GUÍA DIDÁCTICA

Química 2

BACHILLERATO

1# Pirotecnia: la ciencia del fuego

1. Observa

Esta situación de aprendizaje pretende acercar el concepto de los espectros atómicos, tan importante para entender el modelo atómico de Bohr, a una realidad conocida por el alumnado, como son los fuegos artificiales. Se trata de infundir sospechas de que existe alguna relación entre la energía lumínica y el color que desprenden los artefactos pirotécnicos con el tipo de átomos que contienen.

Se puede trabajar la situación de aprendizaje antes de estudiar el modelo atómico de Bohr y, de esta manera, introducir los espectros atómicos y la explicación que dio Bohr a las líneas del espectro atómico del hidrógeno.

2. Formula la hipótesis

Las respuestas que pueden dar los alumnos a las preguntas planteadas pueden ser muy variadas. Si han hecho una búsqueda en Internet, habrán descubierto que hay pequeñas cantidades de sales metálicas mezcladas con la pólvora, las cuales llegan a la incandescencia con la energía obtenida en la combustión de la pólvora, emitiendo luz propia.

Posiblemente los alumnos piensen que se puede obtener efectos pirotécnicos de cualquier color, sin llegar a relacionar los colores con transiciones electrónicas entre capas y, por lo tanto, con ciertas limitaciones. También pueden creer que cualquier metal emitirá luz, sin pensar que algunos metales emitirán radiación electromagnética fuera del visible y que, por lo tanto, no se apreciará color.

3. Experimenta

La práctica se puede plantear preparando todas las cápsulas con las sales correspondientes y encenderlas al final para ver el efecto de los colores todos juntos, o bien prepararlas una por una para poder apreciar cada color tranquilamente y poderlo fotografiar. Es muy importante tener la mesa de trabajo despejada y conseguir un ambiente sosegado. Para apreciar mejor los colores, recomendamos apagar las luces del laboratorio cuando todos los grupos tengan a punto sus preparaciones.

Las sales más efectivas son los cloruros, porque son más volátiles, pero se aprecia también el efecto con nitratos o sulfatos. Los colores pueden quedar enmascarados con la llama del etanol, pero generalmente se observa muy bien el color. En el caso del cobre, se observa una coloración azul verdosa si utilizamos un cloruro o verde esmeralda si empleamos otro anión.

METAL	COLORACIÓN DE LA LLAMA
Li	Rojo carmesí
Na	Amarillo
Sr	Rojo intenso
Ca	Anaranjado o rojo ladrillo
Ba	Verde pajizo (difícil de apreciar)
Cu	Verde esmeralda / azul verdoso
B	Verde manzana

4. Obtén conclusiones

— Las configuraciones electrónicas de los metales propuestos son:

Li: $1s^2\ 2s^1$

Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

Sr: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$

Ca: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

Ba: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$

Cu: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^9$

B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

— Los elementos más interesantes para la pirotecnia son los que tienen las líneas espectrales más intensas. Las líneas más tenues quedarán ocultas por la luz de las más intensas.

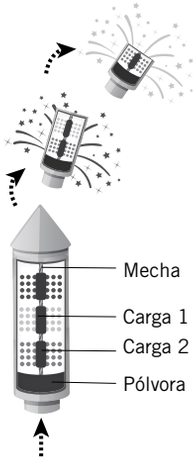
5. Comunica

Se pide la elaboración de un vídeo divulgativo; previamente, el profesor/a explicará las características que debe tener y pondrá algún ejemplo. El alumnado suele hacer muy buenas fotos y vídeos del experimento con sus teléfonos móviles, de manera que puede lucirse ilustrando la explicación con imágenes propias. Es importante que destaquen la relación entre lo observado, los espectros de emisión y el modelo de Bohr.

Cierre de la situación de aprendizaje

¡Que empiece la fiesta!

1. a) Un cohete debe tener una base en la que se quema la pólvora que lo hará ascender, y uno o más cuerpos donde se mezcla la pólvora con las sales. A medida que la mecha hace llegar la ignición a cada cuerpo, se van produciendo los distintos colores.



b) Para crear la bandera de un país, el alumnado deberá asociar los colores de la bandera con diferentes sales. Por ejemplo, Perú con Sr y Mg; Italia con Cu, Mg y Sr, etc.

2. a) $E_{\text{fotón}} = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3{,}00 \cdot 10^{8}\ \text{m/s}}{5{,}889 \cdot 10^{-7}\ \text{m}} =$

$= 3{,}38 \cdot 10^{-19}\ \text{J} \cdot \frac{1\ \text{eV}}{1{,}60 \cdot 10^{-19}\ \text{J}} = 2{,}11\ \text{eV}$

$E_{\text{mol}} = 3{,}38 \cdot 10^{-19}\ \text{J/e}^{-} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{e}^{-}}{1\ \text{mol}} = 204\ \text{kJ/mol}$

b) $60\ \text{W} = \frac{60\ \text{J}}{\text{s}} \cdot \frac{1\ \text{e}^{-}}{3{,}38 \cdot 10^{-19}\ \text{J}} = 1{,}8 \cdot 10^{20}\ \text{e}^{-}/\text{s}$

3. a) $E_1 = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3{,}00 \cdot 10^{8}\ \text{m/s}}{5{,}96 \cdot 10^{-7}\ \text{m}} =$

$= 3{,}34 \cdot 10^{-19}$ J (naranja fuerte)

$E_2 = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3{,}00 \cdot 10^{8}\ \text{m/s}}{6{,}36 \cdot 10^{-7}\ \text{m}} =$

$= 3{,}13 \cdot 10^{-19}$ J (rojo intenso)

$E_3 = 3{,}26 \cdot 10^{-19}$ J (rojo carmesí)

$E_4 = 2{,}97 \cdot 10^{-19}$ J (rojo fuerte)

b) Las líneas de 596 nm y 636 nm corresponden al estroncio, y las de 610 nm y 670 nm corresponden al litio.

4. a) Existen algunos estudios en los que se ha demostrado que la presencia de plomo, titanio, estroncio y cobre en el aire aumenta peligrosamente tras una celebración de fuegos artificiales. Los metales pesados como el plomo tienen efectos cancerígenos. Tras un castillo de fuegos artificiales, estos metales acaban en los cursos de agua y pueden acumularse en los organismos vivos, pasando finalmente a la cadena trófica.

Por otra parte, la combustión de la pólvora produce una gran cantidad de gases de efecto invernadero. El primer componente de la pólvora es el carbono, cuya combustión produce CO_2 (efecto invernadero), pero también CO (tóxico por inhalación). El segundo componente de la pólvora es el azufre, que, gracias a la acción del clorato de potasio, que actúa de comburente, produce grandes cantidades de SO_2, un gas incoloro con un característico olor irritante. El SO_2 es uno de los gases responsables de la lluvia ácida.

Tras la celebración de un evento pirotécnico, se puede apreciar una nube de gases y partículas en suspensión, que si no sopla el viento tardan bastante en dispersarse y pueden causar problemas respiratorios a las personas.

b) En el desarrollo del debate deben defenderse dos posturas: a favor y en contra del uso de la pirotecnia en las celebraciones. Ambas deben ser razonadas, para lo cual se tendrá en cuenta la importancia de las celebraciones como hecho cultural, identitario, de esparcimiento… y, por otro lado, sus efectos sobre la salud y el medioambiente.

La investigación científica

Proyecto de investigación (Pág. 11)

Con el fin de introducir al alumnado en la resolución de un proyecto de investigación sobre un tema, se proponen una serie de pautas para facilitar a la clase en general la resolución de un proyecto de investigación de acuerdo con los requerimientos del método científico. Los objetivos que se pretenden con el proyecto de investigación son:

— Fomentar el desarrollo de la competencia de aprender a aprender, adquiriendo las capacidades necesarias para poder construir conocimiento a partir del acceso a la información.

— Abordar la realización de proyectos de investigación mediante el trabajo cooperativo. Desarrollar la autoestima, la autonomía y la iniciativa personal; participar en tareas de equipo, en diálogos y debates con una actitud igualitaria, constructiva y tolerante, y valorar la importancia del esfuerzo personal, la responsabilidad y la cooperación en la vida colectiva.

— Buscar, seleccionar y procesar información procedente de fuentes diversas, utilizando con progresiva autonomía las tecnologías de la información y la comunicación, analizarla con sentido crítico y comunicarla a los demás oralmente y por escrito de manera organizada e inteligible.

— Desarrollar destrezas y habilidades específicas para el análisis, diseño, elaboración, utilización o manipulación de forma segura, ordenada y responsable de los materiales, recursos, objetos, productos o sistemas tecnológicos empleados en el proyecto.

a) Tras leer la noticia «El cambio climático adelanta cada año más la primavera», se pueden identificar las siguientes etapas del método científico:

— Observación: la salida de las hojas de los árboles caducifolios se ha anticipado en los últimos 30 años y el calentamiento global parece tener la culpa.

— Formulación de hipótesis: el aumento de la temperatura acelera el crecimiento de la planta y la salida de las hojas.

— Experimentación: se analizan los datos de brotación de siete grandes especies arbóreas presentes en 1245 y localizadas en una franja que va desde el mar del Norte hasta el Adriático y desde Bélgica hasta Bosnia-Herzegovina.

— Organización y análisis de los datos experimentales: se descubre que el ritmo de adelanto de la brotación se está frenando, aunque sin llegar a detenerse; además, esta ralentización no es igual en todas las especies. Las hojas salen cada vez antes, pero, en los últimos tiempos, esas prisas se han suavizado.

— Extracción de conclusiones: esta ralentización se debe a que las hojas de los árboles europeos no brotan tan pronto como se pensaba, porque necesitan acumular cierto número de noches frías para despertar del estado de dormición invernal.

El cambio climático está suavizando las temperaturas de otoño e invierno, y eso hará que los árboles tarden más en alcanzar el cupo de frío antes de que llegue el calor y la cantidad extra de horas de sol que anuncia el fin del invierno.

— Comunicación de resultados: los resultados de esta investigación son publicados en un artículo científico en *El País* el 12 de octubre de 2015.

b) Los alumnos deberán realizar un proyecto de investigación sobre algún fenómeno químico. Se dan una serie de orientaciones generales para la elaboración del proyecto de investigación, así como una serie de temas propuestos. La realización del proyecto se debe desarrollar en las siguientes fases:

— Elección del tema y concreción de los objetivos: de la elección del tema depende en gran medida el éxito del proyecto. Resulta fundamental que el tema tenga interés para el investigador/a y hay que tener en cuenta los conocimientos previos que se poseen sobre él. Deben marcarse los objetivos que se pretenden alcanzar, que pueden ser generales (comunes a este tipo de proyectos de investigación) y específicos (referidos al tema concreto sobre el que se va a investigar). Con el fin de ayudar al alumnado en la elección de un tema de investigación, se proponen algunos temas de interés:

1. Estudio de combustibles alternativos al petróleo.
2. Existencia del bosón de Higgs.
3. Análisis de las propiedades de una sustancia en función del enlace químico que contenga.
4. Estudio de los factores que afectan a la velocidad de una reacción química.
5. Estudio del grafeno como material para convertir la luz en electricidad.

— Elaboración de un plan de trabajo: el plan de trabajo incluirá un guion o índice provisional donde se reflejen los contenidos que se van a tratar y su estructuración. Además, se contemplarán el reparto de tareas; la organización del equipo; el tipo de fuentes que se van a consultar; la previsión del tiempo; las posibles visitas o entrevistas; el posible trabajo de campo, de taller o de laboratorio, etc.

— Proceso de documentación sobre el tema: búsqueda de información, análisis, selección y organización de la información. Se puede obtener esa información en la realidad (entrevistas, encuestas, observación propia, trabajo de campo o de laboratorio) y a través de documentos diversos: libros (enciclopedias, diccionarios, manuales, monografías, recopilaciones de artículos…), artículos de revistas o de periódicos, material audiovisual (cintas, vídeos, CD-ROM) y a través de Internet.

— Planteamiento y verificación de hipótesis: consultado, comparado e interpretado el material obtenido (datos, información, argumentos, pruebas…), se formulan las hipótesis pertinentes para la resolución del problema de investigación planteado. Dichas hipótesis deberán ser validadas experimentalmente o mediante argumentos razonados que se basen en el material recopilado.

— Redacción del trabajo escrito.

— Presentación oral en la clase del trabajo de investigación.

— Cada grupo estudiará un fenómeno químico de acuerdo con los requerimientos del método científico. Se propone el siguiente ejemplo:

APLICACIÓN DEL MÉTODO CIENTÍFICO AL ANÁLISIS DE LAS PROPIEDADES DE UNA SUSTANCIA EN FUNCIÓN DEL TIPO DE ENLACE QUÍMICO	
ETAPA	APLICACIÓN PRÁCTICA
Observación	Las sustancias presentes en la naturaleza pueden clasificarse, según el enlace químico que presentan, en tres grandes tipos: iónicas, covalentes o metálicas. Para determinar el tipo de enlace de una sustancia, podemos analizar las propiedades fisicoquímicas que esta presenta mediante ensayos en el laboratorio.
Formulación de hipótesis	Las propiedades de una sustancia dependen del enlace químico que contengan.
Experimentación	Elegir varias sustancias problema y llevar a cabo los ensayos indicados sobre su aspecto físico, solubilidad en agua y conductividad eléctrica.
Organización y análisis de los datos experimentales	Completar una tabla con la información obtenida durante la experimentación. SUSTANCIA 1 Aspecto físico Solubilidad en agua Solubilidad en un disolvente orgánico Conductividad eléctrica Tipo de enlace
Extracción de conclusiones	Podemos decir que, a través de ensayos de laboratorio sencillos que miden propiedades macroscópicas, es posible clasificar diferentes sustancias químicas en función de su enlace químico.
Comunicación de resultados	Elaboración de un informe de investigación para exponerlo en clase.

— Los alumnos deberán realizar un proyecto de investigación para estudiar el enlace químico que presentan determinadas sustancias problema. Para ello, se seguirá este procedimiento experimental:

- Elige una sustancia problema; lleva a cabo los ensayos indicados sobre su aspecto físico, solubilidad en agua y conductividad eléctrica, y anota los resultados en la tabla del siguiente apartado.

  1. **Sustancia.** Anota en la tabla el nombre de la sustancia química cuyo tipo de enlace vas a determinar.
  2. **Aspecto físico.** Observa el aspecto de la muestra y anota en la tabla su estado físico (sólido, líquido o gaseoso), su color, si presenta brillo…
  3. **Solubilidad en agua.** Pon en el vaso de precipitados una pequeña cantidad de la sustancia. Añade unos 10 mL de agua destilada y remueve con la varilla. Anota si se disuelve.
  4. **Solubilidad en el disolvente orgánico.** Repite los pasos del punto anterior utilizando el disolvente orgánico elegido.
  5. **Conductividad eléctrica.** Monta un circuito. Toca la sustancia en estado sólido con los electrodos limpios y secos. Observa la bombilla para saber si circula corriente. Anota el resultado.
  6. Concluye qué tipo de enlace presenta la sustancia a la vista de toda la información obtenida.

  Repite el proceso para una nueva sustancia problema.

Además, tendrán en cuenta:

MATERIAL DE LABORATORIO	
Vaso de precipitados	Varilla de vidrio
Espátula	Frasco lavador
Sustancias problema: $CuCl_2$, KI, azufre, cuarzo, alcanfor, virutas de Cu, azúcar, NaOH, NaCl, $NaHCO_3$, grafito	Fuente de alimentación
Disolvente orgánico	Electrodos
Cables de conexión	Bombilla

— Tras la fase de experimentación, se completará una tabla con la información obtenida durante la experimentación. Un ejemplo podría ser:

SUSTANCIA 1	
Aspecto físico	
Solubilidad en agua	
Solubilidad en un disolvente orgánico	
Conductividad eléctrica	
Tipo de enlace	

c) Los alumnos redactarán un artículo científico que incluya los siguientes apartados:

— Título del experimento o investigación realizados. Análisis de las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace químico.

— Resumen. Se incluirá un párrafo con un breve resumen de la investigación realizada: «Se han realizado ensayos de laboratorio sencillos que miden propiedades macroscópicas para clasificar diferentes sustancias químicas en función de su enlace químico».

— Introducción. En este punto debe incluirse todo el fundamento teórico que es necesario conocer para llevar a cabo la experiencia. Es necesario que el alumnado conozca los tipos de enlace químico (iónico, covalente y metálico) y las propiedades de las sustancias en función del enlace químico que presentan.

— Materiales y métodos. Se incluirá una lista con los materiales de laboratorio y reactivos utilizados.

— Resultados. En este apartado se incluirán las tablas con los datos obtenidos durante la experiencia. También se pueden incluir fotografías, grabaciones y todos los datos recogidos durante la investigación.

SUSTANCIA 1	
Aspecto físico	
Solubilidad en agua	
Solubilidad en un disolvente orgánico	
Conductividad eléctrica	
Tipo de enlace	

— Discusión. Es la parte más importante del artículo científico. Los alumnos analizarán razonadamente los resultados obtenidos.

— Conclusiones. Se extraerán conclusiones a partir de los resultados analizados.

— Referencias consultadas.

d) Los alumnos expondrán su informe en clase ante el resto de los compañeros y compañeras. Será necesario que cada grupo elabore una presentación en formato digital, empleando la herramienta *online* propuesta.

1 # Estructura atómica de la materia

Nos situamos (Pág. 15)

A. — El descubrimiento del pentaquark nos aporta la observación de un nuevo modo de organización de la materia, el cual puede ser fundamental para el descubrimiento de nuevos hallazgos importantes.

— El pentaquark es una partícula formada por cinco partículas elementales.

B. Respuesta sugerida:

— Se denomina *materia oscura* a la materia que no posee suficiente emisión de radiación electromagnética para ser detectada por nuestros medios.

— Cuando los científicos hacen la suma de la materia correspondiente a todas las estrellas, gases y polvo visible, el total no alcanza para explicar los movimientos que observan. En realidad, las estrellas y las galaxias se están moviendo a mucha más rapidez de lo que deberían hacerlo. En todos los casos, debe haber otra cosa, algo que no podemos ver, algo oscuro, que se denomina *materia oscura*.

C. Existen cuatro teorías fundamentales que explican el origen del universo. Estas son:

- La teoría del Big Bang.
- La teoría inflacionaria.
- La teoría del estado estacionario.
- La teoría del universo oscilante.

En la actualidad, la más aceptada es la teoría del Big Bang. Según esta teoría, el universo comenzó con una gran explosión, e inmediatamente después de este fenómeno se crearon el espacio, el tiempo, la energía y la materia.

Los alumnos pueden buscar vídeos en Internet para conocer las demás teorías del origen del universo.

Problemas resueltos (Págs. 36 y 37)

1.

ELEMENTO	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES
$^{52}_{24}Cr$	24	28	24
$^{24}_{12}Mg^{2+}$	12	12	10
$^{56}_{27}Co$	27	29	27

— El átomo de mayor masa atómica es el Co ($A = 56$).

— El Mg^{2+} tiene el menor número de electrones.

— El Co tiene el mayor número de protones ($Z = 27$).

2.

ELEMENTO	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES
$^{75}_{33}As$	33	42	33
$^{79}_{35}Br^-$	35	44	36
$^{69}_{31}Ga$	31	38	31

— El Br^- tiene la mayor masa atómica.

— El Ga tiene el menor número de electrones.

— El Br^- tiene el mayor número de protones.

3. Datos: $\upsilon_{argia} = 1{,}3 \cdot 10^{15}$ Hz; $c = 3{,}0 \cdot 10^8\ m \cdot s^{-1}$

— En primer lugar, aislamos la longitud de onda a partir de la frecuencia que nos da el enunciado:

$$\lambda = \frac{c}{\upsilon} = \frac{3{,}0 \cdot 10^8\ m \cdot \cancel{s}^{-1}}{1{,}3 \cdot 10^{15}\ \cancel{s}^{-1}} = 2{,}3 \cdot 10^{-7}\ m$$

— Una vez que tenemos la longitud de onda landa, calculamos la frecuencia umbral para un valor de dos veces la longitud de onda inicial:

$$\upsilon_o = \frac{c}{2\lambda} = \frac{3{,}0 \cdot 10^8\ \cancel{m} \cdot s^{-1}}{2 \cdot 2{,}3 \cdot 10^{-7}\ \cancel{m}} = 6{,}5 \cdot 10^{14}\ Hz$$

— La luz arrancará electrones si $\upsilon_{luz} \geq \upsilon_o$.

Como $6{,}5 \cdot 10^{14}$ Hz es menor que $1{,}3 \cdot 1015$ Hz, no arrancará electrones.

— Determinamos la energía umbral:

$$E_0 = h \cdot \upsilon_0$$

$$E_0 = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot 6{,}5 \cdot 10^{14}\ Hz = 4{,}3 \cdot 10^{-19}\ J$$

— A continuación, calculamos la frecuencia para la mitad de la energía enunciada:

$$E = \frac{1}{2} \cdot E_0 = h \cdot \upsilon_{luz} \rightarrow \upsilon_{luz} = \frac{1}{2} \cdot \frac{E}{h} =$$

$$= \frac{1}{2} \cdot \frac{7{,}3 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J}}{6{,}6 \cdot 10^{-34}\ \cancel{J} \cdot s} = 5{,}5 \cdot 10^{14}\ Hz$$

— Como $5{,}5 \cdot 10^{14}$ Hz es menor que $1{,}1 \cdot 10^{15}$ Hz, no arrancará electrones.

4. $(Z = 29) \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^9$

$n = 3$; $l = 2$; $m = -2, -1, 0, 1, 2$; $m_s = +1/2, -1/2$

5. $(Z = 47) \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^9$

$n = 4$; $l = 2$; $m = (-2, -1, 0, 1, 2)$; $m_s = +1/2$

6. $(Z = 37) \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^1$

Es paramagnético porque tiene un electrón desapareado en su nivel más externo.

7. $(Z = 7) \rightarrow 1s^2\,2s^2$

Es diamagnético porque no tiene electrones desapareados en su nivel más externo. Se trata del N^{3+}.

Ejercicios y problemas (Págs. 40 a 42)

1 ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Pág. 38

8. a) Experimento de la lámina de oro: neutrón.

b) Experimento de los rayos catódicos: electrón.

c) Experimento de los rayos canales: protón.

9. a) Verdadera.

b) Verdadera.

c) Verdadera.

d) Falsa; el electrón tiene menor masa que el protón y el neutrón.

e) Falsa; el átomo puede ser neutro si las cargas positivas y negativas son neutralizadas entre sí.

10. a) $^{27}_{13}Al$

b) $^{195}_{78}Pt$

c) $^{31}_{15}P$

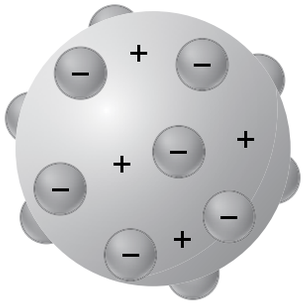
11. $^{10}_{5}B$ y $^{11}_{5}B$. Ambos serán isótopos porque tienen el mismo número atómico y distinto número másico.

$^{107}_{47}Ag$ y $^{109}_{47}Ag$. Ambos serán isótopos porque tienen el mismo número atómico y distinto número másico.

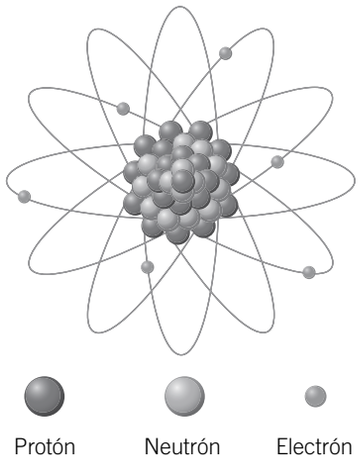
$^{19}_{9}F$ y $^{235}_{92}U$. No son isótopos porque no pertenecen al mismo elemento.

12. Respuesta sugerida:

a) Modelo atómico de Thomson. Este científico propuso que el átomo estaba formado por un conjunto de electrones incrustados en una masa esférica de densidad uniforme y carga positiva, de manera que el conjunto era neutro y estable. Este modelo atómico desvelaba la naturaleza de los rayos catódicos (electrones liberados de los átomos del gas) y daba una explicación a los rayos canales, constituidos por el resto positivo que queda al desprenderse un electrón del átomo.



Modelo atómico de Rutherford. Este científico propuso que la mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo se concentran en una minúscula zona central de gran densidad, el núcleo. El átomo, mucho mayor que el núcleo, incluye la corteza electrónica, que es la región donde los electrones describen órbitas circulares alrededor del núcleo. El átomo es neutro porque el número de electrones es igual al de protones.



b) El modelo atómico de Thomson era sencillo y de fácil comprensión, pero incapaz de explicar los experimentos de dispersión de partículas alfa. Rutherford y sus colaboradores estudiaron el comportamiento de las radiaciones alfa, y observaron que algunos haces de radiación alfa sufrían importantes desviaciones, aspecto inexplicable por el modelo atómico de Thomson, con el que se esperaba que las partículas alfa atravesaran las láminas sin desviarse.

El modelo atómico de Rutherford tenía ciertas limitaciones: según la física clásica, un electrón que gira alrededor del núcleo del átomo emite de manera continua energía en forma de radiaciones electromagnéticas. Esta continua pérdida de energía haría que el electrón terminara precipitándose sobre el núcleo, lo que daría lugar a un colapso atómico, fenómeno que no se produce.

c) Utilizando una herramienta en línea, el alumnado organizará la información en un mapa de ideas.

13.

ESPECIE QUÍMICA	N.º DE PROTONES	N.º DE NEUTRONES	N.º DE ELECTRONES
$^{84}_{36}Kr$	36	48	36
$^{127}_{53}I^-$	53	64	64
$^{23}_{11}Na^+$	11	12	10
$^{40}_{20}Ca^{2+}$	20	20	18

14. Datos: M_{a1} = 62,9300 u; M_{a2} = 62,9278 u; ab_1 = 69,09 %; ab_2 = 30,91 %

Incógnitas: M_a(Cu)

Calculamos la masa atómica del Cu mediante la siguiente expresión:

$$M_a(\text{Cu}) = \frac{69{,}09 \cdot 62{,}930\,0\ \text{u} + 30{,}91 \cdot 64{,}927\,8\ \text{u}}{100} = 63{,}55\ \text{u}$$

15. Datos: M_{a1} = 70,9249 u; M_{a2} = 68,9257 u; M_a (Ga) = 69,7200 u

Incógnitas: ab_1; ab_2

— Calculamos los porcentajes de cada isótopo. Usaremos los porcentajes como incógnitas para crear un sistema de dos ecuaciones independientes a partir de los datos que conocemos:

$$M_{\text{total}} = \frac{M_{^{71}_{31}\text{Ga}} \cdot ab_1 + M_{^{69}_{31}\text{Ga}} \cdot ab_2}{100}$$

— Como sabemos que la suma de los dos isótopos es 100, tendremos:

$$ab_1 + ab_2 = 100 \rightarrow ab_1 = 100 - ab_2$$

— Sustituyendo en la expresión anterior:

$$69{,}720 \text{ u} = \frac{70{,}924\,9 \cdot 100 - 70{,}924\,9\ ab_2 + 68{,}925\,7\ ab_2}{100}$$

$$ab_2 = 60{,}269\ \%$$

— Finalmente, sustituimos en nuestra segunda ecuación para calcular la abundancia relativa del otro isótopo:

$$ab_1 = 100 - 60{,}3 = 39{,}731\ \%$$

16. El alumnado elaborará en grupos una presentación digital de las aplicaciones actuales de los radioisótopos y la expondrá ante sus compañeros.

2 ORÍGENES DE LA TEORÍA CUÁNTICA

Págs. 38 y 39

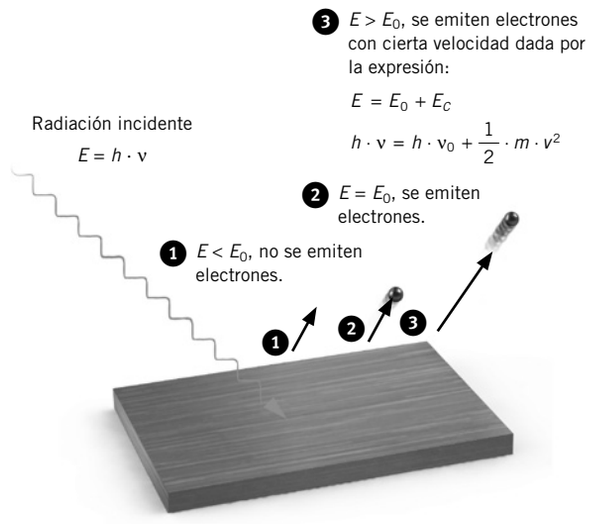
17. El espectro de emisión de un elemento es el conjunto de frecuencias de la radiación que emite en estado gaseoso después de comunicarle energía suficiente. De forma análoga, el espectro de absorción es el conjunto de frecuencias de radiación que absorbe.

Son señal de identificación debido a que cada espectro es único para cada elemento y puede servir para determinar si es parte de un compuesto.

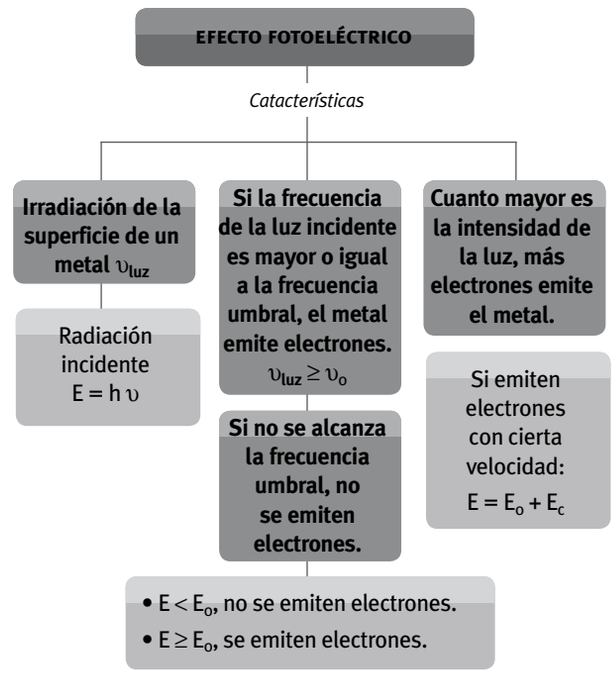
18. Hipótesis de Planck: la energía absorbida o emitida por un cuerpo es múltiplo de una cantidad de energía elemental e independiente de la temperatura.

Según la hipótesis de Planck, la temperatura era independiente de la energía y, en consecuencia, de la longitud de onda. Esta afirmación iba en contra de las investigaciones llevadas a cabo en ese período. La hipótesis de Planck dio origen a una nueva concepción de la física, la mecánica cuántica.

19. Las características del efecto fotoeléctrico son: se produce emisión de electrones cuando se irradia con una frecuencia mínima un metal. Al aumentar la intensidad de la luz sin variar su frecuencia, se incrementa el número de electrones que emite el metal. Si la frecuencia no alcanza un valor umbral, el metal no emite electrones.



Los alumnos elaborarán un esquema en el que recojan estas ideas. Una propuesta de esquema es la siguiente:



— La existencia de una frecuencia umbral, junto con una ausencia de intervalo de tiempo, resultaban inexplicables para el modelo clásico ondulatorio. Esto es debido a que en el modelo clásico la luz no dependía de la frecuencia, sino de la intensidad; y la corriente eléctrica se genera instantáneamente con independencia de su intensidad, aspecto que no contempla el modelo clásico.

20. La luz está constituida por partículas llamadas *fotones*. Al irradiar la superficie de un metal con ellos, los electrones que forman parte del metal son arrancados siempre y cuando se les comunique la energía necesaria. Esta energía es conocida como *energía umbral*.

Ecuación del efecto fotoeléctrico:

$$E = E_0 + E_C$$

$$h \cdot \upsilon = h \cdot \upsilon_0 + E_C$$

21. El modelo de Rutherford no está de acuerdo con los espectros atómicos por la consideración de los electrones en movimiento alrededor del núcleo, lo que haría que perdieran energía. Toda carga en movimiento libera energía, y los electrones serían cada vez más fuertemente atraídos por el núcleo. Por este motivo, llegaría un momento en que chocarían con él, lo que no ocurre en realidad.

22. Datos: $\upsilon = 1{,}20 \cdot 10^{15}$ Hz

Incógnitas: E

Mediante la siguiente ecuación calculamos la energía a partir de la frecuencia que nos da el enunciado:

$$E = h \cdot \upsilon = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 1{,}20 \cdot 10^{15}\,\cancel{\text{s}}^{-1} = 7{,}96 \cdot 10^{-19}\,\text{J}$$

23. Datos: $E = 3{,}37 \cdot 10^{-19}$; $\lambda = 685$ nm; $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3 \cdot 10^{8}$ m·s^{-1}

Incógnitas: υ

— Mediante la siguiente ecuación, calculamos la frecuencia:

$$\lambda = \frac{c}{\upsilon}$$

— Una vez calculada, sustituimos el resultado de la ecuación anterior en la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot \upsilon = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3{,}0 \cdot 10^{8}\,\cancel{\text{m}} \cdot \cancel{\text{s}}^{-1}}{658 \cdot 10^{-9}\,\cancel{\text{m}}} =$$

$$= 2{,}90 \cdot 10^{-19}\,\text{J}$$

— El resultado nos muestra que no se podrá excitar un electrón porque la energía necesaria es menor que la energía obtenida.

24. Datos: $\upsilon = 5{,}0 \cdot 10^{-15}$ s^{-1} Hz; $E_o = 6{,}4 \cdot 10^{-19}$ J; $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J·s

Incógnitas: $E_{\text{cinética}}$; $\ell_{\text{máxima}}$

— Al sustituir los datos en la ecuación de Planck, se calcula la longitud de onda máxima para que se produzca el efecto fotoeléctrico:

$$E = h \cdot \upsilon = h \cdot \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E} =$$

$$= \frac{6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \text{s} \cdot 3{,}0 \cdot 10^{8}\,\text{m} \cdot \text{s}^{-1}}{6{,}4 \cdot 10^{-19}\,\text{J}} =$$

$$= 3{,}1 \cdot 10^{-7}\,\text{m}$$

— Calculamos la energía final de un electrón usando la frecuencia que nos da el enunciado del problema:

$$E_f = h \cdot \upsilon = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 5 \cdot 10^{15}\,\cancel{\text{s}}^{-1} = 3{,}3 \cdot 10^{-18}\,\text{J}$$

— Finalmente, calcularemos la energía cinética del electrón arrancado mediante el incremento de energía:

$$E_c = E_f - E_o = 3{,}3 \cdot 10^{-18}\,\text{J} - 6{,}4 \cdot 10^{-19}\,\text{J} = 2{,}7 \cdot 10^{-18}\,\text{J}$$

25. Datos: $\lambda_{\text{luz}} = 450$ nm; $\lambda_{\text{metal}} = 612$ nm; $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3 \cdot 10^{8}$ m·s^{-1}

Incógnitas: $E_{c\text{-máx.}}$

— Se calcula la frecuencia umbral para la emisión fotoeléctrica:

$$\upsilon_o = \frac{c}{\lambda_o} = \frac{3{,}0 \cdot 10^{8}\,\cancel{\text{m}} \cdot \text{s}^{-1}}{612 \cdot 10^{-9}\,\cancel{\text{m}}} = 4{,}902 \cdot 10^{14}\,\text{s}^{-1}$$

— A partir de la ecuación de Planck, obtenemos el trabajo-energía de extracción del metal:

$$E = h \cdot \upsilon_o = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 4{,}90 \cdot 10^{14}\,\cancel{\text{s}}^{-1} = 3{,}25 \cdot 10^{-19}\,\text{J}$$

— Utilizando la ecuación de Einstein del efecto fotoeléctrico, obtenemos la energía cinética máxima de los electrones emitidos:

$$E = E_o + E_c$$

$$h \cdot \upsilon = h \cdot \upsilon_o + E_c \Rightarrow E_c = h \cdot \upsilon - h \cdot \upsilon_o = h\left(\frac{c}{\lambda_{\text{luz}}} - \upsilon_o\right)$$

$$E_{c\text{-máx.}} = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \text{s}\left(\frac{3{,}0 \cdot 10^{8}\,\cancel{\text{m}} \cdot \text{s}^{-1}}{450 \cdot 10^{-9}\,\cancel{\text{m}}} - 4{,}9 \cdot 10^{14}\,\text{s}\right)$$

$$E_c = 1{,}17 \cdot 10^{-19}\,\text{J}$$

26. Respuesta sugerida:

Básicamente, las luciérnagas tienen la capacidad de brillar en la oscuridad porque poseen unos órganos especiales que les permiten hacerlo. Debajo del abdomen cuentan con una serie de órganos lumínicos y células especializadas que, cuando absorben el oxígeno, hacen que este se combine con una sustancia llamada *luciferina* (productora de luciferasa). La reacción química produce luz y un poco de calor.

— La energía de la radiación emitida por una televisión no es suficiente para impresionar una placa fotográfica, como se muestra en la siguiente ecuación:

$$E = h \cdot \upsilon = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \text{s} \cdot 100 \cdot 10^{6}\ \text{Hz} = 6{,}63 \cdot 10^{-26}\,\text{J}$$

En cambio, una luciérnaga sí emite radiación con una energía suficiente para impresionar la placa fotográfica.

$$E_{\text{luciérnaga}} = h \cdot \upsilon = h \cdot \frac{c}{\lambda} =$$

$$= 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3{,}0 \cdot 10^{8}\,\cancel{\text{m}} \cdot \cancel{\text{s}}^{-1}}{380 \cdot 10^{-9}\,\cancel{\text{m}}} = 5{,}2 \cdot 10^{-19}\,\text{J}$$

3 MODELO ATÓMICO DE BOHR Pág. 39

27. El número de radiaciones diferentes emitidas por el electrón dependerá del número de pasos empleados para volver al estado fundamental desde un nivel n. Como máximo, si al caer al estado fundamental pasa por todos los niveles intermedios, se producirán $n - 1$ radiaciones.

Para $n = 3$, producirá $n - 1 = 3 - 1 = 2$ radiaciones radiaciones diferentes.

Para $n = 6$, producirá $n - 1 = 6 - 1 = 5$ radiaciones diferentes.

28.

POSTULADOS
— Los electrones no pueden ocupar cualquier órbita alrededor del núcleo atómico, sino únicamente unas determinadas órbitas con un valor de energía determinado.
— Las órbitas permitidas son aquellas en las que el momento angular del electrón es múltiplo de $h/2\pi$, donde h es la constante de Planck.
— Siempre que un átomo absorbe o emite energía, lo hace mediante cuantos completos de valor $h \cdot u$, como consecuencia de que el electrón experimenta un tránsito entre niveles.
LIMITACIONES
— La estructura fina de los espectros atómicos, incluido el del átomo de hidrógeno.
— Los espectros de átomos polielectrónicos.
— El desdoblamiento de las líneas espectrales bajo el efecto de un campo magnético externo.
MODIFICACIONES
— El efecto Zeeman obligó a involucrar un tercer número cuántico, al que se llamó *cuanto magnético*.
— Goudsmitt y Uhlenbeck propusieron la rotación del electrón sobre sí mismo, que definiría un cuarto número cuántico, el espín.
— A. Sommerfel sugirió que el electrón podía describir órbitas circulares y elípticas alrededor del núcleo en un mismo nivel energético.

29. Datos: $n_2 = 5$; $n_1 = 3$; $R = 1{,}097 \cdot 10^7\ \text{m}^{-1}$

Incógnitas: λ

Se determina la longitud de onda del tránsito electrónico mediante la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = 1{,}097 \cdot 10^7 \text{m}^{-1}\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2}\right) =$$

$$= 7{,}801 \cdot 10^5\ \text{m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{7{,}801 \cdot 10^5\ \text{m}^{-1}} = 1{,}2819 \cdot 10^{-6}\text{m} = 1282\ \text{nm}$$

30. Datos: $n_o = 4$; $n_1 = 1$; $\lambda = 97{,}2$ nm; $E_1 = -2{,}18 \cdot 10^{-18}$ J

Incógnitas: E_4

— En primer lugar, debemos saber que la energía de la transición electrónica desde $n = 1$ a $n = 4$ es igual a la diferencia entre las energías de los electrones en ambas capas:

$$E_{1\to4} = E_1 - E_4$$

— A continuación, procedemos a calcular la energía de la transición electrónica:

$$E_{1\to4} = h \cdot \upsilon = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3 \cdot 10^8\,\cancel{\text{m}} \cdot \cancel{\text{s}}^{-1}}{97{,}2 \cdot 10^{-9}\,\cancel{\text{m}}} =$$

$$= 2{,}05 \cdot 10^{-18}\,\text{J}$$

— Finalmente, sustituimos en la primera ecuación, y mediante un simple factor de conversión expresamos el resultado final:

$$E_4 = E_1 - E_{1\to4} = 2{,}18 \cdot 10^{-18}\,\text{J} - 2{,}05 \cdot 10^{-18}\,\text{J} =$$

$$= 1{,}34 \cdot 10^{-19}\,\text{J}$$

$$1{,}34 \cdot 10^{-19}\,\cancel{\text{J}} \cdot \frac{1\text{eV}}{1{,}6 \cdot 10^{-19}\,\cancel{\text{J}}} = 0{,}84\ \text{eV}$$

31. Respuesta sugerida:

Los alumnos deben informarse de la biografía de Bohr y las principales investigaciones que llevó a cabo.

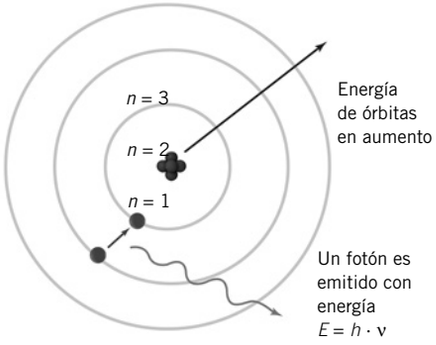
Niels Bohr nació el 7 de octubre de 1885 en Copenhague. Cursó estudios en la universidad de su ciudad natal y después viajó a Inglaterra con la intención de estudiar Física Nuclear con Joseph John Thomson, aunque pronto se trasladó a la Universidad de Manchester para trabajar con Ernest Rutherford. Su teoría de la estructura atómica le valió el Premio Nobel de Física en 1922. Trabajó sobre el modelo nuclear del átomo de Rutherford, pero el suyo establece que un átomo emite radiación electromagnética solo cuando un electrón del átomo salta de un nivel cuántico a otro. Bohr hizo muchas otras importantes contribuciones a la física nuclear teórica, como el desarrollo del modelo de la gota líquida del núcleo. Trabajó en fisión nuclear y en la construcción de la primera bomba atómica. Organizó la primera conferencia «Átomos para la paz» en Ginebra, celebrada en 1955, y dos años más tarde recibió el primer premio «Átomos para la paz». Falleció el 18 de diciembre de 1962 en Copenhague.

Para concluir, los alumnos deberán establecer un debate en clase acerca de su trabajo y de los debates científico-filosóficos con Albert Einstein sobre la estructura de la materia.

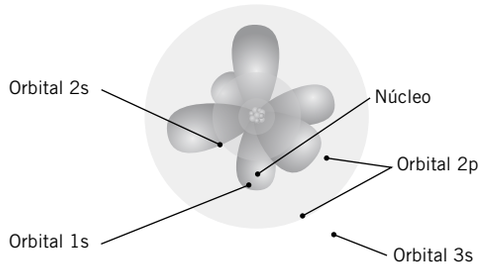
4 MECÁNICA CUÁNTICA APLICADA AL ÁTOMO

Págs. 39 y 40

32. Modelo de Bohr: explica cómo los electrones pueden tener órbitas estables alrededor del núcleo. El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.



Modelo mecánico-cuántico: describe el estado instantáneo de un sistema, el estado cuántico, con una función de onda que codifica la distribución de probabilidad de todas las propiedades medibles. El orbital atómico es la región del espacio alrededor del núcleo en la que existe gran probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada.



33. $n = 3$, puede contener 18 electrones.

— La configuración electrónica de un átomo con 18 electrones es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$. Los orbitales que contiene son: s, p y d.

El orbital atómico es la región del espacio alrededor del núcleo en la que existe gran probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada.

El nivel electrónico contiene en su interior los orbitales atómicos correspondientes al nivel.

34. a) Es posible.

b) No es posible porque no completa los orbitales anteriores.

c) No es posible porque en el orbital p solo puede haber un máximo de seis electrones.

d) No es posible porque en el orbital p solo puede haber un máximo de seis electrones.

35. La única configuración electrónica del estado fundamental del carbono ($Z = 6$) que cumple la regla de Hund es la *c:*

$$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$$

36. Datos: $v_e = 20\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$;

Incógnitas: λ

— La longitud de onda se calcula usando la ecuación de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m_e \cdot v_e} = \frac{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s}}{9{,}11 \cdot 10^{-31}\ \text{kg} \cdot 20\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}} =$$

$$= 3{,}64 \cdot 10^{-5}\ \text{m} = 36\,388\ \text{nm}$$

37. Las posibles combinaciones son las siguientes: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

e⁻	*n*	*l*	*m*	m_s
1.ª	1	0	0	–1/2
2.ª	1	0	0	1/2
3.ª	2	0	0	–1/2
4.ª	2	0	0	1/2
5.ª	2	1	–1	–1/2
6.ª	2	1	0	–1/2
7.ª	2	1	1	–1/2
8.ª	2	1	–1	1/2
9.ª	2	1	0	1/2
10.ª	2	1	1	1/2

38. De las combinaciones de números cuánticos que se indican, son correctas:

— (1, 0, 0, +1/2), que pertenece al orbital s debido a que $l = 0$

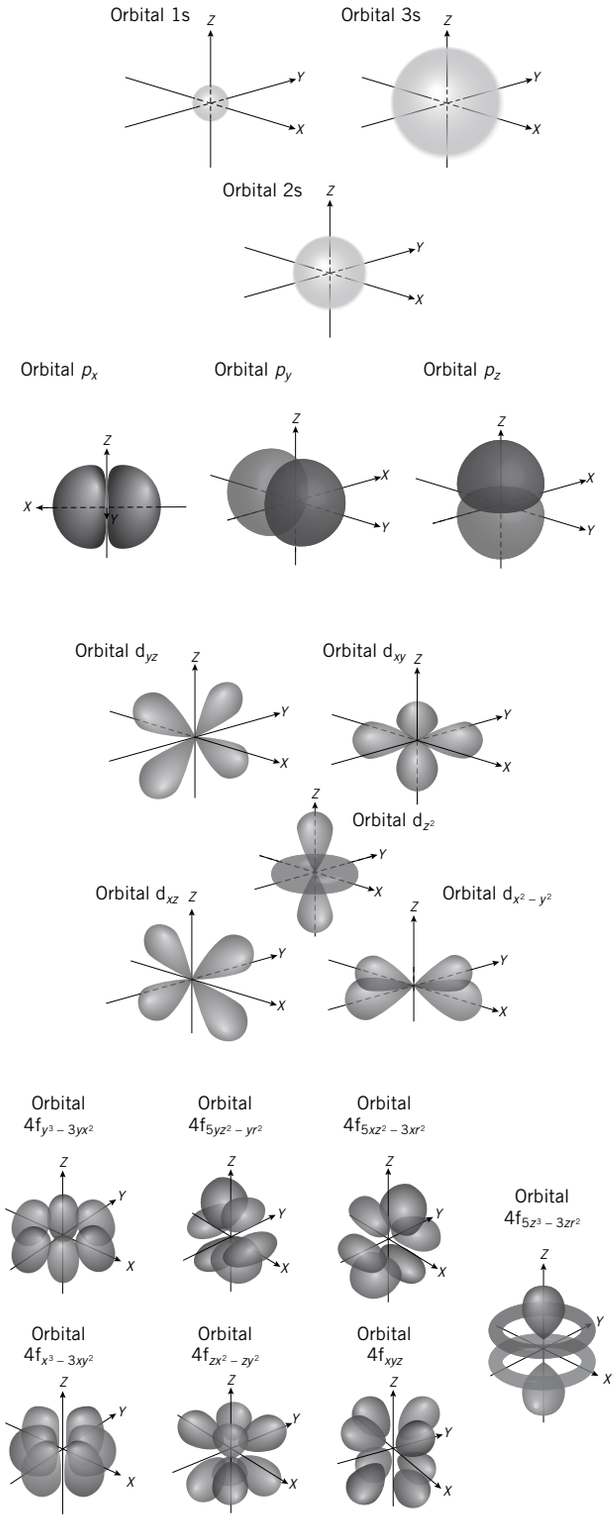
— (5, 4, –4, –1/2), que pertenece al orbital f debido a que $l = 4$

39. Respuesta sugerida:

a) En el vídeo aparecerán los distintos tipos de orbitales existentes.

b) Un orbital atómico es la región del espacio alrededor del núcleo en la que existe gran probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada.

Los alumnos dibujarán en su cuaderno un orbital s, p, d y f.



40. Para determinar qué orbital tiene menor energía, determinamos *n* y *l* para cada orbital, y calculamos la suma de *n* + *l*.

a) El orbital 2p tiene mayor energía porque el resultado de *n* + *l* del orbital 2p es mayor que el *n* + *l* del orbital 2s:

$2 + 1 > 2 + 0$

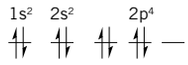
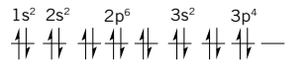
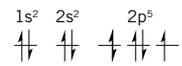
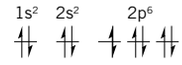
b) El orbital 1f no existe.

c) Ambos tienen la misma energía: $6 + 0 = 4 + 2$

d) El orbital 5d tiene mayor energía:

$5 + 2 > 3 + 1 \rightarrow 7 > 4$

41.

Especie	Configuración electrónica	Diagrama de orbitales
O($Z = 8$)	$1s^2\,2s^2\,2p^4$	
S($Z = 16$)	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,2s^2\,2p^4$	
O^{2-}($Z = 8$)	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	
F($Z = 9$)	$1s^2\,2s^2\,2p^5$	
F^-($Z = 9$)	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	

42. a) Mg ($Z = 12$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$. Tiene dos electrones en el nivel más externo.

b) Ar ($Z = 18$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$. Tiene ocho electrones en el nivel más externo.

c) Pd ($Z = 46$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^8$. Tiene dos electrones en el nivel más externo.

d) Sn ($Z = 50$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^2$. Tiene cuatro electrones en el nivel más externo.

43. a) ($Z = 17$) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$. No tiene electrones desapareados; por tanto, es una sustancia diamagnética.

b) ($Z = 11$) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$. Tiene un electrón desapareado; por tanto, es una sustancia paramagnética.

44. a) $1s^1\,2s^1$ no es un átomo estable porque su estado fundamental es $1s^2$.

b) $1s^2\,2s^2\,2p^6$ es su estado fundamental y, por tanto, el átomo es estable.

c) $1s^2\,2s^1\,2p^6$ no es su estado fundamental; por tanto, es un átomo excitado, no un átomo estable.

d) $1s^1\,2s^2\,2p^3$ no es su estado fundamental; por tanto, es un átomo excitado, no un átomo estable.

e) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^1$ es su estado fundamental y, por tanto, el átomo es estable.

45. Respuesta sugerida:

a) Einstein llamó «acción fantasmagórica» al hecho de que la observación de un objeto afecte a otro a pesar de la distancia que les separa.

b) Que dos electrones separados a 1,3 km de distancia se comunican de forma invisible e instantánea.

c) La tecnología del experimento se puede aplicar a la criptografía cuántica para mejorar la seguridad en las comunicaciones.

d) Tiene la ventaja de poner en común los conocimientos de todos los integrantes de la colaboración, para conseguir un mejor avance en las investigaciones que se llevan a cabo.

e) Los alumnos deberán poner en común sus conclusiones.

Algunas conclusiones que se pueden extraer de la investigación realizada son:

— Se han llegado a comprobar las predicciones de la teoría cuántica.

— Se ha refutado de forma casi perfecta la visión del mundo de Einstein sobre que «nada» viaja más rápido que la luz.

— Este experimento ha permitido desarrollar tecnologías que se pueden aplicar para mejorar la seguridad en las comunicaciones y la informática de alto rendimiento, u otras áreas que requieran de números aleatorios de alta calidad y a una velocidad muy alta.

— La tecnología del experimento se puede aplicar a la criptografía cuántica para mejorar la seguridad en las comunicaciones.

46. Respuesta sugerida:

Louis De Broglie fue galardonado en 1929 con el Premio Nobel de Física por su descubrimiento de la naturaleza ondulatoria del electrón.

— La Real Academia Sueca de Ciencias otorgó el Premio Nobel de Química 2022 a Carolyn R. Bertozzi, Morten Meldal y K. Barry Sharpless, por el desarrollo de la química clic y la química bioortogonal, técnicas que permiten crear moléculas grandes a partir de otras más pequeñas.

El alumnado puede encontrar en Internet más información sobre el Premio Nobel de Química de 2022.

5 PARTÍCULAS SUBATÓMICAS EN EL UNIVERSO

Pág. 40

47. Fundamentales: quark, fotón, bosón Z, neutrino.

No fundamentales: barión, mesón.

48. Respuesta sugerida:

a) Neutrino electrónico, neutrino muónico y neutrino tauónico.

b) El descubrimiento de las oscilaciones de los neutrinos demuestra que tienen masa.

c) El Premio Nobel de Física de 2015 fue otorgado al descubridor de estas oscilaciones en los neutrinos.

d) Los neutrinos tienen carga neutra, es decir, no tienen carga.

e) Sí, debido a que a la mayor parte de las partículas de la naturaleza les corresponde una antipartícula; en este caso, un antineutrino de carga idéntica al neutrino.

49. Respuesta sugerida:

Hay seis tipos distintos de quarks (up, down, charm, strange, top, bottom):

— Up: tiene una carga eléctrica igual a +2/3 de la carga elemental y un espín de 1/2.

— Down: tiene una carga eléctrica igual a –1/3 de la carga elemental y un espín de 1/2.

— Charm: tiene una carga eléctrica igual a +2/3 de la carga elemental y un espín de 1/2.

— Strange: tiene una carga eléctrica igual a –1/3 de la carga elemental y un espín de 1/2.

— Top: tiene una carga eléctrica igual a +2/3 de la carga elemental y un espín de 1/2.

— Bottom: tiene una carga eléctrica igual a –1/3 de la carga elemental y un espín de 1/2.

Recibieron estos nombres para ser fácilmente recordados. Las variedades strange, charm, bottom y top son muy inestables y se desintegraron en una fracción de segundo después del Big Bang, pero los físicos de partículas pueden recrearlas y estudiarlas. Las variedades up y down sí se mantienen, y se distinguen entre otros aspectos por su carga eléctrica.

SÍNTESIS

Pág. 40

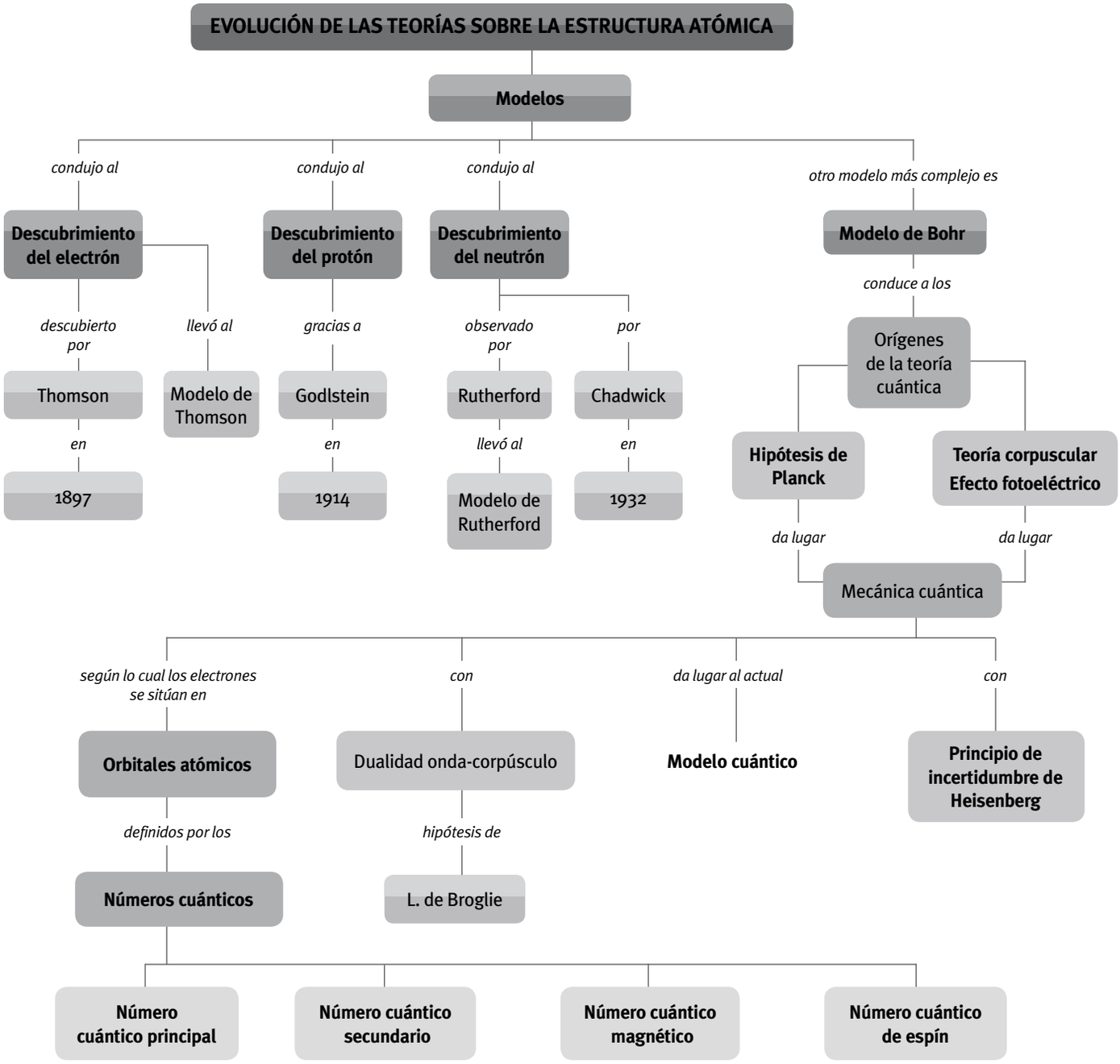
50. a) La afirmación es falsa. El modelo atómico de Thomson no diferencia entre núcleo y corteza. Según Thomson, los electrones se hallan incrustados en una esfera maciza de carga positiva. El modelo atómico de Rutherford es el primero que diferencia entre núcleo y corteza en el átomo.

b) La afirmación es falsa. Las masas del protón y del neutrón son similares, pero la masa del electrón es mucho menor.

c) La afirmación es falsa. El modelo atómico de Bohr incluye el concepto de cuantización de la energía.

d) La afirmación es verdadera. A mayor intensidad de la luz que incide sobre un metal, mayor será la corriente eléctrica que genera si la luz aporta energía suficiente para extraer electrones.

51. Los alumnos deberán elaborar un mapa conceptual con la ayuda de una herramienta en línea. En este esquema se debe resumir el temario de esta unidad. En el mapa conceptual se deben incluir: los modelos atómicos y los distintos descubrimientos que dieron origen a estos; la mecánica cuántica y sus principios; orbitales atómicos y números cuánticos.



Evaluación (Pág. 42)

1. a) Verdadera.

b) Falsa; según el modelo atómico de Rutherford, la mayor parte de la masa atómica se concentra en el núcleo.

c) Falsa; el modelo atómico de Bohr explica el espectro atómico del hidrógeno.

d) Verdadera.

e) Verdadera.

f) Falsa; en el modelo mecánico-cuántico actual, la posición de los electrones no se puede predecir; los electrones no se encuentran en órbitas, sino en orbitales.

g) Verdadera.

2.

Símbolo	$^{2}_{1}H$	$^{87}_{38}Sr^{2-}$	$^{48}_{16}Sr^{2-}$
Z	1	38	16
A	2	87	48
N.° de protones	1	38	16
N.° de electrones	1	40	18
N.° de neutrones	1	49	32
Masa atómica aproximada (u)	2	87	48
Carga	0	–2	–2

3. Datos: $\upsilon = 4{,}85 \cdot 10^{15}$ Hz; $E = 1{,}7 \cdot 10^{-2}$ J

Incógnitas: cantidad de cuantos

— En primer lugar, calcularemos la energía que produce la emisión de radiación del láser:

$$E_{\text{emisión}} = h \cdot \upsilon = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 4{,}85 \cdot 10^{15}\,\cancel{\text{s}}^{-1} =$$

$$= 3{,}22 \cdot 10^{-18}\,\text{J}$$

— Y, a continuación, calculamos el número de cuantos dividiendo la energía suministrada entre la energía resultante de la emisión del láser:

$$\text{número de cuantos} = \frac{E_{\text{suministrado}}}{E_{\text{emisión}}} = \frac{1{,}7 \cdot 10^{-2}\,\cancel{\text{J}}}{3{,}22 \cdot 10^{-18}\,\cancel{\text{J}}} =$$

$$= 5{,}3 \cdot 10^{15}\ \text{cuantos}$$

— La respuesta correcta es la *c*.

4. En primer lugar, tenemos las siguientes ecuaciones:

$$E_{C \to B} = E_2 = E_C - E_B$$

$$E_{A \to B} = E_1 = E_A - E_B$$

$$E_1 = 10E_2$$

— Seguidamente, procedemos a aislar E_B:

$$E_A - E_B = 10E_2$$

$$E_B = E_A + 10E_2$$

— Finalmente, aislamos E_C:

$$E_2 = E_C - (+E_A - E_1)$$

$$E_2 = E_C - E_A + E_1$$

$$E_2 = E_C - E_A + 10E_2$$

$$11E_2 + E_A = E_C$$

— Por tanto, la respuesta correcta es la *a*.

5. Datos: $m = 20$ g; $v = 72\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$

Incógnitas: λ

Para resolver este ejercicio, aplicaremos la ecuación de la longitud de onda para objetos que no van a la velocidad de la luz:

$$\lambda = \frac{h}{p_{\text{móvil}}} = \frac{h}{m_{\text{móvil}} \cdot v_{\text{móvil}}} = \frac{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s}}{0{,}020\ \text{kg} \cdot 20\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}} =$$

$$= 1{,}66 \cdot 10^{-33}\ \text{m}$$

6. Datos: $n_2 = 4$; $n_1 = 2$

Incógnitas: λ

Para resolver este ejercicio aplicaremos la inversa de la ecuación de J. Rydberg para $n_2 = 4$ de la línea de Balmer:

$$\lambda = \frac{1}{R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)} = \frac{1}{1{,}098 \cdot 10^{7}\,\text{m}^{-1}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right)} =$$

$$= 4{,}857 \cdot 10^{-7}\,\text{m}$$

7. Las opciones *a* y *d* son correctas.

La respuesta *c* no es correcta porque se debe cumplir que *l* sea *n* –1. En este caso, *n* = 4; por tanto, *l* no puede ser 4 también.

8. P (*Z* = 15) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$

e⁻	***n***	***l***	***m***	m_s
13.°	3	1	–1	1/2
14.°	3	1	0	1/2
15.°	3	1	1	1/2

9. Sí, la energía en el mismo nivel *n* energético solo cambia entre los diferentes orbitales, pero no dentro de uno, como, por ejemplo, en este caso, el orbital p.

10. S (*Z* = 16) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$

S^{2-} $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

S^{2+} $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$

11. a) Estado fundamental.

b) Estado fundamental.

c) Estado excitado, no llena todos los orbitales anteriores.

d) Estado excitado, no llena todos los orbitales anteriores.

12. a) Quark.

b) Fotón.

c) Mesón.

2# Sistema periódico de los elementos

Nos situamos (Pág. 43)

A. Respuesta sugerida:

Con el fin de introducir la unidad, proponemos responder a estas cuestiones entre todos los alumnos de la clase.

Este ejercicio facilitará al profesor/a y a la clase en general información de cuáles son los conocimientos previos sobre el tema.

— Muchos de los nombres de los elementos químicos se refieren a alguna de sus propiedades. Por ejemplo, el oro, en latín *aurum,* significa 'principio brillante'. Sin embargo, hay otros elementos cuyos nombres hacen referencia a una persona. Por ejemplo, el curio debe su nombre a Marie Curie. Otros elementos químicos deben su nombre a lugares geográficos, por ejemplo, el californio, que fue sintetizado por primera vez en el laboratorio de la Universidad de California.

— Dimitri Mendeléiev publicó en 1869 una tabla periódica en la que situó todos los elementos conocidos en aquella época ordenándolos de tal forma que los que pertenecían a una misma familia apareciesen en la misma línea horizontal. Sin embargo, el descubrimiento del helio le causó un gran problema, puesto que este nuevo elemento no tenía un lugar adecuado para colocarse en la tabla.

B. Respuesta sugerida:

— Ambos libros ofrecen multitud de curiosidades e información sobre la tabla periódica de los elementos. Muestran el lado divertido y fascinante de la historia de los elementos químicos.

— Este ejercicio facilitará al profesorado y a los alumnos la capacidad de captar las ideas principales del libro. Se puede organizar un debate en clase en el cual cada alumno/a exponga lo que más le ha llamado la atención del libro.

Datos curiosos que el alumnado puede extraer de los libros recomendados son:

- Estos libros no son solo libros sobre los elementos químicos, sino que muestran cómo esos elementos fueron descubiertos, cómo cambiaron el mundo, de qué manera influyeron en el arte y en la literatura, de qué forma impulsaron los acontecimientos históricos más relevantes. En estos libros se aprenden cosas que no hay que olvidar jamás.
- Los asombrosos relatos e increíbles sucesos que narran estos libros tienen como protagonistas el carbón, el neón, el silicio o el oro, elementos que juegan un papel fundamental en la historia, las finanzas, la mitología, la guerra, la cultura y la vida de los (locos) científicos que los descubrieron.
- Los elementos están tan cerca como lejos de nosotros mismos. Estos libros desentrañan sus secretos y nos demuestran que sus historias, las de los elementos, son también las nuestras.

C. Respuesta sugerida:

Con este ejercicio se propone organizar un debate en clase acerca de estas cuestiones. El profesor/a puede plantear preguntas como la siguiente: ¿podría existir un número infinito de elementos químicos?

— Según la ley periódica de Mendeléiev, se puede predecir que existen elementos que todavía no se han descubierto. El problema es que los elementos estarían muy abajo en la tabla periódica, lo que haría que fuesen muy inestables y tendrían que ser sintetizados en un laboratorio.

En cuanto a la ordenación de los elementos químicos en la tabla periódica, los alumnos propondrán posibles criterios de ordenación. Se propone que cada alumno/a configure una nueva tabla periódica basándose en nuevos criterios.

Problemas resueltos (Págs. 64 y 65)

1. Analizamos las configuraciones electrónicas dadas y, a partir de ellas, determinamos el grupo y el período al que pertenece cada elemento.

— X: $1s^2\,2s^2\,2p^4$

El elemento X tiene estructura de su último nivel electrónico tipo s^2p^4, por lo que pertenece al grupo 16, el de los calcógenos o anfígenos. Por el número 2 de dicho nivel, determinamos que su período es el 2. Al tener 8 electrones, su número atómico es 8, lo que lo identifica como el oxígeno (O).

— Y: $1s^1$

El elemento Y tiene estructura de su último nivel electrónico tipo s^1, por lo que pertenece al grupo 1, el de los alcalinos. Por el número 1 de dicho nivel, determinamos que su período es el 1. Al tener 1 electrón, su número atómico es 1, lo que lo identifica como el hidrógeno (H).

— Z: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$

El elemento Z tiene estructura de su último nivel electrónico tipo s^1, por lo que pertenece al grupo 1, el de los alcalinos. Por el número 4 de dicho nivel, determinamos que su período es el 4. Al tener 19 electrones, su número atómico es 19, lo que lo identifica como el potasio (K).

2. Datos: Mn ($Z = 25$); K ($Z = 19$); As ($Z = 33$); Ce ($Z = 58$)

Analizamos los elementos químicos dados y su configuración electrónica y, a partir de ella, determinamos el grupo y el período al que pertenece cada elemento.

— Mn ($Z = 25$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^5\,4s^2$

El manganeso posee en su penúltimo nivel un orbital d incompleto, por lo que pertenece al grupo de metales de transición. Al tener 5 electrones en dicho orbital, estará en el grupo 7.

— K ($Z = 19$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$

El potasio tiene estructura de su último nivel electrónico tipo s^1, por lo que pertenece al grupo 1, el de los alcalinos. Por el número 4 de dicho nivel, determinamos que su período es 4.

— As ($Z = 33$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^3$

El arsénico tiene estructura de su último nivel electrónico tipo s^2p^3, por lo que pertenece al grupo 15, el grupo del nitrógeno. Por el número 4 de dicho nivel, determinamos que su período es 4.

— Ce ($Z = 58$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2\,4f^1\,5d^1$

El cerio posee en su último nivel un orbital d incompleto, por lo que pertenece al grupo de metales de transición. Al tener 1 electrón en dicho orbital, estará en el grupo 5.

- Son metales los elementos situados a la izquierda de la tabla periódica.

  Metales: Mn, Ce, K

3. Datos: Ca ($Z = 20$); Mg ($Z = 12$); Na ($Z = 11$)

Para calcular la carga nuclear efectiva de los siguientes elementos:

— Escribimos las configuraciones electrónicas.

Ca ($Z = 20$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$

Mg ($Z = 12$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$

Na ($Z = 11$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$

— Cada electrón del kernel ejercerá un apantallamiento $a = 1$.

Ca ($Z = 20$): kernel ($3s^2\,3p^6$). Por tanto: $8 \cdot 1 = 8$

Mg ($Z = 12$): kernel ($2s^2\,2p^6$). Por tanto: $8 \cdot 1 = 8$

Na ($Z = 11$): kernel ($2s^2\,2p^6$). Por tanto: $8 \cdot 1 = 8$

— Calculamos y comparamos la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de cada uno.

Z^* (Ca) $= Z - a = 20 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6) - a\,(4s^1) = 2 - a\,(4s^1)$

Z^* (Mg) $= Z - a = 12 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6) - a\,(3s^1) = 2 - a\,(3s^1)$

Z^* (Na) $= Z - a = 11 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6) = 1$

4. Analizamos los elementos químicos dados con números atómicos 19, 20, 3 y 35.

a) Identificamos los elementos químicos en la tabla periódica. Las configuraciones electrónicas de cada uno de los elementos son:

K ($Z = 19$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$

Ca ($Z = 20$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$

Li ($Z = 3$): $1s^2\,2s^1$

Br ($Z = 35$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^5$

b) Respecto a las energías de ionización de los elementos K ($Z = 19$) y Li ($Z = 3$):

Ambos elementos pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica, el grupo 1. Dentro de un grupo, la energía de ionización disminuye según incrementa el número atómico, ya que disminuye la atracción nuclear sobre el electrón más externo. Por lo tanto, el último electrón es retenido con menor fuerza en el Li ($Z = 3$) y su energía de ionización será mayor que en el caso del K ($Z = 19$).

c) Respecto al radio atómico de los elementos K ($Z = 19$) y Li ($Z = 3$):

Ambos elementos pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica, el grupo 1. Dentro de un grupo, el radio atómico aumenta conforme crece el número atómico. Por tanto, el orden decreciente de radio atómico es: K ($Z = 19$) > Li ($Z = 3$)

d) El carácter metálico se refiere al comportamiento de los elementos como metales o no metales, según tiendan a perder sus electrones del nivel más externo (metales) o no (no metales).

Podemos deducir el carácter metálico por la posición que ocupan los elementos en la tabla periódica. Los metales aparecen a la izquierda de la tabla periódica y los no metales se sitúan a la derecha; por tanto:

Metales: K ($Z = 19$), Ca ($Z = 20$), Li ($Z = 3$)

No metales: Br ($Z = 35$)

Ejercicios y problemas (Págs. 66 a 68)

1 HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA Pág. 66

5. Los científicos a los que se les atribuyen los siguientes hechos son:

a) Döbereiner (1820). Propuso la ley de las tríadas de elementos.

b) Moseley (1914). Clasificó los elementos en orden creciente de masa atómica.

c) Berzelius (1814). Dividió los elementos en dos grupos diferentes: metales y no metales.

d) Chancourties (1863). Ordenó los elementos en función de su masa atómica sobre una curva helicoidal.

e) Newlands (1863). Estableció la ley de las octavas.

f) Mendeléiev (1869) y Meyer (1870). Ordenaron los elementos en orden creciente de masa atómica en una tabla, dejando huecos para algunos elementos aún no descubiertos en su época.

6. Tras leer la historia de la tabla periódica, respondemos a las preguntas propuestas:

a) A la alquimia le debemos el conocimiento de las sustancias, algunos procesos (reacciones químicas) y técnicas de purificación de sustancias

b) El siglo XVIII se denomina Siglo de las Luces porque durante ese período se produjo un gran desarrollo de las ciencias. Entre los avances que tuvieron lugar en ese siglo, podemos destacar los siguientes:

- Se descubrieron los elementos gaseosos: oxígeno, hidrógeno y nitrógeno.
- Se desarrolló la química gracias a la ley de conservación de la masa de Lavoisier.

- Se conoció una lista de «sustancias simples» que abarcaba un total de 33 sustancias elementales.
- Las sustancias conocidas se identificaron como elementos y aparecieron las primeras clasificaciones de elementos químicos en función de sus propiedades.
- Se descubrió una técnica para descomponer sustancias: la electrólisis.

c) Respuesta sugerida:

El gran mérito de Mendeléiev fue pronosticar la existencia de elementos que aún no habían sido descubiertos; por ese motivo, dejó huecos vacíos en la tabla periódica para situar en ellos los elementos cuyo descubrimiento se realizaría años después.

7. Respuesta sugerida:

Los principales logros y aportaciones a la química de Dimitri Mendeléiev fueron los siguientes:

— Descubrió la tabla periódica de los elementos.

— Predijo la existencia de nuevos elementos químicos aún no descubiertos en la época y fijó las propiedades de esos elementos desconocidos.

Cada alumno/a debe redactar un breve informe en formato digital en el que enumere sus principales logros.

2 LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL Págs. 66 y 67

8. Observando la tabla periódica actual:

a) Los elementos químicos situados en el mismo período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no.

Los elementos químicos situados en el mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en su nivel más externo.

b) Los electrones internos reciben el nombre de *kernel.* El kernel es una forma de abreviar la configuración electrónica de un elemento. Consiste en sustituir los electrones anteriores al nivel más externo por el símbolo del gas noble anterior, entre corchetes, seguido de la estructura electrónica del nivel más externo.

c) El símbolo y el número atómico de los elementos que aparecen en el enunciado son:

Elemento químico	Símbolo	Número atómico
Platino	Pt	78
Silicio	Si	14
Xenón	Xe	54
Uranio	U	92
Germanio	Ge	32
Iridio	Ir	77
Bario	Ba	56
Europio	Eu	63

9. La configuración electrónica del nivel más externo de los siguientes grupos es:

a) Alcalinotérreos: ns^2

b) Gases nobles: ns^2np^6

c) Nitrogenoideos: ns^2np^3

d) Halógenos: ns^2np^5

e) Alcalinos: ns^1

f) Carbonoideos: ns^2np^2

10. Si analizamos la configuración electrónica externa del elemento, $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$, vemos que presenta estructura de su último nivel electrónico tipo $s^2\ p^1$, por lo que pertenece al grupo 13, el de los térreos o boroideos. Por el número 4 de dicho nivel, determinamos que su período es el 4.

11. La configuración electrónica abreviada, según el gas noble más próximo, de los elementos que aparecen en el enunciado es:

Elemento químico	Configuración electrónica
Sodio	[Ne] $3s^1$
Telurio	[Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$
Hierro	[Ar] $4s^2\ 3d^6$
Aluminio	[Ne] $3s^2\ 3p^1$
Wolframio	[Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^4$
Berilio	[He] $2s^2$
Cloro	[Ne] $3s^2\ 3p^5$
Antimonio	[Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^3$
Nitrógeno	[He] $2s^2\ 2p^3$

12. Dados los siguientes números atómicos, podemos obtener esta información:

Número atómico	Configuración electrónica	Grupo	Período
$Z = 12$	[Ne] $3s^2$	2	3
$Z = 42$	[Kr] $5s^2\ 4d^5$	7	5
$Z = 16$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	16	3
$Z = 53$	[Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$	17	5

13. Para los siguientes casos:

a) Tiene tres electrones en el subnivel 3d.

La estructura electrónica externa de este elemento es $4s^2\ 3d^3$. Se corresponde con el vanadio, de símbolo atómico V y número atómico 23.

b) Tiene el subnivel 3p completo.

La estructura electrónica externa de este elemento es $3s^2\ 3p^6$. Se corresponde con el gas noble argón, de símbolo atómico Ar y cuyo número atómico es 18.

14. Dado el siguiente elemento cuya configuración electrónica es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

a) La afirmación es falsa. Al tener 19 electrones, su número atómico también es 19.

b) La afirmación es verdadera. La configuración electrónica pertenece a un átomo en estado fundamental, no se observan saltos de electrones de un nivel a otro superior.

c) La afirmación es falsa. No se observan saltos de electrones de un nivel a otro superior.

d) La afirmación es falsa. El elemento pertenece al grupo 1, el de los alcalinos.

e) La afirmación es falsa. El elemento químico tiene estructura de su último nivel electrónico tipo $4s^1$. El número 4 de este nivel nos indica que pertenece al cuarto período.

15. Si analizamos los siguientes elementos químicos:

A ($1s^2\,2s^2\,2p^1$)

B ($1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$)

C ($1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,4s^2\,4p^1$)

a) La afirmación es falsa. Si observamos las configuraciones electrónicas, el último nivel electrónico de ambos elementos químicos no es el mismo, por lo que no pertenecen al mismo período.

b) La afirmación es verdadera. Si observamos las configuraciones electrónicas, la estructura del último nivel electrónico es ns^2np^1, por lo que los tres elementos químicos pertenecen al grupo 13, el grupo de los térreos o boroideos.

c) La afirmación es verdadera. C pertenece al nivel electrónico 4, por lo que es un elemento químico del cuarto período.

d) La afirmación es falsa. El elemento químico B posee 13 electrones, por lo que su número atómico es 13.

e) La afirmación es falsa. Los elementos químicos A, B y C tienen estructura electrónica del tipo ns^2np^1, por lo que pertenecen al grupo de los térreos o boroideos.

16. De las configuraciones electrónicas propuestas:

a) $1s^2\,2s^2\,2p^5$

b) $1s^2\,2s^1$

c) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$

d) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,4s^2\,4p^6$

e) $1s^2\,2s^2\,2p^6$

f) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$

— Podemos agrupar las configuraciones electrónicas en tres grupos:

- Tipo ns^2np^5: a este grupo pertenecen las configuraciones electrónicas *a* y *c*.
- Tipo ns^1: a este grupo pertenecen las configuraciones electrónicas *b* y *f*.
- Tipo ns^2np^6: a este grupo pertenecen las configuraciones electrónicas *d* y *e*.

— Dentro de cada uno de los grupos anteriores, identificamos los siguientes elementos:

- Tipo ns^2np^5: en este grupo, el de los halógenos, se encuentran los elementos F (a) y Cl (c).
- Tipo ns^1: en este grupo, el de los alcalinos, se encuentran los elementos Li (b) y Na (f).
- Tipo ns^2np^6: en este grupo, el de los gases nobles, se encuentran los elementos Kr (d) y Ne (e).

17. Tras consultar la tabla periódica interactiva:

a) Respuesta sugerida:

Se ha elegido como elemento metálico el K y como elemento no metálico el As, ambos pertenecientes al mismo período.

b) Respuesta sugerida:

	Elemento metálico	Elemento no metálico
Símbolo	K	As
Z	19	33
A	39,09	74,92
Configuración electrónica	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^3$
Grupo	1	15
Período	4	4
Isótopos	39K, 40K, 41K, 42K, 43K	71As, 72As, 73As, 74As, 75As, 76As, 77As
Historia	El hidróxido de potasio se consideró durante mucho tiempo como un elemento porque no se lograba descomponer mediante el calor ni mediante reactivos químicos. En 1807 Davy aisló por primera vez el metal por electrólisis del hidróxido potásico húmedo.	Fue descubierto en el siglo XIII por Alberto Magno.
Propiedades	El potasio es un metal sólido, blando, de baja densidad y maleable. Recién cortado tiene un brillo parecido al de la plata. Se disuelve en amoníaco líquido anhidro y se combina fácilmente con la mayoría de los no metales. Reacciona con el hidrógeno para dar hidruro de potasio y con el oxígeno puede formar óxido y peróxido.	Se presenta en varias formas alotrópicas de las cuales las más importantes son el arsénico gris (de aspecto metálico, blando, frágil y buen conductor del calor, con un peso específico de 5,7) y el arsénico amarillo (no metálico; de peso específico 2,0; cuando se calienta, sublima, pasando directamente de sólido a vapor a 613 ºC). El vapor de arsénico está constituido por moléculas tetratómicas (As_4) que se disocian en moléculas diatómicas (As_2) a temperaturas superiores a los 800 ºC.
Aplicaciones	Se utiliza como refrigerante en las plantas eléctricas nucleares. Los compuestos tienen muchos usos: el bromuro y el yoduro se emplean en medicina y en fotografía; el clorato, en la fabricación de algunos explosivos y de las cerillas; el sulfato, como fertilizante para la agricultura, y el hidróxido, para fabricar jabones blandos.	Como veneno. El arsénico se agrega para endurecer el plomo en la fabricación de perdigones y se usa en la industria del vidrio (0,5% de trióxido de arsénico) para eliminar el color verde que producen las impurezas de los compuestos de hierro. El arseniato de plomo y el arseniato de calcio se usan como insecticidas. El arseniuro de galio (GaAs) se usa en semiconductores y para la preparación de láseres. El disulfuro de arsénico ($As_2\,S_2$), que es conocido como rojo oropimente o arsénico rubí, se usa como pigmento en la fabricación de fuegos de artificio y pinturas.

c) Respuesta sugerida:

El arsénico es un metaloide que rara vez se encuentra en estado sólido. Sus propiedades son intermedias entre los metales y los no metales. Muy tóxico.

El potasio es un metal alcalino. Es un sólido blando que reacciona violentamente con agua. Esencial para la vida.

18. Trabajo colaborativo en grupo.

a) Respuesta sugerida:

El ununpentio es el último elemento químico descubierto. Posee número atómico 115. En 2011 se aprobaron los nombres de tres nuevos elementos que tienen los números atómicos 110, 111 y 112, bautizados respectivamente como darmstadtio (Ds), roentgenio (Rg) y copernicio (Cn).

b) Respuesta sugerida:

El símbolo, posición en la tabla periódica y estructura electrónica del último elemento químico descubierto:

- Ununpentio (Uup), número atómico 115, configuración electrónica: [Rn] $5f^{14}\,6d^{10}\,7s^2\,7p^3$

c) Respuesta sugerida:

- En cuanto a las propiedades del ununpentio (Uup), en su forma natural es desconocido; la masa atómica de este elemento es de 288 u.
- Las propiedades químicas precisas de este elemento no se conocen; es altamente inestable y existe solo unos pocos segundos un momento antes de decaer en forma de elementos más estables.
- Por su vida media tan reducida, de aproximadamente 100 milisegundos, su inestabilidad y dificultad de obtención, son nulas las aplicaciones industriales o comerciales de este elemento superpesado, por lo que su aplicación se relega solo a la investigación científica.

19. Respuesta sugerida:

Con el fin de obtener una conclusión, proponemos que se establezca un debate entre todos los alumnos de la clase.

Este ejercicio facilitará al profesor/a, y a la clase en general, información de si quedan elementos químicos aún por descubrir, si haría falta una nueva tabla periódica para ordenar nuevos elementos químicos o si, por el contrario, los alumnos creen que la tabla periódica actual está completa.

3 CARGA NUCLEAR EFECTIVA Y APANTALLAMIENTO

Pág. 67

20. La carga nuclear efectiva es la carga que debiera tener el núcleo para que, en ausencia de otros electrones, la atracción del núcleo sobre el electrón considerado fuera la misma que la atracción neta que experimenta el electrón en el átomo real.

El apantallamiento consiste en la repulsión entre los electrones, que disminuye la atracción del núcleo y condiciona el estado del electrón en el átomo.

— La carga nuclear efectiva puede calcularse mediante la siguiente expresión:

$Z^* = Z - a$, donde Z^* es la carga nuclear efectiva, Z es la carga nuclear y a es la constante de apantallamiento.

— El apantallamiento se calcula de la siguiente forma:

- Los electrones que componen el kernel apantallan totalmente, de manera que el valor de a correspondiente a cada uno es $a = 1$.
- Los demás electrones apantallan menos, de manera que el valor de a correspondiente a cada uno de ellos es $a < 1$.

21. La carga nuclear efectiva para los siguientes átomos será:

a) Boro

Escribimos la configuración electrónica del boro: B ($Z = 5$): $1s^2\,2s^2\,2p^1$

Cada electrón del kernel ejercerá un apantallamiento $a = 1$.

Aplicamos la expresión de la carga nuclear efectiva:

$Z^* = Z - a = 5 - a\,(1s^2) - a\,(2s^2) = 3 - a\,(2s^2)$

b) Calcio

Escribimos la configuración electrónica del calcio:
Ca ($Z = 20$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$

Cada electrón del kernel ejercerá un apantallamiento $a = 1$.

Aplicamos la expresión de la carga nuclear efectiva:

$Z^* = Z - a = 20 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6) - a\,(4s^1) =$
$= 2 - a\,(4s^1)$

c) Potasio

Escribimos la configuración electrónica del potasio:
K ($Z = 19$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$

Cada electrón del kernel ejercerá un apantallamiento $a = 1$.

Aplicamos la expresión de la carga nuclear efectiva:

$Z^* = Z - a = 19 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6) - a\,(4s^1) = 1 - a\,(4s^1)$

d) Neón

Escribimos la configuración electrónica del neón K ($Z = 10$): $1s^2\,2s^2\,2p^6$

Cada electrón del kernel ejercerá un apantallamiento $a = 1$.

Aplicamos la expresión de la carga nuclear efectiva:

$Z^* = Z - a = 10 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6) = 0$

22. Estudiamos cómo varía la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo.

a) La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo aumenta al incrementarse el número atómico de los elementos del período 3.

Todos los elementos del período 3 tienen el mismo kernel: $1s^2\,2s^2\,2p^6$, de manera que al calcular la carga nuclear efectiva:

$$Z^* = Z - a = Z - a(ns^2\,np^6) - a\left[(n+1)s^2\right]$$

Al aumentar Z, los electrones que tienen un apantallamiento de 1 no varían. Por tanto, Z^* aumenta.

b) La carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo no varía al aumentar el número atómico de los elementos del grupo 2.

Todos los elementos del grupo tienen el electrón más externo en el mismo subnivel, aunque en un nivel superior cada vez, de manera que los electrones que forman parte del kernel aumentan al igual que incrementa *Z,* y así la carga nuclear efectiva es siempre la misma:

$$Z^* = Z - a = Z - a(ns^2\,np^6) - a\left[(n+1)s^2\right]$$

23. Vamos a comparar la carga nuclear efectiva de las siguientes parejas de elementos:

a) Na ($Z = 11$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$

$Z^* = Z - a = 11 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6) = 1$

Ca ($Z = 20$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$

$Z^* = Z - a = 20 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6) - a\,(4s^1) =$
$= 2 - a\,(4s^1)$

La carga nuclear efectiva es mayor para el Ca.

b) O ($Z = 8$): $1s^2\,2s^2\,2p^4$

$Z^* = Z - a = 8 - a\,(1s^2) - a\,(2s^2\,2p^3) = 6 - a\,(2s^2\,2p^3)$

Cl ($Z = 17$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$

$Z^* = Z - a = 17 - a\,(1s^2\,2s^2\,2p^6) - a\,(3s^2\,3p^4) =$
$= 7 - a\,(3s^2\,3p^4)$

La carga nuclear efectiva es mayor para el Cl.

24. Respuesta sugerida:

Trabajo colaborativo por parejas a partir de una noticia.

a) Lo más revolucionario del descubrimiento es la posibilidad de que los científicos puedan ejercer control sobre la materia.

El control sobre el movimiento de pares de electrones podría revolucionar nuestra visión de la química, ya que los enlaces entre los distintos átomos que constituyen las moléculas, desde el agua al ADN, son el resultado del apareamiento de dos electrones. Por tanto, la perspectiva de utilizar láseres de attosegundos para controlar el destino de los electrones apareados en un enlace abre el camino a la producción de sustancias que no pueden ser sintetizadas utilizando procedimientos químicos convencionales.

b) Al aumentar el número de electrones, habrá más repulsión entre ellos, con lo que disminuye la atracción del núcleo.

4 PROPIEDADES PERIÓDICAS Págs. 67 y 68

25. La relación entre las definiciones dadas y la propiedad periódica a la que hacen referencia es:

a) Radio iónico.

b) Energía de ionización.

c) Afinidad electrónica.

d) Electronegatividad.

26. En cuanto al tamaño de las siguientes especies:

a) El anión Cl^- es el de mayor tamaño.

Si un átomo neutro se transforma en anión, el número atómico no varía, pero se añade un electrón a su estructura, de manera que se incrementa el número de electrones totales y aumenta el apantallamiento sobre el electrón más externo. En consecuencia, la carga nuclear efectiva disminuye y el tamaño aumenta.

b) El átomo neutro Mg es el de mayor tamaño.

Si un átomo neutro se transforma en catión, el número atómico no varía, pero disminuye el número de electrones en su estructura, de manera que el apantallamiento sobre el electrón más externo disminuye. La carga nuclear efectiva aumenta y el tamaño disminuye.

27. Los metales alcalinotérreos no muestran tendencia a captar electrones y a convertirse en aniones monovalentes. El electrón adicional debería alojarse en una nueva subcapa, la p, de forma que el proceso es enérgicamente desfavorable.

28. La respuesta más apropiada es:

a) La electronegatividad del Ca es baja porque atrae débilmente a los electrones del enlace químico.

29.

Propiedades	Metales	No metales
Conductividad eléctrica	Elevada. Disminuye al aumentar la temperatura	Deficiente, excepto las formas alotrópicas del carbono
Energía de ionización	Baja	Elevada
Afinidad electrónica	Débil tendencia a aceptar electrones	Elevada tendencia a aceptar electrones: forman aniones
Brillo	Brillo metálico	Sin brillo metálico
Ductilidad	Dúctiles y maleables	No son dúctiles ni maleables. En estado sólido son frágiles
Estado físico a temperatura ambiente	Sólidos, excepto el mercurio	Sólidos, líquidos o gaseosos

30. Ordenamos los elementos en orden creciente a su radio atómico:

a) Ag ($Z = 47$): $[Kr]5s^2\,4d^9$

Zr ($Z = 40$): $[Kr]5s^2\,4d^2$

Cd ($Z = 48$): $[Kr]5s^2\,4d^{10}$

Los tres elementos pertenecen al mismo período, por lo que el radio atómico disminuye a medida que aumenta el número atómico. Por ello: Zr > Ag > Cd

b) S ($Z = 16$): $[Ne]3s^2\,3p^4$

Se ($Z = 34$): $[Ar]4s^2\,3d^{10}\,4p^4$

Te ($Z = 52$): $[Kr]5s^2\,4d^{10}\,5p^4$

Los tres elementos pertenecen al mismo grupo, por lo que el radio atómico aumenta a medida que incrementa el número atómico. Por ello: Te > Se > S

31. Si un átomo neutro se transforma en catión, el número atómico no varía, pero disminuye el número de electrones en su estructura, de manera que el apantallamiento sobre el electrón más externo disminuye. La carga nuclear efectiva aumenta y el tamaño disminuye. Por tanto, K es de mayor tamaño que el catión K^+.

32. Datos: O^{2-}, C, F^-, Na^+, Ge^{2+}, B^-, Zn

— Son isoelectrónicas: O^{2-} ($Z = 8$), F^- ($Z = 9$) y Na^+ ($Z = 10$), que tienen 10 electrones; C ($Z = 6$) y B^- ($Z = 5$), que tienen 6 electrones; Ge^{2+} ($Z = 32$) y Zn ($Z = 30$), que tienen 30 electrones.

33.

	E_{I1}	E_{I2}	E_{I3}
Na	5,1	47,3	71,9
K	4,3	31,8	46,1

a) El Na tiene mayor energía de ionización que el K, ya que los dos pertenecen al mismo período y a mayor número atómico el radio se hace menor y la carga nuclear sobre el electrón más externo es mayor.

b) La segunda energía de ionización consiste en arrancar un electrón a los iones Na^+ y K^+, que tienen una configuración de gas noble, muy estable y por ello es tan elevada. Se necesita mucha energía para arrancar un segundo electrón.

c) Para un mismo elemento, las sucesivas energías de ionización aumentan, ya que al ir extrayendo sucesivos electrones, estos deberán salir de un ion cada vez más positivo, con lo que serán más atraídos los electrones de valencia. En consecuencia, se precisará más energía para extraerlos.

34. Datos: B, O, C y F

— Tendrá mayor energía de ionización el F, ya que los cuatro elementos pertenecen al mismo período y, a mayor número atómico, el radio atómico disminuye y la carga nuclear sobre el electrón más externo es mayor. Así, podemos ordenar los elementos en orden creciente según la primera energía de ionización:

$$B < C < O < F$$

35. Datos: A ($Z = 9$); B ($Z = 19$) y C ($Z = 35$)

a) Sus configuraciones electrónicas son:

A ($Z = 9$): $1s^2\,2s^2\,2p^5$

B ($Z = 19$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$

C ($Z = 35$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^5$

b) La tendencia a aceptar electrones se refiere a la afinidad electrónica.

Presenta mayor afinidad electrónica el de $Z = 35$ porque adquirir un electrón implica conseguir configuración electrónica de gas noble.

El orden de afinidad electrónica será: A < B < C

36. Datos: C y Si

a) C y Si pertenecen al mismo grupo. Dentro del mismo grupo, el radio atómico aumenta al crecer el número atómico. Así, para C ($Z = 6$) y Si ($Z = 14$), el Si tiene mayor tamaño atómico.

b) Dentro de un grupo, la energía de ionización aumenta según incrementa el número atómico. Así, para C ($Z = 6$) y Si ($Z = 14$), el Si tiene mayor energía de ionización.

c) Dentro de un grupo, el carácter metálico aumenta según incrementa el número atómico. Así, para C ($Z = 6$) y Si ($Z = 14$), el Si tiene mayor carácter metálico.

37. Datos: Li y B; Na y Cs; Si y Cl; C y O; Si y Se

a) Al aumentar el número atómico, se incrementa la carga del núcleo, aumenta la fuerza atractiva y disminuye el tamaño atómico. Así, para Li ($Z = 3$) y B ($Z = 5$), el Li tiene mayor tamaño atómico.

Dentro del mismo grupo, el radio atómico aumenta al crecer el número atómico. Así, para Na ($Z = 11$) y Cs ($Z = 55$), el Cs tiene mayor tamaño atómico.

Dentro del mismo período, el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico. Así, para Si ($Z = 14$) y Cl ($Z = 17$), el Si tiene mayor tamaño atómico.

Dentro del mismo período, el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico. Así, para C ($Z = 6$) y O ($Z = 8$), el C tiene mayor tamaño atómico.

El Si ($Z = 14$) y el Se ($Z = 34$) no pertenecen al mismo grupo ni al mismo período. Si nos fijamos en la posición que ocupan en la tabla periódica, el Se tiene mayor tamaño atómico.

b) Dentro de un período, la energía de ionización aumenta según incrementa el número atómico. Así, para Li ($Z = 3$) y B ($Z = 5$), el B tiene mayor potencial de ionización.

Dentro de un grupo, la energía de ionización aumenta según incrementa el número atómico. Así, para Na ($Z = 11$) y Cs ($Z = 55$), el Cs tiene mayor potencial de ionización.

Dentro de un período, la energía de ionización aumenta según incrementa el número atómico. Así, para Si ($Z = 14$) y Cl ($Z = 17$), el Cl tiene mayor potencial de ionización.

Dentro del mismo período, la energía de ionización aumenta según incrementa el número atómico. Así, para C ($Z = 6$) y O ($Z = 8$), el O tiene mayor potencial de ionización.

El Si ($Z = 14$) y el Se ($Z = 34$) no pertenecen al mismo grupo ni al mismo período. Si nos fijamos en la posición que ocupan en la tabla periódica, el Se tiene mayor potencial de ionización.

c) Dentro de un período, la afinidad electrónica aumenta según incrementa el número atómico. Así, para Li ($Z = 3$) y B ($Z = 5$), el B tiene mayor afinidad electrónica.

Dentro de un grupo, la afinidad electrónica aumenta según disminuye el número atómico. Así, para Na ($Z = 11$) y Cs ($Z = 55$), el Na tiene mayor afinidad electrónica.

Dentro de un período, la afinidad electrónica aumenta según incrementa el número atómico. Así, para Si ($Z = 14$) y Cl ($Z = 17$), el Cl tiene mayor afinidad electrónica.

Dentro del mismo período, la afinidad electrónica aumenta según incrementa el número atómico. Así, para C ($Z = 6$) y O ($Z = 8$), el O tiene mayor afinidad electrónica.

El Si ($Z = 14$) y el Se ($Z = 34$) no pertenecen al mismo grupo ni al mismo período. Si nos fijamos en la posición que ocupan en la tabla periódica, el Se tiene mayor afinidad electrónica.

d) Dentro de un período, la electronegatividad electrónica aumenta según incrementa el número atómico. Así, para Li ($Z = 3$) y B ($Z = 5$), el B tiene mayor electronegatividad.

Dentro de un grupo, la electronegatividad aumenta según disminuye el número atómico. Así, para Na ($Z = 11$) y Cs ($Z = 55$), el Na tiene mayor electronegatividad.

Dentro de un período, la electronegatividad aumenta según incrementa el número atómico. Así, para Si ($Z = 14$) y Cl ($Z = 17$), el Cl tiene mayor electronegatividad.

Dentro del mismo período, la electronegatividad aumenta según incrementa el número atómico. Así, para C ($Z = 6$) y O ($Z = 8$), el O tiene mayor electronegatividad.

El Si ($Z = 14$) y el Se ($Z = 34$) no pertenecen al mismo grupo ni al mismo período. Si nos fijamos en la posición que ocupan en la tabla periódica, el Se tiene mayor electronegatividad.

e) Dentro de un período, el carácter metálico aumenta según disminuye el número atómico. Así, para Li ($Z = 3$) y B ($Z = 5$), el Li tiene mayor carácter metálico.

Dentro de un grupo, el carácter metálico aumenta según incrementa el número atómico. Así, para Na ($Z = 11$) y Cs ($Z = 55$), el Cs tiene mayor carácter metálico.

Dentro de un período, el carácter metálico aumenta según disminuye el número atómico. Así, para Si ($Z = 14$) y Cl ($Z = 17$), el Si tiene mayor carácter metálico.

Dentro del mismo período, el carácter metálico aumenta según disminuye el número atómico. Así, para C ($Z = 6$) y O ($Z = 8$), el C tiene mayor carácter metálico.

El Si ($Z = 14$) y el Se ($Z = 34$) no pertenecen al mismo grupo ni al mismo período. Si nos fijamos en la posición que ocupan en la tabla periódica, el Si tiene mayor carácter metálico.

38. Consultando en Internet el tipo de enlace químico:

a) F_2 es un compuesto covalente molecular formado por enlaces covalentes.

b) HF es un compuesto covalente formado por enlaces covalentes.

c) KF es un compuesto iónico formado por enlace iónico.

SÍNTESIS

Pág. 68

39. Las diferencias entre elementos metálicos y no metálicos respecto a las siguientes propiedades son:

a) Los no metales tienen mayor número de electrones en la última capa.

b) Tienen mayor energía de ionización los no metales, mientras que los metales forman cationes con más facilidad.

c) Los metales tienen menor tendencia a aceptar electrones y, por tanto, su afinidad electrónica es positiva; los no metales tienen elevada tendencia y menor afinidad electrónica (más negativa).

d) Los metales tienen electronegatividades bajas y los no metales, elevadas.

40. Datos: $Z = 19$; $Z = 23$; $Z = 48$

a) $Z = 19$: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$

$Z = 23$: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^3$

$Z = 48$: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}$

b) La configuración electrónica del elemento $Z = 30$ es: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}$. Este elemento tiene estructura de su último nivel electrónico tipo $4s^2$, y además posee orbitales d completos, por lo que pertenece al grupo 12, igual que el elemento $Z = 48$.

Por su número 4 de su último nivel electrónico, determinamos que su período es el 4, al igual que los elementos con números atómicos $Z = 19$ y $Z = 23$.

c) Los elementos de un mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en su nivel más externo.

41. Datos: Na, C, Si y Ne

a) Na ($Z = 11$), C ($Z = 6$), Si ($Z = 14$) y Ne ($Z = 10$)

b) Las configuraciones electrónicas son:

Na ($Z = 11$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$

C ($Z = 6$): $1s^2\,2s^2\,2p^2$

Si ($Z = 14$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$

Ne ($Z = 10$): $1s^2\,2s^2\,2p^6$

c) Na posee un electrón en su nivel más externo. C posee cuatro electrones en su nivel más externo. Si posee cuatro electrones en su nivel más externo. Ne posee ocho electrones en su nivel más externo.

d) C y Si pertenecen al mismo grupo; por tanto, al aumentar el número atómico, incrementa la carga nuclear y aumenta el tamaño del átomo al tener mayor número de niveles ocupados. Según esto, Si es de mayor tamaño que C.

El orden creciente de tamaño atómico es:

Ne < C < Si < Na

e) C y Si pertenecen al mismo grupo; por tanto, al aumentar el número atómico, la energía de ionización disminuye, por lo que C tendrá mayor energía de ionización que Si.

El orden creciente de energía de ionización es:

Ne < Si < C < Na

f) Respuesta sugerida:

Con el fin de repasar la unidad, proponemos que los alumnos busquen las propiedades de estos elementos.

Es importante hacer hincapié en el hecho de que elementos químicos del mismo grupo (C y Si) tienen la misma estructura electrónica en su nivel más externo, razón por la cual presentan propiedades químicas similares. En cuanto a Na y Ne, que aparecen en extremos opuestos de la tabla periódica, se observará una gran diferencia en sus propiedades químicas.

Evaluación (Pág. 70)

1. a) Falsa. Döbereiner propuso que en la naturaleza existían grupos de tres elementos, de forma que el central tenía propiedades que eran una media de los otros dos. Clasificó los elementos en triadas.

b) Verdadera. Chancourties fue el primero en ordenar los elementos según su masa atómica, sobre una curva helicoidal.

c) Verdadera. Moseley colocó los elementos en orden creciente de su número atómico y observó que todos quedaban en el lugar adecuado según sus propiedades.

d) Falsa. La tabla periódica actual consta de 18 grupos (filas verticales) y 7 períodos (filas horizontales).

e) Verdadera. Los elementos de un mismo período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no.

f) Falsa. Los elementos consecutivos dentro de un mismo período presentan una variación gradual de sus propiedades físicas y químicas.

2.

Nombre del elemento	Símbolo	*Z*	*A*
Estroncio	Sr	38	87,62
Bismuto	Bi	83	208,98
Galio	Ga	31	69,72
Renio	Re	75	186,21
Wolframio	W	74	183,84

a) Las configuraciones electrónicas de los elementos anteriores son:

— Estroncio ($Z = 38$): [Kr] $5s^2$

— Bismuto ($Z = 83$): [Xe] $6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^3$

— Galio ($Z = 31$): [Ar] $4s^2\,3d^{10}\,4p^1$

— Renio ($Z = 75$): [Xe] $6s^2\,4f^{14}\,5d^5$

— Wolframio ($Z = 74$): [Xe] $6s^2\,4f^{14}\,5d^4$

b) Metales: Sr, Bi, Ga, Re y W. Todos los elementos químicos de la tabla son metales.

3. Si observamos el número de electrones externos de las configuraciones electrónicas del enunciado:

a) ns^2

— Cuenta con dos electrones en su último orbital s, por lo que pertenece al grupo 2, el de los alcalinotérreos.

— Pertenecen al grupo de los alcalinotérreos los elementos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra.

b) ns^2np^2

— Cuenta con dos electrones en su último orbital p. Pertenece al grupo 14, el de los carbonoideos.

— Pertenecen al grupo de los carbonoideos los elementos: C, Si, Ge, Sn y Pb.

c) ns^2np^6

— Cuenta con seis electrones en su último orbital p. Pertenece al grupo 18, el de los gases nobles.

— Pertenecen al grupo de los gases nobles los elementos: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn.

d) ns^2np^5

— Cuenta con cinco electrones en su último orbital p. Pertenece al grupo 17, el de los halógenos.

— Pertenecen al grupo de los halógenos los elementos: F, Cl, Br, I, At.

4. Se van a identificar y clasificar los elementos con números atómicos 12 y 16.

a) ($Z = 12$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$

Al tener 12 electrones, su número atómico es 12, lo que lo identifica como el magnesio (Mg).

($Z = 16$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$

Al tener 16 electrones, su número atómico es 16, lo que lo identifica como el azufre (S).

b) ($Z = 12$): el magnesio (Mg) tiene estructura de su último nivel electrónico tipo $3s^2$, por lo que pertenece al grupo 2, el de los alcalinotérreos. Por el número 3 de dicho nivel, determinamos que su período es el 3.

($Z = 16$): el azufre (S) tiene estructura de su último nivel electrónico tipo $3s^2\,3p^4$, por lo que pertenece al grupo 16, el de los calcógenos o anfígenos. Por el número 3 de dicho nivel, determinamos que su período es el 3.

5.

Nombre	Grupo de la tabla periódica	Período de la tabla periódica
A	16	4
B	1	3
C	2	5
D	16	2

Teniendo en cuenta la variación del radio atómico en la tabla periódica:

- Dentro de un período, el radio atómico aumenta conforme disminuye el número atómico.
- Dentro de un grupo, el radio atómico aumenta conforme crece el número atómico.
- Según esto, el orden es: D < A < B < C

— La electronegatividad de estos elementos varía en sentido inverso al radio atómico, ya que al aumentar el número atómico se incrementa el radio atómico y resulta más difícil captar un electrón, puesto que cada vez está más alejado del núcleo atómico.

- Según esto, el orden es: C < B < A < D

6. El radio de un catión es menor que el del átomo neutro correspondiente y, en cambio, el radio del anión es mayor.

Si analizamos en primer lugar los cationes Na^+ (Z = 11) y Mg^{2+} (Z = 12), son isoelectrónicos con Ne $1s^2\,2s^2\,2p^6$, pero a mayor número atómico, como el electrón más externo ocupa el mismo nivel en los dos, y porque pertenece al mismo período, menor será el tamaño del catión. La carga nuclear efectiva será mayor cuanto mayor sea *Z,* porque el apantallamiento es el mismo para los dos cationes.

$Na^+ > Mg^{2+}$

En el caso de los aniones N^{3-} (Z = 7), O^{2-} (Z = 8) y F^- (Z = 9), son isoelectrónicos con Ne $1s^2\,2s^2\,2p^6$. El último electrón ocupa el mismo lugar en los tres y el apantallamiento es el mismo; por tanto, la carga nuclear efectiva será mayor cuanto mayor sea *Z,* esto es, para el F^-. El tamaño es menor a medida que aumenta la carga nuclear efectiva.

$N^{3-} > O^{2-} > F^-$

7. La configuración electrónica será:

S (Z = 16): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$

S^{2-} (Z = 16): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

S^{2+} (Z = 16): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$

— La afinidad electrónica es negativa para los cationes y es positiva para todos los aniones.

$S^{2+} < S < S^{2-}$

8. La energía de ionización se incrementa según aumenta el número atómico. Esto es así porque al aumentar el número atómico, se incrementa la atracción nuclear sobre el electrón, más externo, ya que disminuye el radio atómico y aumenta la carga nuclear efectiva sobre él.

9. Ge (Z = 32) y As (Z = 33)

a) Ambos pertenecen al mismo período y el mayor nivel ocupado es el mismo. Pero, a mayor número atómico, mayor es la carga nuclear efectiva y, entonces, el radio se hace menor. En consecuencia, tendrá mayor radio atómico el Ge.

b) El As tendrá mayor energía de ionización por tener un radio menor, ya que la atracción nuclear sobre el electrón será mayor.

c) El Ge presentará mayor carácter metálico por tener una menor energía de ionización.

10. Las propiedades que corresponden a un elemento metálico son:

b) Baja tendencia a captar electrones.

c) Muy buena conductividad eléctrica.

e) Alta ductibilidad.

3 # El enlace químico

Nos situamos (Pág. 71)

A. Respuesta sugerida:

— Conviene hacer una pequeña introducción al alumnado para que quede claro que en este bloque de la unidad se va a tratar el enlace entre átomos y, posteriormente, entre moléculas. Además, estos enlaces determinarán las propiedades de las sustancias.

- Las uniones que hacen que los átomos permanezcan unidos son los enlaces químicos.
- El diamante está compuesto por átomos de carbono que adoptan una estructura en el espacio particular.
- Los átomos de carbono se ordenan en el espacio de esta forma para conseguir una estabilidad determinada.

— Una vez elaboradas las respuestas a las cuestiones anteriores, los alumnos, organizados en grupos, deberán ponerlas en común.

B. Los arinos están considerados dentro de las denominadas «moléculas efímeras», y no se tenía constancia teórica de ellos ya que era prácticamente imposible aislarlos. El aislamiento para observar estas moléculas era muy difícil, debido a su reactividad a temperaturas incluso por debajo de 5 K. De ahí que, para poder estabilizarlos, se llegara a trabajar incluso a los 0 K.

— Si fuera posible controlar su reactividad de manera que se usara para formar otras moléculas de interés, se podría utilizar en campos como la industria farmacéutica o de materiales moleculares. El descubrimiento abre un nuevo campo en la industria de la nanotecnología, ya que permitiría la construcción o fabricación de *gadgets* más pequeños que los que se conocen en la actualidad.

C. Respuesta sugerida:

— Los alimentos transgénicos son alimentos modificados genéticamente para otorgarles ciertas propiedades.

En cuanto a las ventajas y los inconvenientes, el alumnado podría elaborar una lista en la que se enumeren alimentos consumidos actualmente que piensen que son transgénicos. A partir de ahí, el debate podría centrarse en si estos alimentos tienen efectos en la salud, haciendo especial hincapié en las alergias alimentarias. Los alimentos transgénicos o alimentos genéticamente modificados (cuyas siglas son AGM) son evaluados por la Organización de las Naciones Unidas para la Alimentación y la Agricultura, para que en el caso de que se dieran alergias fueran eliminados del mercado y así evitar su comercialización.

— Las razones e ideas que aporten los alumnos para organizar el debate sobre las ventajas y desventajas de la alimentación transgénica deberían estar lo suficientemente argumentadas y apoyadas en criterios con un mínimo de rigor, de manera que sepan discriminar información.

Problemas resueltos (Págs. 92 a 94)

1. Configuración electrónica para el elemento A ($Z = 3$): $1s^2\ 2s^1$.

Configuración electrónica para el elemento B ($Z = 9$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$.

El elemento A pertenece al tercer período del primer grupo, corresponde a un metal alcalino. El elemento B pertenece al tercer período del grupo 7 de la tabla periódica. Por tanto, es un no metal; en concreto, pertenece al grupo de los halógenos. A la vista de los datos anteriores, se puede decir que se formará un enlace iónico.

Para que se dé el enlace iónico, los átomos del elemento A tendrán tendencia a desprenderse del último electrón para formar un catión estable del tipo A^+. Los átomos del elemento B tienen tendencia a captar un electrón para adoptar la configuración estable de su anión B^-, por lo que el enlace será de tipo iónico.

Configuración electrónica para el elemento C ($Z = 4$): $1s^2\ 2s^2$. Pertenece al segundo grupo de la tabla periódica, por lo que tendrá tendencia a perder sus dos electrones para formar un catión estable del tipo C^{2+}, que constituirá un compuesto CB_2, de tipo iónico.

2. Datos:

$$\Delta H_{\text{formación}}(CaCl_2) = -796\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{AE}(Cl) = -349\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{sublimación}}(Ca) = 178\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{energía de ionización}}(Cl_2) = 244\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{1ªEI}(Ca) = 590\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{2ªEI}(Ca) = 1146\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

— El proceso directo de formación del $CaCl_2$, a partir de sus elementos en estado estándar, es el siguiente:

$$\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(s)$$

$$\Delta H_{\text{disolución}}(Cl_2) = \frac{1}{2}\text{mol}\cdot 244\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 122\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

— El proceso indirecto comprende las siguientes etapas:

Formación del calcio en estado gaseoso:

$$Ca(s) \rightarrow Ca(g);\ \Delta H_{\text{sublimación}}(Ca) = 178\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

— Disociación del cloro:

$$\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(s);\ \Delta H_{\text{disolución}}(Cl_2) =$$

$$= \frac{1}{2}\text{mol}\cdot 244\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 122\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

— Primera energía de ionización de Ca(g):

$Ca(g) \rightarrow Ca^{+}(g); \Delta H_{1ºEI}(Ca) = 590\ kJ \cdot mol^{-1}$

— Segunda energía de ionización de Ca(g):

$Ca(g) \rightarrow Ca^{2+}(g); \Delta H_{2ºEI}(Ca) = 1146\ kJ \cdot mol^{-1}$

— Afinidad electrónica del Cl(g):

$Cl(g) \rightarrow Cl^{-}(g); \Delta H_{1ºAE}(Cl) = -349\ kJ \cdot mol^{-1}$

Incógnitas: ΔH_{red}

— Teniendo en cuenta el ciclo de Born-Haber, calculamos la energía de red:

$$796 = 178 + 122 + 590 + 1146 - 349 + \Delta H_{red}$$

$$-\Delta H_{red} = \Delta H_{sublimación} + \frac{1}{2}\Delta H_{disolución} + \Delta H_{ionización} + \Delta H_{AE} - \Delta H_{formación}$$

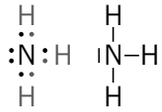
$$-\Delta H_{red} = (-796 + 178 + 122 + 590 + 1146 - 349)\ kJ \cdot mol^{-1} = -2256\ kJ \cdot mol^{-1}$$

3. Estructuras de Lewis:

— F (flúor). Como el resto de los halógenos, posee 7 electrones en su capa de valencia, como se muestra en la siguiente figura:

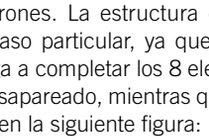
— Po (polonio). Como el resto de los elementos de su grupo (grupo del oxígeno), posee 6 electrones en su capa de valencia.

— NH_3 (amoníaco). El nitrógeno tiene 5 electrones en su capa de valencia y el hidrógeno, 1. En total, son 8 electrones. De ellos, primero se llevan los electrones para formar enlace entre el nitrógeno y el hidrógeno, usándose 6, y quedando 2 sin utilizar que se sitúan encima del nitrógeno, resultando una figura como la siguiente:



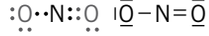
Una vez distribuidos los electrones, los pares de electrones se pueden representar como líneas para identificar tanto los pares de enlaces compartidos como los que quedan sin compartir.

— CO_2 (dióxido de carbono). El carbono tiene 4 electrones de valencia y el oxígeno, 6. En total habría 16 electrones. De estos, 8 son electrones enlazantes: el carbono necesita 4 electrones para completar el octeto y cada oxígeno, dos electrones. Por tanto, cada oxígeno comparte con el carbono dos pares de electrones, se trata de un enlace doble, de manera que resulta la siguiente figura:



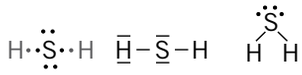
Se forman enlace dobles entre el carbono y cada uno de los oxígenos.

— NO_2 (dióxido de nitrógeno). El átomo de nitrógeno tiene 5 electrones en su capa de valencia, mientras que los átomos de oxígeno tienen 6 electrones cada uno. En total, resultan 17 electrones. La estructura de Lewis de esta molécula es un caso particular, ya que el átomo central (nitrógeno) no llega a completar los 8 electrones de valencia al quedar 1 desapareado, mientras que los oxígenos sí, como se muestra en la siguiente figura:



La teoría de Lewis, aunque es válida para numerosas estructuras, ofrece muchas excepciones. Para compensarlas, se acompaña las estructuras de otras teorías para dar «sentido» a la molécula, como es la teoría de las estructuras resonantes o híbridos de resonancia que, de manera resumida, vendría a decir que en algunas moléculas los electrones no están fijos sobre un átomo u otro, sino que pueden desplazarse por la molécula.

— H_2S (sulfuro de hidrógeno). El azufre, al estar en el mismo grupo que el oxígeno, poseerá 6 electrones de valencia, y cada uno de los de hidrógeno aportará 1 electrón, por lo que en total existirán 8 electrones. Se gastan 4 de los 8 electrones para formar los enlaces S-H, quedando 4 sin compartir, que se situarán sobre el azufre. En realidad, estos 4 electrones se sitúan por encima del azufre, y resulta la geometría de la molécula, que en lugar de ser lineal como en un primer momento se puede pensar, es angular, tal como muestra la siguiente figura:

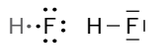


— K^{+} (catión potasio). El potasio pertenece al grupo de los metales alcalinos, por lo que solo tendría 1 electrón en su capa de valencia. Pero, al ser un catión, indica que ha perdido ese electrón, por lo que la estructura de Lewis quedaría como se ve en la siguiente figura:

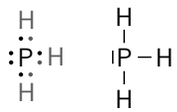
— Br^{-} (anión bromo o ion bromuro). El bromo, como el resto de los halógenos, tiene 7 electrones en su capa de valencia; al ser un anión, indica que ha ganado un electrón, por lo que se encuentra rodeado de 8 electrones (configuración más estable). La estructura de Lewis quedaría representada por la siguiente figura:

— HF (fluoruro de hidrógeno si está en estado gaseoso o ácido fluorhídrico si está en estado acuoso). El flúor posee 7 electrones en su capa de valencia y el hidrógeno, 1. Hay en total 8 electrones, de los cuales 2 se usan para realizar

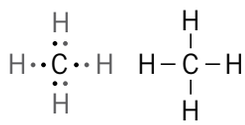
el enlace H-F, de manera que quedan 6 sin compartir, formando 3 pares de electrones alrededor del flúor, como se muestra en la siguiente figura:



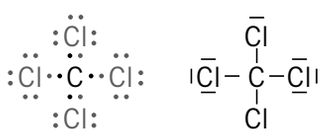
— PH_3 (fosfina, fosfano o trihidruro de fósforo). El fósforo posee 5 electrones en su capa de valencia, y cada uno de los hidrógenos aporta 1 electrón; en total, tenemos 8 electrones, 6 de los cuales estarían formando los enlaces P-H (dos electrones por cada uno de ellos), y los 2 electrones que sobran se situarían sobre el fósforo, formando un par de electrones no enlazante, como se muestra en la siguiente figura:



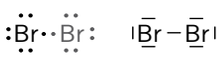
— CH_4(metano). El carbono posee 4 electrones en su capa de valencia, y cada uno de los hidrógenos aporta 1 electrón. En total, quedan 8 electrones, que se sitúan como pares de electrones enlazantes entre los enlaces C-H.



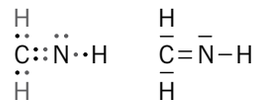
— CCl_4 (tetracloruro de carbono). El carbono tiene 4 electrones en su capa de valencia, y cada uno de los cloros tiene 7. En total, tenemos 32 electrones, de los cuales solo se usan 8, que quedarían como 4 pares de electrones enlazantes entre el carbono y cada uno de los cloros. Los que se quedan sin compartir quedarían alrededor de los cloros, formando pares de electrones no enlazantes, tal como se muestra en la siguiente figura:



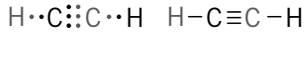
— Br_2 (bromo molecular). Cada uno de los bromos tiene 7 electrones en su capa de valencia; en total, resultan 14 electrones, de los cuales se usan solo 2 para formar el enlace Br-Br, de manera que cada uno de los bromos queda con 8 electrones en su capa de valencia. Este es uno de los motivos de que los halógenos se encuentren formando moléculas con ellos mismos, para adoptar una conformación más estable que la que tendrían si estuvieran en forma atómica. La estructura de Lewis para la molécula de bromo se muestra en la siguiente figura:



— $H_2C = NH$ (metenoamina). El carbono tiene 4 electrones de valencia; cada uno de los hidrógenos, 1, y el nitrógeno, 5 electrones. En total, 12 electrones, de los cuales 4 se emplean para los enlaces C-H, 4 para el enlace C-N y 2 para el enlace N-H, sobrando 2 que estarían sin compartir sobre el nitrógeno, como se muestra en la siguiente figura:



— HC ≡ CH (etino). Cada uno de los carbonos posee 4 electrones de valencia, y cada uno de los hidrógenos, 1. En total, resultan 8 electrones, que son utilizados para formar el triple enlace entre C-C, y el enlace sencillo entre C-H, como se muestra en la siguiente figura:



4. **Las moléculas de amoníaco (NH_3)** son moléculas polares, ya que, teniendo en cuenta que su geometría es triangular plana, el átomo central tiene electrones sin compartir y el momento dipolar total es distinto de cero. Por su parte, el argón (Ar) correspondería a una sustancia covalente atómica apolar, ya que se trata de la unión de átomos de elementos de igual electronegatividad. Las uniones intermoleculares que surgirían entre ambas serían las de dipolo permanente y dipolo inducido.

Ejercicios y problemas (Págs. 95 a 97)

1 ¿QUÉ ES EL ENLACE QUÍMICO? Pág. 95

5. Por sí mismos, los átomos suelen ser inestables, por lo que tienden a unirse para formar estructuras que resulten más estables y den menor energía. Estas uniones se dan mediante distintos tipos de enlaces.

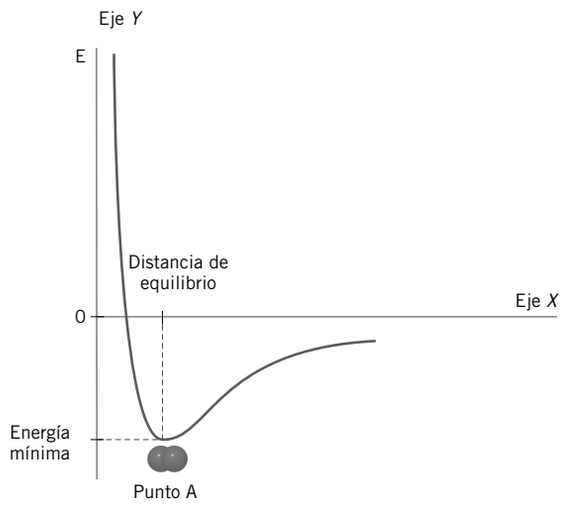
Dependiendo del tipo de enlace que exista entre los átomos, que a su vez dará una sustancia determinada, influirá en las propiedades tanto físicas como químicas de dicha sustancia. Por tanto, se pueden encontrar sustancias iónicas, sustancias metálicas y sustancias covalentes (estas últimas pueden ser tanto atómicas como moleculares).

Como ejemplo de cada una de estas sustancias, se puede mencionar: como iónicas, la sal (NaCl); como metálicas, el acero (mezcla de hierro con una proporción de otro elemento como el carbono); como sustancias covalentes atómicas, el diamante (formado por átomos de carbon), y como sustancia covalente molecular, el cuarzo (SiO_2).

6. Los enlaces químicos son fuerzas que mantienen unidas de manera estable a iones, átomos o moléculas para formar las diferentes sustancias químicas. Para romper esas fuerzas se necesita un aporte de energía, mientras que para que se mantengan unidas se desprenderá la misma cantidad de energía, por lo que el proceso de formación de un enlace entre dos átomos va acompañado de una liberación de energía llamada «energía de enlace». Por tanto, la afirmación es verdadera.

— Los átomos por sí solos no son estables. Por ello, se unen para formar agrupaciones de mayor estabilidad. Al unirse desprenderán energía, que hará que la sustancia formada, además de tener una mayor estabilidad, tendrá una energía menor.

La curva de estabilidad o de Morse representa la variación de la energía potencial –eje de abscisas–, frente a la distancia internuclear –eje de coordenadas–, como se muestra en la siguiente imagen:



De esta imagen se deduce que la energía de los átomos aislados se considera 0. Al acercarse los átomos, predominan las fuerzas de atracción –por debajo del eje de abscisas–, y se va desprendiendo energía como consecuencia de ese acercamiento y la disminución de la energía potencial. Cuando los átomos se encuentran en la distancia de equilibrio o distancia de enlace (punto A), la energía es mínima y la estabilidad es máxima, lo que a su vez corresponde a la cantidad de energía desprendida para formar el enlace. Para romper ese enlace habría que aplicar esa cantidad de energía, por lo que, en este caso, en lugar de desprenderla la absorbería. En el caso de que los átomos se acercaran aún más, comenzarían a manifestarse las energías de repulsión (dada la proximidad de los núcleos) y estas energías empezarían a ser mayores que las de atracción.

7. a) El átomo de argón es un átomo muy estable (característica de los gases nobles), por lo que no precisa de otro átomo para formar enlaces y constituir una molécula estable.

b) Los gases nobles, a excepción del helio, tienen completo el último nivel de energía en su configuración electrónica con 8 electrones, constituyendo el denominado «octeto electrónico». Por tanto, son muy estables.

8. Respuesta sugerida:

El alumnado buscará un simulador para estudiar la influencia de la electronegatividad en el enlace químico. La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo para atraer los electrones cuando forma un enlace químico, y se relaciona con la energía de ionización y la afinidad electrónica. Como regla general, se considera que la electronegatividad dentro de la tabla periódica aumenta al avanzar en un período y disminuye al bajar en un grupo, únicamente en los elementos representativos, ya que en los elementos de transición esta tendencia varía.

— Cs < Rb < K < Ba < Na < Sr < Li < Ca < Mg < Be < Sn < Si < Ge < Sb < As < P < C < N < O < F.

9. Primero se escribe la configuración electrónica de cada uno de los elementos.

F ($Z = 9$): $1s^2\,2s^2\,2p^5$

Se ($Z = 34$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,4s^2\,4p^4$

— Se cuentan los electrones que tiene cada uno de los elementos en su nivel más externo:

F tiene 7 electrones. Se tiene 6 electrones.

— Se calcula el número de electrones que le falta a cada uno para llegar al octeto (8 electrones en su última capa):

F: 8 – 7 = 1 electrón para completar el octeto.

Se: 8 – 6 = 2 electrones para completar el octeto.

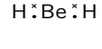
10. Se aconseja hacer una representación de Lewis para las moléculas BeH_2 y PCl_5.

— Para representar la molécula de BeH_2, se colocan los electrones del enlace entre los átomos que la forman:

Be ($Z = 4$): $1s^2\,2s^2$

H ($Z = 2$): $1s^2$

Se comprueba que el berilio tiene solo 2 electrones en su capa de valencia, al igual que sucede con el hidrógeno, por lo que no completan los 8 electrones para llegar a la estructura estable. Para explicar el enlace de Be-H, se hace necesario el uso de otras teorías, como por ejemplo la de hibridación. La estructura que resulta del enlace Be-H se muestra en la siguiente figura:



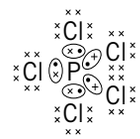
El berilio alcanza su estabilidad con 4 electrones en su capa de valencia. Consiste en un octeto incompleto.

— Para representar la molécula de PCl_5, se colocan los electrones de valencia entre los átomos que la forman:

P ($Z = 15$): $1s^2\,2s^2\,2p^6 3s\,3p^3$

Cl ($Z = 17$): $1s^2\,2s^2\,2p^6 3\,s^2\,3p^5$

El fósforo tiene 5 electrones en su capa de valencia y el cloro, 7. Para dibujar la estructura de Lewis, se sitúa en el centro el átomo de P, quedando la estructura que se muestra en la siguiente figura:



El fósforo alcanza su estabilidad con 10 electrones en su capa de valencia. Consiste en un octeto expandido.

11. Para representar la estructura de Lewis de la molécula BCl_3, escribimos los símbolos de los elementos rodeados de tantos puntos o cruces como electrones de valencia tenga en su último nivel.

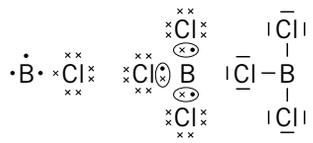
El elemento central en esta molécula es la de B, y se puede decidir si lleva puntos o cruces. En este caso, siguiendo la notación de los ejercicios anteriores, el elemento central se rodeará de puntos y los restantes, de cruces.

En primer lugar, se verá cuántos electrones de valencia tiene cada elemento que conforma la molécula.

B ($Z = 5$): $1s^2\,2s^2\,2p^1$. Los electrones de valencia serán 3.

Cl (Z = 17): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$. Los electrones de valencia serán 7.

La estructura de Lewis sería como la que se muestra en la siguiente figura:



Primero se colocan los elementos independientes rodeados de sus electrones de valencia. Se coloca un par de electrones por cada uno de los enlaces entre átomos. Los electrones que sobran se usan para rodear a los átomos de manera que intenten completar la regla del octeto. Cuando existen dos electrones juntos, ya sea formando un enlace o tratándose de pares de electrones sin compartir, se suelen representar con un guion.

— En general, para que un átomo pueda ampliar el octeto, debe pertenecer al tercer período o superior. Según esta condición, los elementos indicados en el enunciado que podrán tener octeto expandido son: P, Cl, Sn.

12. Si A y B son dos elementos muy electronegativos, al unirse formarían enlaces covalentes.

Si cualquiera de ellos se combina con otro, denominado «C», de baja electronegatividad y, por tanto, situado en el otro extremo de la tabla periódica, formarían enlaces predominantemente iónicos.

— Los enlaces químicos se pueden formar entre átomos que se aproximan para formar un enlace, de manera que los electrones de valencia interaccionen mutuamente. Además, algunas propiedades como la diferencia de electronegatividad entre los átomos, la energía de ionización y la afinidad electrónica determinarán tanto el tipo de enlace como la estabilidad de la estructura que finalmente se forma. De manera general, se puede hablar de los siguientes tipos de enlace:

- Iónico, entre elementos con electronegatividad muy diferente; además, uno de ellos será metálico y el otro no.
- Covalente, entre elementos con electronegatividad muy elevada; habitualmente, a la vez son de carácter no metálico.
- Metálico, entre elementos de carácter metálico y con baja electronegatividad.
- Cuando la unión tiene lugar entre moléculas, se origina a través de la distribución de electrones de valencia entre los átomos que la forman, y se denominarán «enlaces intermoleculares», que a su vez pueden ser de Van der Waals, y «enlaces de hidrógeno».

13. Respuesta sugerida:

El cloruro de sodio y el cloruro de potasio tienen propiedades similares. Ambos constituyen sólidos de tipo iónico, que además poseen fuerzas electrostáticas intensas entre iones contiguos de distinta carga.

Los compuestos iónicos se caracterizan por tener puntos de fusión muy elevados y no ser volátiles. Se disuelven en disolventes polares y no conducen la electricidad, ya que los iones tienen posiciones fijas en la estructura sólida (forman cristales). Sin embargo, son buenos conductores cuando están fundidos o disueltos en agua, ya que los electrones ganan movilidad.

2 EL ENLACE IÓNICO

Págs. 95 y 96

14. Sí, se formará un enlace iónico. Los compuestos formados a través de enlaces iónicos estarán constituidos por elementos con una electronegatividad muy diferente entre ellos. El más electronegativo, y a la vez de poco carácter metálico, en este caso será el F, que atraerá intensamente a los electrones de valencia del otro átomo, K, que es menos electronegativo. Esta atracción electrónica dará lugar a un intercambio de ellos, produciendo cationes y aniones, que se unirán entre sí por fuerzas electrostáticas y formarán una estructura tridimensional ilimitada.

Las configuraciones electrónicas de cada uno de los elementos que constituyen el enlace iónico son:

K (Z = 19): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$. Al tener un electrón en la capa de valencia, tiende a perderlo formando el catión: K^+ (Z = 18).

F (Z = 9): $1s^2\,2s^2\,2p^5$. Al faltarle un electrón para completar el orbital p y, por tanto, completar el octeto, tendrá tendencia a captarlo formando el ión: F^- (Z = 10).

La interacción entre los iones formados da lugar al enlace iónico y la estructura cristalina característica de los compuestos con este enlace. Además, el intercambio iónico resulta favorecido, puesto que le acaba proporcionando estructura de gas noble a cada uno de los iones.

15. Los compuestos iónicos se representan mediante fórmulas empíricas que reflejan la proporción entre los iones de la red cristalina que constituyen. Así, por ejemplo, la fórmula del compuesto del ejercicio anterior, KF, indicaría que en la red cristalina existe un ion K^+ por cada ion F^-. Lo mismo sucedería para el KCl y el NaCl. En el caso de la molécula de $BeCl_2$, indicaría que por cada catión de Be^{2+} en la red habría dos aniones Cl^-.

16. Recordando el concepto de energía de formación de enlace: «El proceso de formación de un enlace entre dos átomos va acompañado de una liberación de energía, llamada "energía de enlace»; esta energía, como indica, es liberada y, por tanto, no aportada, y en ese caso sería negativa. La energía reticular se podría asemejar conceptualmente (aunque en realidad se trata de energías distintas), ya que al fin y al cabo es la energía necesaria para mantener iones unidos, de ahí que sea también negativa, porque la energía se libera y no se aporta. La definición de la energía de red o energía reticular ΔH_{red} correspondería a «la energía intercambiada en la formación de un mol de compuesto iónico a partir de los correspondientes cationes y aniones en estado gaseoso».

17. — El compuesto KCl_3 tendría la siguiente configuración electrónica en cada uno de los elementos que lo conforman:

K (Z = 19): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$. Al tener un electrón en la capa de valencia, tiende a perderlo formando el catión: K^+ (Z = 18).

Cl ($Z = 17$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$. Al faltarle un electrón para completar el orbital p y así completar el octeto, tendrá tendencia a captarlo formando el anión: Cl^- ($Z = 9$).

Según esto, la fórmula debería ser: por cada ion de cloro hay un catión de potasio. Por tanto, no se corresponde con la fórmula debido a otros factores como, por ejemplo, el índice de coordinación.

— Siguiendo el mismo razonamiento, el compuesto Ca_2O_3 tendría la siguiente configuración electrónica en cada uno de los elementos que lo conforman:

Ca ($Z = 20$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$. Es más probable que pierda los dos electrones de su última capa, quedando el catión Ca^{2+}.

O ($Z = 8$): $1s^2\,2s^2\,2p^4$. Es más probable que gane electrones, quedando el anión O^{2-}.

Según esto, la fórmula empírica para ambos iones debería ser: para un catión de calcio, hay otro anión de oxígeno. Dicha fórmula no coincide con la fórmula empírica real, debido a su número de coordinación.

— Para el caso de $NaBr_2$, las configuraciones electrónicas serían:

Na ($Z = 11$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$. Al tener un electrón en la capa de valencia, tiende a perderlo formando el catión: Na^+ ($Z = 10$).

Br ($Z = 35$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^5$. Al faltarle un electrón para completar el orbital p y así completar el octeto, tendrá tendencia a captarlo formando el anión: Br^- ($Z = 36$).

Según esto, la fórmula empírica para ambos iones debería ser: para un catión de sodio, hay otro anión de bromo. Dicha fórmula no coincide con la fórmula empírica real, debido a su número de coordinación.

— Para el caso de BaF_2, las configuraciones electrónicas serían:

Ba ($Z = 56$): $[Xe]6s^2$. Es más probable que pierda los dos electrones de su última capa, quedando el catión Ba^{2+}.

F ($Z = 9$): $1s^2\,2s^2\,2p^5$. Al faltarle un electrón para completar el orbital p y así completar el octeto, tendrá tendencia a captarlo formando el anión: F^- ($Z = 10$).

Según las configuraciones electrónicas y la estabilidad que consiguen al formar sus especies iónicas, supondrá que por cada Ba habrá otros dos de F, lo que sí correspondería con su fórmula empírica.

— Para la molécula AlF_4, las configuraciones electrónicas serían:

Al ($Z = 13$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$. Lo habitual sería que perdiera el último electrón del orbital p para formar el catión Al^+ ($Z = 12$), aunque en realidad lo que ocurre es que también pierde los dos electrones del orbital s, formando el catión Al^{3+} ($Z = 10$).

F ($Z = 9$): $1s^2\,2s^2\,2p^5$. Al faltarle un electrón para completar el orbital p y así completar el octeto, tendrá tendencia a captarlo formando el anión: F^- ($Z = 10$).

Según esto, por cada catión de aluminio habría uno o tres aniones de flúor, lo que no se corresponde con la fórmula de su composición.

— Por último, para el compuesto NaI, las configuraciones electrónicas de sus elementos serán:

Na ($Z = 11$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$. Al tener un electrón en la capa de valencia, tiende a perderlo formando el catión: Na^+ ($Z = 10$).

I ($Z = 53$): $[Kr]4d^{10}\,5s^2\,5p^5$. Como sucede en el resto de los halógenos, lo habitual es que gane un electrón para formar el anión I^- (anión yoduro): ($Z = 54$).

Según esto, por cada catión de sodio habría un ion de yodo, lo que correspondería con la fórmula de su composición.

18. a) Li ($Z = 3$): $1s^2\,2s^1$, catión Li^+.

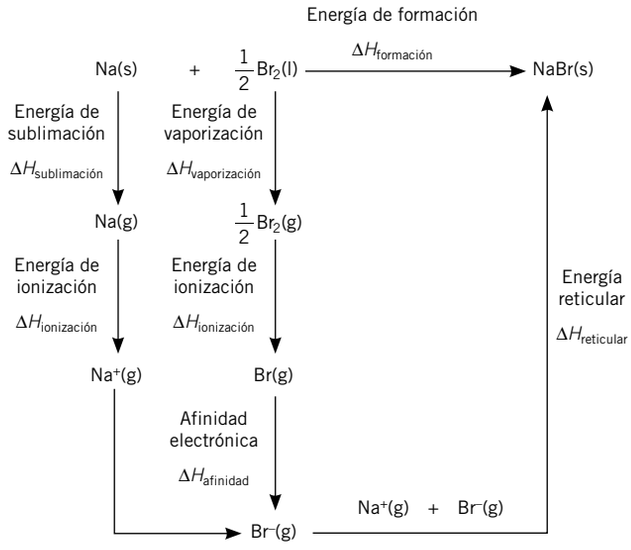
Ca ($Z = 20$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$, catión Ca^{2+}.

b) S ($Z = 16$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$. La forma más estable como anión sería ganar dos electrones en el orbital vacío 4s, para formar el octeto, de forma que quedaría como S^{2-} ($Z = 18$) (anión sulfuro).

Cl ($Z = 17$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$, Cl^- (anión cloruro).

c) CaS (sulfuro de calcio), $CaCl_2$ (cloruro de calcio). Li_2S (sulfuro de litio), LiCl (cloruro de litio).

19. La definición de la energía de red o energía reticular ΔH_{red} correspondería a «la energía intercambiada en la formación de un mol de compuesto iónico a partir de los correspondientes cationes y aniones en estado gaseoso». También se puede definir como la energía que se libera en la formación de una red iónica a partir de sus iones en estado gaseoso. En la siguiente figura se indica el ciclo de Born-Haber para el bromuro de sodio:



— La expresión para el cálculo de la entalpía de formación según el ciclo de Born-Haber sería:

$$\Delta H_{formación} = \Delta H_{sublimación} + \Delta H_{ionización} + \Delta H_{AE} + \Delta H_{red}$$

20. La particularidad del dicloruro de magnesio es que parte de un catión magnesio (+2), por lo que necesitará dos energías de ionización para arrancar dos electrones, que serán distintas. Habitualmente la primera energía de ionización es más baja que la segunda, ya que esta última necesita más energía para arrancar el electrón que está más próximo al núcleo. Por otra parte, al necesitar dos átomos iónicos gaseosos de cloro para formar la molécula, necesitará el doble de energía correspondiente a la afinidad electrónica.

Por tanto, las etapas serían: la sublimación del magnesio sólido a gas, la ionización primera y segunda del magnesio para formar el catión magnesio (+2), la disociación de la molécula de cloro para formar cloro gas, la afinidad electrónica (que correspondería con una etapa, pero el valor sería el doble) y finalmente la energía reticular; en resumen, seis etapas.

$$Li(s) \rightarrow Li(g); \Delta H_{sublimación}(Li) = 155{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$$

De estas etapas, serán endotérmicas (valor de la entalpía mayor que cero) aquellas que precisen un aporte energético, es decir, aquellas que absorban energía. En este caso, se necesita un aporte energético para las etapas de sublimación, ambas etapas correspondientes a la ionización del catión magnesio, así como a la disociación del cloro.

$$Li(g) \rightarrow Li^{+}(g); \Delta H_{ionización}(Li) = 520{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$$

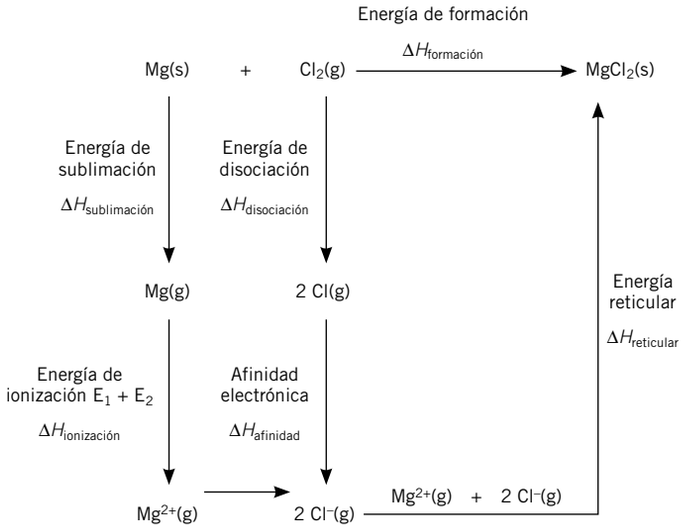
$$\frac{1}{2}F_2(g) \rightarrow F(g); \Delta H_{disolución}\ (F) = \frac{1}{2} mol \cdot 155{,}2\ kJ \cdot mol^{-1} =$$

$$= 76{,}6\ kJ$$

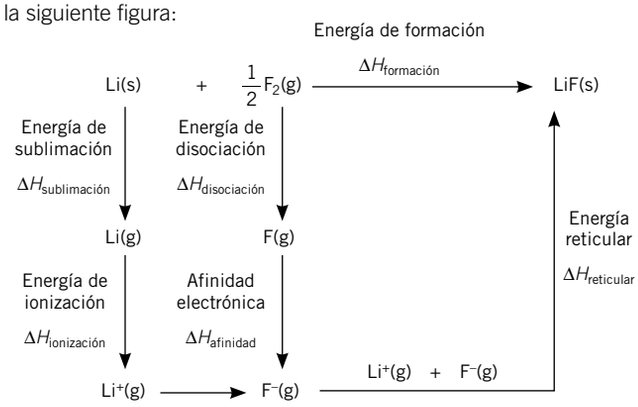
Por el contrario, serán exotérmicas (valor de la entalpía menor que cero) aquellas que desprendan energía, como son el caso de la energía de la afinidad electrónica y la reticular o de red. El balance total energético para el cálculo de la entalpía de formación daría como resultado un proceso exotérmico o endotérmico, dependiendo de los valores involucrados dentro del ciclo.

$$F(g) \rightarrow F^{-}; \Delta H_{AE}(F) = -330{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$$

El ciclo de Born-Haber para la molécula de cloruro de magnesio se ve en la siguiente figura:



21. El ciclo de Born-Haber para el fluoruro de litio se muestra en la siguiente figura:



Datos:

$\Delta H_{AE}(F) = -330{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$

$\Delta H_{formación}(LiF) = -594{,}1\ kJ \cdot mol^{-1}$

$\Delta H_{sublimación}(Li) = 155{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$

$\Delta H_{disociación}(F_2) = 150{,}6\ kJ \cdot mol^{-1}$

$\Delta H_{ionización}(Li) = 520{,}0\ kJ \cdot mol^{-1}$

— Reacciones que se dan en el proceso:

$$Li(s) + \frac{1}{2}F_2(g) \rightarrow LiF_2;\ \Delta H_{formación}(LiF) = -594{,}1\ kJ \cdot mol^{-1}$$

Para calcular el valor de su energía reticular, se partiría de la expresión para calcular la entalpía de formación del ciclo de Born-Haber:

$$\Delta H_{formación} = \Delta H_{sublimación} + \Delta H_{disolución} +$$
$$+ \Delta H_{ionización} + \Delta H_{AE} + \Delta H_{red}$$

Reajustándola y aplicándola al fluoruro de litio:

$$\Delta H_{red} = -1089{,}9\ kJ \cdot mol^{-1}$$

22. La ecuación de Born-Landé sería:

$$\Delta H_{red} = \frac{Z_c\ Z_a\ e^2\ N_A\ A}{r_0} \cdot \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

— Algunos valores de esta ecuación son constantes, como el número de Avogadro N_A, la constante de Madelung A y, en este caso, también la carga de los iones $Z_C \cdot Z_A$, ya que dice que ambos son divalentes, por lo que para comparar su fortaleza se pueden aproximar las ecuaciones, quedando de la siguiente manera:

$$594{,}1 = 155{,}2 + 520{,}0 + 76{,}6 - 330{,}0 + \Delta H_{red}$$

— En este caso, sustituyendo los valores de la tabla del enunciado:

$$-\frac{2 \cdot 2 \cdot (1{,}60 \cdot 10^{-19}) \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}745}{2{,}38} \cdot \left(1 - \frac{1}{8}\right) =$$

$$= -\frac{2 \cdot 2 \cdot (1{,}60 \cdot 10^{-19}) \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 2{,}5194}{2{,}59} \cdot \left(1 - \frac{1}{9}\right)$$

— Al tener dos compuestos formados por iones de igual carga (divalentes), se podrían aproximar de la siguiente forma para la comparación:

$$-\frac{1{,}745}{2{,}38}\cdot\left(1-\frac{1}{8}\right)=-\frac{2{,}5194}{2{,}59}\cdot\left(1-\frac{1}{9}\right)$$

— Para el primer miembro, que sería el compuesto AB, da un valor de energía reticular de –0,64 kJ·mol^{-1}, y para el segundo, que sería el compuesto CD, resulta un valor de energía reticular de –0,86 kJ·mol^{-1}. Por lo tanto, será más estable el compuesto cuanto más negativo sea su valor de energía de red, en este caso, el compuesto CD.

— La energía reticular, según la ecuación de Born-Landé, dependerá del número de cargas del anión y del catión, de la carga del electrón, de la constante de Avogadro, de la constante de Madelung (que será distinta para cada una de las redes), de la distancia interiónica y del exponente de Born.

— Al ser la carga de los iones la misma (divalentes), el factor diferencial de ambos compuestos será la distancia interiónica, pudiéndose aproximar la ecuación de Born-Landé a:

$$\Delta H_{red}\ \alpha\ \frac{Z^{+}\cdot Z^{-}}{r_0}$$

— Por lo tanto, la energía de red en valor absoluto aumentará con la carga de los iones y disminuirá con la distancia interiónica entre los núcleos del catión y el anión, en este caso, la distancia interiónica mayor será la del compuesto CD, por lo que, además de tener una menor energía reticular que la del compuesto BC, será menos estable.

23. El cloruro de potasio (KCl) está formado por dos elementos de diferente electronegatividad; por tanto, forman un compuesto iónico, es decir, se establece mediante enlaces iónicos. Una de las propiedades que caracteriza las moléculas con enlace iónico es la de su polaridad, de manera que las hace soluble en agua y otros disolventes polares. Estos disolventes polares, como el agua, interaccionan con los iones separándolos de la red iónica, de forma que acaban disolviéndolos. Sin embargo, el benceno es una sustancia apolar, ya que está formada por una cadena de C-H unidos mediante enlaces covalentes (sencillos y dobles); por tanto, no disuelve a la molécula de cloruro de potasio, que es polar. Se suele decir como fórmula general, para recordar qué disolventes disolverán a unas moléculas u otras, «similar disuelve a similar», refiriéndose con similar a la polaridad o no de las moléculas.

— Además de su polaridad, el cloruro de potasio tiene otras propiedades debido a la naturaleza iónica de su enlace, como son la conducción de electricidad cuando están fundidos o en disolución, ya que de esta manera se pueden desplazar los iones, lo cual no ocurre cuando están en estado sólido, ya que los iones se encuentran fuertemente unidos y no pueden desplazarse al establecerse un campo eléctrico.

En cuanto a los puntos de fusión y ebullición, serían elevados, ya que las moléculas iónicas tienen unas intensas fuerzas electrostáticas entre los iones que forman la red, de manera que necesitan mucha energía para romper la estructura.

24. a) La configuración electrónica del elemento químico A es: ($Z = 20$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$.

Para conseguir la configuración de gas noble, el elemento A estaría más favorecido perdiendo 2 electrones que ganando 6. Por tanto, el ion más estable sería A^{2+}.

La configuración electrónica del elemento químico B ($Z = 35$) es: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,4s^2\,4p^5$.

Para conseguir la configuración de gas noble, el elemento B tendría que ganar un electrón, por tanto, el ion más estable sería B^{-}.

b) El elemento A estaría situado dentro del grupo s, y el elemento B, dentro del grupo p. Por tanto, dada la diferencia de situación dentro de la tabla periódica, correspondería a un compuesto predominantemente iónico. Las propiedades que caracterizan a compuestos cuyos elementos están unidos por enlaces predominantemente iónicos son:

- Encontrarse formando redes iónicas cristalinas de gran estabilidad (sólidas) a temperatura ambiente.
- Poseer una elevada dureza por la fortaleza del enlace iónico, lo que las hace altamente inalterables al rayado, ya que habría que romper enlaces superficiales. Sin embargo, son frágiles, puesto que se puede alterar el orden de los iones de la estructura cristalina al sufrir un impacto.
- Poseer unos puntos de fusión y ebullición elevados debido a las fuerzas electrostáticas entre los iones que conforman la red.
- Ser solubles en agua y en otros disolventes polares, de forma que interaccionan con los iones separándolos de la red iónica.
- Conducir la electricidad cuando están fundidos o en disolución, ya que los iones se pueden desplazar, mientras que si están en estado sólido no la conducen, ya que los iones están fuertemente unidos.

25. Respuesta sugerida:

En la presentación que elaboren los alumnos, al menos se deberían mencionar estas estructuras:

- CsCl, CsBr y CsI corresponderían a una red cúbica centrada en el cuerpo (CCB), cuyo índice de coordinación sería 8:8.
- NaCl, MgO y CaO corresponderían a una red cúbica centrada en las caras (CCF), cuyo índice de coordinación sería 6:6.
- ZnS (blenda), BeO y BeS corresponderían a una red tetraédrica, cuyo índice de coordinación sería 4:4.
- CaF_2 correspondería a una red tipo fluorita, cuyo índice de coordinación sería 8:4.
- TiO_2 correspondería a una red tipo rutilo, cuyo índice de coordinación sería 6:3.

26. Los alumnos accederán al enlace propuesto para repasar las propiedades del enlace iónico.

— A continuación, elaborarán una tabla como la siguiente:

NATURALEZA DEL ENLACE IÓNICO	Formado por iones y no por átomos, lo que les hace tener fuerzas electrostáticas muy fuertes.
PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN	Elevados debido a las fuerzas electrostáticas que mantienen a los iones unidos para formar las redes cristalinas.
CONDUCTIVIDAD	Solo en estado fundido o disuelto. De esta manera, los iones poseen movilidad en la red cristalina.
DUREZA	Elevada, ya que las fuerzas electrostáticas que unen a los iones son muy grandes.
FRAGILIDAD	Elevada, ya que el ordenamiento de la red que constituye el cristal se interrumpe debido a pequeños desplazamientos que pueden ser debidos a un golpe, alterando la energía de atracción entre los iones y pudiendo incluso llegar a ser de repulsión.
SOLUBILIDAD	Únicamente soluble en disolventes polares.

27. Dentro del enlace iónico, al estar constituido por iones cargados, se puede hablar de fuerzas electrostáticas y no direccionales, que a su vez vienen determinadas por la ley de Coulomb, que se enuncia de la siguiente manera:

$$F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2} \cdot \vec{u}$$

De los términos que forman parte de la ecuación de la ley de Coulomb, los relativamente importantes y que deben tenerse en cuenta para dar una explicación al comportamiento del enlace iónico son las cargas de los elementos que forman parte del enlace, así como su radio iónico. Así pues, a mayor carga y menor radio, la fuerza electrostática será mayor, lo que corresponderá a unos puntos de fusión más elevados, ya que sería necesaria una energía mayor para romper la red.

En el caso del yoduro de sodio (NaI) y el fluoruro de sodio (NaF), se observa que ambas moléculas tienen un mismo ion Na^+. El ion yoduro es más grande que el ion fluoruro, por lo que el radio atómico será menor, y su núcleo, junto con el del sodio, se verán más atraídos, es decir, se unirán con más fuerza y será más difícil separarlos, de ahí que sus puntos de fusión sean más elevados.

3 EL ENLACE COVALENTE Pág. 96

28. Se denomina «molécula» a la entidad discreta, neutra, formada por dos o más átomos unidos entre sí mediante enlace covalente, que determinará las características de la sustancia.

Se denomina «red covalente» o «red cristalina» a la estructura tridimensional continuada formada por átomos unidos entre sí mediante enlace covalente.

Por «par enlazante» se entiende a los electrones que están unidos a otros átomos de manera que quedan compartidos o enlazados.

Por el contrario, un «par no enlazante» o «par solitario» serán aquellos pares de electrones no compartidos –de valencia–, que no se encuentran formando enlace ni compartidos con otros átomos.

Cuando un átomo se une con otro u otros de manera que acaban formando una molécula, sus electrones más externos o de «capa de valencia» dejan de pertenecer al átomo del que provienen, pasando a formar parte de la molécula finalmente constituida.

29. La unión de dos átomos mediante la compartición de un par de electrones se denomina «enlace covalente simple»; ejemplo de moléculas con un par de electrones compartidos podrían ser la molécula de Cl_2 y el metano CH_4.

Si se comparte más de un par de electrones, se denominarían «enlaces covalentes múltiples», que pueden ser a su vez dobles cuando comparten dos pares de electrones, como es el caso de moléculas tales como el O_2 y el eteno $H_2C{=}CH_2$; y triples, cuando los átomos comparten tres pares de electrones, como es el caso de la molécula de nitrógeno N_2 y el etino $HC{\equiv}CH$.

30. Se denomina «covalencia» de un elemento al número de enlaces covalentes que puede formar, es decir, al número de electrones desapareados que tiene.

- Para el H ($Z = 1$): $1s^1$; se ve que tiene un electrón desapareado. Por tanto, la covalencia será 1.
- Para el O ($Z = 8$): $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

  Dos de los tres orbitales p se encuentran parcialmente ocupados, por lo que están desapareados, siendo capaces de formar enlace covalente con otro elemento. El oxígeno tendría covalencia 2.
- Para el N ($Z = 7$): $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

  Los tres orbitales p se encuentran parcialmente ocupados, por lo que están desapareados, siendo capaces de formar enlace covalente. El nitrógeno tendría una covalencia 3.
- Para el Al ($Z = 13$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p_x^1$

  De los orbitales p solo habrá uno que se encuentre parcialmente lleno, por lo que será ese el que pueda formar enlace covalente, es decir, tendrá covalencia 1. Pero también se podría dar el caso de que uno de los electrones del orbital $3s^2$ promocionara a uno de los orbitales p vacíos al estar en el mismo nivel energético ($n = 3$), resultando una configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p_x^1\ 3p_y^1$

  Por lo tanto, en el caso de promocionar, el aluminio presentaría una covalencia 3.
- Para el Cl ($Z = 17$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p_x^2\ 3p_y^2\ 3p_z^1$

  De los orbitales p solo habrá uno que se encuentre parcialmente lleno, por lo que será ese el que pueda formar enlace covalente, es decir, tendrá covalencia 1.

31. La molécula de hidrógeno tiene un enlace covalente polar, ya que cuando los átomos que se enlazan tienen la misma electronegatividad atraen a los electrones compartidos con la misma intensidad y dan lugar a un enlace covalente apolar. En este caso, la molécula está formada por dos átomos iguales, que son los de hidrógeno; por tanto, tienen la misma electronegatividad.

32. a) — Se elige el átomo central menos electronegativo, pero estamos ante la excepción de que el menos electronegativo es el de hidrógeno, que nunca constituirá un átomo central; de todas formas, al ser una molécula diatómica, no existe átomo central y ambos átomos se colocarán de forma lineal.

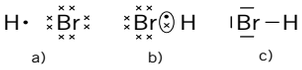
— Se calculan los electrones de valencia de cada átomo:

H ($Z = 1$): $1s^1$. Tendremos 1 electrón por cada átomo de hidrógeno.

Br ($Z = 35$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$. Tendremos 7 electrones por cada átomo de bromo.

— Se calcula la cantidad de electrones enlazantes y no enlazantes en la molécula: el H, al ser una excepción, solo compartirá 1 electrón, mientras que el bromo, para completar su octeto, necesita 1 electrón, por lo que de los electrones disponibles 2 serán enlazantes, constituyendo un par enlazante, y los 6 electrones restantes constituirán tres pares no enlazantes.

— Finalmente, se distribuyen los pares de electrones entre los átomos, de manera que queda la siguiente figura:



b) — Se elige como átomo central el menos electronegativo, pero estamos en el mismo caso que el anterior, es decir, que el menos electronegativo correspondería al átomo de hidrógeno, que es una excepción. Por tanto, el átomo central correspondería al fósforo.

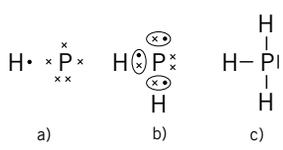
— Se calculan los electrones de valencia de cada átomo:

H ($Z = 1$): $1s^1$. Tendremos 1 electrón por cada átomo de hidrógeno.

P ($Z = 15$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$. Tendremos 3 electrones de valencia por cada átomo de fósforo.

— Se calcula la cantidad de electrones enlazantes y no enlazantes en la molécula: el H, al ser una excepción, solo compartirá un electrón, mientras que el fósforo, para completar su octeto, necesita 3 electrones, por lo que de los electrones disponibles (6 en total) tres serán enlazantes, que constituirán tres pares enlazantes, y los 2 electrones restantes constituirán un par no enlazante.

— Finalmente, se distribuyen los pares de electrones entre los átomos, de manera que queda la siguiente figura:



c) — Se elige el átomo central menos electronegativo, que en este caso es el de berilio.

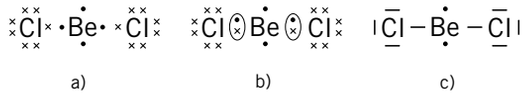
— Se calculan los electrones de valencia de cada átomo:

Be ($Z = 4$): $1s^2\ 2s^2$. Tendremos 2 electrones por cada átomo de berilio.

Cl ($Z = 17$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. Se encuentran 7 electrones de valencia por cada átomo de cloro.

— Se calcula la cantidad de electrones enlazantes y no enlazantes en la molécula: el berilio necesita 6 electrones para completar el octeto, mientras que el bromo, para completar su octeto, necesita 1 electrón; como hay 2 átomos de cloro, necesitará 2 electrones, por lo que de los electrones disponibles (que son 18) 4 serán enlazantes, que constuirán dos pares enlazantes, y los 14 electrones restantes constituirán tres pares no enlazantes.

— Finalmente, se distribuyen los pares de electrones entre los átomos, de manera que queda la siguiente figura:



d) — Se elige el átomo central menos electronegativo, pero estamos de nuevo ante la excepción de que el menos electronegativo es el de hidrógeno, que nunca constituirá un átomo central, por lo que el átomo central será el de azufre.

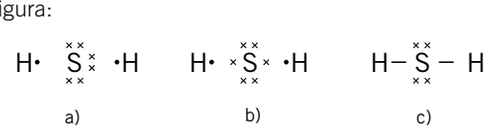
— Se calculan los electrones de valencia de cada átomo:

H ($Z = 1$): $1s^1$. Tendremos 1 electrón por cada átomo de hidrógeno.

S ($Z = 16$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$. Tendremos 6 electrones de valencia por cada átomo de azufre.

— Se calcula la cantidad de electrones enlazantes y no enlazantes en la molécula: el H, al ser una excepción, solo compartirá 1 electrón, mientras que el azufre, para completar su octeto, necesita 2 electrones, por lo que de los electrones disponibles 4 serán enlazantes, que constituirán dos pares enlazantes, y los electrones restantes constituirán dos pares no enlazantes.

— Finalmente, se distribuyen los pares de electrones entre los átomos, de manera que queda la siguiente figura:



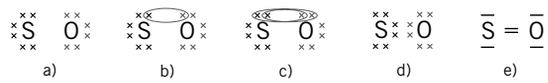
33. En primer lugar, se definen los electrones de valencia de cada uno de los átomos implicados en la molécula cuya estructura de Lewis queremos desarrollar. Esto se puede hacer o bien como se ha hecho en anteriores ocasiones por medio de la configuración electrónica, o también los electrones de valencia suelen coincidir con la localización del elemento en la ta-

bla periódica, de modo que en el caso del monóxido de azufre tanto el oxígeno como el azufre se encuentran en el grupo 6, por lo que tendrán 6 electrones de valencia, que harán un total de 12 electrones entre ambos átomos. Y sus configuraciones electrónicas coincidirían con este resultado. Así, para cada uno de los átomos, las configuraciones electrónicas son:

S ($Z = 16$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$. Tendremos 6 electrones de valencia por cada átomo de azufre.

Para el O ($Z = 8$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Tendremos 6 electrones de valencia para cada átomo de oxígeno.

Ambos elementos necesitan 2 electrones para completar su octeto, o estructura de gas noble. La estructura de Lewis se desarrolla como en la siguiente figura:



En la anterior figura podemos ver:

a) Los átomos por separado rodeados de sus electrones de valencia representados en cruces.

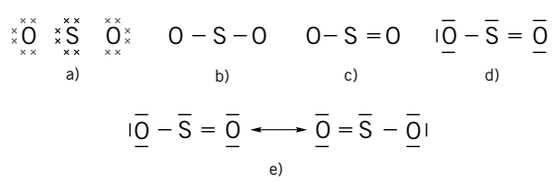
b) Primer par de electrones compartidos, pero ambos átomos estarían rodeados de 7 electrones, por lo que necesitarían uno más.

c) Segundo par de electrones compartidos.

d) Reorganización de la estructura para que quede lo más simétrica posible.

e) Representación de los pares electrónicos como guiones; se observa que el monóxido de azufre tiene unidos al oxígeno y al azufre mediante enlace doble (2 pares de electrones).

— En la siguiente figura se desarrolla la estructura de Lewis para el dióxido de azufre, teniendo en cuenta aspectos del monóxido de azufre como son los electrones de la capa de valencia para cada uno de los átomos.



— De donde se observa:

a) 6 electrones para el azufre y 6 para cada uno de los oxígenos. En total, 18 electrones.

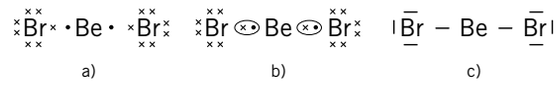
b) Colocamos dos pares de electrones a cada lado del azufre, por lo que hemos usado 4 electrones de los 18 que teníamos inicialmente, resultando que nos quedan 14 electrones. Para completar la regla del octeto, a cada uno de los oxígenos le faltarían 6 electrones, y al azufre únicamente 4, ya que está rodeado de 4, por lo que resultaría que necesitaríamos 16 electrones, pero en realidad disponemos de 14.

c) Si volvemos a añadir un par enlazante alrededor del azufre, estaríamos en la situación de que el azufre únicamente necesitaría 2 electrones, y el oxígeno donde se haya situado el nuevo par necesitará 4, mientras que el otro necesitará 6, resultando 12 electrones totales, y ahora disponemos de 12 electrones también en lugar de los 14 del paso anterior.

d) Se pueden completar los octetos teniendo tres pares de electrones para uno de los oxígenos (en este caso, el de la izquierda), un par de electrones para el azufre y dos pares de electrones para el oxígeno que está unido al azufre mediante doble enlace.

e) En realidad, la estructura de Lewis es una combinación (en este caso) de dos estructuras, ya que el doble enlace se puede dar indistintamente en ambos oxígenos, por lo que ambas estructuras serían formas resonantes.

34. — En la siguiente figura se observa la estructura de Lewis para el bromuro de berilio ($BeBr_2$):

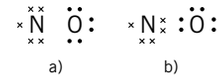


De donde se puede extraer la siguiente información:

- Se coloca el átomo menos electronegativo en el centro, en este caso el Be, que solo tiene 2 electrones de valencia, y en ambos lados los dos bromos, cada uno de los cuales tiene 7 electrones, por lo que en total disponemos de 16 electrones.

- Cada uno de los bromos necesitará un electrón para completar el octeto, mientras que el berilio es una excepción y, a pesar de necesitar 6 electrones para completar, se queda tal como se observa, rodeado de 4 electrones. Por lo tanto, el berilio no cumple la regla del octeto, ya que hay ciertas moléculas que no se explican únicamente con esta teoría y precisarían de otras como la TRECV y la teoría de hibridación, además de tratarse la carga formal.

— En la siguiente figura se desarrolla la estructura del monóxido de nitrógeno (NO):



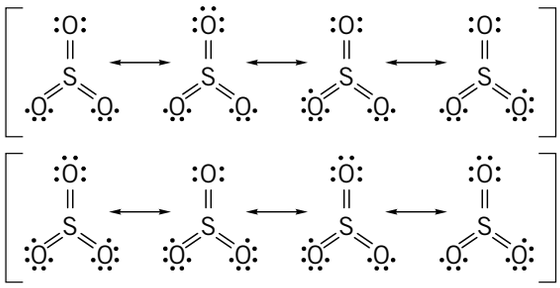
De donde:

- El nitrógeno posee 5 electrones en su capa de valencia, mientras que el oxígeno posee 6, por lo que en total se dispondría de 11 electrones.

- Al distribuir los electrones alrededor de los elementos, se observa que el nitrógeno se queda con 1 electrón desapareado, mientras que el oxígeno tiene 8 electrones alrededor, pero en total suman los 11 electrones de los que se dispone. Por lo tanto, el nitrógeno y el oxígeno se unen mediante enlace doble. El nitrógeno no cumple la regla del octeto. Para ver la carga formal de esta molécula, se puede buscar información en Internet.

— Puedes buscar en Internet la estructura de Lewis para la molécula del fluoruro de xenón (II) (XeF_2). Observarás que el Xe no cumple la regla del octeto, ya que tiene una expansión de valencia.

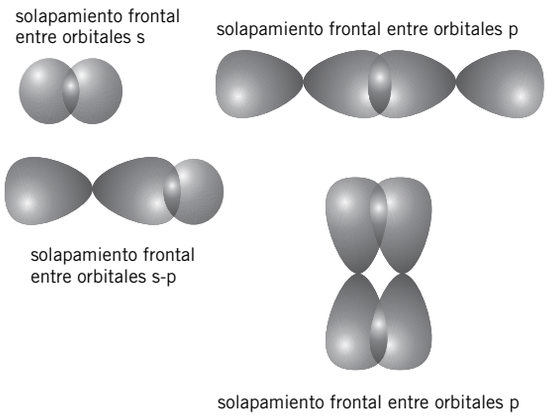
35. En la siguiente figura se pueden ver las estructuras resonantes para el trióxido de azufre (SO_3) y el ácido nítrico (HNO_3):



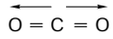
A modo de ampliación de la teoría, se puede buscar en Internet el cálculo de la carga formal, así como el desarrollo de las estructuras de Lewis y sus híbridos.

36. La molécula de nitrógeno está formada por dos átomos de nitrógeno mediante un enlace triple, es decir, cada átomo de nitrógeno comparte tres pares de electrones y a su vez cada uno se queda con un átomo sin enlazar. En este caso, estamos ante una molécula diatómica, por lo que será lineal.

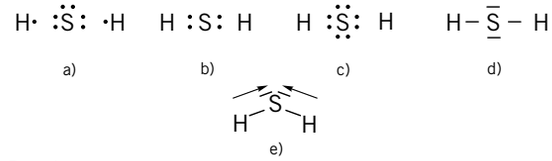
37. La diferencia fundamental o más importante que se da entre el solapamiento sigma y pi es la dirección que toman los orbitales al solaparse. El solapamiento sigma tratará de un solapamiento entre orbitales s, entre orbitales s-p, y entre orbitales p, pero de forma frontal. El solapamiento pi será un solapamiento de tipo lateral entre los orbitales con los electrones que se van a compartir. Además, el solapamiento sigma está implicado en enlaces sencillos, mientras que el solapamiento pi se ve implicado en la formación de enlaces múltiples. En la siguiente figura se ven las ilustraciones de los orbitales:



38. La molécula de CO_2 representa una molécula cuyo átomo central solo tiene pares enlazantes del tipo AB_2, por lo que su geometría sería lineal. Si se representa la molécula, se observa que los enlaces están polarizados. Los momentos dipolares de cada uno de los enlaces (que parten desde el menos electronegativo hasta el más electronegativo), al ser una molécula de geometría lineal, se representan por vectores de igual módulo pero distinto sentido, que, por tanto, se anulan. En consecuencia, el momento dipolar total de la molécula resulta igual a cero, por lo que se trata de una molécula apolar. En la siguiente figura se representa la no polaridad de la molécula de dióxido de carbono (CO_2):



39. — El desarrollo de la estructura de Lewis para la molécula de H_2S, a fin de conocer su geometría, se observa en la siguiente figura:



Donde:

a) Se observan los electrones de valencia de cada uno de los átomos, 1 por cada hidrógeno, y 6 por cada azufre. En total, 8 electrones.

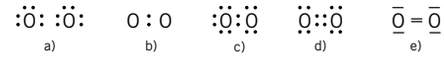
b) Se colocan dos pares de electrones en cada uno de los enlaces entre los átomos. En este caso, dos pares de electrones por cada uno de los enlaces S-H. Se han consumido 4 electrones, nos quedan otros 4.

c) Se bordea el azufre con los 4 electrones restantes. El azufre completa así su estructura de gas noble, o su capa de valencia con 8 electrones.

d) Quedarían dos pares de electrones compartidos, y dos pares sin compartir.

e) Los pares sin compartir se sitúan generalmente encima del azufre, y hay que tener en cuenta que estos ocupan mayor espacio, que hace que la molécula adopte una geometría angular, ya que los hidrógenos se ven ligeramente desplazados hacia abajo. Le da a la molécula una geometría angular. Por tanto, tendrá un momento dipolar distinto de cero. Los momentos dipolares parciales no se anulan.

— El desarrollo de la estructura de Lewis para la molécula de O_2, a fin de conocer su geometría, se observa en esta figura:



Donde:

a) Se observan los electrones de valencia de cada uno de los átomos, 6 por cada oxígeno. En total, 12 electrones.

b) Se colocan dos pares de electrones en cada uno de los enlaces entre los átomos. Quedan 10.

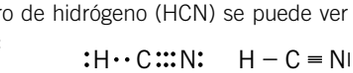
c) Los 10 electrones restantes se distribuyen de forma que en uno de los oxígenos queda completa su capa de valencia, mientras que en el otro faltarían 2 electrones por completarla.

d) Se vuelve a compartir otro par de electrones, de manera que ambos oxígenos completan su estructura.

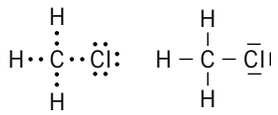
e) Los oxígenos quedan unidos mediante enlace doble, dos pares de enlaces compartidos y cuatro pares de enlaces sin compartir. Es una estructura lineal.

Se trata de un enlace covalente apolar, ya que los átomos que se enlazan tienen la misma electronegatividad y atraen a los electrones con la misma intensidad.

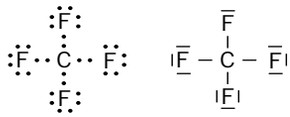
40. a) El desarrollo de la estructura de Lewis para la molécula de cianuro de hidrógeno (HCN) se puede ver en la siguiente figura:



El desarrollo de la estructura de Lewis para la molécula de tricloro metano ($CHCl_3$) se puede ver en la siguiente figura:



El desarrollo de la estructura de Lewis para la molécula de tetrafluoruro de carbono (CF_4) se puede ver en la siguiente figura:



Donde:

- Cada átomo aparece rodeado de sus electrones de valencia, el carbono tiene 4 y 1 por cada flúor, así que en total se dispone de 8 electrones.
- Se usan 2 electrones por cada enlace entre 2 átomos. Se usan los 8 electrones disponibles. El carbono completa su capa de valencia.

b) Atendiendo a la estructura de Lewis, se deduce que la geometría de la molécula de cianuro de hidrógeno es lineal, además de polar, ya que los vectores momentos dipolares de la molécula son de distinto módulo y además van en el mismo sentido, por lo que la suma total de ellos es distinta a cero.

La molécula de tricloro metano tiene una estructura geométrica como la del metano, es decir, tetraédrica. La diferencia entre ambas estructuras es que en el metano todos los elementos que ocupan los bordes en las posiciones del tetraedro son el mismo. Por tanto, en este caso, los momentos dipolares se acaban anulando y resultaría una molécula apolar. Pero en el triclorometano, al ser sustituyentes diferentes, los momentos dipolares también lo son, por lo que resulta un molécula polar.

En el caso del tetrafluoruro de carbono, es igual que el de metano. Los cuatro sustituyentes que ocupan las posiciones en el borde del tetraedro son iguales; por tanto, los momentos dipolares de cada uno de los enlaces son iguales, pero con diferente sentido, por lo que acaban anulándose. Resulta una molécula apolar.

41. a) Las geometrías tanto de HI como de Br_2 son lineales. La unión entre dos átomos tanto distintos como iguales siempre es lineal.

La molécula de NH_3 es piramidal trigonal, ya que el nitrógeno posee electrones sin compartir que ocupan más espacio, y hace que los hidrógenos se sitúen de manera espacial por debajo. Sería una molécula del tipo AB_3 cuyo átomo central tiene electrones sin compartir (o pares enlazantes libres). La molécula de BeI_2 es lineal, se trata de una molécula del tipo AB_2, cuyo átomo central tiene electrones sin compartir (o sin pares enlazantes libres).

La molécula de H_2O sería una molécula cuyo átomo central tiene electrones libres (o pares enlazantes sin compartir), del tipo AB_2, por lo que sería angular. La molécula de $BeCl_2$ es lineal, se trata de una molécula del tipo AB_2, cuyo átomo central tiene electrones sin compartir (o sin pares enlazantes libres).

b) La molécula HI estaría polarizada, ya que está compuesta por dos átomos con electronegatividades diferentes, por lo que atraerían a los electrones de distinta manera. El I sería el más electronegativo, por lo que atraería hacia él los electrones. La molécula de Br_2 está compuesta por dos átomos de igual electronegatividad, la molécula sería apolar.

La molécula NH_3 es de geometría piramidal, los momentos dipolares parciales de sus enlaces no se anulan, por lo que resulta una molécula polar. En el BeI_2, a pesar de tener sus enlaces polarizados, estos se anulan por ser vectores de igual módulo y distinto sentido, por lo que es una molécula apolar.

La molécula de H_2O sería de geometría angular, cuyos momentos dipolares parciales de los enlaces no se anulan, y resulta ser polar. En la molécula de $BeCl_2$, a pesar de tener sus enlaces polarizados, estos se anulan por ser vectores de igual módulo y distinto sentido, por lo que es una molécula apolar.

42. El metano forma parte de los alcanos, que son sustancias con enlace C—H no polares y que solo presentan fuerzas de dispersión en su molécula. El metanol forma parte de los alcoholes, donde además de tener enlaces C—H tienen enlace C—O, por lo que estarán involucradas fuerzas de dispersión, fuerzas dipolo-dipolo, y de puente de hidrógeno, por lo que la energía de enlace en el metanol será mayor que en el metano.

43. Las moléculas de H_2O y H_2S serían ejemplos de hibridación sp^3 con geometría angular. La molécula de BeF_2 representaría un ejemplo de hibridación sp, obteniéndose geometría lineal. La hibridación de SO_3 sería un ejemplo de hibridación sp^2, de geometría angular.

44. Respuesta sugerida:

Además de explicar las formas resonantes, el alumnado debe explicar la influencia de estas en la estabilidad de las moléculas, y cuál de las formas resonantes tiene mayor importancia en la estructura global de la molécula. Ejemplos de formas resonantes podrían ser la del ácido nítrico y la del trióxido de azufre.

45. Los valores de las electronegatividades para los átomos involucrados en este ejercicio son: C=2,55; N=3,04; O=3,44; P=2,19; S=2,58; Cl=3,16; I=2,66; Sn=1,8.

a) C—N = 2,55 – 3,04 = |-0,49| = 0,49

N—O = 3,04 – 3,44 = | -0,4| = 0,4

La diferencia de electronegatividad entre los átomos C—N es ligeramente mayor que la diferencia de electronegatividad entre los átomos N—O. En ambas uniones se tendrá un enlace covalente polar, siendo el enlace más polar en este caso el que presente mayor diferencia de electronegatividad, que es el par C—N, y el sentido que adoptará será desde el menos electronegativo al más electronegativo, en este caso del carbono hacia el nitrógeno.

b) P—S = 2,19 – 2,58 = |-0,39| = 0,39

S—Cl = 2,58 – 3,16 = |-0,58| = 0,58

La diferencia de electronegatividad en el par S—Cl es mayor que en el par P—S, por lo que el enlace S—Cl será más polar que el enlace P—S. El sentido que tendrá el momento dipolar será desde el azufre hacia el cloro, es decir, desde el menos hacia el más electronegativo.

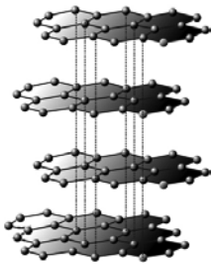
c) Sn—I = 1,88 – 2,66 = |-0,78| = 0,78

C—I = 2,55 – 2,66 = |-0,58| = 0,11

La diferencia de electronegatividad en el par Sn—I es mayor que en el par C—I, por lo que el enlace Sn—I será más polar que el enlace C—I. El sentido que tendrá el momento dipolar será desde el estaño hacia el yodo, es decir, desde el menos hacia el más electronegativo.

46. Respuesta sugerida:

A pesar de que el grafito está formado por carbono (del mismo modo que le sucede al diamante o al grafeno), tiene propiedades características, debido fundamentalmente a la estructura que estos átomos adoptan en el espacio, es decir, cómo se enlazan o se disponen. El grafito se forma por capas planas de átomos de carbono con hibridación sp^2, lo que en un primer lugar puede indicar que los carbonos se enlazan mediante enlace doble, además de que cada uno de ellos tiene una estructura plana con ángulos de enlaces de 120º. A partir de estas estructuras se van formando láminas, compuestas por hexágonos como se muestra en esta figura:



En los hexágonos que forman láminas, cada bolita de la figura correspondería a un átomo de carbono. Se ve además que cada átomo de carbono se corresponde con el centro de un triángulo equilátero unido a otros tres átomos de carbono, que serían los vértices del triángulo. Estos enlaces serían sencillos –de tipo sigma–, entre un orbital sp^2 de un carbono y el otro orbital sp^2 del carbono vecino, con una distancia de aproximadamente 0,150 nm, lo que corresponde realmente a una distancia intermedia entre un enlace simple y uno doble; por tanto, no es realmente un enlace doble como en principio se puede pensar. Esto se debe a la deslocalización electrónica que existe tanto encima como por debajo del plano de los electrones.

Cada átomo de carbono tiene 4 electrones: de estos 4 electrones, 3 los usa para unirse mediante enlace covalente puro a otros tres carbonos, y el cuarto, que es el electrón deslocalizado en un orbital p, que a su vez es perpendicular al plano que forman los hexágonos, trata de unirse con las otras láminas que están por encima y por debajo de las capas de hexágonos formados. Estas capas acabarán finalmente apilándose, aunque los enlaces que se forman no son tan fuertes como los enlaces que se constituyen entre carbonos de una misma capa, además de ser una distancia muy grande la que existe entre capas, comparada con la existente entre carbonos de una misma capa.

Por la estructura general del grafito, que resumiendo se podría decir que entre carbonos de la misma capa se forman enlaces covalentes puros y fuertes y entre carbonos de distintas capas se forman enlaces más bien débiles por la deslocalización electrónica y la separación entre capas, se pueden explicar varias de sus propiedades, como son la de ser un compuesto blando, fácilmente exfoliable (lo que le permite usarse como lápiz), además de ser untuoso al tacto, llegando a utilizarse incluso como un lubricante en seco, y también la conducción de la electricidad y del calor.

47. Respuesta sugerida:

El trabajo monográfico debería contener esta información:

- La estructura del grafeno es la misma que la de cada una de las capas del grafito, es decir, átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes fuertes formando panales hexagonales, con un cuarto electrón deslocalizado y perpendincular a la capa, pero que no llegaría a unirse a otra capa. El descubrimiento del grafeno surgió cuando se quiso separar una de las láminas del grafito, y una vez separada se pudieron observar las propiedades totalmente desconocidas que poseía en comparación con las que presentaba de manera habitual el grafito. Este descubrimiento del grafeno supuso el Premio Nobel de Física en 2010 para los descubridores: los profesores Andre Geim y Kostya Novoselov, ambos de la Universidad de Manchester.
- El incluir el término *grafito* en la denominación de *grafeno* es algo en lo que la IUPAC no está de acuerdo, ya que hablar de una estructura como grafito implicaría que se trata de una estructura tridimensional y, por tanto, decir que una capa de grafito correspondería a grafeno sería un concepto erróneo. Sí se puede hablar de similitud, pero no confundir términos. El grafeno, se utiliza cuando se habla de reacciones, relaciones espaciales u otras propiedades de las capas individuales, y su definición sería la de «un hidrocarburo aromático policíclico infinitamente alternante de anillos de solo seis átomos de carbono».

  Las propiedades y perspectivas futuras más representativas del grafeno son: alta conductividad térmica y eléctrica. Semiconductor. Alta elasticidad y dureza. La elevada resistencia, que le hace hasta ahora ser el compuesto más resistente conocido. Su reactividad con otras sustancias, que hace obtener productos con propiedades muy diferentes, permitiendo un amplio campo de materiales por crear. Capaz de soportar radiaciones ionizantes. Ser tan ligero como la fibra de carbono, pero mucho más flexible. Se calienta menos que otros materiales, y consume menos energía comparándolo por ejemplo con el silicio. Esto supondría una mayor capacidad de almacenamiento de energía. Alta transparencia óptica y gran conductividad eléctrica, lo que le permite ser un potente electrodo que sería aplicable a pantallas de cristal líquido, celdas fotoeléctricas orgánicas y diodos orgánicos de luz.

48. Respuesta sugerida:

ESTRUCTURA	Cadena de átomos de carbono enlazados bien por enlaces triples y únicos alternos, o por dobles enlaces consecutivos.
PROPIEDADES	Elevada reactividad. Rígido y fuerte. Flexibilidad.
APLICACIONES FUTURAS	Nanomáquinas, como los dispositivos nanoelectrónicos y espintrónicos.

49. Respuesta sugerida:

Composición química del vidrio a partir de sílice, carbonato sódico y carbonato cálcico. Obtención a partir de 1500 ºC. Cuando se habla de «cristal» como «vidrio» es incorrecto, ya que el cristal en química es un compuesto con estructura definida, mientras que el vidrio es un compuesto con estructura amorfa.

En cuanto a sus propiedades, es un material duro, frágil y amorfo, que se puede encontrar tanto en la naturaleza como ser sintetizado (compuestos cerámicos). También sería interesante mencionar y definir el estado vítreo, y la influencia de este estado vítreo en las estructura del compuesto.

En cuanto a la diferencia entre la fibra óptica y la fibra de vidrio, la fibra óptica es un solo filamento de vidrio (sílice fundida) que cuanta mayor pureza mejor desarrollará sus propiedades, mientras que la fibra de vidrio consta de numerosos filamentos de vidrio.

Cada grupo de alumnos pondrá en común sus respuestas en clase.

4 UNIONES INTERMOLECULARES Pág. 97

50. El esquema de las uniones intermoleculares se puede ver en la siguiente figura:

UNIONES INTERMOLECULARES (interacción entre moléculas)			
ENLACES DE VAN DER WAALS			ENLACES PUENTE DE HIDRÓGENO
Dipolo permanente-dipolo permanente	Dipolo permanente-dipolo incluido	Enlaces de dispersión	
Entre moléculas polares. Los dipolos permanentes se orientan mutuamente, y originan la atracción entre cargas de signo opuesto. Fuerzas más débiles que las iónicas.	Entre una molécula apolar y una polar. La proximidad de la molécula polar induce a una distribución de carga asimétrica en la apolar, resultando un dipolo inducido. Resulta una interacción entre dipolos.	Presentes en todas las moléculas. En las apolares, si se las aproxima lo suficiente, se puede generar un desplazamiento de la carga electrónica que provoque la formación de dipolos instantáneos que posibilitan la atracción y unión entre las moléculas. Estos dipolos inducen en las otras moléculas la aparición de otros dipolos (dipolos inducidos).	Caso especial de las fuerzas dipolo-dipolo. Son fuerzas intermoleculares muy fuertes. Requiere que el H esté unido (enlazado) a un elemento electronegativo de pequeño tamaño, y con pares de electrones no enlazantes. Estas fuerzas de enlace de hidrógeno se hacen más importantes entre compuestos con F, O y N.

51. a) Las moléculas de monóxido de carbono CO corresponden a moléculas polares. Por tanto, las fuerzas moleculares presentes son, además de la de dispersión, dipolo permanente-dipolo permanente.

b) La molécula de amoníaco es una molécula polar, y la molécula de argón es una molécula apolar. Además de las fuerzas de dispersión, se encuentran las de dipolo permanente-dipolo inducido.

c) Las moléculas de metanol (CH_3OH) son ambas polares, por lo que, además de las fuerzas de dispersión, se encuentran las de dipolo permanente-dipolo permanente.

52. Las fuerzas intermoleculares presentes en las moléculas de HCl, al unirse entre ellas, además de las de dispersión, serían las de dipolo permanente-dipolo permanente, ya que nos encontramos ante una molécula polar.

La molécula de Br_2 sería una molécula apolar; por tanto, solo se encontrarían presentes fuerzas de dispersión.

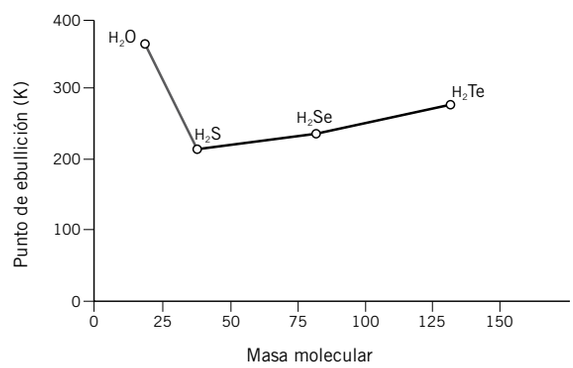
La molécula de CH_2I_2 es de geometría tetraédrica, con dis-tintos sustituyentes en los bordes del tetraedro, lo que hace que su momento dipolar neto no se anule; a diferencia de lo que ocurre con la molécula de CH_4, es polar. Por tanto, además de las fuerzas de dispersión, se encontrarían las fuerzas de dipolo permanente-dipolo permanente.

53. — El enlace o puente de hidrógeno se caracteriza por ser un enlace muy fuerte, y para que tenga lugar se han de cumplir dos requisitos:

- Un hidrógeno debe estar unido a un elemento muy electronegativo y de pequeño tamaño, y además que posea pares de electrones no enlazantes.
- Los enlaces de hidrógeno más importantes, y por tanto más fuertes, son aquellos que se dan entre compuestos en los que el H está unido a elementos como F, O y N. Por ello, en el caso de las moléculas como PH_3 y H_2S, a pesar de que los átomos de H cumplen el requisito de estar unidos a elementos con pares de electrones libres, la electronegatividad de los elementos unidos al H, junto con su tamaño, hace que el enlace puente de hidrógeno tenga un efecto prácticamente despreciable, o que casi no tenga lugar.

54. La afirmación es verdadera, ya que el punto de ebullición del agua es anormalmente alto comparado con el resto de los hidruros del grupo del oxígeno; se trata de un ejemplo de enlace de hidrógeno. En este caso, el H está unido a un elemento muy electronegativo, con pares de electrones libres o sin enlazar, y de pequeño tamaño, como es el oxígeno.

En la siguiente figura se hace una representación comparativa del punto de ebullición elevado del agua respecto al resto de los hidruros del grupo del oxígeno:



55. Las covalentes moleculares serían el agua, el carburo de silicio y el amoníaco, mientras que la única covalente atómica sería el carbono, que a su vez sería insoluble en cualquier disolvente.

56. a) Enlaces de hidrógeno.

b) Enlaces de dispersión.

57. El etano es una sustancia covalente molecular, es decir, las fuerzas entre las moléculas son más débiles que entre los átomos. Esto hace que se expliquen propiedades como puntos de fusión y ebullición bajos, porque para fundir o hervir estos compuestos solo se necesita romper las fuerzas débiles que hay entre las moléculas.

El diamante es una sustancia covalente atómica, y entre sus propiedades se encuentra la de tener un elevado punto de fusión, ya que para fundirlo hay que romper los enlaces covalentes que existen entre los átomos.

5 EL ENLACE METÁLICO Pág. 97

58. a) Las teorías que permiten explicar el enlace metálico son dos: la de nube electrónica o mar de electrones, y la del modelo de bandas.

b) Sí, ya que, de acuerdo con la teoría de la nube electrónica o mar de electrones, en los metales los electrones de valencia se encuentran deslocalizados entre los átomos del metal, y resulta en una «compartición electrónica generalizada», como el caso del enlace covalente, que resulta en una compartición electrónica.

59. La densidad de los metales es elevada en general, aunque los elementos que están situados más a la izquierda de la tabla periódica son menos densos que los del centro-derecha, ya que los primeros forman menos enlaces y menos compactados. Se puede explicar por la teoría del modelo de nubes o mar de electrones, ya que:

- Cuando los átomos del metal pierden los electrones de valencia, se convierten en cationes esféricos que se ordenan formando una red cristalina.
- Los electrones de valencia forman una nube electrónica como si fueran un gas alrededor de los cationes y neutralizan la carga positiva.
- Los electrones se mueven libremente dentro de la red cristalina y no pueden escapar de ella debido a la atracción electrostática con los cationes.

En definitiva, se forma una estructura compacta.

60. Respuesta sugerida:

El punto de fusión del aluminio es 660 ºC.

El punto de fusión del magnesio es aproximadamente 650 ºC.

A pesar de que las estructuras metálicas son muy estables, tienen unos puntos de fusión inferiores a los de los compuestos iónicos.

— Los alumnos compararán su respuesta con la del resto de los compañeros y compañeras de clase.

61. a) Verdadero. Al aumentar la temperatura, se incrementa el movimiento de los electrones, por lo que la conductividad térmica se ve también aumentada.

b) Falso. Al aumentar la temperatura, se incrementa el movimiento de los electrones, que facilita también la conductividad eléctrica.

62. Respuesta sugerida:

	T (°C)	DENSIDAD (kg/m^3)
Li	180,5	534
K	63,8	862
Cs	28,44	1873
Mg	650	1738
Sr	777	2540
Ti	1668	4507
Cr	1907	7190
Mn	1246	7440
Fe	1538	7874

— Los alumnos pondrán en común sus tablas en clase y construirán una tabla conjunta en la pizarra que recoja todas las aportaciones.

63. Respuesta sugerida:

El alumnado puede buscar en Internet información para ver de qué elementos químicos están formados estos materiales, así como sus aplicaciones industriales.

- Como conductores: los mejores conductores de la corriente eléctrica son los materiales metálicos, ya que estos pueden ceder electrones más fácilmente que otros átomos, pero también existen metales que no son buenos conductores, electrolíticos y gaseosos.
- Como materiales no conductores: los aislantes y dieléctricos. Los materiales que no son conductores no conducen la corriente eléctrica, ya que sus átomos ni ceden ni captan electrones. Entre estos materiales se encuentran el vidrio, la cerámica, etc. Y oponen total resistencia al paso de la corriente eléctrica.
- Como materiales semiconductores: los intrínsecos, extrínsecos y los de tipo p. Entre los elementos o materiales semiconductores se encuentran el silicio, el galio y el germanio. Los átomos de estos elementos son menos propensos a ceder electrones cuando los atraviesa una corriente eléctrica y su característica principal es dejarla pasar en un solo sentido e impedirlo en el sentido contrario.

64. Respuesta sugerida:

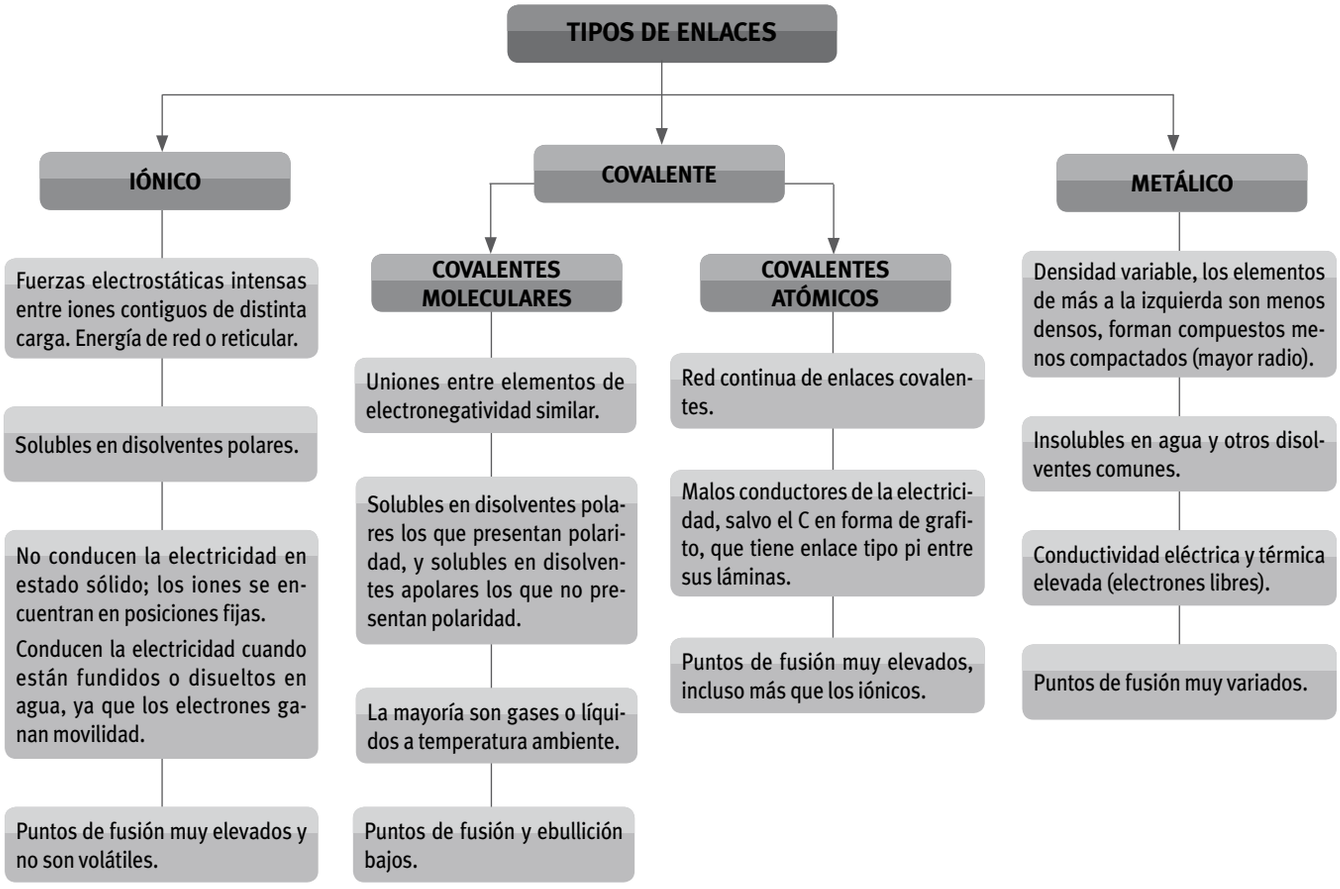
Durante el debate se pueden tratar temas como la conductividad eléctrica y la térmica, y relacionarlas con aplicaciones como la transmisión de datos, la energía, etc.

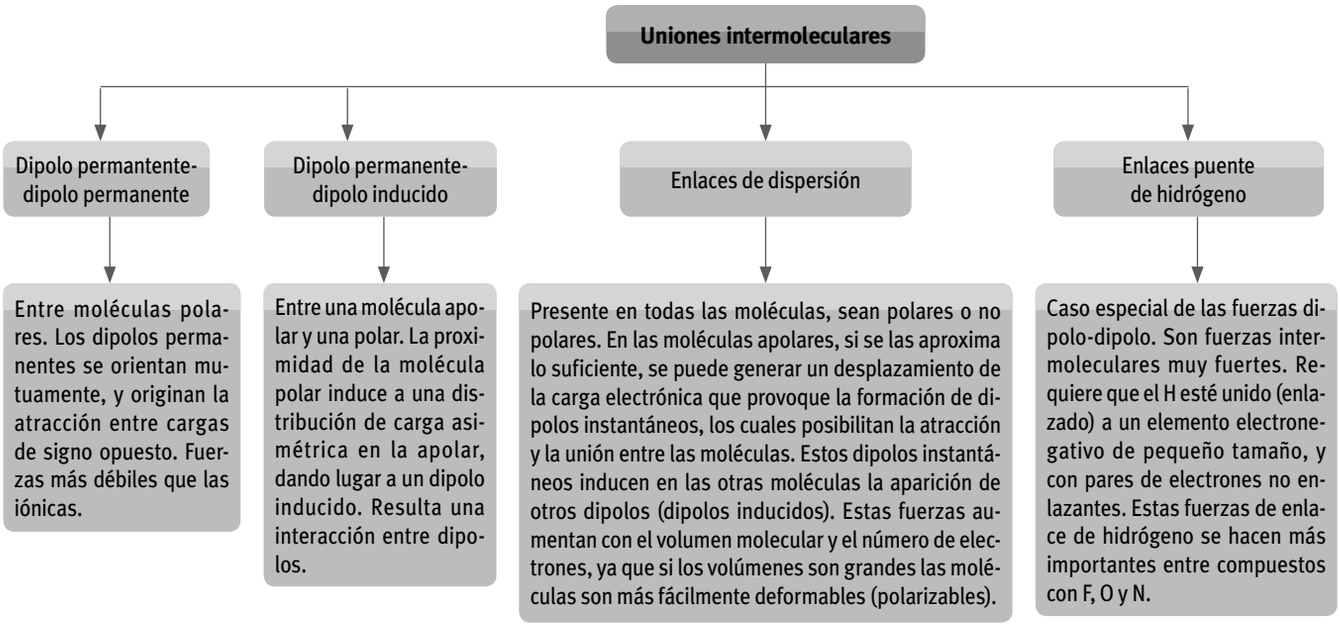
SÍNTESIS

Pág. 97

65. Respuesta sugerida:

Un esquema orientativo que se podría añadir al esquema original de la unidad debería tener al menos la siguiente información:





— Proponemos una puesta en común de los distintos esquemas de los alumnos de la clase.

66. a) Enlace iónico.

b) Enlace covalente atómico (red covalente).

c) Enlace metálico.

67. a) Elemento A ($Z = 8$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

Elemento B ($Z = 16$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

Elemento C ($Z = 19$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

b) Los compuestos A y B formarán enlace covalente, porque según sus configuraciones electrónicas se encuentran próximos en la tabla periódica. Propiedades: puntos de ebullición y fusión bajos, lo que hace que la mayoría sean gases a temperatura ambiente.

68. a) Los enlaces son iónicos, los átomos se unen en forma de iones y quedan unidos gracias a la energía reticular o de red, ya que se comportan como cargas electrostáticas. El enlace covalente supondría compartición de electrones por parte de los elementos. En resumen, las sustancias iónicas presentes serían NaH y CaH_2, mientras que las sustancias covalentes serían CH4, NH_3 y HF.

b) Únicamente serán polares las moléculas de NH_3 y el HF.

c) El único compuesto que presenta enlace de hidrógeno es el HF, ya que cumple que el átomo unido al hidrógeno es muy electronegativo y de pequeño tamaño.

69. a) El cloruro de potasio (KCl), debido a la diferencia de electronegatividad de sus elementos, que se basará en la distinta localización de cada uno de ellos en la tabla periódica, presenta un enlace iónico.

El agua (H_2O) presenta un enlace covalente, ya que se unen elementos próximos en la tabla periódica, y se da una compartición de electrones, pero a su vez es polar debido a la geometría que presenta la molécula en el espacio, que es angular.

El cloro se puede presentar de manera atómica (Cl), pero su forma más estable sería como molécula. Para formar la molécula de cloro (Cl_2), un átomo de cloro se uniría con otro átomo de cloro compartiendo el electrón de valencia que tiene en su último nivel, de forma que ambos átomos compartirían ese electrón, por lo que representa un enlace covalente. Además, constituye una molécula apolar, ya que su geometría es lineal.

El sodio (Na) es un elemento cuya forma más estable sería la pérdida del último electrón de su último nivel electrónico, de manera que constituiría el catión sodio Na^+, para así poderse unir generalmente a otros elementos mediante enlace iónico. No obstante, el sodio es un metal alcalino, por lo que por sí solo se podría unir a otros elementos metálicos o a sí mismo mediante enlace metálico.

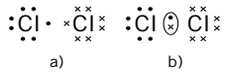
b) — Siguiendo los pasos indicados para realizar la estructura de Lewis, se colocará en el átomo central el átomo más electronegativo (en este caso se trata de dos átomos, por lo que no habrá átomo central propiamente dicho).

Se calcularán los electrones de valencia de cada átomo:

Cl ($Z = 17$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. Se encuentran 7 átomos de valencia por cada átomo de cloro.

Cada cloro necesita 1 electrón para completar el octeto, por lo que en total la molécula necesita 2 electrones para que los átomos completen el octeto.

14 electrones disponibles – 12 electrones no enlazantes = 2 electrones enlazantes, que corresponderían a un par de electrones enlazantes, distribuidos de la manera que se muestra en la siguiente figura entre los átomos:



En la figura se puede ver:

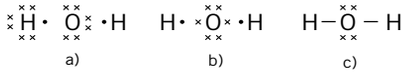
- Cada uno de los átomos de cloro rodeado de sus electrones.
- Los átomos de cloro compartiendo los electrones y los que forman pares enlazantes.

— La otra molécula que corresponde a una formada por un enlace covalente sería la de agua. Siguiendo los pasos de la construcción de la estructura de Lewis, estamos en el caso en que el átomo central no es el menos electronegativo, ya que tenemos la excepción de que el hidrógeno es el menos electronegativo en la molécula de agua, pero nunca sería el átomo central. Además, solo puede compartir un electrón para formar un par enlazante de electrones.

H ($Z = 1$): $1s^1$. 1 electrón por cada hidrógeno.

O ($Z = 6$). $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. 6 electrones en el átomo de oxígeno, que sería el central.

La estructura de Lewis para la molécula de agua sería como se muestra en la siguiente figura:



En la figura de la estructura de Lewis para la molécula de agua se puede ver:

- Electrones rodeando cada uno de los átomos.
- Electrones formando pares enlazantes y sin enlazar o solitarios. El oxígeno adquiere estructura de gas noble, ya que se rodea de 8 electrones.

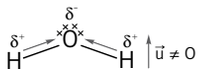
c) La polaridad del enlace en las moléculas covalentes se puede justificar por la geometría que estas adoptan en el espacio; así el momento dipolar de la molécula resultará calculando la suma vectorial del momento dipolar de sus enlaces.

- Cuando los átomos que se enlazan tienen la misma electronegatividad, atraen los electrones compartidos con la misma intensidad, lo que da lugar a un enlace covalente apolar. Este sería el caso de la molécula diatómica de cloro (Cl_2).
- Cuando se combinan átomos de distinta electronegatividad, el más electronegativo atraerá con mayor intensidad los electrones compartidos y resultará en una carga parcial negativa en su proximidad, mientras que en el menos electronegativo aparecerá una carga parcial positiva, lo que da lugar a un enlace covalente polar. Este sería el caso de la molécula de agua (H_2O).

d) El momento dipolar de la molécula de agua, al igual que el resto de las moléculas, se puede calcular haciendo la suma vectorial del momento dipolar de sus enlaces, y para ello se ha de conocer la geometría de la molécula.

Tal como se vio en la figura correspondiente a la estructura de Lewis del agua, el oxígeno se ve rodeado de dos pares de electrones no enlazantes y de dos pares enlazantes unidos a dos átomos de oxígeno. Ello hace que la molécula de agua adopte una estructura angular, ya que los pares de electrones no enlazantes se colocan por encima del oxígeno, y ocupan más espacio, de manera que hace que ambos hidrógenos se desplacen un poco hacia abajo adoptando esa estructura.

La suma de los vectores se muestra en la siguiente figura:



Suma vectorial de los momentos dipolares de la molécula de agua (las flechas van desde el menos electronegativo al más electronegativo). El momento dipolar total al realizar esta suma resulta distinto de cero, lo que indica que es una molécula polar.

70. Respuesta sugerida:

La nanotecnología se define como la ciencia que estudia la materia en escala nanométrica (1 nm = $1{,}10^{-9}$ m), dado el tamaño, generalmente átomos y moléculas. A causa de la complejidad del tamaño de la materia para su estudio, debe utilizarse la cuántica.

Los campos científicos que cubre la nanotecnología son la ciencia de las superficies, la química, la biología, la física, etc. Es decir, la nanotecnología se considera multidisciplinar dentro del entorno científico.

En la actualidad, una de las aplicaciones más importantes de la nanotecnología está dirigida al uso de productos farmacéuticos enfocados a la lucha contra el cáncer, ya que hace posible que tratamientos tan invasivos como los que se llevan a cabo en esta enfermedad se consigan únicamente dirigir a las células que la ocasionan con el beneficio lógico para el organismo. También hay otros productos farmacéuticos que hacen uso de la nanotecnología para luchar contra enfermedades del tipo VIH o Alzheimer, e incluso terapias génicas.

Las aplicaciones futuras más probables para el campo de la nanotecnología son, entre otras: campo de la alimentación (alimentos transgénicos y producción de alimentos en sí); producciones agrícolas; tratamiento de las aguas; almacenamiento, producción y conversión de energía.

Evaluación (Pág. 99)

1. Para cada una de las sustancias se calculará la diferencia de electronegatividad dados sus valores; así, por ejemplo, para el ácido clorhídrico o fluoruro de hidrógeno, dependiendo de si está en estado líquido o gaseoso: H—Cl = (2,1 – 3,0) = |0,9|; para el fluoruro de potasio: K—F = (0,8 – 4,0) = |3,2|; para el caso del diclorometano, son más de dos los átomos o elementos que forman parte de la molécula, pero las electronegatividades de estos son relativamente parecidas.

Por tanto, para el caso del HCl se trataría de un enlace covalente dado entre elementos de electronegatividad próximos de la tabla periódica, para el caso del KF se trataría de un enlace iónico al contrario que el covalente, dado entre elementos en distintas posiciones de la tabla periódica, y para el caso del diclorometano, un enlace covalente, se da compartición de electrones.

También se podría hablar de polaridades atendiendo a la geometría, junto con la electronegatividad; así, por ejemplo, el HCl sería un enlace covalente polar, el KF sería un enlace iónico polar y el enlace de CH_2Cl_2, a pesar de tener una geometría típica AB_4, a diferencia de lo que ocurriría con la molécula de CH_4, es una molécula covalente polar, ya que dos de los sustituyentes que en el metano serían hidrógeno, en este caso, serían cloros, lo que le otorgaría polaridad a la molécula, y su momento dipolar total saldría distinto de cero.

2. a) La energía 1 correspondería a la energía de sublimación del sodio para pasar de sólido a gas.

La energía 2 correspondería a la energía de disociación del flúor para formar el elemento atómico.

La energía 3 correspondería a la de ionización del sodio para arrancar los electrones del átomo y formar el catión.

La energía 4 correspondería a la afinidad electrónica del flúor para que el elemento adquiriera un electrón.

La energía 5 correspondería a la energía de red o reticular.

La energía 6 correspondería a la energía de formación del fluoruro de sodio.

b) De estas etapas, serán endotérmicas (valor de la entalpía mayor que cero) aquellas que precisen un aporte energético, es decir, aquellas que absorban energía. En este caso, se necesita un aporte energético para las etapas de sublimación, las etapas correspondientes a la ionización del catión, así como la disociación del flúor.

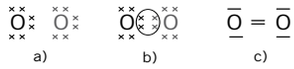
Por el contrario, serán exotérmicas (valor de la entalpía menor que cero) aquellas que desprendan energía, como son el caso de la energía de la afinidad electrónica y la reticular o de red.

El balance total energético, para el cálculo de la entalpía de formación, daría como resultado un proceso exotérmico o endotérmico, dependiendo de los valores involucrados dentro del ciclo.

En definitiva, la energía para el proceso 1, energía de sublimación: positivo; la energía para el proceso 2, energía de disociación: positiva; la energía del proceso 3, energía de ionización: positiva; la energía del proceso 4, la afinidad electrónica: negativa; la energía del proceso 5, que corresponde a la energía reticular: negativa.

3. a) Los compuestos iónicos forman estructuras sólidas constituidas por agrupaciones de cationes y aniones. Estos iones se colocan de manera ordenada en el espacio, constituyendo estructuras tridimensionales de redes cristalinas geométricas. Los compuestos iónicos se representan siempre mediante fórmulas empíricas que reflejan la proporción entre los iones de la red cristalina.

b) — La representación de la estructura de Lewis para la molécula de oxígeno se ve en la siguiente figura:



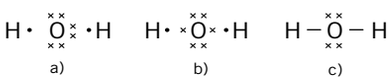
En la figura anterior se puede ver:

a) Electrones de valencia de cada oxígeno: son 6, en total disponemos de 12 electrones.

b) Se reparten por igual, y se observa que los oxígenos están unidos entre ellos mediante doble enlace.

c) Los pares de electrones se quedan representados como líneas.

— La representación de la estructura de Lewis para el agua, como se ve en la siguiente figura:



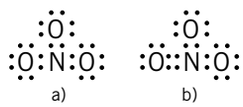
Se observa que:

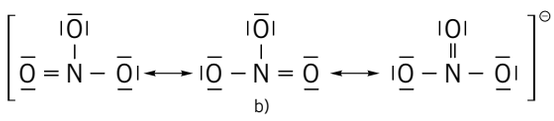
a) Colocamos en el centro al oxígeno (el hidrógeno nunca es átomo central) y rodeamos los elementos de sus electrones de valencia. En total, se tienen 8 electrones.

b) Se asignan 2 electrones a cada enlace, y los restantes se ponen alrededor, de manera que quedan dos pares enlazados y dos sin enlazar.

c) Estructura marcando con líneas los enlaces del hidrógeno con oxígeno.

— La representación de la estructura de Lewis para el anión nitrato se puede ver en la siguiente figura:





En la figura se puede observar que el nitrógeno aporta 5 electrones, y cada uno de los oxígenos 6, en total serían 23 electrones más 1 electrón, ya que estamos ante un anión, en definitiva 24 electrones. Al tener 4 átomos, y cada uno de ellos necesitar 8 electrones para cumplir la regla del octeto, se puede decir que en realidad necesitaríamos 32 electrones. Solo tenemos 24, por lo que resulta que 8 electrones deben ser de enlace (cuatro pares de electrones enlazantes), y que tendrá 16 electrones (8 pares no enlazantes).

a) Una vez distribuidos los electrones alrededor de la molécula, se ve que el único que queda sin 8 electrones en su capa es el nitrógeno.

b) Para completar los 8 electrones en el nitrógeno, un par de electrones no enlazantes del oxígeno se puede pasar, de manera que quedaría unido al nitrógeno en forma de doble enlace.

c) Como es indistinto el oxígeno que sea, se originan tres estructuras resonantes.

c) La estabilidad de la molécula de oxígeno se explica por el doble enlace; la de agua, por enlaces de hidrógeno, y la del ion nitrato, por sus estructuras resonantes.

4. «... covalente de coordinación y una vez formado es tan fuerte como cualquier otro enlace covalente simple».

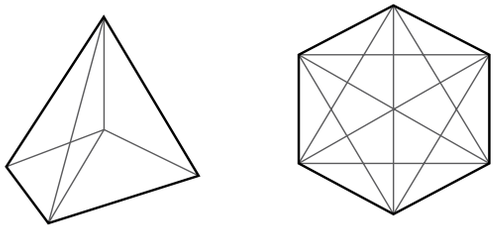
5. a) Falso. El solapamiento entre una pareja de orbitales atómicos s-s da lugar a un orbital molecular enlazante y antienlazante de tipo sigma.

b) Falso. El solapamiento entre una pareja de orbitales atómicos p-p dará lugar a orbitales de tipo sigma en el caso de que el solapamiento sea frontal, y de tipo pi en el caso de que el solapamiento sea lateral.

c) Falso. El número de orbitales moleculares será igual al número de orbitales atómicos que se solapen.

6. La molécula de CO_2 es una molécula lineal, ya que los oxígenos están unidos mediante doble enlace al carbono, por lo que no quedan electrones sin compartir sobre él. La molécula de SO_2, sin embargo, sería una molécula angular en la que el azufre se queda con electrones sin compartir.

Las geometrías tetraédricas y octaédricas son como las que se observan en la siguiente figura:



7. La molécula de seleniuro de hidrógeno (H_2Se) sería de geometría angular, ya que el Se (el átomo central) tendría un par de electrones sin compartir. Por tanto, su momento dipolar total sería distinto a cero, y en consecuencia polar. Las fuerzas intermoleculares serían entre dipolos permanentes (dipolo-dipolo).

La molécula de flúor (F_2) sería lineal, y además apolar, ya que los elementos presentan la misma electronegatividad. Las fuerzas intermoleculares presentes serían de tipo London o de dispersión.

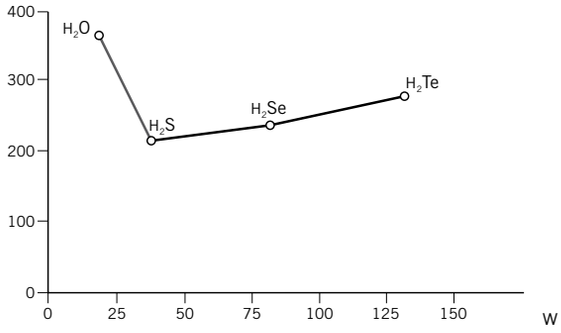
La molécula de dibromometano (CH_2Br_2), a diferencia del metano, no tiene los cuatro sustituyentes iguales. Por ello, a pesar de tener geometría tetraédrica, presenta un momento polar total distinto de cero, y en consecuencia es polar. Las fuerzas intermoleculares presentes serán de tipo dipolo-dipolo.

8. a) El yoduro de hidrógeno es una molécula formada mediante enlace covalente, representando una molécula covalente molecular debido a que los elementos que forman la molécula se unen mediante compartición de electrones. Por ese motivo, en disolución no conducen la corriente eléctrica.

b) Los gases nobles son poco reactivos debido a que tienen su capa de valencia completa, es decir, 8 electrones, que los hace poco reactivos o muy estables debido a que no tienen la necesidad de compartir electrones para alcanzar la configuración completa.

c) El tricloruro de boro solo tiene pares enlazantes y, por tanto, sería un caso en el que la molécula adopta una disposición geométrica correspondiente a moléculas del tipo AB_3, que correspondería a la plana trigonal.

d) El agua constituye un caso especial de enlaces intermoleculares dipolo-dipolo, que además son muy fuertes; se trata de los denominados «enlaces de hidrógeno». Para que se establezca un enlace de este tipo, se necesita una serie de requisitos como: que el hidrógeno esté unido a un elemento de pequeño tamaño, electronegativo y con pares de electrones no enlazantes. En el caso del hidrógeno, se cumple porque este está unido al oxígeno. También hay que mencionar que las fuerzas de enlace de hidrógeno se hacen importantes cuando el hidrógeno se une a elementos como el F o el N, además del O, como sucede con el agua. Debido a esta fortaleza del enlace de hidrógeno o enlaces por puente de hidrógeno, la temperatura de ebullición del agua es muy superior a compuestos covalentes formados con el hidrógeno y el resto de los elementos de su grupo, como queda reflejado en la siguiente figura:



Hay que mencionar que los enlaces de hidrógeno, además de conferirle a la molécula elevados puntos de fusión, y también de ebullición, le otorgará una elevada energía de vaporización y capacidad de termorregulación.

9. La respuesta correcta sería:

b) La mayoría de las sustancias moleculares unidas por enlaces covalentes, además de presentar unos puntos de ebullición y fusión bajos, son líquidos a temperatura ambiente. Además, por la naturaleza de su polaridad que en este caso es nula, no es soluble en agua, que es un disolvente polar, y tampoco conduce la electricidad.

10. Los metales se caracterizan por ser átomos de baja electronegatividad, y además poseer pocos electrones de valencia. Tienen unas características fundamentales que pueden explicar sus propiedades, como es el bajo potencial de ionización, de manera que pueden ceder fácilmente los electrones de valencia formando restos positivos típicos de las redes metálicas, y tener además orbitales de valencia vacíos, que permiten a los electrones moverse con facilidad. Estas dos últimas características explican que sean tanto buenos conductores de calor como de electricidad.

11. Antes de resolver cada una de las cuestiones, se hace la configuración electrónica de cada uno de los elementos:

A ($Z = 12$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$

B ($Z = 17$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$

C ($Z = 13$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$

a) Falso. En realidad, el compuesto AB_2 estaría formado mediante enlace iónico por la diferencia de localización de los elementos en la tabla periódica.

b) Verdadero. La configuración electrónica del elemento B ($Z = 17$) sería: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$. Se encuentran 7 átomos de valencia por cada átomo B, por lo que para formar estructuras estables necesitaría 1 electrón, lo que se consigue formando enlaces covalentes en donde se comparta un par de electrones entre cada átomo del elemento B, lo que constituiría un enlace covalente.

c) Falso. El elemento C ($Z = 13$) tiene una configuración electrónica $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$, por lo que tiene tendencia a perder sus tres últimos electrones para formar un catión estable C^{3+}, mientras que el elemento B ($Z = 17$) sería: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$, por lo que tiene tendencia a captar un electrón para formar un anión estable B^-. Así pues, sí se unirían formando enlace iónico, pero de fórmula CB_3.

d) Verdadero. Por la configuración electrónica del elemento A ($Z = 12$): $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$, se sabe que es un elemento perteneciente al grupo de los metales alcalinotérreos y, por tanto, sus átomos se unirán entre sí mediante enlace metálico.

12. a) Verdadero. La polaridad dependerá de la geometría que adquiera la molécula.

b) Verdadero. Los compuestos iónicos son buenos conductores cuando están fundidos o disueltos en agua, ya que los electrones adquieren movilidad. Sin embargo, cuando están sólidos, no tienen estas propiedades, ya que los iones se encuentran en posiciones fijas.

c) Verdadero. La plata es un metal, y las características de estos, como son el bajo potencial de ionización, el poder ceder electrones de valencia formando restos positivos típicos de las redes metálicas y tener además orbitales de valencia vacíos que permiten a los electrones moverse con facilidad, explican que sean buenos conductores tanto del calor como de la electricidad.