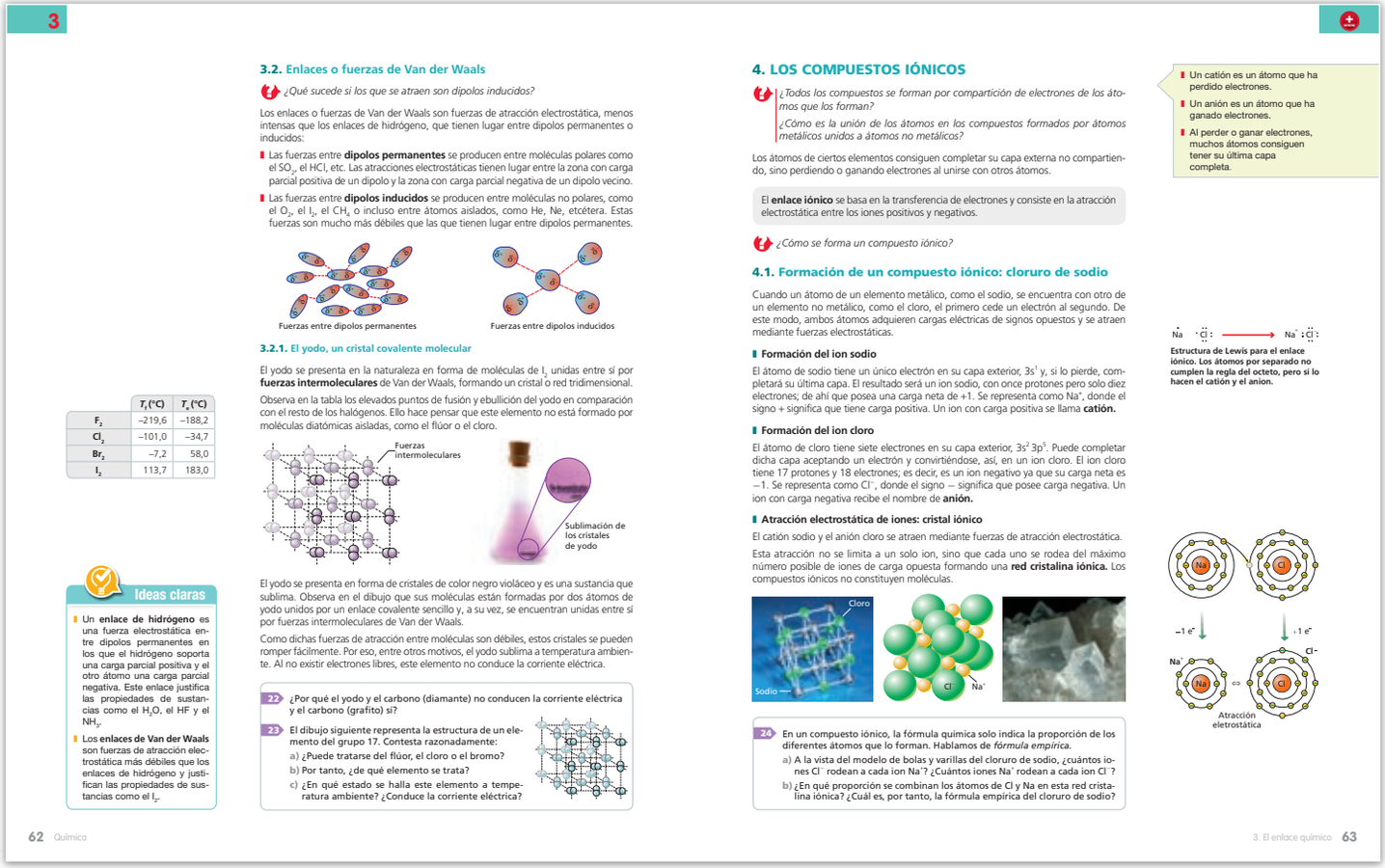
Cuando el cristal se funde, algunas moléculas de agua continúan asociadas en estado líquido en agrupaciones cuyos huecos son ocupados por moléculas sueltas.

c) Describe los enlaces presentes en el agua líquida.

En el agua líquida existen enlaces covalentes entre los átomos de oxígeno y de hidrógeno de la molécula de agua y enlaces intermoleculares de tipo electrostático entre moléculas diferentes.

d) ¿Qué sucede cuando, finalmente, el agua hierve?

Cuando el agua hierve, las moléculas quedan sueltas.



3

3.2. Enlaces o fuerzas de Van der Waals

¿Qué sucede si los que se atraen son dipolos inducidos?

Los enlaces o fuerzas de Van der Waals son fuerzas de atracción electrostática, menos intensas que los enlaces de hidrógeno, que tienen lugar entre dipolos permanentes o inducidos:

- Las fuerzas entre **dipolos permanentes** se producen entre moléculas polares como el SO_2, el HCl, etc. Las atracciones electrostáticas tienen lugar entre la zona con carga parcial positiva de un dipolo y la zona con carga parcial negativa de un dipolo vecino.
- Las fuerzas entre **dipolos inducidos** se producen entre moléculas no polares, como el O_2, el I_2, el CH_4 o incluso entre átomos aislados, como He, Ne, etcétera. Estas fuerzas son mucho más débiles que las que tienen lugar entre dipolos permanentes.

Fuerzas entre dipolos permanentes

Fuerzas entre dipolos inducidos

3.2.1. El yodo, un cristal covalente molecular

El yodo se presenta en la naturaleza en forma de moléculas de I_2 unidas entre sí por **fuerzas intermoleculares** de Van der Waals, formando un cristal o red tridimensional.

Observa en la tabla los elevados puntos de fusión y ebullición del yodo en comparación con el resto de los halógenos. Ello hace pensar que este elemento no está formado por moléculas diatómicas aisladas, como el flúor o el cloro.

	T_f (°C)	T_e (°C)
F_2	−219,6	−188,2
Cl_2	−101,0	−34,7
Br_2	−7,2	58,0
I_2	113,7	183,0

El yodo se presenta en forma de cristales de color negro violáceo y es una sustancia que sublima. Observa en el dibujo que sus moléculas están formadas por dos átomos de yodo unidos por un enlace covalente sencillo y, a su vez, se encuentran unidas entre sí por fuerzas intermoleculares de Van der Waals.

Como dichas fuerzas de atracción entre moléculas son débiles, estos cristales se pueden romper fácilmente. Por eso, entre otros motivos, el yodo sublima a temperatura ambiente. Al no existir electrones libres, este elemento no conduce la corriente eléctrica.

Ideas claras

- Un **enlace de hidrógeno** es una fuerza electrostática entre dipolos permanentes en los que el hidrógeno soporta una carga parcial positiva y el otro átomo una carga parcial negativa. Este enlace justifica las propiedades de sustancias como el H_2O, el HF y el NH_3.
- Los **enlaces de Van der Waals** son fuerzas de atracción electrostática más débiles que los enlaces de hidrógeno y justifican las propiedades de sustancias como el I_2.

22 ¿Por qué el yodo y el carbono (diamante) no conducen la corriente eléctrica y el carbono (grafito) sí?

23 El dibujo siguiente representa la estructura de un elemento del grupo 17. Contesta razonadamente:

a) ¿Puede tratarse del flúor, el cloro o el bromo?

b) Por tanto, ¿de qué elemento se trata?

c) ¿En qué estado se halla este elemento a temperatura ambiente? ¿Conduce la corriente eléctrica?

4. LOS COMPUESTOS IÓNICOS

¿Todos los compuestos se forman por compartición de electrones de los átomos que los forman?

¿Cómo es la unión de los átomos en los compuestos formados por átomos metálicos unidos a átomos no metálicos?

Los átomos de ciertos elementos consiguen completar su capa externa no compartiendo, sino perdiendo o ganando electrones al unirse con otros átomos.

El **enlace iónico** se basa en la transferencia de electrones y consiste en la atracción electrostática entre los iones positivos y negativos.

- Un catión es un átomo que ha perdido electrones.
- Un anión es un átomo que ha ganado electrones.
- Al perder o ganar electrones, muchos átomos consiguen tener su última capa completa.

¿Cómo se forma un compuesto iónico?

4.1. Formación de un compuesto iónico: cloruro de sodio

Cuando un átomo de un elemento metálico, como el sodio, se encuentra con otro de un elemento no metálico, como el cloro, el primero cede un electrón al segundo. De este modo, ambos átomos adquieren cargas eléctricas de signos opuestos y se atraen mediante fuerzas electrostáticas.

Estructura de Lewis para el enlace iónico. Los átomos por separado no cumplen la regla del octeto, pero sí lo hacen el catión y el anión.

Formación del ion sodio

El átomo de sodio tiene un único electrón en su capa exterior, $3s^1$ y, si lo pierde, completará su última capa. El resultado será un ion sodio, con once protones pero solo diez electrones; de ahí que posea una carga neta de +1. Se representa como Na^+, donde el signo + significa que tiene carga positiva. Un ion con carga positiva se llama **catión.**

Formación del ion cloro

El átomo de cloro tiene siete electrones en su capa exterior, $3s^2\ 3p^5$. Puede completar dicha capa aceptando un electrón y convirtiéndose, así, en un ion cloro. El ion cloro tiene 17 protones y 18 electrones; es decir, es un ion negativo ya que su carga neta es −1. Se representa como Cl^-, donde el signo − significa que posee carga negativa. Un ion con carga negativa recibe el nombre de **anión.**

Atracción electrostática de iones: cristal iónico

El catión sodio y el anión cloro se atraen mediante fuerzas de atracción electrostática.

Esta atracción no se limita a un solo ion, sino que cada uno se rodea del máximo número posible de iones de carga opuesta formando una **red cristalina iónica.** Los compuestos iónicos no constituyen moléculas.

24 En un compuesto iónico, la fórmula química solo indica la proporción de los diferentes átomos que lo forman. Hablamos de *fórmula empírica.*

a) A la vista del modelo de bolas y varillas del cloruro de sodio, ¿cuántos iones Cl^- rodean a cada ion Na^+? ¿Cuántos iones Na^+ rodean a cada ion Cl^-?

b) ¿En qué proporción se combinan los átomos de Cl y Na en esta red cristalina iónica? ¿Cuál es, por tanto, la fórmula empírica del cloruro de sodio?

Enlaces o fuerzas de Van der Waals

Una vez que los alumnos son capaces de interpretar y justificar el enlace entre dipolos permanentes, nos plantemos la siguiente cuestión: *¿Qué sucede si los dipolos que se atraen son dipolos inducidos?*

La respuesta es que aparece un nuevo tipo de fuerzas intermoleculares entre los dipolos inducidos pero mucho más débiles que los enlaces de hidrógeno.

Hay que insistir en que las fuerzas intermoleculares entre dipolos inducidos se presentan tanto entre moléculas no polares como en átomos aislados.

Es adecuado de nuevo consultar el enlace web: *Fuerzas intermoleculares.*

3.2.1. El yodo un cristal covalente molecular

Conviene destacar que el cristal de yodo no se incluye entre los cristales atómicos covalentes, debido a que está formado por moléculas de yodo unidas por fuerzas intermoleculares débiles entre dipolos inducidos. Se trata de un cristal molecular con fuerzas intermoleculares débiles, fáciles de vencer; esa es la causa de que los cristales de yodo sublimen.

Es interesante que los alumnos comparen las propiedades de dos elementos no metálicos sólidos, como el yodo —que forma cristales moleculares— y el carbono (diamante y grafito) que forma cristales atómicos:

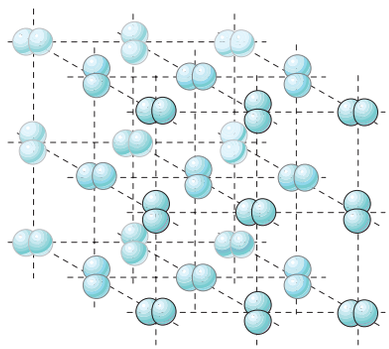
- El enlace covalente entre los átomos de yodo en la molécula diatómica, I_2, es bastante fuerte. Sin embargo, la fuerza de atracción entre las moléculas en el cristal de yodo es bastante débil y, por eso, puede romperse fácilmente.
- Toda la red de átomos de carbono se mantiene unida por enlaces covalentes. Estos son tan fuertes que se precisa una gran cantidad de energía para romper la estructura.
- El yodo es suave y blando. Tanto su punto de fusión como su punto de ebullición (sublimación) son muy bajos. El diamante es muy duro, y sus puntos de fusión y ebullición, muy elevados.

Soluciones de las actividades

22 ¿Por qué el yodo y el carbono (diamante) no conducen la corriente eléctrica y el carbono (grafito) sí?

El yodo y el carbono (diamante) no conducen la corriente eléctrica porque en sus estructuras no existen electrones libres mientras que en la estructura del carbono (grafito) sí existen electrones libres.

23 El dibujo siguiente representa la estructura de un elemento del grupo 17. Contesta razonadamente:



a) ¿Puede tratarse del flúor, el cloro o el bromo?

No puede tratarse del flúor, cloro o bromo porque es una estructura sólida y el flúor y el cloro son gases a temperatura ambiente y el bromo es un líquido.

b) Por tanto, ¿de qué elemento se trata?

Se trata del yodo.

c) ¿En qué estado se halla este elemento a temperatura ambiente? ¿Conduce la corriente eléctrica?

El yodo se encuentra en estado sólido a temperatura ambiente. No conduce la corriente eléctrica.

4. Los compuestos iónicos

Hasta ahora solo se ha tratado de elementos no metálicos y de compuestos formados por la unión de elementos no metálicos. De ahí las dos cuestiones motivadoras:

- *¿Todos los compuestos se forman por compartición de electrones de los átomos que los forman?*
- *¿Cómo es la unión de los átomos en los compuestos formados por átomos metálicos unidos a átomos no metálicos'*

Después de ver que un enlace covalente polar se forma cuando los electrones compartidos no están situados simétricamente con respecto a los átomos que los comparten y la existencia de enlaces intermoleculares, pasamos a analizar lo que sucede cuando los electrones dejan de estar compartidos y un átomo los gana a costa de que otro los pierda.

- *¿Cómo se forma un compuesto iónico?*

Conviene explicar la formación de diferentes iones; por ejemplo, los iones del flúor, potasio, litio, hidrógeno, oxígeno, etc. También se pueden explicar algunos iones compuestos, como los de nitrato, amonio, hidróxido, sulfato o carbonato. Esto será muy útil en la Unidad 5, dedicada a las reacciones químicas.

Debe quedar muy clara la diferencia entre un cristal iónico y un cristal covalente reticular, debido a que sus propiedades son muy diferentes. Al mismo tiempo debemos insistir en que los cristales iónicos se forman entre elementos no metálicos y elementos metálicos.

Se puede pedir a los alumnos que hagan predicciones acerca de que elementos se podrían unir mediante enlaces iónicos y cuál sería su posible fórmula. Pueden comprobar si su predicción es acertada consultando en la web

Es recomendable repasar las configuraciones electrónicas, de los iones más sencillos, para poder hacer las estructuras de Lewis de diferentes compuestos iónicos. Hay que insistir en que los átomos por separado no cumplen la regla del octeto pero si la cumplen el catión y el anión.

Recordemos que uno de los criterios de evaluación de esta unidad es:

- Interpretar los distintos tipos de enlace químico a partir de la configuración electrónica de los elementos implicados y su posición en la Tabla Periódica.

El estándar de aprendizaje asociado a este criterio es:

- Utiliza la regla del octeto y diagramas de Lewis para predecir la estructura y fórmula de los compuestos iónicos.

La utilización de modelos de cristales iónicos es muy útil para que los alumnos aprecien la estructura tridimensional de estos cristales y la distribución y proporción de los cationes y los aniones en los mismos. Esto servirá para interpretar y justificar, posteriormente, las propiedades físicas de los compuestos iónicos.

Conviene que los alumnos aprendan a distinguir entre fórmula molecular de un compuesto formado por moléculas y la fórmula empírica que representa un compuesto formado por iones. La fórmula molecular indica el número y la clase de átomos de una molécula. La fórmula empírica solo indica la proporción de los diferentes átomos que forman el compuesto formado por iones.

Recordemos que uno de los estándares de aprendizaje evaluables de esta unidad es:

- Interpreta la diferente información que ofrecen los subíndices de la fórmula de un compuesto formado por redes cristalinas.

Soluciones de las actividades

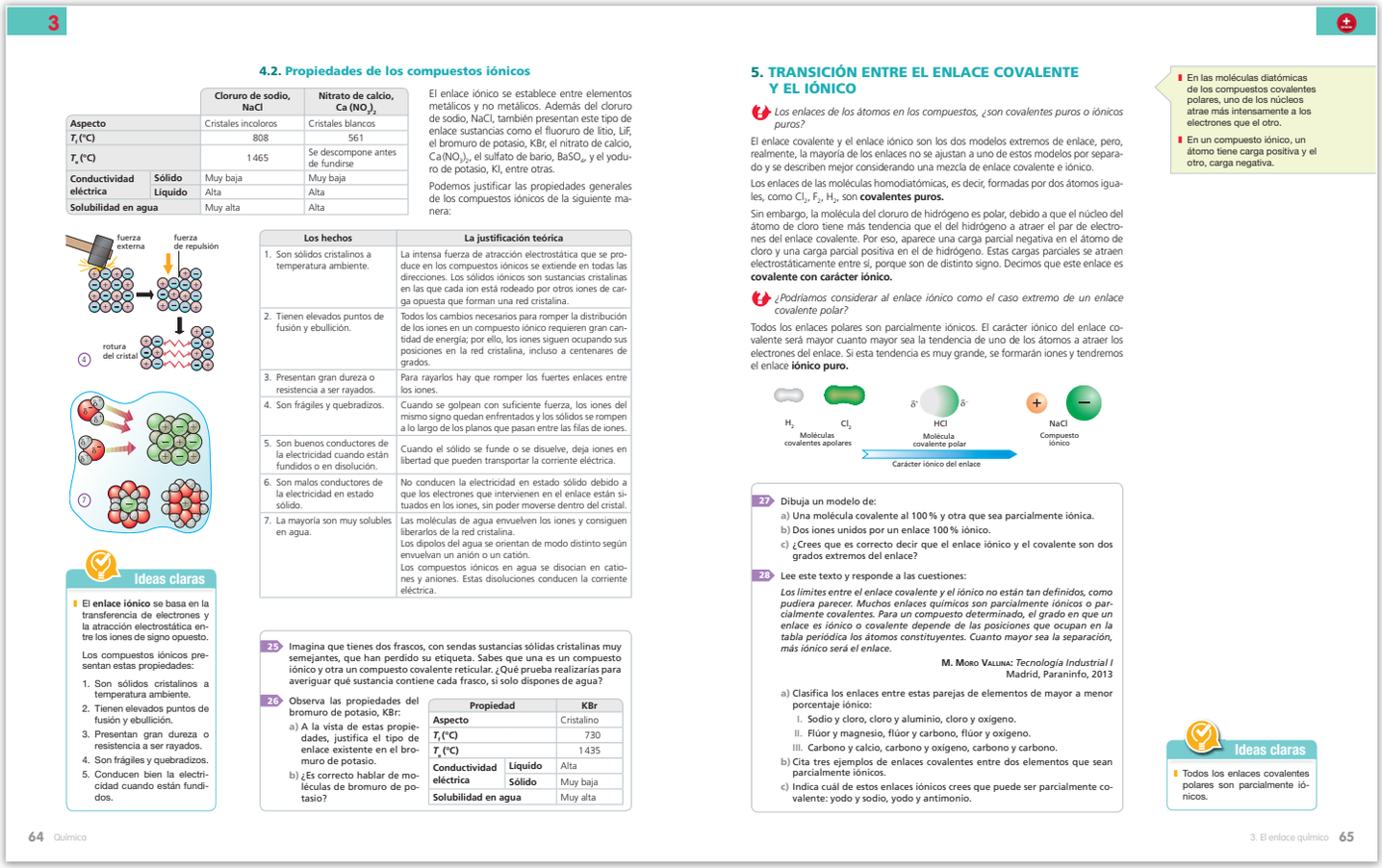
24 En un compuesto iónico, la fórmula química solo indica la proporción de los diferentes átomos que lo forman. Hablamos de *fórmula empírica*.

a) A la vista del modelo de bolas y varillas del cloruro de sodio, ¿cuántos iones Cl^- rodean a cada ion Na^+? ¿Cuántos iones Na^+ rodean a cada ion Cl^-?

En un cristal de cloruro de sodio cada ion sodio está rodeado de seis iones cloro y cada ion cloro está rodeado de seis iones sodio.

b) ¿En qué proporción se combinan los átomos de Cl y Na en esta red cristalina iónica? ¿Cuál es, por tanto, la fórmula empírica del cloruro de sodio?

La anterior respuesta permite entender que están en la proporción de un átomo de cloro por un átomo de sodio. La fórmula empírica del cloruro de sodio es 1:1.



4.2. Propiedades de los compuestos iónicos

		Cloruro de sodio, NaCl	Nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$
Aspecto		Cristales incoloros	Cristales blancos
T_f (°C)		808	561
T_e (°C)		1 465	Se descompone antes de fundirse
Conductividad eléctrica	Sólido	Muy baja	Muy baja
	Líquido	Alta	Alta
Solubilidad en agua		Muy alta	Alta

El enlace iónico se establece entre elementos metálicos y no metálicos. Además del cloruro de sodio, NaCl, también presentan este tipo de enlace sustancias como el fluoruro de litio, LiF, el bromuro de potasio, KBr, el nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, el sulfato de bario, $BaSO_4$, y el yoduro de potasio, KI, entre otras.

Podemos justificar las propiedades generales de los compuestos iónicos de la siguiente manera:

Los hechos	La justificación teórica
1. Son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.	La intensa fuerza de atracción electrostática que se produce en los compuestos iónicos se extiende en todas las direcciones. Los sólidos iónicos son sustancias cristalinas en las que cada ion está rodeado por otros iones de carga opuesta que forman una red cristalina.
2. Tienen elevados puntos de fusión y ebullición.	Todos los cambios necesarios para romper la distribución de los iones en un compuesto iónico requieren gran cantidad de energía; por ello, los iones siguen ocupando sus posiciones en la red cristalina, incluso a centenares de grados.
3. Presentan gran dureza o resistencia a ser rayados.	Para rayarlos hay que romper los fuertes enlaces entre los iones.
4. Son frágiles y quebradizos.	Cuando se golpean con suficiente fuerza, los iones del mismo signo quedan enfrentados y los sólidos se rompen a lo largo de los planos que pasan entre las filas de iones.
5. Son buenos conductores de la electricidad cuando están fundidos o en disolución.	Cuando el sólido se funde o se disuelve, deja iones en libertad que pueden transportar la corriente eléctrica.
6. Son malos conductores de la electricidad en estado sólido.	No conducen la electricidad en estado sólido debido a que los electrones que intervienen en el enlace están situados en los iones, sin poder moverse dentro del cristal.
7. La mayoría son muy solubles en agua.	Las moléculas de agua envuelven los iones y consiguen liberarlos de la red cristalina. Los dipolos del agua se orientan de modo distinto según envuelvan un anión o un catión. Los compuestos iónicos en agua se disocian en cationes y aniones. Estas disoluciones conducen la corriente eléctrica.

Ideas claras

- El **enlace iónico** se basa en la transferencia de electrones y la atracción electrostática entre los iones de signo opuesto.

Los compuestos iónicos presentan estas propiedades:

1. Son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.
2. Tienen elevados puntos de fusión y ebullición.
3. Presentan gran dureza o resistencia a ser rayados.
4. Son frágiles y quebradizos.
5. Conducen bien la electricidad cuando están fundidos.

25 Imagina que tienes dos frascos, con sendas sustancias sólidas cristalinas muy semejantes, que han perdido su etiqueta. Sabes que una es un compuesto iónico y otra un compuesto covalente reticular. ¿Qué prueba realizarías para averiguar qué sustancia contiene cada frasco, si solo dispones de agua?

26 Observa las propiedades del bromuro de potasio, KBr:

a) A la vista de estas propiedades, justifica el tipo de enlace existente en el bromuro de potasio.

b) ¿Es correcto hablar de moléculas de bromuro de potasio?

Propiedad		KBr
Aspecto		Cristalino
T_f (°C)		730
T_e (°C)		1435
Conductividad eléctrica	Líquido	Alta
	Sólido	Muy baja
Solubilidad en agua		Muy alta

5. TRANSICIÓN ENTRE EL ENLACE COVALENTE Y EL IÓNICO

Los enlaces de los átomos en los compuestos, ¿son covalentes puros o iónicos puros?

El enlace covalente y el enlace iónico son los dos modelos extremos de enlace, pero, realmente, la mayoría de los enlaces no se ajustan a uno de estos modelos por separado y se describen mejor considerando una mezcla de enlace covalente e iónico.

Los enlaces de las moléculas homodiatómicas, es decir, formadas por dos átomos iguales, como Cl_2, F_2, H_2, son **covalentes puros.**

Sin embargo, la molécula del cloruro de hidrógeno es polar, debido a que el núcleo del átomo de cloro tiene más tendencia que el del hidrógeno a atraer el par de electrones del enlace covalente. Por eso, aparece una carga parcial negativa en el átomo de cloro y una carga parcial positiva en el de hidrógeno. Estas cargas parciales se atraen electrostáticamente entre sí, porque son de distinto signo. Decimos que este enlace es **covalente con carácter iónico.**

¿Podríamos considerar al enlace iónico como el caso extremo de un enlace covalente polar?

Todos los enlaces polares son parcialmente iónicos. El carácter iónico del enlace covalente será mayor cuanto mayor sea la tendencia de uno de los átomos a atraer los electrones del enlace. Si esta tendencia es muy grande, se formarán iones y tendremos el enlace **iónico puro.**

- En las moléculas diatómicas de los compuestos covalentes polares, uno de los núcleos atrae más intensamente a los electrones que el otro.
- En un compuesto iónico, un átomo tiene carga positiva y el otro, carga negativa.

27 Dibuja un modelo de:

a) Una molécula covalente al 100 % y otra que sea parcialmente iónica.

b) Dos iones unidos por un enlace 100 % iónico.

c) ¿Crees que es correcto decir que el enlace iónico y el covalente son dos grados extremos del enlace?

28 Lee este texto y responde a las cuestiones:

Los límites entre el enlace covalente y el iónico no están tan definidos, como pudiera parecer. Muchos enlaces químicos son parcialmente iónicos o parcialmente covalentes. Para un compuesto determinado, el grado en que un enlace es iónico o covalente depende de las posiciones que ocupan en la tabla periódica los átomos constituyentes. Cuanto mayor sea la separación, más iónico será el enlace.

M. Moro Vallina: *Tecnología Industrial I* Madrid, Paraninfo, 2013

a) Clasifica los enlaces entre estas parejas de elementos de mayor a menor porcentaje iónico:

I. Sodio y cloro, cloro y aluminio, cloro y oxígeno.

II. Flúor y magnesio, flúor y carbono, flúor y oxígeno.

III. Carbono y calcio, carbono y oxígeno, carbono y carbono.

b) Cita tres ejemplos de enlaces covalentes entre dos elementos que sean parcialmente iónicos.

c) Indica cuál de estos enlaces iónicos crees que puede ser parcialmente covalente: yodo y sodio, yodo y antimonio.

Ideas claras

- Todos los enlaces covalentes polares son parcialmente iónicos.

4.2. Propiedades de los compuestos iónicos

Los nudos de las redes cristalinas de los compuestos iónicos están ocupados por iones y no hay indicio alguno de la presencia de moléculas. Todo el cristal es una molécula gigantesca. Las fuerzas que actúan son suficientemente intensas como para conferir al cristal una elevada estabilidad térmica, por lo que su destrucción requiere un gran suministro de energía. Por ello, los puntos de fusión y ebullición de los sólidos iónicos son generalmente altos.

Los alumnos están familiarizados con las propiedades de un compuesto típicamente iónico, la sal común, circunstancia que debe aprovecharse.

Conviene que construyan modelos de cristales iónicos en los que los iones sean esferas de plastilina. Estas no deben estar unidas por ningún tipo de varillas, para que se pueda justificar la dureza y fragilidad de los compuestos iónicos y comparar, posteriormente, con la de los cristales metálicos.

La solubilidad de los compuestos iónicos en agua permite tratar de nuevo las propiedades del agua y, en especial, la polaridad de su molécula. Conviene recordar a los alumnos que el agua es el medio de transporte de los iones en los seres vivos.

En el vídeo recomendado anteriormente: *Fuerzas intermoleculares*, puede verse a partir del minuto 18:40 la relación de dichas fuerzas con la solubilidad de los compuestos iónicos en el agua.

Es el momento oportuno de realizar las Técnicas de Trabajo y Experimentación ya que se trata de dos compuestos iónicos y uno covalente reticular. Con esta experiencia se contribuye al logro del estándar de aprendiza evaluable:

- Diseña y realiza ensayos de laboratorio que permitan deducir el tipo de enlace presente en una sustancia desconocida.

Aunque la formulación de los compuestos inorgánicos se debe desarrollar a lo largo de toda la unidad, es este el momento adecuado para explicar los compuestos ternarios (oxiácidos y oxisales). Debemos tener en cuenta que uno de los criterios de evaluación asociados a esta unidad es:

- Nombrar y formular compuestos inorgánicos ternarios según las normas IUPAC.

El estándar de aprendizaje evaluable vinculado a este criterio es:

- Nombra y formula compuestos inorgánicos ternarios según las normas IUPAC.

Soluciones de las actividades

25 **Imagina que tienes dos frascos, con sendas sustancias sólidas cristalinas muy semejantes, que han perdido su etiqueta. Sabes que una es un compuesto iónico y otra un compuesto covalente reticular. ¿Qué prueba realizarías para averiguar qué sustancia contiene cada frasco, si solo dispones de agua?**

Se intenta disolver en agua una muestra de cada uno de los frascos. La muestra que se disuelva en agua será un compuesto iónico y la que no se disuelva será un compuesto covalente reticular.

26 **Observa las propiedades del bromuro de potasio, KBr:**

a) A la vista de estas propiedades, justifica el tipo de enlace existente en el bromuro de potasio.

De acuerdo con estas propiedades, el tipo de enlace que existe en el bromuro de potasio es iónico.

b) ¿Es correcto hablar de moléculas de bromuro de potasio?

No es correcto hablar de moléculas en el bromuro de potasio; se trata de cristales con muchos iones bromo e iones potasio unidos por fuerzas electrostáticas.

5. Transición entre el enlace covalente y el iónico

Ya hemos visto cómo los átomos de los elementos se unen para formar compuestos mediante enlaces covalentes o enlaces iónicos. Por eso ahora surge la pregunta: *Los enlaces de los átomos en los compuestos, ¿son covalentes puros o iónicos puros?*

Los alumnos ya saben que el enlace covalente entre átomos de ciertos elementos es polar y conocen la existencia de moléculas dipolares como el HCl o el agua. Pueden entender que estas moléculas polares son el resultado de un enlace covalente parcialmente iónico y que el enlace iónico es como un caso extremo del enlace covalente polar.

El dibujo de la página 65 en que aparecen dos moléculas covalentes apolares, con enlaces covalentes puros como son el H_2 y el Cl_2, a continuación una molécula covalente polar como es el HCl, con un enlace covalente que tiene un elevado porcentaje de enlace iónico y, por último, dos iones sodio y cloro unidos por un enlace iónico puro, ilustra esta transición entre los enlaces.

Se puede pedir a los alumnos que dibujen una ilustración similar partiendo de las moléculas diatómicas hidrógeno y el flúor, pasando al HF y finalizando en el compuesto iónico fluoruro de litio.

Enlace web:
CARACTERÍSTICAS DE LOS ENLACES

Enlace web:
NATURALEZA DEL ENLACE QUÍMICO

Soluciones de las actividades

27 Dibuja un modelo de:

a) Una molécula covalente al 100 % y otra que sea parcialmente iónica.

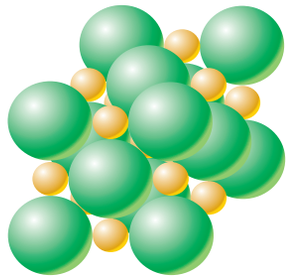
Covalente 100%:

H_2

Parcialmente iónica:

HCl

b) Dos iones unidos por un enlace 100 % iónico.



c) ¿Crees que es correcto decir que el enlace iónico y el covalente son dos grados extremos del enlace?

Sí, lo son.

28 Lee este texto y responde a las cuestiones: *Los límites entre el enlace covalente y el iónico no están tan definidos, como pudiera parecer. Muchos enlaces químicos son parcialmente iónicos o parcialmente covalentes. Para un compuesto determinado, el grado en que un enlace es iónico o covalente depende de las posiciones que ocupan en la tabla periódica los átomos constituyentes. Cuanto mayor sea la separación, más iónico será el enlace.*

M. Moro Vallina: *Tecnología Industrial I* Madrid, Paraninfo, 2013

a) Clasifica los enlaces entre estas parejas de elementos de mayor a menor porcentaje iónico:

I. Sodio y cloro, cloro y aluminio, cloro y oxígeno.

La pareja sodio y cloro tiene mayor porcentaje iónico que la pareja cloro y aluminio y ésta más porcentaje iónico que la pareja cloro y oxígeno.

II. Flúor y magnesio, flúor y carbono, flúor y oxígeno.

La pareja flúor y magnesio tiene mayor porcentaje iónico que la pareja flúor y carbono y ésta más que la pareja flúor y oxígeno.

III. Carbono y calcio, carbono y oxígeno, carbono y carbono.

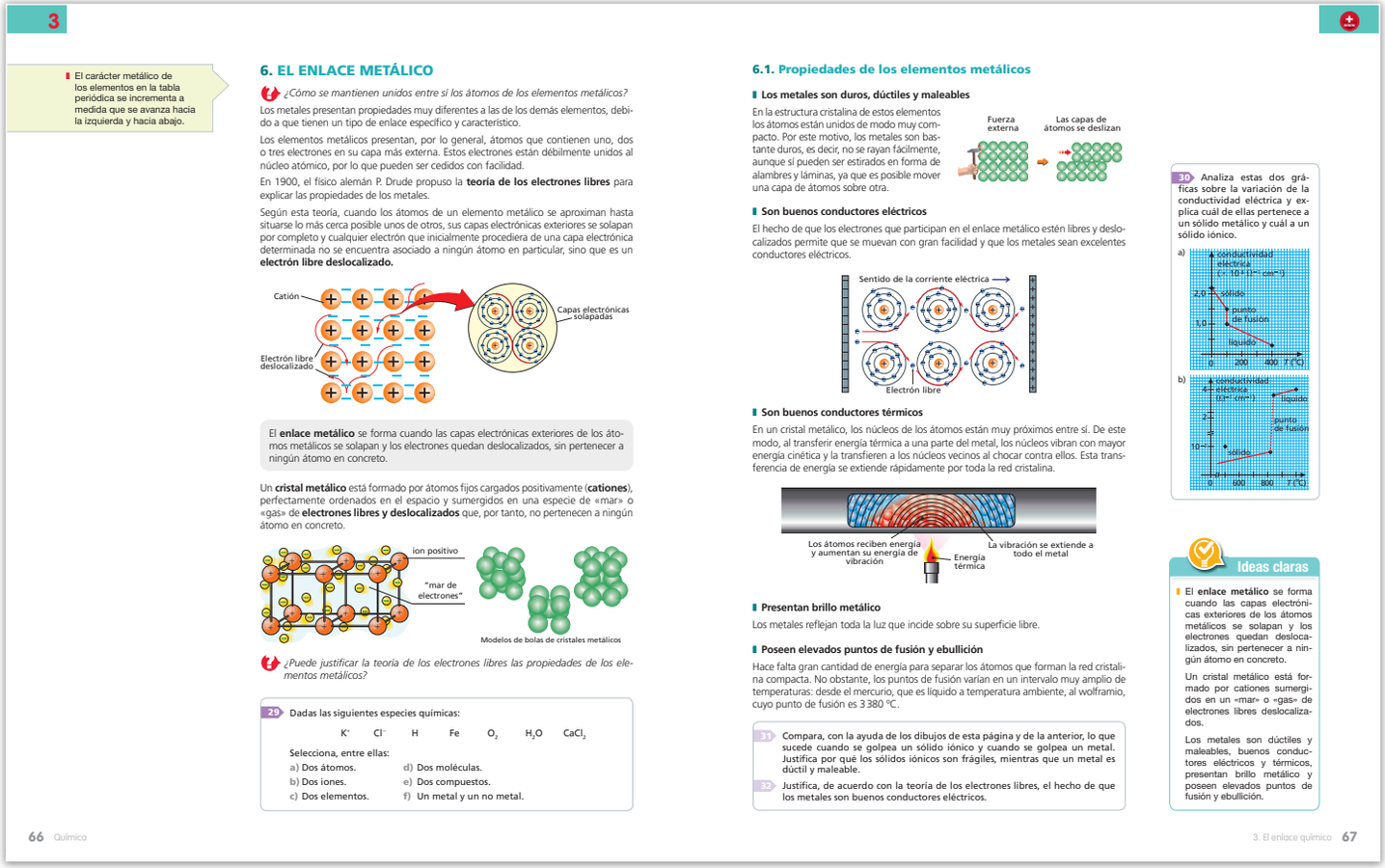
La pareja carbono calcio tiene mayor porcentaje iónico que la carbono y oxígeno y ésta mayor que la pareja carbono y carbono.

b) Cita tres ejemplos de enlaces covalentes entre dos elementos que sean parcialmente iónicos.

Respuesta libre. Son parcialmente iónicos los enlaces covalentes entre los halógenos y el oxígeno o entre el nitrógeno y el oxígeno.

c) Indica cuál de estos enlaces iónicos crees que puede ser parcialmente covalente: yodo y sodio, yodo y antimonio.

El enlace entre el yodo y antimonio puede ser parcialmente covalente.



3

El carácter metálico de los elementos en la tabla periódica se incrementa a medida que se avanza hacia la izquierda y hacia abajo.

6. EL ENLACE METÁLICO

¿Cómo se mantienen unidos entre sí los átomos de los elementos metálicos?

Los metales presentan propiedades muy diferentes a las de los demás elementos, debido a que tienen un tipo de enlace específico y característico.

Los elementos metálicos presentan, por lo general, átomos que contienen uno, dos o tres electrones en su capa más externa. Estos electrones están débilmente unidos al núcleo atómico, por lo que pueden ser cedidos con facilidad.

En 1900, el físico alemán P. Drude propuso la **teoría de los electrones libres** para explicar las propiedades de los metales.

Según esta teoría, cuando los átomos de un elemento metálico se aproximan hasta situarse lo más cerca posible unos de otros, sus capas electrónicas exteriores se solapan por completo y cualquier electrón que inicialmente procediera de una capa electrónica determinada no se encuentra asociado a ningún átomo en particular, sino que es un **electrón libre deslocalizado.**

Catión
Electrón libre deslocalizado
Capas electrónicas solapadas

El **enlace metálico** se forma cuando las capas electrónicas exteriores de los átomos metálicos se solapan y los electrones quedan deslocalizados, sin pertenecer a ningún átomo en concreto.

Un **cristal metálico** está formado por átomos fijos cargados positivamente (**cationes**), perfectamente ordenados en el espacio y sumergidos en una especie de «mar» o «gas» de **electrones libres y deslocalizados** que, por tanto, no pertenecen a ningún átomo en concreto.

ion positivo
"mar de electrones"
Modelos de bolas de cristales metálicos

¿Puede justificar la teoría de los electrones libres las propiedades de los elementos metálicos?

29 Dadas las siguientes especies químicas:

K^+ Cl^- H Fe O_2 H_2O $CaCl_2$

Selecciona, entre ellas:

a) Dos átomos.
b) Dos iones.
c) Dos elementos.
d) Dos moléculas.
e) Dos compuestos.
f) Un metal y un no metal.

6.1. Propiedades de los elementos metálicos

Los metales son duros, dúctiles y maleables

En la estructura cristalina de estos elementos los átomos están unidos de modo muy compacto. Por este motivo, los metales son bastante duros, es decir, no se rayan fácilmente, aunque sí pueden ser estirados en forma de alambres y láminas, ya que es posible mover una capa de átomos sobre otra.

Fuerza externa
Las capas de átomos se deslizan

Son buenos conductores eléctricos

El hecho de que los electrones que participan en el enlace metálico estén libres y deslocalizados permite que se muevan con gran facilidad y que los metales sean excelentes conductores eléctricos.

Sentido de la corriente eléctrica
Electrón libre

Son buenos conductores térmicos

En un cristal metálico, los núcleos de los átomos están muy próximos entre sí. De este modo, al transferir energía térmica a una parte del metal, los núcleos vibran con mayor energía cinética y la transfieren a los núcleos vecinos al chocar contra ellos. Esta transferencia de energía se extiende rápidamente por toda la red cristalina.

Los átomos reciben energía y aumentan su energía de vibración
Energía térmica
La vibración se extiende a todo el metal

Presentan brillo metálico

Los metales reflejan toda la luz que incide sobre su superficie libre.

Poseen elevados puntos de fusión y ebullición

Hace falta gran cantidad de energía para separar los átomos que forman la red cristalina compacta. No obstante, los puntos de fusión varían en un intervalo muy amplio de temperaturas: desde el mercurio, que es líquido a temperatura ambiente, al wolframio, cuyo punto de fusión es 3 380 °C.

31 Compara, con la ayuda de los dibujos de esta página y de la anterior, lo que sucede cuando se golpea un sólido iónico y cuando se golpea un metal. Justifica por qué los sólidos iónicos son frágiles, mientras que un metal es dúctil y maleable.

32 Justifica, de acuerdo con la teoría de los electrones libres, el hecho de que los metales son buenos conductores eléctricos.

30 Analiza estas dos gráficas sobre la variación de la conductividad eléctrica y explica cuál de ellas pertenece a un sólido metálico y cuál a un sólido iónico.

a)
b)

Ideas claras

El **enlace metálico** se forma cuando las capas electrónicas exteriores de los átomos metálicos se solapan y los electrones quedan deslocalizados, sin pertenecer a ningún átomo en concreto.

Un cristal metálico está formado por cationes sumergidos en un «mar» o «gas» de electrones libres deslocalizados.

Los metales son dúctiles y maleables, buenos conductores eléctricos y térmicos, presentan brillo metálico y poseen elevados puntos de fusión y ebullición.

66 Química

3. El enlace químico 67

6. El enlace metálico

Los alumnos ya saben que los gases nobles se presentan cómo átomos aislados (con la posibilidad de dipolos instantáneos e inducidos) y que la mayoría de los elementos no metálicos se presentan como moléculas, mientras que otros se presentan como cristales atómicos o moleculares. Por eso la pregunta que nos hacemos ahora es: *¿Cómo se mantienen unidos entre sí los átomos de los elementos metálicos?*

La teoría de los electrones libres que se describe en el texto es la más simple para justificar las propiedades de los elementos metálicos. Pero cualquier teoría que pretenda explicar la naturaleza del enlace entre átomos sólo es válida si justifica sus propiedades. De ahí la cuestión motivadora

- *¿Puede justificar la teoría de los electrones libres las propiedades de los elementos metálicos?*

Es el momento adecuado para resolver el *Lee y comprende la ciencia* ya que se trata de un texto de divulgación de los científicos Hazen y Trefil sobre las características del enlace metálico.

Animación:
ENLACE METÁLICO

Soluciones de las actividades

29 Dadas las siguientes especies químicas:

K^+ Cl^- H Fe O_2 H_2O $CaCl_2$

Selecciona, entre ellas:

a) Dos átomos. Fe, H
b) Dos iones. K^+, Cl^-
c) Dos elementos. Fe, O_2
d) Dos moléculas. H_2O, O_2
e) Dos compuestos. $CaCl_2$, H_2O
f) Un metal y un no metal. Fe, H

6.1. Propiedades de los elementos metálicos

La estructura reticular de los metales justifica sus propiedades físicas. La evidencia directa de la estructura reticular se obtiene mediante la cristalografía por rayos X, que aprovecha el fenómeno de la difracción de estas ondas a través del espacio existente entre dos átomos consecutivos en un cristal metálico. Sin embargo, como esta técnica y el estudio de los diagramas de interferencias se hallan fuera del alcance de este libro, nos conformaremos con construir un modelo de estructura reticular con bolas de poliestireno sujetas entre sí. Si situamos varias capas de estas esferas, una encima de la otra, sin unirlas entre sí, podremos demostrar por qué los metales son dúctiles y no se fracturan como sucede con los cristales iónicos.

Una de las principales características de los metales es su conductividad eléctrica. Esta propiedad se justifica de acuerdo con la teoría de los electrones libres porque los electrones en los metales están deslocalizados, lo que no sucede en otras sustancias.

El enlace metálico permite explicar adecuadamente la conductividad térmica y la dilatación de los metales, que se estudiará en la UNIDAD 11.

Recordemos que los estándares de aprendizaje evaluables asociados a este epígrafe son:

- Explica las propiedades de las sustancias metálicas en función de la interacción entre sus átomos.
- Explica la naturaleza del enlace metálico utilizando la teoría de los electrones libres y la relaciona con las propiedades características de los metales.

Soluciones de las actividades

30 **Analiza estas dos gráficas sobre la variación de la conductividad eléctrica y explica cuál de ellas pertenece a un sólido metálico y cuál a un sólido iónico.**

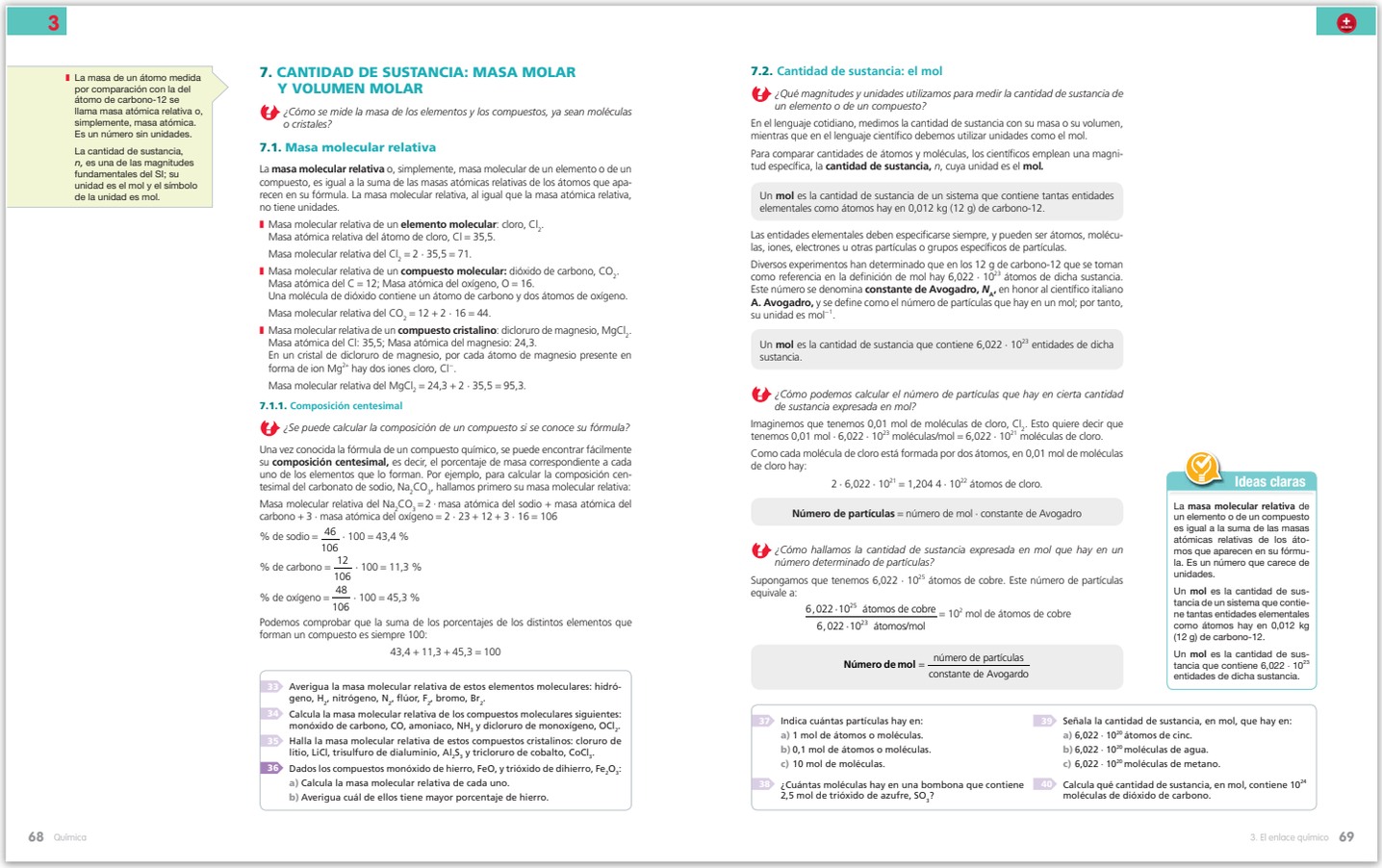
La gráfica superior corresponde a un sólido metálico, porque la conductividad disminuye al pasar a estado líquido. La otra gráfica corresponde a un sólido iónico, porque la conductividad aumenta al pasar a estado líquido.

31 **Compara, con la ayuda de los dibujos de esta página y de la anterior, lo que sucede cuando se golpea un sólido iónico y cuando se golpea un metal. Justifica por qué los sólidos iónicos son frágiles, mientras que un metal es dúctil y maleable.**

Los sólidos iónicos son frágiles, ya que, cuando se golpean lo suficientemente fuerte, se rompen a lo largo de los planos que pasan por las filas de iones. Esto es debido a que los iones del mismo signo quedan enfrentados y se repelen. Los metales son maleables porque al golpearlos se puede mover toda una capa de átomos sobre otra.

32 **Justifica, de acuerdo con la teoría de los electrones libres, el hecho de que los metales son buenos conductores eléctricos.**

El hecho de que los electrones que participan en el enlace metálico estén libres y deslocalizados permite que se muevan con gran facilidad y que los metales sean excelentes conductores eléctricos.



3

La masa de un átomo medida por comparación con la del átomo de carbono-12 se llama masa atómica relativa o, simplemente, masa atómica. Es un número sin unidades.

La cantidad de sustancia, *n*, es una de las magnitudes fundamentales del SI; su unidad es el mol y el símbolo de la unidad es mol.

7. CANTIDAD DE SUSTANCIA: MASA MOLAR Y VOLUMEN MOLAR

¿Cómo se mide la masa de los elementos y los compuestos, ya sean moléculas o cristales?

7.1. Masa molecular relativa

La **masa molecular relativa** o, simplemente, masa molecular de un elemento o de un compuesto, es igual a la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que aparecen en su fórmula. La masa molecular relativa, al igual que la masa atómica relativa, no tiene unidades.

- Masa molecular relativa de un **elemento molecular**: cloro, Cl_2.
  Masa atómica relativa del átomo de cloro, Cl = 35,5.
  Masa molecular relativa del $Cl_2 = 2 \cdot 35,5 = 71$.
- Masa molecular relativa de un **compuesto molecular:** dióxido de carbono, CO_2.
  Masa atómica del C = 12; Masa atómica del oxígeno, O = 16.
  Una molécula de dióxido contiene un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno.
  Masa molecular relativa del $CO_2 = 12 + 2 \cdot 16 = 44$.
- Masa molecular relativa de un **compuesto cristalino**: dicloruro de magnesio, $MgCl_2$.
  Masa atómica del Cl: 35,5; Masa atómica del magnesio: 24,3.
  En un cristal de dicloruro de magnesio, por cada átomo de magnesio presente en forma de ion Mg^{2+} hay dos iones cloro, Cl^-.
  Masa molecular relativa del $MgCl_2 = 24,3 + 2 \cdot 35,5 = 95,3$.

7.1.1. Composición centesimal

¿Se puede calcular la composición de un compuesto si se conoce su fórmula?

Una vez conocida la fórmula de un compuesto químico, se puede encontrar fácilmente su **composición centesimal,** es decir, el porcentaje de masa correspondiente a cada uno de los elementos que lo forman. Por ejemplo, para calcular la composición centesimal del carbonato de sodio, Na_2CO_3, hallamos primero su masa molecular relativa:

Masa molecular relativa del $Na_2CO_3 = 2 \cdot$ masa atómica del sodio + masa atómica del carbono + $3 \cdot$ masa atómica del oxígeno $= 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106$

$$\%\text{ de sodio} = \frac{46}{106} \cdot 100 = 43,4\ \%$$

$$\%\text{ de carbono} = \frac{12}{106} \cdot 100 = 11,3\ \%$$

$$\%\text{ de oxígeno} = \frac{48}{106} \cdot 100 = 45,3\ \%$$

Podemos comprobar que la suma de los porcentajes de los distintos elementos que forman un compuesto es siempre 100:

$$43,4 + 11,3 + 45,3 = 100$$

33 Averigua la masa molecular relativa de estos elementos moleculares: hidrógeno, H_2, nitrógeno, N_2, flúor, F_2, bromo, Br_2.

34 Calcula la masa molecular relativa de los compuestos moleculares siguientes: monóxido de carbono, CO, amoniaco, NH_3 y dicloruro de monoxígeno, OCl_2.

35 Halla la masa molecular relativa de estos compuestos cristalinos: cloruro de litio, LiCl, trisulfuro de dialuminio, Al_2S_3 y tricloruro de cobalto, $CoCl_3$.

36 Dados los compuestos monóxido de hierro, FeO, y trióxido de dihierro, Fe_2O_3:
a) Calcula la masa molecular relativa de cada uno.
b) Averigua cuál de ellos tiene mayor porcentaje de hierro.

68 Química

7.2. Cantidad de sustancia: el mol

¿Qué magnitudes y unidades utilizamos para medir la cantidad de sustancia de un elemento o de un compuesto?

En el lenguaje cotidiano, medimos la cantidad de sustancia con su masa o su volumen, mientras que en el lenguaje científico debemos utilizar unidades como el mol.

Para comparar cantidades de átomos y moléculas, los científicos emplean una magnitud específica, la **cantidad de sustancia,** *n*, cuya unidad es el **mol.**

Un **mol** es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12.

Las entidades elementales deben especificarse siempre, y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de partículas.

Diversos experimentos han determinado que en los 12 g de carbono-12 que se toman como referencia en la definición de mol hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de dicha sustancia. Este número se denomina **constante de Avogadro, N_A,** en honor al científico italiano **A. Avogadro,** y se define como el número de partículas que hay en un mol; por tanto, su unidad es mol^{-1}.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades de dicha sustancia.

¿Cómo podemos calcular el número de partículas que hay en cierta cantidad de sustancia expresada en mol?

Imaginemos que tenemos 0,01 mol de moléculas de cloro, Cl_2. Esto quiere decir que tenemos 0,01 mol $\cdot$ $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol = $6,022 \cdot 10^{21}$ moléculas de cloro.

Como cada molécula de cloro está formada por dos átomos, en 0,01 mol de moléculas de cloro hay:

$$2 \cdot 6,022 \cdot 10^{21} = 1,204\,4 \cdot 10^{22}\text{ átomos de cloro.}$$

Número de partículas = número de mol $\cdot$ constante de Avogadro

¿Cómo hallamos la cantidad de sustancia expresada en mol que hay en un número determinado de partículas?

Supongamos que tenemos $6,022 \cdot 10^{25}$ átomos de cobre. Este número de partículas equivale a:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{25}\ \text{átomos de cobre}}{6,022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos/mol}} = 10^2\text{ mol de átomos de cobre}$$

$$\textbf{Número de mol} = \frac{\text{número de partículas}}{\text{constante de Avogadro}}$$

Ideas claras

La **masa molecular relativa** de un elemento o de un compuesto es igual a la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que aparecen en su fórmula. Es un número que carece de unidades.

Un **mol** es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades de dicha sustancia.

37 Indica cuántas partículas hay en:
a) 1 mol de átomos o moléculas.
b) 0,1 mol de átomos o moléculas.
c) 10 mol de moléculas.

38 ¿Cuántas moléculas hay en una bombona que contiene 2,5 mol de trióxido de azufre, SO_3?

39 Señala la cantidad de sustancia, en mol, que hay en:
a) $6,022 \cdot 10^{20}$ átomos de cinc.
b) $6,022 \cdot 10^{20}$ moléculas de agua.
c) $6,022 \cdot 10^{20}$ moléculas de metano.

40 Calcula qué cantidad de sustancia, en mol, contiene 10^{24} moléculas de dióxido de carbono.

3. El enlace químico 69

7. Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar

Una vez estudiados el enlace químico y la formulación inorgánica es el momento de tratar los conceptos de cantidad de sustancia, composición centesimal, masa y volumen molar. Los alumnos han visto los dos primeros en el curso anterior pero es necesario repasarlos dada su complejidad ya que suelen ser conceptos difíciles de comprender por el alumnado.

7.1. Masa molecular relativa

En la unidad anterior se ha descrito la masa atómica relativa como la masa de un átomo medida por comparación con la del átomo de carbono-12. Los alumnos comprenden fácilmente que la masa molecular relativa de un elemento o de un compuesto es la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que aparecen en su fórmula. Tanto la masa atómica relativa como la masa molecular relativa son adimensionales.

En esta página web los alumnos pueden encontrar una "calculadora" de masas moleculares que les permite comparar los resultados obtenidos por ellos con los de la simulación

Simulación:
CALCULADORA DE MASAS MOLECULARES

7.1.1. Composición centesimal

La mayor parte de la información que obtenemos de una sustancia es a partir de su composición centesimal y esta se basa en su fórmula y en su masa molecular relativa.

Debemos insistir en que la composición de un compuesto químico es siempre constante e independiente del procedimiento que se haya seguido para su obtención. Por ejemplo, el carbonato de calcio que se encuentra en la naturaleza tiene la misma composición que el carbonato de calcio obtenido en el laboratorio.

Aconseje a sus alumnos que deben analizar los resultados cuando calculan la composición química de un compuesto, comprobando que la suma de los porcentajes es 100.

Soluciones de las actividades

33 Averigua la masa molecular relativa de estos elementos moleculares: hidrógeno, H_2, nitrógeno, N_2, flúor, F_2, bromo, Br_2.

Masa molecular relativa H_2, 2;

Masa molecular relativa N_2, 28;

Masa molecular relativa F_2, 38;

Masa molecular relativa Br_2, 160.

34 Calcula la masa molecular relativa de los compuestos moleculares siguientes: monóxido de carbono, CO, amoniaco, NH_3 y dicloruro de monoxígeno, OCl_2.

Masa molecular relativa Co = 12 + 16 = 28

Masa molecular relativa $NH_3 = 14 + 3 \cdot 1 = 17$

Masa molecular $OCl_2 = 16 + 2 \cdot 35,5 = 87$.

35 Halla la masa molecular relativa de estos compuestos cristalinos: cloruro de litio, LiCl, trisulfuro de dialuminio, Al_2S_3 y tricloruro de cobalto, $CoCl_3$.

Masa molecular relativa LiCl = 7 + 35,5 = 42,5

Masa molecular relativa $Al_2S_3 = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 = 150$

Masa molecular relativa $CoCl_3 = 59 + 3 \cdot 35,5 = 165,5$

36 Dados los compuestos monóxido de hierro, FeO, y trióxido de dihierro, Fe_2O_3:

a) Calcula la masa molecular relativa de cada uno.

Masa molecular relativa FeO = 56 + 16 = 72

Masa molecular relativa Fe_2O_3 = 2 · 56 + 3 · 16 = 160

b) Averigua cuál de ellos tiene mayor porcentaje de hierro.

Porcentaje de hierro del FeO = 56/72 = 77,8 %

Porcentaje de hierro del Fe_2O_3 = 112/160 = 70%

7.2. Cantidad de sustancia: el mol

Conviene que los alumnos recuerden que, de acuerdo con la teoría atómico-molecular, las reacciones químicas tienen lugar por interacciones entre átomos y moléculas de las sustancias y siempre en una determinada proporción. Es necesario, por tanto, una magnitud que mida el número de partículas, y esta es la **cantidad de sustancia**, que también está relacionada con la masa de la sustancia a través de la masa molar, o el volumen molar si se trata de una sustancia gaseosa. Recordemos que uno de los criterios de evaluación es:

- Reconocer la cantidad de sustancia como magnitud fundamental y el mol como su unidad en el Sistema Internacional de Unidades, SI.

Curiosamente, primero se ideó la unidad, el mol (Ostwald, 1990), y después la magnitud, la cantidad de sustancia.

A los alumnos les cuesta hacerse a la idea de lo enorme que es el número o constante de Avogadro. Por eso, algunos ejemplos recogidos de la bibliografía pueden ayudarle a comprender su magnitud:

- Se vierte en el mar un vaso pequeño lleno de agua de unos 150 cm^3 de capacidad. Supongamos que se mezcla uniformemente con el agua de todos los mares. Si se tomase entonces un vaso de agua, habría en el mismo mil moléculas de las primitivas.
- Toda la Tierra dividida en bolas de unos 15 cm de diámetro daría el número de Avogadro.
- Se ha calculado que en cada inspiración aspiramos unas doce moléculas de aire del que lanzó Julio César hace más de dos mil años cuando, moribundo, pronunció la frase: «Tu quoque fili?», al ver a Bruto entre los conjurados.

Soluciones de las actividades

37 Indica cuántas partículas hay en:

a) **1 mol de átomos o moléculas.** $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos o moléculas.

b) **0,1 mol de átomos o moléculas.** $6{,}022 \cdot 10^{22}$ átomos o moléculas.

c) **10 mol de moléculas.** $6{,}022 \cdot 10^{24}$ moléculas.

38 ¿Cuántas moléculas hay en una bombona que contiene 2,5 mol de trióxido de azufre, SO_3?

2,5 mol · 6,022 · 10^{23} moléculas / mol = 1,5055 · 1024 moléculas.

39 Señala la cantidad de sustancia, en mol, que hay en:

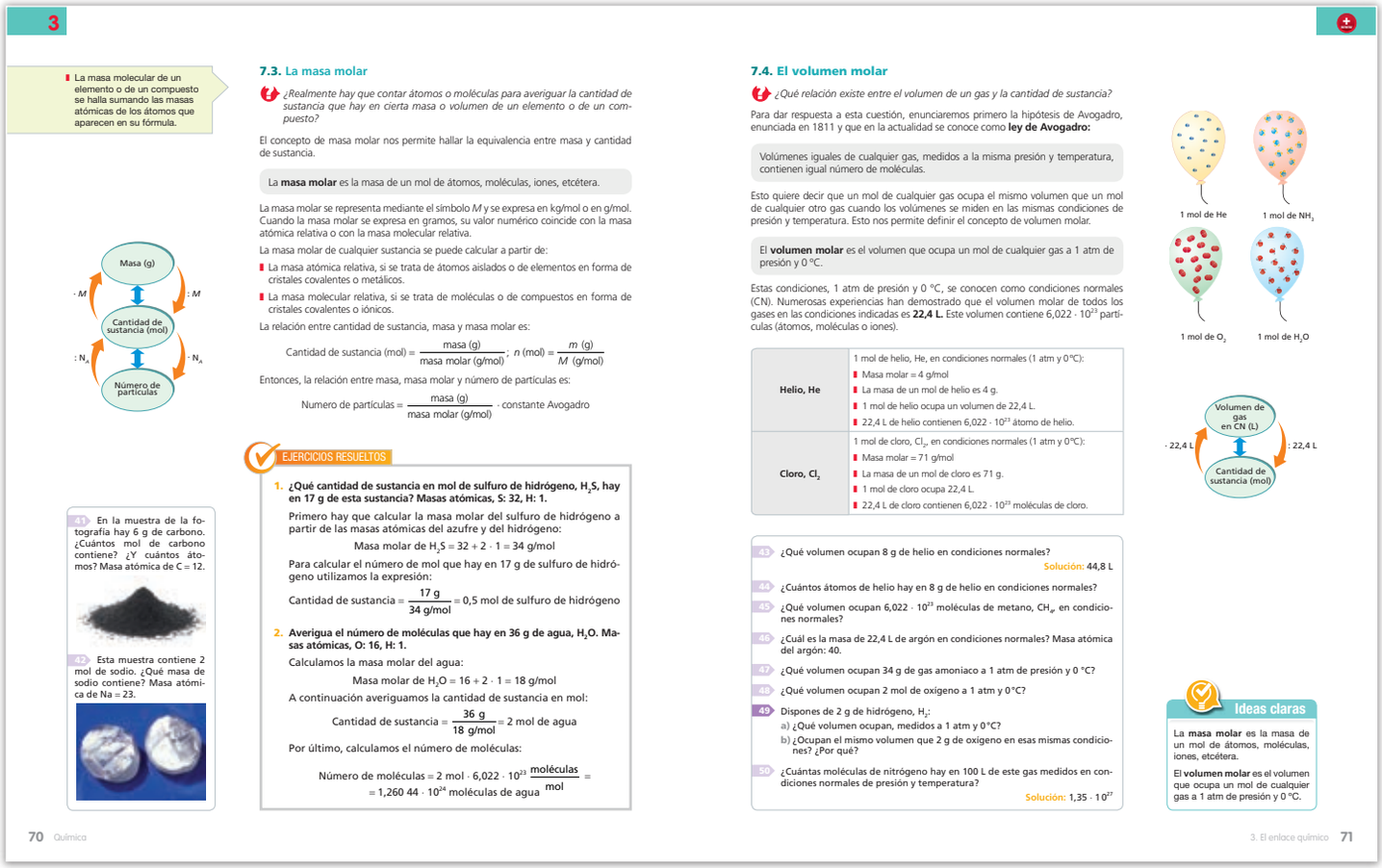
a) **$6{,}022 \cdot 10^{20}$ átomos de cinc.** 0,001 mol de átomos de cinc.

b) **$6{,}022 \cdot 10^{20}$ moléculas de agua.** 0,001 mol de moléculas de agua.

c) **$6{,}022 \cdot 10^{20}$ moléculas de metano.** 0,001 mol de moléculas de metano.

40 Calcula qué cantidad de sustancia, en mol, contiene 10^{24} moléculas de dióxido de carbono.

Contiene 10^{24} moléculas / $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol = 1,66 mol de dióxido de carbono.



3

La masa molecular de un elemento o de un compuesto se halla sumando las masas atómicas de los átomos que aparecen en su fórmula.

7.3. La masa molar

¿Realmente hay que contar átomos o moléculas para averiguar la cantidad de sustancia que hay en cierta masa o volumen de un elemento o de un compuesto?

El concepto de masa molar nos permite hallar la equivalencia entre masa y cantidad de sustancia.

La **masa molar** es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etcétera.

La masa molar se representa mediante el símbolo *M* y se expresa en kg/mol o en g/mol. Cuando la masa molar se expresa en gramos, su valor numérico coincide con la masa atómica relativa o con la masa molecular relativa.

La masa molar de cualquier sustancia se puede calcular a partir de:

- La masa atómica relativa, si se trata de átomos aislados o de elementos en forma de cristales covalentes o metálicos.
- La masa molecular relativa, si se trata de moléculas o de compuestos en forma de cristales covalentes o iónicos.

La relación entre cantidad de sustancia, masa y masa molar es:

$$\text{Cantidad de sustancia (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}, \quad n\ (\text{mol}) = \frac{m\ (\text{g})}{M\ (\text{g/mol})}$$

Entonces, la relación entre masa, masa molar y número de partículas es:

$$\text{Numero de partículas} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}} \cdot \text{constante Avogadro}$$

Masa (g) · *M* : *M* Cantidad de sustancia (mol) : N_A · N_A Número de partículas

EJERCICIOS RESUELTOS

1. **¿Qué cantidad de sustancia en mol de sulfuro de hidrógeno, H_2S, hay en 17 g de esta sustancia? Masas atómicas, S: 32, H: 1.**

Primero hay que calcular la masa molar del sulfuro de hidrógeno a partir de las masas atómicas del azufre y del hidrógeno:

$$\text{Masa molar de } H_2S = 32 + 2 \cdot 1 = 34\ \text{g/mol}$$

Para calcular el número de mol que hay en 17 g de sulfuro de hidrógeno utilizamos la expresión:

$$\text{Cantidad de sustancia} = \frac{17\ \text{g}}{34\ \text{g/mol}} = 0{,}5\ \text{mol de sulfuro de hidrógeno}$$

2. **Averigua el número de moléculas que hay en 36 g de agua, H_2O. Masas atómicas, O: 16, H: 1.**

Calculamos la masa molar del agua:

$$\text{Masa molar de } H_2O = 16 + 2 \cdot 1 = 18\ \text{g/mol}$$

A continuación averiguamos la cantidad de sustancia en mol:

$$\text{Cantidad de sustancia} = \frac{36\ \text{g}}{18\ \text{g/mol}} = 2\ \text{mol de agua}$$

Por último, calculamos el número de moléculas:

$$\text{Número de moléculas} = 2\ \text{mol} \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 1{,}260\,44 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas de agua}$$

41 En la muestra de la fotografía hay 6 g de carbono. ¿Cuántos mol de carbono contiene? ¿Y cuántos átomos? Masa atómica de C = 12.

42 Esta muestra contiene 2 mol de sodio. ¿Qué masa de sodio contiene? Masa atómica de Na = 23.

7.4. El volumen molar

¿Qué relación existe entre el volumen de un gas y la cantidad de sustancia?

Para dar respuesta a esta cuestión, enunciaremos primero la hipótesis de Avogadro, enunciada en 1811 y que en la actualidad se conoce como **ley de Avogadro:**

Volúmenes iguales de cualquier gas, medidos a la misma presión y temperatura, contienen igual número de moléculas.

Esto quiere decir que un mol de cualquier gas ocupa el mismo volumen que un mol de cualquier otro gas cuando los volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura. Esto nos permite definir el concepto de volumen molar.

El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas a 1 atm de presión y 0 °C.

Estas condiciones, 1 atm de presión y 0 °C, se conocen como condiciones normales (CN). Numerosas experiencias han demostrado que el volumen molar de todos los gases en las condiciones indicadas es **22,4 L**. Este volumen contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas o iones).

Helio, He	1 mol de helio, He, en condiciones normales (1 atm y 0 °C): - Masa molar = 4 g/mol - La masa de un mol de helio es 4 g. - 1 mol de helio ocupa un volumen de 22,4 L. - 22,4 L de helio contienen $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomo de helio.
Cloro, Cl_2	1 mol de cloro, Cl_2, en condiciones normales (1 atm y 0 °C): - Masa molar = 71 g/mol - La masa de un mol de cloro es 71 g. - 1 mol de cloro ocupa 22,4 L. - 22,4 L de cloro contienen $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de cloro.

43 ¿Qué volumen ocupan 8 g de helio en condiciones normales?
Solución: 44,8 L

44 ¿Cuántos átomos de helio hay en 8 g de helio en condiciones normales?

45 ¿Qué volumen ocupan $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano, CH_4, en condiciones normales?

46 ¿Cuál es la masa de 22,4 L de argón en condiciones normales? Masa atómica del argón: 40.

47 ¿Qué volumen ocupan 34 g de gas amoniaco a 1 atm de presión y 0 °C?

48 ¿Qué volumen ocupan 2 mol de oxígeno a 1 atm y 0 °C?

49 Dispones de 2 g de hidrógeno, H_2:
a) ¿Qué volumen ocupan, medidos a 1 atm y 0 °C?
b) ¿Ocupan el mismo volumen que 2 g de oxígeno en esas mismas condiciones? ¿Por qué?

50 ¿Cuántas moléculas de nitrógeno hay en 100 L de este gas medidos en condiciones normales de presión y temperatura?
Solución: $1{,}35 \cdot 10^{27}$

1 mol de He · 1 mol de NH_3 · 1 mol de O_2 · 1 mol de H_2O

Volumen de gas en CN (L) · 22,4 L : 22,4 L Cantidad de sustancia (mol)

Ideas claras

La **masa molar** es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etcétera.

El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas a 1 atm de presión y 0 °C.

7.3. La masa molar

La importancia de la cantidad de sustancia y de su unidad, el mol, radica en que las reacciones químicas tienen lugar entre átomos y moléculas y por eso es importante conocer el número de ellos que intervienen en la reacción. De ahí la cuestión motivadora: *¿Realmente hay que contar átomo o moléculas para averiguar la cantidad de sustancia que hay cierta masa de un elemento o de un compuesto?*

La respuesta aparece en el texto: no es necesario ya que el concepto de masa molar nos permite hallar la equivalencia entre masa de sustancia, cantidad de sustancia y, por tanto, número de partículas.

El adjetivo *molar* aplicado a una magnitud extensiva, como la masa o el volumen, significa "dividido por cantidad de sustancia. Por eso la masa molar se expresa en kg/mol. Si la masa molar se expresa en g/mol, su valor numérico coincide con el de la masa atómica relativa o la masa molecular relativa.

Conviene que los alumnos realicen esquemas, similares al del margen de la página 70, para saber cómo obtener la cantidad de sustancia a partir de la masa, y viceversa; cómo obtener el número de partículas conocida la cantidad de sustancia, y viceversa, o cómo obtener la masa conocido el número de partículas y viceversa.

Recordemos que uno de los estándares de aprendizaje evaluables asociado a estos contenidos es:

- Realiza cálculos que relacionan la cantidad de sustancia, la masa atómica y molecular y la constante del número de Avogadro.

Simulación:
CANTIDAD DE GAS

Soluciones de las actividades

41 En la muestra de la fotografía hay 6 g de carbono. ¿Cuántos mol de carbono contiene? ¿Y cuántos átomos? Masa atómica de C = 12.

6 g / 12 g/mol = 0,5 mol de carbono

$0{,}5\ \text{mol} \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 3{,}011 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.

42 Esta muestra contiene 2 mol de sodio. ¿Qué masa de sodio contiene? Masa atómica de Na = 23.

2 mol · 23 g/mol = 46 g de sodio

7.4. El volumen molar

Si se trata de sustancias en estado gaseoso enunciaríamos así la cuestión motivadora del epígrafe anterior: *¿Tenemos que contar átomos o moléculas para averiguar la cantidad de sustancia que hay en cierto volumen de un elemento o de un compuesto?*

De nuevo la respuesta es no, porque el concepto de volumen molar nos permite hallar la equivalencia entre volumen, cantidad de sustancia y número de partículas.

Como el volumen de una misma cantidad de sustancia gaseosa depende de las variables presión y temperatura, hay que definir unas condiciones estándar o normales: 1 atm de presión y 0 °C.

Así, el volumen molar es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido en condiciones normales de presión y temperatura y este volumen es, 22,4 L.

De nuevo es interesante que los alumnos realicen esquemas, similares al del margen de la página 71, para saber cómo obtener la cantidad de sustancia a partir del volumen molar, y viceversa.

El dibujo de los globos como recipientes que contienen el mismo volumen medido en las mismas condiciones y, por tanto, el mismo número de partículas sean átomos aislados o moléculas contribuye a ilustrar el concepto de volumen molar. Se puede proponer a los alumnos que realicen su propia ilustración sobre este concepto. Los resultados, en algunos casos, pueden ser sorprendentes.

Soluciones de las actividades

43 ¿Qué volumen ocupan 8 g de helio en condiciones normales?

8 g (2 mol) de helio en condiciones normales ocupan 44,8 L.

44 ¿Cuántos átomos de helio hay en 8 g de helio en condiciones normales?

En 8 g de helio hay 2 mol y, por tanto, $1{,}2044 \cdot 10^{24}$ átomos de helio.

45 ¿Qué volumen ocupan $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano, CH_4, en condiciones normales?

$6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas equivale a 1 mol, que en condiciones normales ocupa 22,4 L.

46 ¿Cuál es la masa de 22,4 L de argón en condiciones normales? Masa atómica del argón: 40.

La masa de 22,4 L de argón en condiciones normales es 40 g (1 mol).

47 ¿Qué volumen ocupan 34 g de gas amoniaco a 1 atm de presión y 0 °C?

34 g de gas amoniaco (2 mol) ocupan 44,8 L en condiciones normales.

48 ¿Qué volumen ocupan 2 mol de oxígeno a 1 atm y 0 °C?

Dos mol de oxígeno en condiciones normales ocupan 44,8 L.

49 Dispones de 2 g de hidrógeno, H_2:

a) ¿Qué volumen ocupan, medidos a 1 atm y 0 °C?

2 g de hidrógeno, H_2, equivalen a 1 mol, y por tanto, ocupan 22,4 L en condiciones normales.

b) ¿Ocupan el mismo volumen que 2 g de oxígeno en esas mismas condiciones? ¿Por qué?

Dos gramos de oxígeno son 2 g / 32 g/mol = 0,0625 mol de oxígeno y ocupan 0,0625 mol · 22,4 L/mol = 1,4 L en condiciones normales.

50 ¿Cuántas moléculas de nitrógeno hay en 100 L de este gas medidos en condiciones normales de presión y temperatura?

100 L / 22,4 L/mol = 4,46 mol;

$4{,}46 \text{ mol} \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol = $2{,}69 \cdot 10^{24}$ moléculas

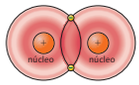
3 EJERCICIOS, ACTIVIDADES Y TAREAS

La naturaleza del enlace químico

1 ¿Qué elementos se encuentran en la naturaleza en forma de átomos aislados? ¿Qué configuración electrónica caracteriza a estos elementos?

2 Explica el significado del término enlace químico.

3 Copia este dibujo en tu cuaderno e identifica en él las diferentes fuerzas de atracción y repulsión existentes entre los núcleos y los electrones de estos dos átomos de hidrógeno cuando se unen mediante un enlace químico.



4 Confecciona una tabla que muestre el número de electrones de valencia y el diagrama de Lewis de los siguientes elementos:

Li Be B C N O F Ne

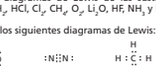
5 Dibuja los diagramas de Lewis de los elementos alcalinos (grupo 1) y de los halógenos (grupo 17).

El enlace covalente

6 ¿En qué consiste un enlace covalente?

7 Dibuja los diagramas de Lewis de las sustancias siguientes: H_2, HCl, Cl_2, CH_4, O_2, Li_2O, HF, NH_3 y H_2S.

8 Interpreta los siguientes diagramas de Lewis:



9 Indica si el enlace entre los átomos de las moléculas siguientes es simple, doble o triple: H_2, O_2, F_2, N_2, Cl_2.

10 En las moléculas diatómicas, como el H_2, y en los cristales atómicos, como el diamante, los átomos están unidos por enlaces covalentes. Sin embargo, el hidrógeno es un gas y el diamante, un sólido. Trata de explicar este hecho.

11 Haz un dibujo que muestre cómo se unen los átomos de carbono en el diamante y en el grafito. Utilízalo para explicar por qué el diamante es tan duro y, en cambio, el grafito es blando y se separa en capas.

12 Escribe el diagrama de Lewis del CO_2 y del O_2. (Carbono: $Z = 6$; oxígeno: $Z = 8$).

13 Explica por qué el dióxido de carbono es un compuesto covalente molecular. ¿Se trata de una sustancia muy soluble en agua?

14 El cloro y el oxígeno pueden formar distintos compuestos (OCl_2, O_2Cl_2, O_3Cl_2, O_7Cl_2); sin embargo, ambos elementos tienen tendencia a captar electrones. ¿Cómo crees que se mantienen unidos?

15 Indica cuáles de los enunciados siguientes son falsos y redáctalos de manera que sean verdaderos:

a) Los compuestos covalentes moleculares están formados por átomos de elementos metálicos diferentes.

b) Los compuestos covalentes moleculares son buenos conductores del calor y la electricidad.

c) En la molécula de nitrógeno, los dos átomos están unidos mediante un triple enlace.

d) Los compuestos covalentes moleculares son sólidos cristalinos.

e) Los elementos y los compuestos covalentes moleculares son buenos conductores de la corriente eléctrica.

f) La molécula de HCl es mucho más estable que los dos átomos que la integran por separado.

16 **El oxígeno y el carbono forman distintos compuestos.**

a) ¿Cómo será el enlace en los compuestos formados por el oxígeno y el carbono?

b) ¿Conoces alguno de estos compuestos?

c) ¿Qué propiedades crees que tienen?

17 **¿Podemos describir el SiO_2 como un compuesto covalente molecular? ¿Por qué?**

18 **El silano, SiH_4, presenta las siguientes propiedades:**

- Aspecto: gas incoloro.
- Punto de fusión: −185 °C.
- Punto de ebullición: −111 °C.
- No conduce la corriente eléctrica.
- No es soluble en agua.

a) ¿Qué tipo de enlace es previsible que exista en este compuesto?

b) ¿Estará formado por moléculas o por cristales?

19 **Consulta la tabla de la página 57 sobre las propiedades de los compuestos covalentes moleculares.**

a) ¿Qué propiedades tienen en común las cinco sustancias de la tabla?

b) ¿Qué propiedad comparten solo el CCl_4, el CH_4, el C_6H_6 y el $C_{10}H_8$?

20 **Responde verdadero o falso y razona tu respuesta:**

a) Los cristales moleculares covalentes son solubles en agua.

b) Los elementos covalentes son buenos conductores de la electricidad.

c) El diamante tiene elevados puntos de fusión y ebullición, al igual que los demás elementos covalentes.

d) Los elementos covalentes son insolubles o poco solubles en agua.

Fuerzas o enlaces intermoleculares

21 **Dibuja la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de fluoruro de hidrógeno. Justifica los valores anormalmente elevados de los puntos de fusión y ebullición de esta sustancia, comparados con los de los hidruros de los otros elementos del grupo 17.**

22 **Dibuja la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de amoniaco, NH_3. Justifica por qué esta sustancia tiene puntos de fusión y ebullición superiores a los de los hidruros de los otros elementos del grupo 15.**

23 **Escribe el diagrama de Lewis del agua, H_2O, y justifica la formación de los enlaces covalentes entre el hidrógeno y el oxígeno en esta molécula.**

24 **Describe cómo se encuentran las moléculas de agua en estado sólido, líquido y gaseoso.**

25 **Indica cuáles de los siguientes enunciados son falsos y redáctalos de forma que sean verdaderos:**

a) La densidad de agua es máxima entre 0 y 4 °C.

b) El agua está formada por hidrógeno y oxígeno en la proporción 1:1.

c) Las moléculas de agua solo se encuentran sueltas en estado líquido.

d) Las moléculas de agua pueden formar enlaces de tipo electrostático con sus moléculas vecinas.

e) El agua es una molécula polar.

Los compuestos iónicos

26 **Justifica la formación de los iones cloro y sodio.**

27 **Explica, mediante diagramas de Lewis: a) La formación del catión sodio. b) La formación del anión cloruro. c) La formación del enlace iónico entre ambos iones.**

28 **Observa la imagen microscópica de un cristal de cloruro de sodio. A continuación, explica la formación del mismo.**

29 **Clasifica estas sustancias de acuerdo con el tipo de enlace que presentan: H_2O, CH_4, HBr, KBr, NaI, MgS.**

30 **¿Qué diferencias encuentras entre un cristal iónico y un cristal covalente reticular?**

31 **La siguiente tabla proporciona información acerca de las propiedades de ciertas sustancias:**

Sustancia	T_f (°C)	Conductividad eléctrica		Soluble en agua
		Sólido	Líquido	
A	112	No	No	No
B	680	No	Sí	Sí
C	1 610	No	No	No
D	660	No	Sí	Sí

a) ¿Cuáles son compuestos iónicos?

b) ¿Cuál es un compuesto covalente molecular?

c) ¿Cuál de ellas tiene un alto punto de fusión comparado con el resto? ¿Por qué no puede ser un compuesto iónico?

32 **¿Por qué se dice que la molécula de agua es polar o un dipolo? ¿De qué manera contribuye esta característica del agua a la disolución de los compuestos iónicos?**

33 **En un laboratorio químico se han obtenido tres nuevas sustancias (pueden ser compuestos o elementos en variedades no habituales). Los científicos que las han aislado nos dan la siguiente información sobre ellas:**

Sustancia A	Sustancia B	Sustancia C	Sustancia D
Sólida, formada por la unión de átomos de un mismo elemento.	Sólida, formada por la unión de dos elementos diferentes.	Sólida, formada por la unión de dos elementos diferentes.	Sólida, formada por la unión de dos elementos diferentes.
Bajos puntos de fusión y ebullición.	Elevados puntos de fusión y ebullición.	Bajos puntos de fusión y ebullición.	Elevados puntos de fusión y ebullición.
Se disuelve en tetracloruro de carbono.	No es soluble en agua.	No es soluble en agua.	Es soluble en agua.
No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.

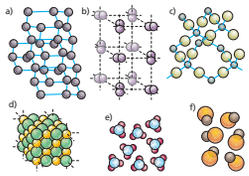
¿Qué hipótesis realizarías acerca de qué tipo de enlace es el que mantiene unidos a los átomos en estas sustancias?

34 **En la situación de la actividad anterior, los científicos del laboratorio te permiten realizar solo una prueba más para ampliar la información acerca de estas sustancias. Las pruebas pueden ser las siguientes:**

1. Conductividad de la corriente eléctrica en estado disuelto o fundido
2. Dureza
3. Solubilidad en tetracloruro de carbono
4. Fragilidad

¿Qué pruebas solicitarías para confirmar las hipótesis planteadas en la actividad anterior? (Puedes solicitar la misma prueba para más de una sustancia.)

35 **Siguiendo con el caso anterior, los científicos te piden que asignes una estructura a cada una de las sustancias. ¿Cuál de las siguientes asignarías a cada una de las sustancias?**



3 EJERCICIOS, ACTIVIDADES Y TAREAS

Transición entre el enlace covalente y el iónico

36 **Los átomos de estas sustancias están unidos por enlaces covalentes: Cl_2, H_2, HCl, H_2O, O_2.**

¿Cuáles de estos enlaces covalentes crees que pueden ser parcialmente iónicos?

37 **El porcentaje de enlace covalente en los haluros de plata es el siguiente:**

Haluro de plata	Fluoruro de plata	Cloruro de plata	Bromuro de plata	Yoduro de plata
% enlace covalente	10	24	26	46

Excepto el fluoruro, los demás haluros son insolubles en agua. ¿Crees que esto está relacionado con que los enlaces iónicos de estos haluros sean parcialmente covalentes?

El enlace metálico

38 **Relaciona cada una de las propiedades de los elementos metálicos con su correspondiente justificación según la teoría de electrones libres.**

39 **¿Qué tipo de enlace mantiene unidos a los átomos de los siguientes elementos: helio, oxígeno, carbono (diamante), cloro, sodio y yodo?**

Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar

40 **Halla la masa molecular relativa del dióxido de carbono. ¿Cuál es el porcentaje de oxígeno y carbono en esta sustancia?**

Solución: 44; 72,7 %, 27,3 %

41 **Halla la masa molecular relativa de las siguientes sustancias:**

a) Oxígeno, O_2.
b) Hidróxido de sodio, NaOH.
c) Dióxido de azufre, SO_2
d) Ácido sulfúrico, H_2SO_4.

42 **Indica cuál de las cuatro sustancias del ejercicio anterior tiene menor porcentaje de oxígeno.**

43 **Calcula la masa molar del óxido de litio, Li_2O. ¿Qué cantidad de sustancia hay en 180 g de la misma?**

Solución: 6 mol

44 **Calcula la cantidad de agua, H_2O, en mol, que hay en 36 g de esta sustancia. ¿Cuántas moléculas contiene? ¿Cuántos átomos de hidrógeno y de oxígeno?**

45 **¿Cuál es la masa molar del yodo, I_2?**

46 **¿Cuál es la masa molar del cloruro de sodio, NaCl?**

47 **Un vaso contiene 127 g de I_2:**

a) ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en dicha masa?

b) ¿Cuántas moléculas?

c) ¿Cuántos átomos?

Solución: a) 0,5 mol; b) $3{,}011 \cdot 10^{23}$ moléculas; c) $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos

48 **¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en $6{,}022 \cdot 10^{24}$ moléculas de I_2?**

49 **¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en 197 g de Au?**

Solución: 1 mol

50 **¿Cuántos átomos hay en 80 g de calcio, Ca?**

Solución: $1{,}204 \cdot 10^{24}$ átomos

51 **En un frasco herméticamente cerrado hay 32 g de dióxido de azufre, SO_2:**

a) ¿Cuál es la masa molar del dióxido de azufre?

b) ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en los 32 g de SO_2?

c) ¿Cuántas moléculas hay?

d) ¿Cuántos átomos de oxígeno y de azufre?

Solución: a) 64 g/mol; b) 0,5 mol; c) $3{,}011 \cdot 10^{23}$ moléculas; d) $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de O y $3{,}011 \cdot 10^{23}$ átomos de S

52 **Un frasco contiene 117 g de cloruro de sodio. Calcula la cantidad de cloruro de sodio, en mol, que hay en el frasco.**

53 **¿Cuántas moléculas hay en 250 g de cloruro de hidrógeno, HCl?**

Solución: $4{,}125 \cdot 10^{24}$ moléculas

54 **¿Cuántas moléculas hay en 14 g de nitrógeno, N_2?**

55 **Dispones de 4,4 g de CO_2.**

a) ¿Qué cantidad, en mol, hay en esta muestra?

b) ¿Cuántas moléculas contiene?

Solución: a) 0,1 mol; b) $6{,}022 \cdot 10^{22}$ moléculas

56 **Dispones de 64 g de O_2.**

a) ¿Qué cantidad de O_2, en mol, hay en esta muestra?

b) ¿Cuántos átomos contiene?

57 **¿Qué cantidad en mol hay en 160 g de trióxido de azufre, SO_3? Calcula la masa de 2,5 mol de la misma.**

Solución: $1{,}505 \cdot 10^{24}$ moléculas; 2 mol; 200 g

58 **¿Cuántos átomos hay en 1 g de plata? ¿Cuál es la masa de un átomo de plata? ¿Y la de $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos?**

Solución: $5{,}582 \cdot 10^{21}$ átomos; $1{,}791 \cdot 10^{-22}$ g; 1 078,7 g

59 **Calcula la masa de:**

a) 0,5 mol de átomos de bromo.

b) 0,5 mol de moléculas de bromo.

c) 1 mol de átomos de hidrógeno.

Solución: a) 40 g; b) 80 g; c) 2 g

60 **En una muestra de 2,8 g de nitrógeno gaseoso, N_2, calcula:**

a) La cantidad de sustancia, en mol.

b) El número de moléculas.

c) El número de átomos.

Solución: a) 0,1 mol; b) $6{,}022 \cdot 10^{22}$ moléculas; c) $1{,}204 \cdot 10^{23}$ átomos

61 **¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor número de moléculas?**

a) 18 g de agua, H_2O.

b) 18 g de oxígeno, O_2.

c) 18 g de hidrógeno, H_2.

62 **Calcula el número de moléculas que hay en: a) 0,5 mol de H_2S; b) 2,25 mol de N_2; c) 18 g de agua.**

63 **Calcula la masa de:**

a) 1,25 mol de HCl.
b) 0,75 mol de CO_2.
c) $6{,}022 \cdot 10^{21}$ moléculas de CH_4.
d) $3{,}011 \cdot 10^{24}$ moléculas de NH_3.

Consulta los datos necesarios en la tabla periódica.

Solución: a) 45,6 g; b) 33 g; c) 0,16 g; d) 85 g

64 **Averigua la cantidad de sustancia que hay en:**

a) 0,34 g de H_2S.

b) 160 g de CH_4.

c) $6{,}022 \cdot 10^{20}$ moléculas de N_2O_5.

Consulta los datos necesarios en la tabla periódica.

Solución: a) 0,01 mol; b) 10 mol; c) 10^{-3} mol

65 **Calcula la masa molecular relativa del carbonato de calcio, $CaCO_3$, y los porcentajes de carbono, oxígeno y calcio que existen en esta sustancia.**

Solución: 100; 12 %, 48 % y 40 %

66 **¿Cuántas moléculas de H_2 hay en 44,8 L de este gas a 1 atm y 0 °C?**

Solución: $1{,}204\ 4 \cdot 10^{24}$ moléculas

67 **¿Qué volumen ocupan 40 g de trióxido de azufre, SO_3, a 1 atm de presión y 0 °C?**

Solución: 11,2 L

LEE Y COMPRENDE LA CIENCIA

En general, los átomos de los metales tienen capas completas, además de uno o varios electrones extras. El sodio metálico, un metal blando y plateado, tiene un electrón fuera de la capa completa; el magnesio tiene dos; el aluminio tiene tres, y así sucesivamente.

Cuando los átomos metálicos se unen, algunos de estos electrones sobrantes dejan sus casas y vagan con libertad por el metal […]. Cada núcleo crea una isla local de carga positiva y las fuerzas electrostáticas mantienen la estructura completa unida.

Se puede pensar en el enlace metálico como en una estructura en la cual los electrones más al exterior son compartidos por todos los átomos de dicha estructura, contrastando así con el enlace covalente, en el cual solo los átomos vecinos comparten un electrón dado.

Hazen, R. y Trefil, J
Temas científicos. Barcelona, RBA, 1994

a) ¿A qué grupos y períodos de la tabla periódica pertenecen el sodio, el magnesio y el aluminio? ¿Son elementos metálicos o no metálicos?

b) ¿Cuál es el significado de la frase: «Los metales tienen capas completas, además de uno o varios electrones extras»?

c) Según este texto, ¿crees que los electrones «sobrantes» de los átomos metálicos están localizados junto a sus núcleos?

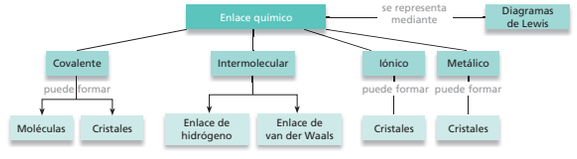
d) ¿Cómo están unidos entre sí los átomos de aluminio? ¿Cómo comprobarías que el aluminio es conductor de la electricidad?

e) ¿Qué diferencias hay entre una red metálica (aluminio) y una covalente (diamante)?

TÉCNICAS DE ESTUDIO

Puedes grabar tu resumen y escucharlo tantas veces como quieras para repasar

- Elabora tu propio resumen a partir de los recuadros de *Ideas claras* que aparecen en la unidad. Añade otros contenidos que valores importantes.
- Copia el mapa que aparece a continuación y añade los elementos necesarios para construir un esquema conceptual de la unidad.



- Crea tu propio vocabulario científico. Para ello, define los términos siguientes: enlace químico, dipolo, enlace intermolecular, composición centesimal, alótropo y otros que consideres interesantes.

Ejercicios, actividades y tareas

1 **¿Qué elementos se encuentran en la naturaleza en forma de átomos aislados? ¿Qué configuración electrónica caracteriza a estos elementos?**

Los gases nobles se encuentran en la naturaleza en forma de átomos aislados. Estos electrones se caracterizan por tener ocho electrones en su capa más externa, es decir, una configuración electrónica $ns^2\ np^6$, excepto el helio que es $1s^2$.

2 **Explica el significado del término enlace químico.**

Un enlace químico es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos en las distintas agrupaciones atómicas.

3 **Copia este dibujo en tu cuaderno e identifica en él las diferentes fuerzas de atracción y repulsión existentes entre los núcleos y los electrones de estos dos átomos de hidrógeno cuando se unen mediante un enlace químico.**

El dibujo es el que aparece en la página 53 del libro del alumno.

4 **Confecciona una tabla que muestre el número de electrones de valencia y el diagrama de Lewis de los siguientes elementos: Li Be B C N O F Ne**

Ver el dibujo que aparece en la página 52 del libro del alumno.

5 **Dibuja los diagramas de Lewis de los elementos alcalinos (grupo 1) y de los halógenos (grupo 17).**

Todos los alcalinos comparten el mismo tipo de diagrama de Lewis que el litio: Li ·

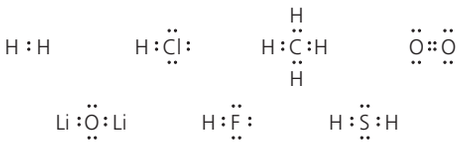
Todos los halógenos comparten el mismo tipo de diagrama de Lewis que el flúor:

El enlace covalente

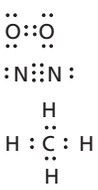
6 **¿En qué consiste un enlace covalente?**

Los átomos que consiguen su estabilidad compartiendo electrones con otros átomos están unidos por un enlace covalente.

7 **Dibuja los diagramas de Lewis de las sustancias siguientes: H_2, HCl, Cl_2, CH_4, O_2, Li_2O, HF, NH_3 y H_2S.**



8 **Interpreta los siguientes diagramas de Lewis:**



El oxígeno tiene 6 electrones en su última capa y comparte dos de ellos con otro átomo de oxígeno, con lo que ambos átomos quedan unidos por un doble enlace covalente.

El nitrógeno tiene 5 electrones en su última capa y comparte tres de ellos con otro átomo de nitrógeno, con lo que ambos átomos quedan unidos por un triple enlace covalente.

El carbono tiene 4 electrones en su última capa y comparte cada uno con un átomo de hidrógeno, con lo que el átomo de carbono queda unido a cuatro átomos de hidrógeno mediante enlaces covalentes sencillos.

9 **Indica si el enlace entre los átomos de las moléculas siguientes es simple, doble o triple: H_2, O_2, F_2, N_2, Cl_2.**

Enlace simple: H_2, F_2 y Cl_2.

Enlace doble: O_2

Enlace triple: N_2

10 **En las moléculas diatómicas, como el H_2, y en los cristales atómicos, como el diamante, los átomos están unidos por enlaces covalentes. Sin embargo, el hidrógeno es un gas y el diamante, un sólido. Trata de explicar este hecho.**

Las moléculas diatómicas de hidrógeno están aisladas unas de otras y por eso su estado físico es gaseoso. El diamante está formado por una red gigantesca de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes, por lo que es un sólido.

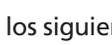
11 **Haz un dibujo que muestre cómo se unen los átomos de carbono en el diamante y en el grafito. Utilízalo para explicar por qué el diamante es tan duro y, en cambio, el grafito es blando y se separa en capas.**

Los dibujos se encuentran en la página 56 del libro del alumno. En el diamante, los átomos de carbono se sitúan en forma de red tridimensional extraordinariamente resistente que se extiende en todas direcciones. El diamante es una de las sustancias más duras que se conocen y permanece en estado sólido incluso a temperaturas muy altas. Como no existen electrones libres, el diamante no conduce la corriente eléctrica.

En el grafito los átomos de carbono se distribuyen en anillos de seis miembros. Cada átomo de carbono está unido mediante enlace covalente a otros tres átomos en su mismo plano y mediante un enlace más débil a un cuarto átomo de carbono en el plano adyacente. Este enlace más débil es el responsable de que el grafito sea conductor de la corriente eléctrica. El grafito es una sustancia negra, brillante y blanda que se presenta en láminas levemente adheridas entre sí y que se deslizan unas sobre otras.

12 **Escribe el diagrama de Lewis del CO_2 y del O_2. (Carbono: $Z = 6$; oxígeno: $Z = 8$).**

CO_2:

O_2: 

13 **Explica por qué el dióxido de carbono es un compuesto covalente molecular. ¿Se trata de una sustancia muy soluble en agua?**

El dióxido de carbono está formado por la unión de dos elementos no metálicos, que comparten sus electrones de valencia. Es escasamente soluble en agua.

14 **El cloro y el oxígeno pueden formar distintos compuestos (OCl_2, O_3Cl_2, O_5Cl_2, O_7Cl_2); sin embargo, ambos elementos tienen tendencia a captar electrones. ¿Cómo crees que se mantienen unidos?**

El cloro y el oxígeno están unidos mediante enlaces covalentes en los distintos compuestos que forman entre sí estos elementos.

15 Indica cuáles de los enunciados siguientes son falsos y redáctalos de manera que sean verdaderos:

a) Los compuestos covalentes moleculares están formados por átomos de elementos metálicos diferentes.

Falso. Los compuestos covalentes moleculares están formados por átomos de elementos no metálicos diferentes.

b) Los compuestos covalentes moleculares son buenos con- ductores del calor y la electricidad.

Falso. Los compuestos covalentes moleculares no son buenos conductores del calor y la electricidad.

c) En la molécula de nitrógeno, los dos átomos están unidos mediante un triple enlace.

Verdadero.

d) Los compuestos covalentes moleculares son sólidos cristalinos.

Falso. Los compuestos covalentes moleculares no son sólidos cristalinos.

e) Los elementos y los compuestos covalentes moleculares son buenos conductores de la corriente eléctrica.

Falso. Los elementos y los compuestos covalentes moleculares no son buenos conductores de la electricidad.

f) La molécula de HCl es mucho más estable que los dos átomos que la integran por separado.

Verdadero.

16 El oxígeno y el carbono forman distintos compuestos.

a) ¿Cómo será el enlace en los compuestos formados por el oxígeno y el carbono?

El enlace que une al carbono y al oxígeno en diferentes compuestos es covalente.

b) ¿Conoces alguno de estos compuestos?

Respuesta libre. Monóxido de carbono, CO y dióxido de carbono, CO_2.

c) ¿Qué propiedades crees que tienen?

Son sustancias gaseosas y no conducen la corriente eléctrica.

17 ¿Podemos describir el SiO_2 como un compuesto covalente molecular? ¿Por qué?

El SiO_2 no es un compuesto covalente molecular sino un compuesto covalente reticular. Se trata de un estructura cristalina formada por átomos de silicio y de oxígeno unidos por enlaces covalentes.

18 El silano, SiH_4, presenta las siguientes propiedades:

- Aspecto: gas incoloro.
- Punto de fusión: −185 °C.
- Punto de ebullición: −111 °C.
- No conduce la corriente eléctrica.
- No es soluble en agua.

a) ¿Qué tipo de enlace es previsible que exista en este compuesto?

b) ¿Estará formado por moléculas o por cristales?

Según las propiedades expuestas, el tipo de enlace previsto en el silano es covalente y estará formado por moléculas.

19 Consulta la tabla de la página 57 sobre las propiedades de los compuestos covalentes moleculares.

a) ¿Qué propiedades tienen en común las cinco sustancias de la tabla?

Ninguna de las cinco sustancias conduce la corriente eléctrica.

b) ¿Qué propiedad comparten solo el CCl_4, el CH_4, el C_6H_6 y el $C_{10}H_8$?

Además de la propiedad anterior, tienen en común que no se disuelven en agua.

20 Responde verdadero o falso y razona tu respuesta:

a) Los cristales moleculares covalentes son solubles en agua.

Falso. Los cristales moleculares covalentes no son solubles en agua.

b) Los elementos covalentes son buenos conductores de la electricidad.

Falso. Los elementos covalentes no son buenos conductores de la electricidad.

c) El diamante tiene elevados puntos de fusión y ebullición, al igual que los demás elementos covalentes.

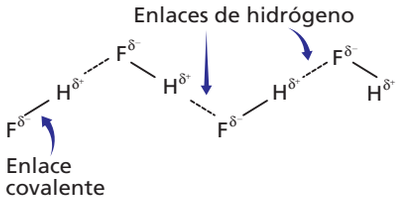
Falso. El diamante sí tiene elevados puntos de fusión y ebullición, pero no al igual que los demás elementos covalentes.

d) Los elementos covalentes son insolubles o poco solubles en agua.

Verdadero.

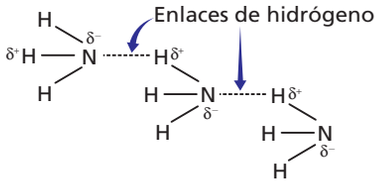
Fuerzas o enlaces intermoleculares

21 Dibuja la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de fluoruro de hidrógeno. Justifica los valores anormalmente elevados de los puntos de fusión y ebullición de esta sustancia, comparados con los de los hidruros de los otros elementos del grupo 17.



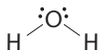
En el fluoruro de hidrógeno, los enlaces de hidrógeno son tan fuertes que, a temperatura ambiente, se encuentra como $(HF)_n$ formando un polímero. Los puntos de fusión y ebullición del fluoruro de hidrógeno son anormalmente elevados respecto a los de los otros hidruros de los elementos químicos del grupo 17.

22 Dibuja la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de amoniaco, NH_3. Justifica por qué esta sustancia tiene puntos de fusión y ebullición superiores a los de los hidruros de los otros elementos del grupo 15.



Observa cómo se establece un enlace de hidrógeno entre el nitrógeno, con carga parcial negativa, de una molécula y el hidrógeno, con carga parcial positiva, de otra molécula vecina. Este enlace permite explicar que los puntos de fusión y ebullición del NH_3 son mucho más elevados que los otros hidruros de los elementos del grupo 15.

23 **Escribe el diagrama de Lewis del agua, H_2O, y justifica la formación de los enlaces covalentes entre el hidrógeno y el oxígeno en esta molécula.**



La fórmula del agua es H_2O. Un átomo de oxígeno tiene seis electrones en su última capa, $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Le faltan, así, dos para completarla, por lo que se une con dos átomos de hidrógeno, cada uno de los cuales posee un electrón. El resultado es la formación de una molécula de agua, en la que existen dos enlaces covalentes oxígeno-hidrógeno.

24 **Describe cómo se encuentran las moléculas de agua en estado sólido, líquido y gaseoso.**

En estado líquido, algunas moléculas están unidas entre sí y forman agrupaciones. Los «huecos» son ocupados por moléculas sueltas. En estado sólido, las moléculas están fuertemente unidas entre sí y adoptan las formas hexagonales características de los cristales de hielo. En este caso, los huecos no están ocupados por moléculas sueltas, de manera que el hielo ocupa más volumen con una masa menor que el agua líquida. Las moléculas de agua solo están sueltas en estado gaseoso.

25 **Indica cuáles de los siguientes enunciados son falsos y redáctalos de forma que sean verdaderos:**

a) **La densidad de agua es máxima entre 0 y 4 °C.**

Verdadero.

b) **El agua está formada por hidrógeno y oxígeno en la proporción 1:1.**

Falso. El agua está formada por hidrógeno y oxígeno en la proporción dos partes de hidrógeno por una de oxígeno;

c) **Las moléculas de agua solo se encuentran sueltas en estado líquido.**

Falso. Las moléculas de agua solo se encuentran sueltas en estado gaseoso.

d) **Las moléculas de agua pueden formar enlaces de tipo electrostático con sus moléculas vecinas.**

Verdadero.

e) **El agua es una molécula polar.**

Verdadero.

Los compuestos iónicos

26 **Justifica la formación de los iones cloro y sodio.**

El átomo de sodio tiene un único electrón en su capa exterior, $3s^1$ y, si lo pierde, completará su última capa. El resultado es un ion sodio. El ion sodio tiene 11 protones, pero solo 10 electrones; de ahí que posea una carga neta de +1. El átomo de cloro tiene 7 electrones en su capa exterior, $3s^2\ 3p^5$. Puede completar dicha capa aceptando un electrón y convirtiéndose así en un ion cloro. El ion cloro tiene 17 protones y 18 electrones; es decir, es un ion negativo ya que tiene una carga neta de −1.

27 **Explica, mediante diagramas de Lewis:**

a) **La formación del catión sodio.**

b) **La formación del anión cloruro.**

c) **La formación del enlace iónico entre ambos iones.**

28 **Observa la imagen microscópica de un cristal de cloruro de sodio. A continuación, explica la formación del mismo.**

El catión sodio y el anión cloro se atraen mediante fuerzas de atracción electrostática.

Esta atracción no se limita a un solo ion, sino que cada uno se rodea del máximo número posible de iones de carga opuesta, formando una red cristalina iónica.

29 **Clasifica estas sustancias de acuerdo con el tipo de enlace que presentan: H_2O, CH_4, HBr, KBr, NaI, MgS.**

Sustancias con enlaces covalentes: agua, metano y bromuro de hidrógeno.

Sustancias con enlaces iónicos: bromuro de potasio, yoduro de sodio y sulfuro de magnesio.

30 **¿Qué diferencias encuentras entre un cristal iónico y un cristal covalente reticular?**

Respuesta libre. Un cristal covalente reticular no es frágil y quebradizo y un cristal iónico sí. Un cristal covalente reticular no es soluble en agua y un cristal iónico sí lo es. Un cristal iónico conduce la corriente eléctrica cuando está disuelto o fundido y un cristal covalente reticular no conduce.

31 **La siguiente tabla proporciona información acerca de las propiedades de ciertas sustancias:**

SUSTANCIA	T_f(°C)	CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA		SOLUBLE EN AGUA
		SÓLIDO	LÍQUIDO	
A	112	No	No	No
B	680	No	Sí	Sí
C	1610	No	No	No
D	660	No	Sí	Sí

a) **¿Cuáles son compuestos iónicos?**

B y D.

b) ¿Cuál es un compuesto covalente molecular?

La sustancia A.

c) ¿Cuál de ellas tiene un alto punto de fusión comparado con el resto? ¿Por qué no puede ser un compuesto iónico?

La sustancia C tiene un elevado punto de fusión comparado con el resto. No se trata de un compuesto iónico, porque no es soluble en agua; se trata de un compuesto covalente reticular.

32 ¿Por qué se dice que la molécula de agua es polar o un dipolo? ¿De qué manera contribuye esta característica del agua a la disolución de los compuestos iónicos?

La molécula de agua es un dipolo porque los pares de electrones que comparten el oxígeno y los hidrógenos no están situados simétricamente, sino que son atraídos con más fuerza por el núcleo de oxígeno que por el de hidrógeno. Esta característica contribuye a la disolución de los compuestos iónicos ya que las moléculas de agua envuelven los iones y consiguen arrancarlos de la red cristalina. Los dipolos de agua se orientan de modo distinto según envuelvan un anión o un catión.

33 En un laboratorio químico se han obtenido tres nuevas sustancias (pueden ser compuestos o elementos en variedades no habituales). Los científicos que las han aislado nos dan la siguiente información sobre ellas:

SUSTANCIA A	SUSTANCIA B	SUSTANCIA C	SUSTANCIA D
Sólida, formada por la unión de atomos de un mism o elemento.	Sólida, formada por la unión de dos elementos difeentes.	Sólida, formada por la unión de dos elementos diferentes.	Sólida, formada por la unión de dos elementos diferentes.
Bajos puntos de fusión y ebullición.	Elevado puntos de fusión y ebllición.	Bajos puntos de fusión y ebullición.	Elevado puntos de fusión y ebllición.
Se disuelve en tetracloruro de carbono.	No es soluble en agua.	No es soluble en agua.	No es soluble en agua.
No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.	No conduce la corriente eléctrica.

¿Qué hipótesis realizarías acerca de qué tipo de enlace es el que mantiene unidos a los átomos en estas sustancias?

Las propiedades de la sustancia A responden a las características de un elemento que forma cristales covalentes moleculares.

Las propiedades de la sustancia B responden a las características de un compuesto covalente reticular.

Las propiedades de la sustancia C responden a las características de un compuesto covalente molecular.

Las propiedades de la sustancia D responden a las características de un compuesto iónico.

34 En la situación de la actividad anterior, los científicos del laboratorio te permiten realizar solo una prueba más para ampliar la información acerca de estas sustancias. Las pruebas pueden ser las siguientes:

1. Conductividad de la corriente eléctrica en estado disuelto o fundido
2. Dureza
3. Solubilidad en tetracloruro de carbono
4. Fragilidad

¿Qué pruebas solicitarías para confirmar las hipótesis planteadas en la actividad anterior? (Puedes solicitar la misma prueba para más de una sustancia.)

Deberíamos solicitar las pruebas siguientes:

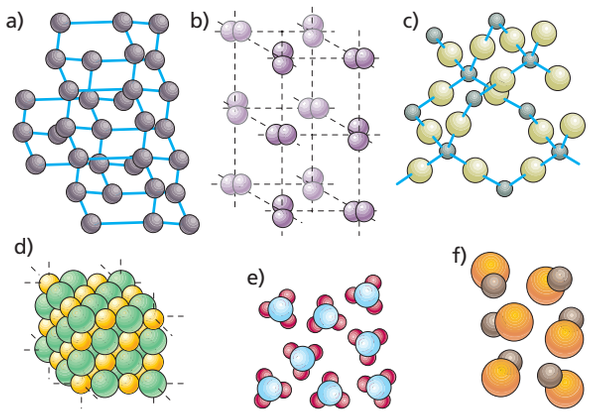
Sustancia A: fragilidad, para comprobar que se trata de un cristal covalente mole cular.

Sustancia B: dureza, para comprobar si se trata de un compuesto covalente reticular.

Sustancia C: solubilidad en tetracloruro de carbono, para comprobar si se trata de un compuesto covalente molecular.

Sustancia D: conductividad de la corriente eléctrica en estado sólido o fundido, para comprobar si se trata de un compuesto iónico.

35 Siguiendo con el caso anterior, los científicos te piden que asignes una estructura a cada una de las sustancias. ¿Cuál de las siguientes asignarías a cada una de las sustancias?



Sustancia A: estructura B; sustancia B: estructura C; sustancia C: estructura E; sustancia D: estructura D.

Transición entre el enlace covalente y el iónico

36 Los átomos de estas sustancias están unidos por enlaces covalentes: Cl_2, H_2, HCl, H_2O, O_2. ¿Cuáles de estos enlaces covalentes crees que pueden ser parcialmente iónicos?

Pueden ser parcialmente iónicos los enlaces de HCl y H_2O.

37 El porcentaje de enlace covalente en los haluros de plata es el siguiente:

HALURO DE PLATA	FLUORURO DE PLATA	CLORURO DE PLATA	BROMURO DE PLATA	YODURO DE PLATA
% enlace covalente	10	24	26	46

Excepto el fluoruro, los demás haluros son insolubles en agua. ¿Crees que esto está relacionado con que los enlaces iónicos de estos haluros sean parcialmente covalentes?

Sí que está relacionado. A mayor porcentaje de enlace covalente menor solubilidad del haluro de plata en agua.

El enlace metálico

38 **Relaciona cada una de las propiedades de los elementos metálicos con su correspondiente justificación según la teoría de electrones libres.**

▮ Los metales son dúctiles y maleables

Como en el cristal los átomos están unidos de modo muy compacto, lo metales son bastante duros, es decir, no son fácilmente rayados pero sí pueden ser estirados en forma de alambres y de láminas, ya que es posible mover una capa sobre otra.

▮ Son buenos conductores eléctricos

El hecho de que los electrones que participan en el enlace metálico estén libres y deslocalizados permite que se muevan con gran facilidad y sean excelentes conductores eléctricos.

▮ Son buenos conductores térmicos

En un cristal metálico, los núcleos de los átomos están muy próximos entre sí. De este modo al transferir energía térmica a una parte del metal, los núcleos vibran con mayor energía cinética y la transfieren a los núcleos vecinos al chocar contra ellos. Esta transferencia de energía se extiende rápidamente por todo la red cristalina.

▮ Presentan brillo metálico

Reflejan toda la luz que incide sobre su superficie libre.

▮ Poseen elevados puntos de fusión y ebullición

Hace falta gran cantidad de energía para separar los átomos que forman la red cristalina compacta. No obstante, los puntos de fusión varían en un intervalo muy amplio de temperaturas, desde el mercurio que es líquido a temperatura ambiente al wolframio cuyo punto de fusión es 3 380 °C.

39 **¿Qué tipo de enlace mantiene unidos a los átomos de los siguientes elementos: helio, oxígeno, carbono (diamante), cloro, sodio y yodo?**

Helio: átomos aislados; oxígeno: molécula covalente diatómica; carbono (diamante): cristal covalente atómico; cloro: molécula covalente diatómica; sodio: enlace metálico; yodo: cristal covalente molecular.

Cantidad de sustancia: masa molar y volumen molar

40 **Halla la masa molecular relativa del dióxido de carbono. ¿Cuál es el porcentaje de oxígeno y carbono en esta sustancia?**

La masa molecular relativa del dióxido de carbono es 44. El porcentaje de oxígeno es 32/44 = 72,7% y el porcentaje de carbono 27,3 %.

41 **Halla la masa molecular relativa de las siguientes sustancias:**

a) Oxígeno, O_2.

Masa molecular relativa del O_2, 32.

b) Hidróxido de sodio, NaOH.

Masa molecular relativa del NaOH, 40.

c) Dióxido de azufre, SO_2.

Masa molecular relativa del SO_2, 64.

d) Ácido sulfúrico, H_2SO_4.

Masa molecular relativa del H_2SO_4, 98.

42 **Indica cuál de las cuatro sustancias del ejercicio anterior tiene menor porcentaje de oxígeno.**

El NaOH es la sustancia con menor porcentaje de oxígeno, 16/40 = 40 %. El SO_2 tiene un 32/64 = 50 % y el H_2SO_4, 64/98 = 65 %.

43 **Calcula la masa molar del óxido de litio, Li_2O. ¿Qué cantidad de sustancia hay en 180 g de la misma?**

La masa molar del Li_2O es 30 g/mol. La cantidad de sustancia que hay en 180 g de Li_2O es 6 mol.

44 **Calcula la cantidad de agua, H_2O, en mol, que hay en 36 g de esta sustancia. ¿Cuántas moléculas contiene? ¿Cuántos átomos de hidrógeno y de oxígeno?**

En 36 g de H_2O hay 2 mol, que equivalen a $1{,}2044 \cdot 10^{24}$ moléculas de agua; es decir, 1,2044 · 1024 átomos de oxígeno y $2{,}4088 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno.

45 **¿Cuál es la masa molar del yodo, I_2?**

La masa molar del I_2 es 2 · 127 = 254 g/mol.

46 **¿Cuál es la masa molar del cloruro de sodio, NaCl?**

La masa molar del NaCl es 58,5 g/mol.

47 **Un vaso contiene 127 g de I_2:**

a) ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en dicha masa?

b) ¿Cuántas moléculas?

c) ¿Cuántos átomos?

En 127 g de I_2 hay: a) 0,5 mol; b) $3{,}011 \cdot 10^{23}$ moléculas de I_2; c) $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de yodo.

48 **¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en $6{,}022 \cdot 10^{24}$ moléculas de I_2?**

En $6{,}022 \cdot 10^{24}$ moléculas de I_2 hay 10 mol de I_2.

49 **¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en 197 g de Au?**

En 197 g de oro hay un mol de oro.

50 **¿Cuántos átomos hay en 80 g de calcio, Ca?**

En 80 g de calcio, Ca, hay 2 mol de calcio y $1{,}204 \cdot 10^{24}$ átomos de calcio.

51 **En un frasco herméticamente cerrado hay 32 g de dióxido de azufre, SO_2:**

a) ¿Cuál es la masa molar del dióxido de azufre?

La masa molar del SO_2 es 64 g/mol.

b) ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en los 32 g de SO_2?

En 32 g de SO_2 hay 0,5 mol.

c) ¿Cuántas moléculas hay?

Hay $3{,}011 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2.

d) ¿Cuántos átomos de oxígeno y de azufre?

$6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno y $3{,}011 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre.

52 **Un frasco contiene 117 g de cloruro de sodio. Calcula la cantidad de cloruro de sodio, en mol, que hay en el frasco.**

En el frasco hay 117 g / 58,5 g/mol = 2 mol de NaCl.

53 ¿Cuántas moléculas hay en 250 g de cloruro de hidrógeno, HCl?

En 250 g de HCl hay 250 g/ 36,5 g/mol = 6,85 mol de HCl

Esta cantidad equivale a $4{,}125 \cdot 10^{24}$ moléculas.

54 ¿Cuántas moléculas hay en 14 g de nitrógeno, N_2?

En 14 g de N_2 hay 1 mol de N_2 y, por tanto, $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de nitrógeno.

55 Dispones de 4,4 g de CO_2.

a) ¿Qué cantidad, en mol, hay en esta muestra?

En 4,4 g de CO_2 hay 4,4 g/44 g/mol = 0,1 mol.

b) ¿Cuántas moléculas contiene?

Hay $6{,}022 \cdot 10^{22}$ moléculas de dióxido de carbono.

56 Dispones de 64 g de O_2.

a) ¿Qué cantidad de O_2, en mol, hay en esta muestra?

En 64 g de O_2 hay 64 g/ 32 g/mol = 2 mol de O_2.

b) ¿Cuántos átomos contiene?

2 mol = $1{,}2044 \cdot 10^{24}$ moléculas de oxígeno, es decir, $2{,}4088 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno.

57 ¿Qué cantidad en mol hay en 160 g de trióxido de azufre, SO_3? Calcula la masa de 2,5 mol de la misma.

En 160 g de trióxido de azufre hay 160 g / 80 g/mol = 2 mol.

La masa de 2,5 mol es 2,5 · 80 g/mol = 200 g.

58 ¿Cuántos átomos hay en 1 g de plata? ¿Cuál es la masa de un átomo de plata? ¿Y la de $6{,}022 \cdot 10^{24}$ átomos?

En 1 g de plata hay 1 g/107, 87 g/mol = 0,009 27 mol, que equivale a $5{,}58 \cdot 10^{21}$ átomos de plata.

La masa de un átomo de plata es $1 / 5{,}58 \cdot 10^{21}$ átomos/g = $1{,}791 \cdot 10^{-22}$ g.

La masa de $6{,}022 \cdot 10^{24}$ átomos de plata (10 mol) es 1 078,7 g.

59 Calcula la masa de:

a) 0,5 mol de átomos de bromo.

La masa de 0,5 mol de átomos de bromo es 0,5 mol · 80 g/mol = 40 g.

b) 0,5 mol de moléculas de bromo.

La masa de 0,5 mol de moléculas de bromo es 0,5 mol · 160 g/mol = 80 g.

c) 1 mol de átomos de hidrógeno.

La masa de 1 mol de átomos de hidrógeno es 1 g. La masa de 1 mol de moléculas de hidrógeno H_2 sería 2 g.

60 En una muestra de 2,8 g de nitrógeno gaseoso, N_2, calcula:

a) La cantidad de sustancia, en mol.

En 2,8 g de N_2 hay 2,8 g/ 28 g/mol = 0,1 mol.

b) El número de moléculas.

0,1 mol · $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol = $6{,}022 \cdot 10^{22}$.

c) El número de átomos.

$6{,}022 \cdot 10^{22}$ moléculas de N_2 = $1{,}204 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno.

61 ¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor número de moléculas? a) 18 g de agua, H_2O. b) 18 g de oxígeno, O_2. c) 18 g de hidrógeno, H_2.

18 g de agua equivale a 1 mol de moléculas; 18 g de oxígeno O_2 equivale a 18 g / 32 g/mol = 0,5625 mol. Contiene mayor número de moléculas 18 g de H_2 (9 mol).

62 Calcula el número de moléculas que hay en:

a) 0,5 mol de H_2S.

$0{,}5 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 3{,}011 \cdot 10^{23}$ moléculas.

b) 2,25 mol de N_2.

$2{,}25 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 1{,}355 \cdot 10^{24}$ moléculas.

c) 18 g de agua.

En 18 g de agua hay 18 g / 18 g/mol = 1 mol = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

63 Calcula la masa de:

a) 1,25 mol de HCl.

b) 0,75 mol de CO_2.

c) $6{,}022 \cdot 10^{21}$ moléculas de CH_4.

d) $3{,}011 \cdot 10^{24}$ moléculas de NH_3.

Consulta los datos necesarios en la tabla periódica.

a) La masa de 1,25 mol de HCl es 1,25 mol · 36,5 g/mol = 45,6 g.

b) La masa de 0,75 mol de CO_2 es 0,75 mol · 44 g/mol = 33 g.

c) La masa de 0,01 mol de CH_4 es 0,01 mol · 16 g/mol = 0,16 g.

d) La masa de 5 mol de NH_3 es 5 · 17 g/mol = 85 g.

64 Averigua la cantidad de sustancia que hay en:

a) 0,34 g de H_2S.

b) 160 g de CH_4.

c) $6{,}022 \cdot 10^{20}$ moléculas de N_2O_3.

Consulta los datos necesarios en la tabla periódica.

a) 0,34 g / 34 g/mol = 0,01 mol.

b) 160 g / 16 g/mol = 10 mol.

c) $6{,}022 \cdot 10^{20}$ moléculas = 0,001 mol.

65 Calcula la masa molecular relativa del carbonato de calcio, $CaCO_3$, y los porcentajes de carbono, oxígeno y calcio que existen en esta sustancia.

La masa molecular relativa del carbonato de calcio es 40 + 12 + 48 = 100. Los porcentajes de sus elementos son: 12% de carbono, 48% de oxígeno y 40% de calcio.

66 ¿Cuántas moléculas de H_2 hay en 44,8 L de este gas a 1 atm y 0 °C?

En 44,8 L de H_2 hay 44,8 L / 22,4 L/mol = 2 mol y, por tanto, $1{,}204 \cdot 10^{24}$ moléculas de hidrógeno.

67 ¿Qué volumen ocupan 40 g de trióxido de azufre, SO_3, a 1 atm de presión y 0 °C?

40 g de SO_3 son 40 g / 80 g/mol = 0,5 mol, que ocupan 0,5 · 22,4 L = 11,2 L.

LEE Y COMPRENDE LA CIENCIA

En general, los átomos de los metales tienen capas completas, además de uno o varios electrones extras. El sodio metálico, un metal blando y plateado, tiene un electrón fuera de la capa completa; el magnesio tiene dos; el aluminio tiene tres, y así sucesivamente. Cuando los átomos metálicos se unen, algunos de estos electrones sobrantes dejan sus casas y vagan con libertad por el metal [ ]. Cada núcleo crea una isla local de carga positiva y las fuerzas electrostáticas mantienen la estructura completa unida. Se puede pensar en el enlace metálico como en una estructura en la cual los electrones más al exterior son compartidos por todos los átomos de dicha estructura, contrastando así con el enlace covalente, en el cual solo los átomos vecinos comparten un electrón dado.

Hazen, R. y Trefil, J. *Temas científicos*. Barcelona, RBA, 1994

a) ¿A qué grupos y períodos de la tabla periódica pertenecen el sodio, el magnesio y el aluminio? ¿Son elementos metálicos o no metálicos?

El sodio pertenece al grupo 1, el magnesio al grupo 2 y el aluminio al grupo 13. Los tres son elementos metálicos.

b) ¿Cuál es el significado de la frase: «Los metales tienen capas completas, además de uno o varios electrones extras»?

Los metales tienen muy pocos electrones en su última capa.

c) Según este texto, ¿crees que los electrones «sobrantes» de los átomos metálicos están localizados junto a sus núcleos?

Los electrones «sobrantes» de los átomos metálicos no están localizados junto a sus núcleos sino que vagan con libertad por todo el metal.

d) ¿Cómo están unidos entre sí los átomos de aluminio? ¿Cómo comprobarías que el aluminio es conductor de la electricidad?

Los átomos de aluminio están unidos mediante enlace metálico de manera que todos los electrones libres son compartidos por todos los átomos. Se puede comprobar montando un circuito sencillo con una bombilla en el que haya un trozo de aluminio sólido y observar si la bombilla luce cuando se cierra el circuito.

e) ¿Qué diferencias hay entre una red metálica (aluminio) y una covalente (diamante)?

En una red covalente, como la del diamante, los electrones son compartidos solo por los átomos vecinos. En una red metálica, como la del aluminio, los electrones son compartidos por todos los átomos de la red.

MAPA CONCEPTUAL

El profesor puede mostrar en clase el mapa conceptual como guía de la unidad, ir señalando lo que en clase se va trantando según la marcha de las sesiones, o ir construyéndolo según las indicaciones dedas en el apartado *Técnicas de estudio*.

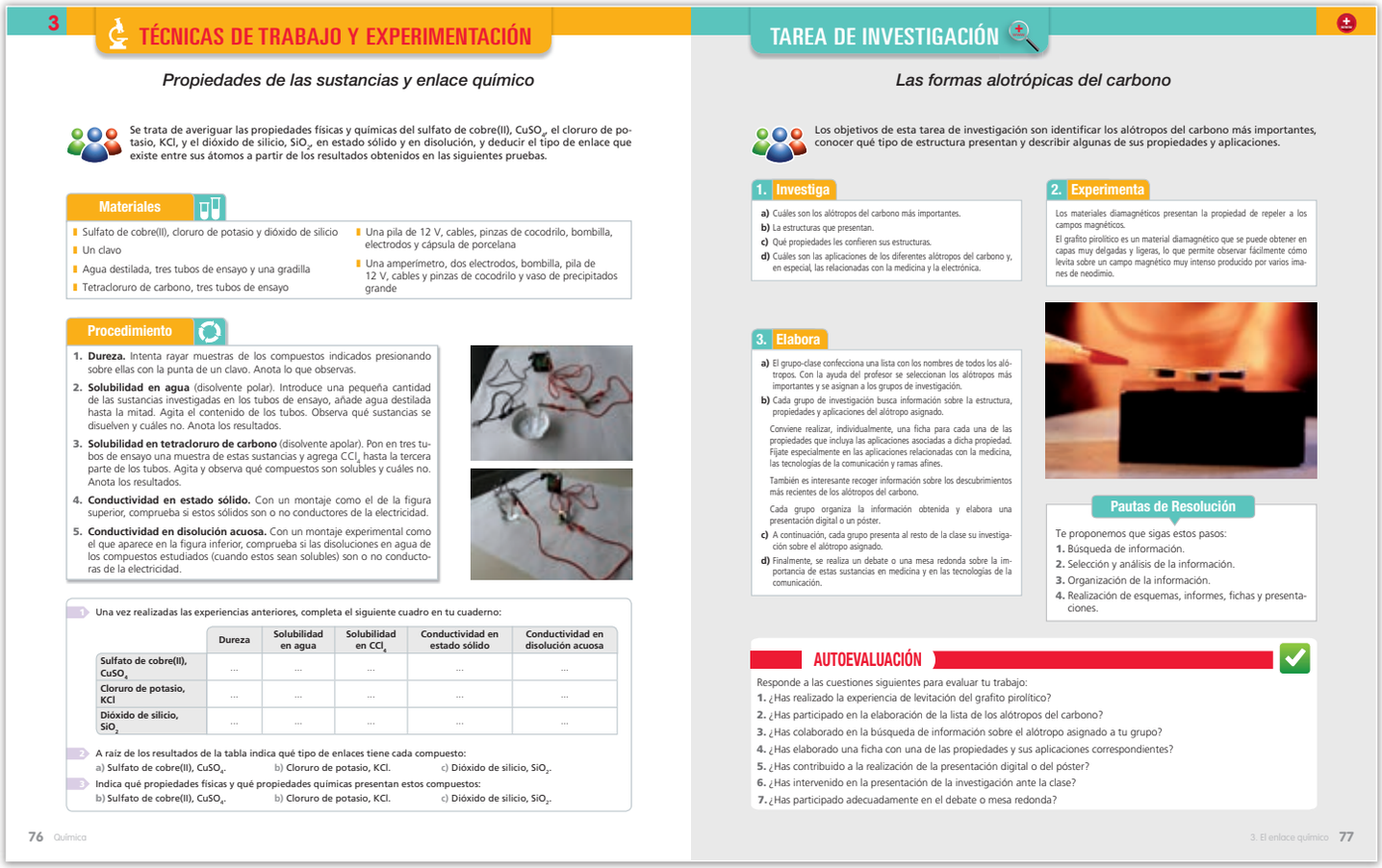
PRESENTACIÓN

Del mismo modo, puede resultar interesante emplear la presentación a modo de recorrido inicial. También puede emplearse al comienzo de cada epígrafe o al final de la unidad, como repaso de los contenidos.

PRUEBAS DE EVALUACIÓN

Prueba de evaluación A

Prueba de evaluación B



3 TÉCNICAS DE TRABAJO Y EXPERIMENTACIÓN

Propiedades de las sustancias y enlace químico

Se trata de averiguar las propiedades físicas y químicas del sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, el cloruro de potasio, KCl, y el dióxido de silicio, SiO_2, en estado sólido y en disolución, y deducir el tipo de enlace que existe entre sus átomos a partir de los resultados obtenidos en las siguientes pruebas.

Materiales

- Sulfato de cobre(II), cloruro de potasio y dióxido de silicio
- Un clavo
- Agua destilada, tres tubos de ensayo y una gradilla
- Tetracloruro de carbono, tres tubos de ensayo
- Una pila de 12 V, cables, pinzas de cocodrilo, bombilla, electrodos y cápsula de porcelana
- Una amperímetro, dos electrodos, bombilla, pila de 12 V, cables y pinzas de cocodrilo y vaso de precipitados grande

Procedimiento

1. **Dureza.** Intenta rayar muestras de los compuestos indicados presionando sobre ellas con la punta de un clavo. Anota lo que observas.
2. **Solubilidad en agua** (disolvente polar). Introduce una pequeña cantidad de las sustancias investigadas en los tubos de ensayo, añade agua destilada hasta la mitad. Agita el contenido de los tubos. Observa qué sustancias se disuelven y cuáles no. Anota los resultados.
3. **Solubilidad en tetracloruro de carbono** (disolvente apolar). Pon en tres tubos de ensayo una muestra de estas sustancias y agrega CCl_4 hasta la tercera parte de los tubos. Agita y observa qué compuestos son solubles y cuáles no. Anota los resultados.
4. **Conductividad en estado sólido.** Con un montaje como el de la figura superior, comprueba si estos sólidos son o no conductores de la electricidad.
5. **Conductividad en disolución acuosa.** Con un montaje experimental como el que aparece en la figura inferior, comprueba si las disoluciones en agua de los compuestos estudiados (cuando estos sean solubles) son o no conductoras de la electricidad.

1 Una vez realizadas las experiencias anteriores, completa el siguiente cuadro en tu cuaderno:

	Dureza	Solubilidad en agua	Solubilidad en CCl_4	Conductividad en estado sólido	Conductividad en disolución acuosa
Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$	...	...	...	...	...
Cloruro de potasio, KCl	...	...	...	...	...
Dióxido de silicio, SiO_2	...	...	...	...	...

2 A raíz de los resultados de la tabla indica qué tipo de enlaces tiene cada compuesto:
a) Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$. b) Cloruro de potasio, KCl. c) Dióxido de silicio, SiO_2.

3 Indica qué propiedades físicas y qué propiedades químicas presentan estos compuestos:
b) Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$. b) Cloruro de potasio, KCl. c) Dióxido de silicio, SiO_2.

76 Química

TAREA DE INVESTIGACIÓN

Las formas alotrópicas del carbono

Los objetivos de esta tarea de investigación son identificar los alótropos del carbono más importantes, conocer qué tipo de estructura presentan y describir algunas de sus propiedades y aplicaciones.

1. Investiga

a) Cuáles son los alótropos del carbono más importantes.
b) La estructuras que presentan.
c) Qué propiedades les confieren sus estructuras.
d) Cuáles son las aplicaciones de los diferentes alótropos del carbono y, en especial, las relacionadas con la medicina y la electrónica.

2. Experimenta

Los materiales diamagnéticos presentan la propiedad de repeler a los campos magnéticos.

El grafito pirolítico es un material diamagnético que se puede obtener en capas muy delgadas y ligeras, lo que permite observar fácilmente cómo levita sobre un campo magnético muy intenso producido por varios imanes de neodimio.

3. Elabora

a) El grupo-clase confecciona una lista con los nombres de todos los alótropos. Con la ayuda del profesor se seleccionan los alótropos más importantes y se asignan a los grupos de investigación.
b) Cada grupo de investigación busca información sobre la estructura, propiedades y aplicaciones del alótropo asignado.

Conviene realizar, individualmente, una ficha para cada una de las propiedades que incluya las aplicaciones asociadas a dicha propiedad. Fíjate especialmente en las aplicaciones relacionadas con la medicina, las tecnologías de la comunicación y ramas afines.

También es interesante recoger información sobre los descubrimientos más recientes de los alótropos del carbono.

Cada grupo organiza la información obtenida y elabora una presentación digital o un póster.
c) A continuación, cada grupo presenta al resto de la clase su investigación sobre el alótropo asignado.
d) Finalmente, se realiza un debate o una mesa redonda sobre la importancia de estas sustancias en medicina y en las tecnologías de la comunicación.

Pautas de Resolución

Te proponemos que sigas estos pasos:
1. Búsqueda de información.
2. Selección y análisis de la información.
3. Organización de la información.
4. Realización de esquemas, informes, fichas y presentaciones.

AUTOEVALUACIÓN

Responde a las cuestiones siguientes para evaluar tu trabajo:
1. ¿Has realizado la experiencia de levitación del grafito pirolítico?
2. ¿Has participado en la elaboración de la lista de los alótropos del carbono?
3. ¿Has colaborado en la búsqueda de información sobre el alótropo asignado a tu grupo?
4. ¿Has elaborado una ficha con una de las propiedades y sus aplicaciones correspondientes?
5. ¿Has contribuido a la realización de la presentación digital o del póster?
6. ¿Has intervenido en la presentación de la investigación ante la clase?
7. ¿Has participado adecuadamente en el debate o mesa redonda?

3. El enlace químico 77

Las sustancias que aparecen en esta experiencia pueden sustituirse por otras semejantes y, si se considera interesante, se puede incluir un metal para comparar sus propiedades con las de los cristales iónicos y los cristales covalentes reticulares.

Solución de las cuestiones

1. Una vez realizadas las experiencias anteriores, completa el siguiente cuadro en tu cuaderno:

	DUREZA	SOLUBILIDAD EN AGUA	SOLUBILIDAD EN CCl_4	CONDUCTIVIDAD EN ESTADO SÓLIDO	CONDUCTIVIDAD EN DISOLUCIÓN ACUOSA
Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$	...	...	...	...	...
Cloruro de potasio, KCl	...	...	...	...	...
Dióxido de silicio, SiO_2	...	...	...	...	...

Respuesta libre.

2. A raíz de los resultados de la tabla indica qué tipo de enlaces tiene cada compuesto:

a) Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$.

En el sulfato de cobre(II) se forma un enlace iónico entre el ion Cu^{2+} y el anión SO_4^{2-}.

b) Cloruro de potasio, KCl.

El cloruro de potasio está formado por un enlace iónico entre el catión K^+ y el anión Cl^-.

c) Dióxido de silicio, SiO_2.

El dióxido de silicio está formado por enlaces covalentes.

3. Indica qué propiedades físicas y qué propiedades químicas presentan estos compuestos:

a) Sulfato de cobre(II), $CuSO_4$.

El sulfato de cobre(II) es soluble en agua (disolvente polar). En estado sólido no conduce la corriente eléctrica, pero sí lo hace cuando está en disolución.

b) Cloruro de potasio, KCl.

El cloruro de potasio es soluble en agua. En estado sólido no conduce la corriente eléctrica, pero sí lo hace en disolución acuosa.

c) Dióxido de silicio, SiO_2.

El dióxido de silicio es muy duro, no es soluble en agua ni en tetracloruro de carbono. No conduce la corriente eléctrica.

Prácticas de laboratorio:
OBTENCIÓN DEL CLORURO DE HIDRÓGENO
OBTENCIÓN DEL ÓXIDO DE COBRE (I)

Las formas alotrópicas del carbono

Los objetivos de esta tarea de Investigación son:

- Identificar los alótropos del carbono más importantes.
- Conocer las estructuras de estos alótropos.
- Describir algunas de sus propiedades y sus aplicaciones.

Los criterios de evaluación asociados a esta tarea son:

- Establecer las razones de la singularidad del carbono.
- Elaborar y defender un proyecto de investigación aplicando las TIC.

Los estándares de aprendizaje evaluables vinculados a estos criterios son:

- Analiza las diferentes formas alotrópicas del carbono, relacionando la estructura con las propiedades.
- Elabora y defiende un proyecto de investigación sobre un tema de interés científico utilizando las TIC.

Se recomienda iniciar esta tarea de Investigación al mismo tiempo que el epígrafe 2.2 "Elementos en forma de cristales atómicos covalentes", ya que en él se trata dos de las formas alotrópicas más conocidas: el diamante y el grafito. De entre la lista de alótropos que los alumnos elaboren hay que seleccionar, como mínimo, fullerenos, grafeno, carbono amorfo y nanotubos. Se debe insistir en que en la ficha de cada alótropo aparezcan su estructura, propiedades y aplicaciones. Los grupos de investigación deben estar formados por cinco alumnos como máximo. En esta tarea se ha equilibrado el grado de participación individual y grupal. Con una selección adecuada de los miembros de los grupos se puede llevar a cabo una tarea con aprendizaje colaborativo.

Estos videos contienen información muy clara y concisa sobre el tema de esta tarea de investigación:

- Los alótropos del carbono.

  http://inicia.oupe.es/fq4e0302
- Grafeno: el material del futuro

  http://inicia.oupe.es/fq4e0303
- Nanotubos de carbono

  http://inicia.oupe.es/fq4e0304

  http://inicia.oupe.es/fq4e0305

El *Experimenta* no es una experiencia casera ya que es necesario adquirir grafito pirolítico y varios imanes de neodimio. Por esto es recomendable que se realice en el laboratorio aunque la pueden llevar a cabo todos los grupos de alumnos por turnos. En este breve vídeo se puede observar cómo levitan unas minas de grafito sobre imanes de neodimio: http://inicia.oupe.es/fq4e0306

El apartado *Autoevaluación* sirve tanto para que el alumno evalúe su trabajo como para que sepa qué es lo que se espera que realice, lo que contribuye a su motivación y organización personal.

Una posible plantilla para evaluar esta tarea podría valorar los siguientes aspectos:

	0	1	2	3
Has respondido las cuestiones iniciales de la unidad.				
Has realizado la experiencia de levitación del grafito pirolítico.				
Has participado en la elaboración de la lista de los alótropos de carbono.				
Has colaborado en la búsqueda de información sobre el alótropo asignado a tu grupo.				
Has elaborado una ficha con una de las propiedades y sus aplicaciones correspondientes.				
Evaluación de la presentación y del póster				
Has contribuido a la realización de la presentación digital o del poster.				
Has intervenido en la presentación de la investigación ante la clase.				
Evaluación del debate				
Has participado activa y adecuadamente en el debate o mesa redonda.				

0: No respondido, realizado o colaborado; 1: Solo parcialmente; 2: Casi en su totalidad; 3: Excelente

Objetivos, contenidos y metodología

TIPOS DE RECURSOS Y METODOLOGÍAS UTILIZADAS	
●	Actividades interactivas. Elaboración y comprobación de hipótesis.
○	Búsqueda de información en Internet.
▶	Visualización de vídeos.
□	Análisis de imágenes.

APARTADOS	OBJETIVOS Y CONTENIDOS	METODOLOGÍA	
El enlace covalente	Averiguar la regla del octeto.	●	○
	Analizar cómo se forma el enlace covalente.	●	○
	Conceptos: Diagrama de Lewis, regla del octeto, enlace covalente.		
El enlace iónico	Analizar cómo se forma el enlace icónico.	●	○
	Analizar cómo se forma un cristal iónico.	●	○
	Conceptos: Enlace iónico, cristal iónico.		
El enlace metálico	Conocer cómo se forma el enlace metálico.	●	○
	Analizar la relación entre el tipo de enlace y la conductividad de un sólido.	●	○
	Conceptos: Enlace metálico, teoría de los electrones libres, conductividad.		
Masa molar y volumen molar	Averiguar cómo se calcula la masa molecular relativa y la composición centesimal de un compuesto químico.	●	
	Analizar el concepto de mol y masa molar.	●	○
	Averiguar qué relación existe entre la masa molecular, los moles o el peso en gramos de una determinada sustancia química.	●	
	Analizar el volumen molar de un gas.	●	
	Conceptos: Masa molecular relativa, composición centesimal, mol, número de Avogadro, masa molar, volumen molar.		
Tarea de investigación	Analizar la estructura de los formas alotrópicas del carbono y su utilidad para el ser humano.	○	

Estándar de aprendizaje evaluable	Herramientas de evaluación (actividades del LA)	Excelente 3	Satisfactorio 2	En proceso 1	No logrado 0	Puntos
1.1 Utiliza la regla del octeto y diagramas de Lewis para predecir la estructura y fórmula de los compuestos covalentes.	1-5 AF: 12, 14	Utiliza el procedimiento e interpreta correctamente los resultados.	Utiliza parcialmente el procedimiento e interpreta correctamente los resultados.	Utiliza parcialmente el procedimiento e interpreta con errores los resultados.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
1.2 Interpreta la diferente información que ofrecen los subíndices de la fórmula de un compuesto según se trate de moléculas o redes cristalinas.	11, 12, 15-17 AF: 1-9, 17	Distingue de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Distingue los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Distingue los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
2.1 Explica las propiedades de las sustancias covalentes en función de las interacciones entre sus átomos o moléculas.	6-10, 13 AF: 10, 11, 13, 15, 16, 18-20	Relaciona adecuadamente los conceptos y extrae las conclusiones prácticas.	Relaciona adecuadamente los conceptos y extrae con dificultad las conclusiones prácticas.	Relaciona los conceptos de manera incompleta y extrae con dificultad las conclusiones prácticas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
2.2 Diseña y realiza ensayos de laboratorio que permitan deducir el tipo de enlace presente en una sustancia desconocida.	TTyE AF: 33-35	Describe razonadamente los procesos e interpreta correctamente los resultados.	Describe razonadamente los procesos e interpreta con dificultad los resultados.	Describe los procesos de modo incompleto e interpreta con dificultad los resultados.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
3.1 Justifica la importancia de las fuerzas intermoleculares en sustancias de interés biológico.	20	Identifica los conceptos y los aplica en un contexto práctico.	Identifica los conceptos y los aplica de modo confuso en un contexto práctico.	Identifica parcialmente los conceptos y los aplica de modo confuso en un contexto práctico.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
3.2 Relaciona la intensidad y el tipo de fuerzas intermoleculares con el estado físico y los puntos de fusión y ebullición de las sustancias covalentes moleculares, interpretando gráficos o tablas que contengan los datos necesarios.	19, 21-23, 28, 29 AF: 21-25, 36, 37	Relaciona adecuadamente los conceptos y extrae las conclusiones prácticas.	Relaciona adecuadamente los conceptos y extrae con dificultad las conclusiones prácticas.	Relaciona los conceptos de manera incompleta y extrae con dificultad las conclusiones prácticas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
4.1 Utiliza la regla del octeto y diagramas de Lewis para predecir la estructura y fórmula de los compuestos iónicos.	AF: 26-28	Distingue de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Distingue los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Distingue los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
4.2 Interpreta la diferente información que ofrecen los subíndices de la fórmula de un compuesto formado por redes cristalinas.	24	Identifica razonadamente los símbolos y cantidades.	Identifica parcialmente los símbolos y cantidades.	Identifica con errores los símbolos y cantidades.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
5.1 Explica las propiedades de las sustancias iónicas en función de las interacciones entre sus iones.	25, 26 AF: 29-31	Argumenta de manera adecuada las relaciones en todos los casos.	Argumenta de manera incompleta algunas de las relaciones.	Presenta errores en la argumentación en la mayoría de los casos.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	

Estándar de aprendizaje evaluable	Herramientas de evaluación (actividades del LA)	Excelente 3	Satisfactorio 2	En proceso 1	No logrado 0	Puntos
5.2 Diseña y realiza ensayos de laboratorio que permitan deducir el tipo de enlace presente en una sustancia desconocida.	TTyE AF: 33-35	Describe razonadamente los procesos e interpreta correctamente los resultados.	Describe razonadamente los procesos e interpreta con dificultad los resultados.	Describe los procesos de modo incompleto e interpreta con dificultad los resultados.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
6.1 Explica las propiedades de las sustancias metálicas en función de las interacciones entre sus átomos.	29-31	Relaciona adecuadamente los conceptos y extrae las conclusiones prácticas.	Relaciona adecuadamente los conceptos y extrae con dificultad las conclusiones prácticas.	Relaciona los conceptos de manera incompleta y extrae con dificultad las conclusiones prácticas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
7.1 Explica la naturaleza del enlace metálico utilizando la teoría de los electrones libres y la relaciona con las propiedades características de los metales.	32 AF. 38, 39	Distingue de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Distingue los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Distingue los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
7.2 Argumenta con espíritu crítico el grado de rigor de un artículo o una noticia analizando el método de trabajo e identificando las características del trabajo científico.	LyCC	Interpreta el texto y argumenta sus implicaciones.	Interpreta con dificultad el texto y argumenta sus implicaciones.	Interpreta con dificultad el texto y argumenta sus implicaciones con poca claridad.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
8.1 Realiza cálculos que relacionen la cantidad de sustancia, la masa atómica o molecular y la constante del número de Avogadro.	33-50 AF: 40-67 ER: 1, 2	Realiza correctamente todos los cálculos, solicitando los datos necesarios.	Realiza correctamente todos los cálculos a partir de los datos proporcionados.	Realiza los cálculos con errores, sin identificar correctamente los datos aportados.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
9.1 Nombra y formula compuestos inorgánicos ternarios según las normas IUPAC.	AFNI	Aplica las normas para formular y nombrar compuestos más allá de los trabajados en clase.	Aplica las normas para formular y nombrar compuestos trabajados en clase.	Aplica con errores las normas para formular y nombrar compuestos trabajados en clase.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
10.1 Analiza las diferentes formas alotrópicas del carbono, relacionando la estructura con las propiedades.	TI	Argumenta de modo adecuado las relaciones de acuerdo con los conceptos estudiados.	Argumenta las relaciones de modo incompleto, de acuerdo con los conceptos estudiados.	Argumenta las relaciones de modo incompleto, con referencias confusas a los conceptos estudiados.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
11.1 Elabora y defiende un proyecto de investigación, sobre un tema de interés científico, utilizando las TIC.		Responde afirmativamente todas las preguntas de la autoevaluación de la tarea.	Responde afirmativamente la mayoría de las preguntas de la autoevaluación de la tarea.	Responde negativamente la mayoría de las preguntas de la autoevaluación de la tarea.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	

AF: Ejercicios, actividades y tareas; ER: Ejercicios resueltos; LyCC: Lee y comprende la ciencia; TTyE: Técnicas de trabajo y experimentación; TI: Tarea de investigación

1. Explica la formación de las moléculas de hidrógeno, H_2, oxígeno, O_2, y nitrógeno, N_2. Dibuja las estructuras de Lewis de estas moléculas.

Molécula de hidrógeno. Cada átomo de H tiene un electrón de valencia. Cuando dos átomos de hidrógeno se aproximan y unen sus capas electrónicas, comparten un par de electrones (un electrón de cada hidrógeno); de esta manera completan su capa de valencia y adquieren la estructura del gas noble más próximo en la tabla periódica.

$$H\cdot + H\cdot \longrightarrow H:H$$

$$H-H$$

Molécula de oxígeno. La configuración electrónica del átomo de oxígeno es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Como tienen seis electrones de valencia, cada átomo debe compartir dos electrones. Dos átomos de oxígeno se unen para formar una molécula compartiendo dos pares de electrones; de esta manera cada átomo queda rodeado de ocho electrones y adquiere la configuración del gas noble más próximo.

$$\cdot\ddot{O}\cdot + \cdot\ddot{O}\cdot \longrightarrow \ddot{O}::\ddot{O} \qquad \bar{O}=\bar{O}$$

Molécula de nitrógeno. La configuración electrónica del átomo de nitrógeno es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$. Dos átomos de nitrógeno se unen para formar una molécula compartiendo tres pares de electrones; de esta manera cada átomo queda rodeado de ocho electrones y adquiere la configuración del gas noble más próximo.

$$\cdot\ddot{N}\cdot + \cdot\ddot{N}\cdot \longrightarrow :N:::N: \qquad |N\equiv N|$$

2. ¿Cómo son los puntos de fusión y ebullición de las moléculas de hidrógeno, oxígeno y nitrógeno? ¿Conducen estas sustancias la corriente eléctrica?

Los puntos de fusión y ebullición son bajos. No conducen la corriente eléctrica porque no tienen electrones libres.

3. Indica cuáles de las sustancias siguientes son compuestos covalentes moleculares, compuestos covalentes reticulares y compuestos iónicos: SiO_2, HCl, NaCl, CCl_4 y KCl. Justifica tu respuesta.

Compuestos covalentes moleculares: HCl, CCl_4. Se trata de átomos de diferentes elementos no metálicos.

Compuestos covalentes reticulares: SiO_2. Se trata de átomos de diferentes elementos no metálicos, pero estas sustancias presentan gran dureza y elevados puntos de fusión y ebullición.

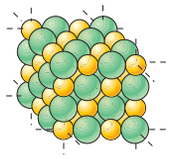
Compuestos iónicos: NaCl, KCl. Se trata de combinaciones de átomos de un elemento metálico con un no metálico.

4. ¿Por qué se dice que la molécula de agua es polar o un dipolo? Explica la estructura del agua en estado sólido, líquido y gaseoso.

Los pares de electrones que comparten el oxígeno y los dos hidrógenos no están situados simétricamente. Son atraídos con más fuerza por el núcleo de oxígeno que por el de hidrógeno. Como consecuencia, el oxígeno queda con carga parcial negativa y los hidrógenos, con carga positiva.

Las moléculas de agua se encuentran muy separadas (sueltas) en estado gaseoso. En los estados sólido y líquido permanecen agrupadas: en estado líquido los huecos entre las agrupaciones de moléculas están ocupados por moléculas sueltas, mientras que en estado sólido las moléculas están fuertemente unidas entre sí formando cristales hexagonales de hielo.

5. En el dibujo se representa la red cristalina del cloruro de sodio, NaCl. Explica la formación de esta red. Si los compuestos iónicos no forman moléculas, ¿cuál es el significado de la fórmula del cloruro de sodio?



El átomo de Na, para conseguir que su última capa esté completa, debe perder un electrón y convertirse en un catión. El átomo de Cl, por su parte, debe ganar un electrón y convertirse en un anión. Si el Na cede el electrón al Cl, ambos átomos adquirirán cargas eléctricas de signo opuesto y se atraerán mediante fuerzas de atracción electrostática, formando una red cristalina. Cada ion se rodea del máximo número posible de iones de carga opuesta.

La fórmula del NaCl indica la proporción de los diferentes átomos que forman el compuesto: un átomo de sodio (en forma de catión) por cada átomo de cloro (en forma de anión).

6. Indica cuáles de las siguientes propiedades corresponden a un cristal iónico y cuáles a un cristal metálico.

a) Frágiles y quebradizos.

b) Solubles en agua.

c) Conducen la corriente eléctrica en estado sólido.

d) Conducen la corriente eléctrica fundidos y en disolución.

e) Dúctiles y maleables.

f) Buenos conductores térmicos.

Cristal iónico: *a)*, *b)* y *d)*.

Cristal metálico: *c)*, *e)* y *f)*.

7. Indica cuántas moléculas hay en las siguientes cantidades de cloruro de hidrógeno, HCl:

a) 2 mol de moléculas

b) 0,01 mol de moléculas

c) 36,5 g

a) Si en 1 mol de HCl hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas, en 2 mol hay $1{,}204 \cdot 10^{24}$ moléculas.

b) Si en 1 mol de HCl hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas, en 0,01 mol hay $6{,}022 \cdot 10^{21}$ moléculas.

c) 36,5 g de HCl equivale a 1 mol; es decir, hay $6{,}0^{22} \cdot 10^{23}$ moléculas.

8. Calcula la cantidad de sustancia en mol que hay en:

a) 4 g de hidrógeno, H_2

b) 36 g de agua, H_2O

c) 4,4 g de dióxido de carbono, CO_2

a) La masa molar del H_2 es 2 g/mol. Por tanto, $n = 4\ g/2\ g/mol = 2\ mol$

b) La masa molar del H_2O es 18 g/mol. Por tanto, $n = 36\ g/\ 18\ g/mol = 2\ mol$

c) La masa molar del CO_2 es 44 g/mol. Por tanto, $n = 4{,}4\ g/\ 44\ g/mol = 0{,}1\ mol$

PRUEBA DE EVALUACIÓN B

Lee el siguiente texto y contesta las preguntas:

La propiedad eléctrica más importante de todo material es su capacidad para conducir electricidad, o sea, permitir que los electrones fluyan por él. Nuestra sociedad tecnológica depende de una larga lista de materiales con diferentes propiedades eléctricas: conductores eficientes que transportan corriente; aislantes que protegen al usuario de daños y semiconductores, la espina dorsal de la industria microelectrónica. La conductividad y el enlace químico están estrechamente relacionados. Cada tipo de enlace da lugar a propiedades eléctricas específicas.

[…]

Es difícil imaginar a dos sólidos tan diferentes como la mina de un lápiz de grafito y un diamante. El uno es negro y el otro incoloro; el uno es tan blando que deja marca en el papel, y el otro es tan duro que araña cualquier cosa; el uno tiene una superficie plana y es oscuro, y el otro brilla con magnífico esplendor. Sin embargo, tanto el grafito como el diamante son formas puras del elemento carbono. La única diferencia entre ellos es la manera en que la naturaleza organizó los átomos de carbono. Los estudios realizados sobre la arquitectura atómica del grafito, los diamantes y decenas de miles de otros materiales ha revelado que: el comportamiento de un material depende de cómo están organizados sus átomos.

R. Hazen y J. Trefil

Química recreativa

Akal

1. **¿Cuál es la propiedad eléctrica más importante de cualquier material? ¿Cómo se pueden clasificar los materiales de acuerdo con esta propiedad?**

La propiedad eléctrica más importante de todo material es su capacidad para conducir electricidad, o sea, permitir que los electrones fluyan por él.

Se clasifican en conductores eficientes que transportan corriente; aislantes que protegen al usuario de daños y semiconductores, la espina dorsal de la industria microelectrónica.

2. **Explica la relación que existe entre las propiedades eléctricas y el tipo de enlace. Por ejemplo, ¿qué propiedades eléctricas son previsibles en un sólido iónico y en una disolución de este? ¿Y en un sólido metálico?**

Los sólidos iónicos son malos conductores de la electricidad ya que los electrones que intervienen en el enlace están situados en los iones, si poder moverse dentro del cristal.

Cuando el sólido iónico se encuentra en disolución son buenos conductores de la electricidad ya que deja iones en libertad que puede transportar la corriente eléctrica.

Los sólidos metálicos son buenos conductores de la electricidad ya que los electrones se pueden mover con facilidad en la red metálica.

3. **¿Qué tienen en común el diamante y el grafito? ¿Qué propiedades les diferencian?**

Tanto el grafito como el diamante son formas puras del elemento carbono.

La única diferencia entre ellos es la manera en que la naturaleza organizó los átomos de carbono. Esto hace que el grafito sea negro y el diamante, incoloro; el primero sea tan blando que deja marca en el papel, y el otro es tan duro que araña cualquier cosa; el grafito tiene una superficie plana y es oscuro, y el diamante brilla con magnífico esplendor.

4. **¿El diamante y el grafito son cristales atómicos covalentes o cristales covalentes reticulares?**

Son cristales atómicos covalentes.

5. **¿Cómo son las estructuras del diamante y del grafito?**

En el diamante, los átomos de carbono se sitúan en forma de red tridimensional muy resistente que se extiende en todas direcciones.

En el grafito, los átomos de carbono se distribuyen en anillos de seis miembros. Cada átomo está unido mediante enlace covalente a otros tres átomos.

6. **Explica la formación de la molécula de cloro, Cl_2, y del cloruro de hidrógeno, HCl. Escribe la estructura de Lewis de ambas sustancias.**

Un átomo de cloro tiene siete electrones en su última capa: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. Cuando dos átomos de cloro se aproximan entre sí para formar una molécula, sus capas electrónicas se unen compartiendo un par de electrones. De esta manera, cada átomo de cloro queda rodeado de ocho electrones.

El átomo de cloro tiene siete electrones en su última capa; le falta, pues un electrón para completarla. El átomo de hidrógeno, por su parte, tiene un único electrón en su capa, de modo que también necesita un electrón para completarla. De este modo, un átomo de hidrógeno y uno de cloro comparten un par de electrones y completan, así, sus capas electrónicas.

7. **¿Cuáles de estas sustancias son solubles en agua? ¿Por qué?**

KCl, SiO_2, Fe, H_2, NaCl

Son solubles en agua el KCl y el NaCl porque son sustancias iónicas. Las moléculas de agua envuelven los iones y consiguen liberarlos de la red cristalina.

8. **Di cuántos átomos o moléculas hay en:**

a) **1 mol de plata**

b) **0,01 mol de cloro, Cl_2**

c) **1,5 mol de C (grafito)**

d) **0,2 mol de agua**

a) En 1 mol de Ag hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos.

b) Si en 1 mol de Cl_2 hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas, en 0,01 mol habrá $6{,}022 \cdot 10^{21}$ moléculas.

c) Si en 1 mol de C hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos, en 1,5 mol habrá $9{,}033 \cdot 10^{23}$ átomos.

d) Si en 1 mol de agua hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas, en 0,2 mol habrá $1{,}204 \cdot 10^{23}$ moléculas.

9. Qué cantidad de sustancia en mol hay en:

a) 64 g de dióxido de azufre, SO_2

b) $6{,}022 \cdot 10^{21}$ átomos de oro, Au

c) $6{,}022 \cdot 10^{24}$ moléculas de CO_2

d) 56 g de nitrógeno, N_2

Datos: masas atómicas: S = 32; O = 16; Au = 197; C = 12; N = 14

a) Un mol de moléculas de SO_2 tiene de masa 64 g.

b) En 1 mol de átomos de Au hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos, $6{,}022 \cdot 10^{21}$ átomos son 0,01 mol.

c) En 1 mol de moléculas de CO_2 hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas, $6{,}022 \cdot 10^{24}$ moléculas son 10 mol.

d) Un mol de moléculas de N_2 tiene una masa 28 g, 56 g son 2 mol.

10. Una sustancia tiene las propiedades siguientes:

- Aspecto: gas incoloro.
- Punto de fusión: −215 °C
- Punto de ebullición: −158 °C
- No conduce la corriente eléctrica
- No es soluble en agua.

¿Qué tipo de enlace es previsible que exista en este compuesto? ¿Estará formado por moléculas o por cristales?

Es una sustancia covalente. Estará formado por moléculas.