

3 Estructura de la materia y enlace químico

1. El sistema periódico de los elementos químicos

PÁGINA 101

- 1** Observa la tabla de Mendeleiev. ¿Cómo denominó Mendeleiev los elementos recuadrados en rojo? ¿A qué elementos corresponden?

Se trata de los elementos denominados por Mendeleiev eka-boro, eka-silicio y eka-aluminio, corresponden al escandio, germanio y galio, respectivamente.

- 2** En 1894, W. Ramsay descubrió un gas, de peso atómico 39,95 u, que no se combina con otras sustancias. Escribe en una tabla la valencia y el peso atómico de azufre, potasio, cloro y calcio (elementos conocidos hacia 1894) y ubica el nuevo gas atendiendo al criterio de Mendeleiev. Extrae conclusiones.

Ordenando los elementos por peso atómico creciente, la tabla pedida es:

Elemento	Azufre	Cloro	Potasio	Calcio
Peso atómico	32,064	35,453	39,10	40,08
Valencia	-2	-1	1	2

El nuevo elemento tiene valencia igual a cero, pues no se combina con otras sustancias. Por tanto, debe aparecer entre el cloro y el potasio; se trata del argón.

- 3** Durante el desarrollo de la clasificación de los elementos químicos, se utilizó el criterio del peso atómico en lugar de la masa atómica. Busca información para diferenciar ambos conceptos y da una explicación a este hecho.

La masa atómica es la masa de protones y neutrones de un átomo perteneciente a un isótopo concreto de un elemento químico, mientras que el peso atómico es la masa promedio de todos los isótopos de un elemento químico. Durante el desarrollo de la clasificación de los elementos químicos se desconocía el concepto de isótopo, formas alternativas de un elemento químico con idénticas propiedades químicas y distinta masa, propuesto en 1913 por F. Soddy, cuya denominación *iso* (mismo) *topo* (lugar) fue sugerida por la Dra. Margaret Todd, puesto que ocupan el mismo lugar en la tabla periódica, al ser formas alternativas del mismo elemento químico.

- 4**  **Elabora una línea del tiempo con las contribuciones a la sistematización en la clasificación de los elementos desde la ley de las triadas hasta la clasificación actual.**

Recuerde a su alumnado que en el banco de recursos de anayaeducacion.es podrá consultar un documento que explica cómo elaborar una «Línea del tiempo».

La línea temporal debe recoger estas fechas, autores y descubrimientos:

1817-1829. Ley de las triadas. J. Dobereiner.

1830. Cincuenta y cinco elementos conocidos.

1864. Ley de las octavas. J.A.R. Newlands.

1869. Clasificación en función de valencia y peso atómico. D. Mendeleiev.

1870. Variación periódica de volumen atómico. J.L. Meyer.

1913. Variación uniforme del número atómico. H.G.J. Moseley.

2. Interacción con la radiación electromagnética

PÁGINA 103

5 Explica la diferencia entre un espectro de absorción y uno de emisión.

El espectro de emisión recoge las líneas que emite una muestra excitada de una sustancia simple, mientras que el de absorción muestra los huecos que corresponden a la energía en forma de radiación electromagnética que absorbe una muestra de la misma sustancia.

6 Calcula la energía de la segunda línea de la serie de Balmer. ¿A qué parte del espectro corresponde?

Para calcular la energía de la segunda línea de Balmer aplicamos un esquema similar al del ejercicio resuelto 1.

La segunda línea de la serie de Balmer ($n_1 = 2$) corresponde a $n_2 = 3$. Calculamos la longitud de onda con la ecuación de Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right); \quad \frac{1}{\lambda} = 1,09 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\lambda = 6,605 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Esta radiación corresponde al intervalo visible ($4 \cdot 10^{-7} - 7 \cdot 10^{-7} \text{ m}$).

Combinando $c = \lambda \cdot f$ y $E = h \cdot f$ obtenemos:

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{6,605 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 3,01 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

7 Explica qué es una relación empírica y por qué la ecuación de Balmer lo es.

Una relación empírica es una relación basada en la experiencia, es decir, es aquella que constata una regularidad sin aportar una explicación al porqué de esta observación. La relación de Balmer expresa la regularidad de las longitudes de onda observadas en los espectros, permitiendo predecir sus valores, pero sin dar una explicación al porqué de esta regularidad.

8 La hipótesis de Planck no fue aceptada por la comunidad científica en un principio. Investiga qué científico respaldó la hipótesis de Planck; para ello, busca información sobre el calor específico de los sólidos y el efecto fotoeléctrico.

Se trata de Albert Einstein. En 1905 profundizó sobre la teoría de Planck y en 1913 publicó un artículo junto con Otto Stern basado en la exposición de argumentos a favor de la teoría de Planck.

9 Utilizando la técnica Piensa en pareja, razona qué serie corresponde a una mayor energía, la serie de Balmer o la serie de Pfund.

Recuerde a su alumnado que en el banco de recursos de anayaeducacion.es podrá consultar un documento que explica cómo aplicar la técnica «Piensa en pareja».

La energía de una radiación electromagnética es mayor cuanto mayor es su frecuencia, es decir, cuanto menor es la longitud de onda. La serie de Balmer corresponde al intervalo del visible, de menor longitud de onda que la radiación infrarroja, región del espectro a la que pertenece la serie de Pfund; por tanto, esta última tiene menor energía asociada que la serie de Balmer.

3. Modelo atómico de Bohr

PÁGINA 105

- 10** ¿Tienen la ecuación de Balmer y el modelo atómico de Bohr la misma consideración desde el punto de vista de las leyes físicas? Explica por qué.

Las dos ecuaciones no tienen la misma consideración, puesto que la de Balmer es una ecuación empírica, que muestra la regularidad de un hecho observado (la forma de los espectros atómicos), mientras que el modelo atómico de Bohr da una explicación basada en la teoría acerca de ese hecho observado.

- 11** ¿Son necesarias las leyes empíricas? Razona acerca de su utilidad.

Las leyes empíricas permiten aplicar razonamiento matemático a los hechos observados de forma que extraen la regularidad que subyace en ellos; de este modo, a partir de ellas, se pueden obtener conclusiones que permitan la construcción de la explicación a partir de teorías existentes o el desarrollo de nuevas teorías, que supongan un cambio de paradigma.

- 12** Indaga acerca de la expresión de la energía potencial del electrón que se menciona en la página anterior. ¿En qué lugar el valor de esa energía es cero?

Con esta actividad se pretende que el alumnado se acerque a la definición de energía potencial electrostática, que se aborda en el estudio del campo eléctrico, a partir del trabajo de la fuerza conservativa. Para ello, será necesario que se conozca la definición de trabajo y se elabore la deducción a partir de la integral de la expresión del trabajo de la fuerza electrostática. Además, se pretende que el alumnado observe la expresión de la energía potencial y concluya que es nula en el infinito.

- 13**  ¿En qué leyes se basa el modelo atómico de Bohr? ¿Supuso este modelo el descubrimiento de una nueva física? Redacta una noticia como si de un periodista de esa época se tratara. Complétala cuando hayas terminado el estudio del siguiente epígrafe.

El modelo atómico de Bohr se basa en la ley de Coulomb y en la interpretación de los cuantos de Planck como paquetes de energía. El titular de la noticia debe destacar la nueva física que nace con este modelo: la física cuántica.

4. Orbitales atómicos y configuraciones electrónicas

PÁGINA 107

- 14**  Explica la diferencia entre órbita y orbital.

La principal diferencia entre estos dos conceptos es la incertidumbre en la posición del electrón en diferentes momentos de su movimiento. Si este movimiento se describe por una órbita, por ejemplo, circular, entonces se establece que se puede conocer la secuencia de posiciones del electrón en un período (la circunferencia que describe); sin embargo, si describimos el movimiento de un electrón a través del concepto «orbital», se asume que no es posible conocer la secuencia de las posiciones que va adquiriendo el electrón, sino solamente la zona del espacio donde este se encuentra.

15 Indica si estos grupos de números cuánticos son posibles o no y razona tu respuesta:

a) (1, 1, -1, +1/2)

b) (2, 0, 0, -1)

c) (2, 1, -2, 1/2)

d) (7, 5, -2, 1/2)

a) No es posible, el número azimutal no puede valer igual que el número cuántico principal.

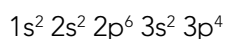
b) No es posible, el espín debe un número fraccionario igual a $+1/2$ ó $-1/2$.

c) No es posible, el valor absoluto del número cuántico magnético no puede ser mayor que el del azimutal.

d) No es posible, el azimutal no corresponde a un tipo de orbital.

16 Escribe la configuración electrónica de un átomo que posea 16 electrones. Si no se trata de un ion, ¿de qué elemento químico es este átomo?

La configuración electrónica para un átomo $Z = 16$:



Se trata del azufre.

17 ¿Son posibles estas configuraciones electrónicas?

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$

b) $1s^1 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

a) No es posible, antes del llenado de 4p se llena el 3d.

b) No es posible, falta un electrón en el orbital 1s.

5. Estabilidad de átomos e iones

PÁGINA 109

18  Razona si el catión Sr^{2+} y el anión Se^{2-} son estables a partir de sus posiciones en el sistema periódico. Para ello, ayúdate de un organizador gráfico en el que ubiques las ideas y las conclusiones que vas extrayendo.

Recuerde a su alumnado que en el banco de recursos de anayaeducacion.es podrá consultar un documento que explica cómo elaborar un «Organizador gráfico». En nuestro caso, hemos decidido que incluya estas ideas:

a. Ubicación del átomo correspondiente en el sistema periódico.

a.1 Configuración electrónica del grupo del sistema periódico.

a.2 Gas noble más cercano.

b. Tendencia a ganar o perder electrones.

b.1 Máximo valor de la carga.

b.2 Número de puestos entre el átomo en cuestión y el gas noble.

c. Valor de la carga a partir de los puntos anteriores.

Utilizando esta secuencia:

Ion	Criterio/información		Conclusiones
Sr ²⁺	a.	Pertenece al grupo 2	El ion es correcto
	a.1	s ²	
	a.2	Kr	
	b.	Tiende a perder electrones.	
	b.1	+2	
	b.2	Dos puestos	
	c.	Carga +2	
Se ²⁻	a.	Pertenece al grupo 16	El ion es correcto
	a.1	s ² p ⁴	
	a.2	Kr	
	b.	Tiende a ganar electrones.	
	b.1	-2	
	b.2	Dos puestos	
	c.	Carga -2	

19 Escribe las estructuras de Lewis de los elementos del tercer período y extrae conclusiones acerca de la formación de iones a partir de cada uno de ellos.

Las estructuras de Lewis son:



El número de electrones desapareados presenta la tendencia siguiente: 1, 2, 3, 4, 3, 2, 1, 0. Por tanto, la carga de los iones que se formarán es +1, +2, +3, no forma iones, -3, -2, -1, no forma iones, respectivamente.

6. Enlace químico y fuerzas intermoleculares

PÁGINA 111

20 Ordena los elementos siguientes por valor de electronegatividad creciente, según la escala de Pauling: cloro, oxígeno, flúor, bromo y azufre.

El orden de electronegatividades es: flúor, oxígeno, cloro, bromo y azufre.

21 Escribe la fórmula y el nombre de un compuesto formado por:

a) Flúor y oxígeno.

c) Bromo y oxígeno.

b) Azufre y oxígeno.

d) Cloro y oxígeno.

¿Qué conclusiones puedes extraer? El orden en el que has escrito las fórmulas, ¿se corresponde al esperado por su orden de electronegatividad?

Las fórmulas y nombres son:

a) OF₂, fluoruro de oxígeno.

c) O₃Br₂, dibromuro de oxígeno.

b) SO₂, dióxido de azufre.

d) O₃Cl₂, dicloruro de oxígeno.

El oxígeno es más electronegativo que el cloro y que el bromo, sin embargo, en la escritura de los compuestos formados por el oxígeno y los halógenos se altera su orden. Esto solo tiene efectos en relación a la nomenclatura y la formulación.

22  A partir de la gráfica de la energía en función de la distancia entre átomos, responde y argumenta:

- ¿Por qué la energía tiende a infinito para distancias entre átomos muy pequeñas?
- ¿Por qué la energía tiende a cero si los átomos se alejan mucho?

La energía tiende a infinito a distancias muy pequeñas y tiende a cero a distancias muy grandes porque la interacción entre las cargas es inversamente proporcional a la distancia; para distancias pequeñas la interacción repulsiva hace que la energía aumente, y para distancias grandes, la interacción atractiva es casi nula.

23 Escribe la estructura de Lewis de estos compuestos iónicos e indica, además, para cada uno de ellos el significado de su fórmula química:

a) Sulfuro de litio.

b) Óxido de aluminio.

a) Sulfuro de litio. $2[\text{Li}^+] [\text{S}^{2-}]$. Li_2S . Por cada anión sulfuro, hay dos cationes litio.

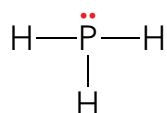
b) Óxido de aluminio $2[\text{Al}^{3+}] 3[\text{O}^{2-}]$. Al_2O_3 . Por cada tres aniones oxígeno, hay dos cationes aluminio.

PÁGINA 113

24 Escribe la estructura de Lewis del fosfano, el dióxido de carbono, el tricloruro de aluminio y el agua. Indica, a partir de las estructuras:

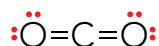
- Moléculas con enlaces múltiples.
- Átomos con octeto incompleto o ampliado.
- Presencia de pares de electrones no compartidos.
- Geometría de las moléculas.

• Fosfano:



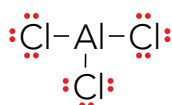
No presenta enlaces múltiples. El fósforo tiene el octeto completo y los hidrógenos tienen dos electrones cada uno. El fósforo presenta un par de electrones libres. Su estructura es piramidal.

• Dióxido de carbono:



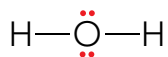
Presenta dos enlaces dobles. Tanto el carbono como los oxígenos tienen el octeto completo. Cada oxígeno tiene dos pares de electrones sin compartir. Su estructura es lineal.

• Tricloruro de aluminio:



No presenta enlaces múltiples. Presenta octeto incompleto para el aluminio. Cada cloro tiene tres pares de electrones sin compartir. Su estructura es trigonal plana.

- Agua:



No presenta enlaces múltiples. El oxígeno tiene el octeto completo y los hidrógenos tienen dos electrones cada uno. El oxígeno tiene dos pares de electrones sin compartir. Su estructura es angular.

7. Propiedades de las sustancias

PÁGINA 115

25 Razona la veracidad o falsedad del siguiente enunciado:

«Las temperaturas de ebullición, a presión atmosférica, de H_2O , H_2S , H_2Se y H_2Te son $100\text{ }^\circ\text{C}$, $-60,7\text{ }^\circ\text{C}$, $-41\text{ }^\circ\text{C}$ y $-1\text{ }^\circ\text{C}$, respectivamente.

La evolución de esta tendencia se explica por la mayor interacción gravitatoria entre las moléculas del compuesto de mayor masa, que son mayores que la interacción electrostática entre moléculas polares cuyos dipolos son de igual intensidad».

La afirmación es falsa, pues la interacción gravitatoria es mucho menos intensa que la electrostática y, por tanto, no es la responsable de la diferencia de intensidad en las fuerzas intermoleculares en esta serie. Además, los dipolos de las sustancias del enunciado son de diferente intensidad, ya que la diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y cada uno de los elementos de los compuestos es distinta. Recordar, también, que la gran diferencia en la temperatura de ebullición entre el agua y el resto de compuestos es que el agua forma puentes de hidrógeno y el resto no, lo que hace que las fuerzas intermoleculares sean mucho mayores en este compuesto, elevando su temperatura de ebullición.

EL SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1 Indica a cuál de estas categorías pertenecen los elementos químicos que se describen en cada apartado: metales alcalinos, alcalinotérreos, metales de transición, halógenos y gases nobles.

- a) Cloro.
- b) Elemento de número atómico $Z = 2$.
- c) Elemento con una única capa de electrones.
- d) Elemento de número atómico $Z = 11$.
- e) Halógenos.
- f) Gases nobles
- g) Gases nobles.
- h) Metales alcalinos.

2 Busca la masa atómica y el número atómico del níquel y el cobalto. Compara los datos y responde a las preguntas:

- a) ¿Están en el mismo orden en la tabla de Mendeleiev y en el sistema periódico actual?
- b) ¿A qué crees que se debe esta diferencia?

Los datos se muestran en la tabla

Elemento	Níquel	Cobalto
Masa atómica	58,71	58,933
Número atómico	28	27

- a) No están en el mismo orden en las dos clasificaciones de los elementos.
- b) El cambio de orden se debe a que el cobalto, que tiene mayor masa atómica, tiene menor número atómico que el níquel.

3 Busca la definición de «valencia química» y escribe un razonamiento sobre la idoneidad de utilizar esta propiedad para agrupar los elementos químicos.

La «valencia química» es una propiedad de un elemento que determina el número de átomos con los que un átomo de ese elemento puede combinarse. La valencia determina las propiedades químicas del elemento, por ello, es útil clasificar los elementos agrupándolos por su valencia, pues presentarán propiedades similares.

4 Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y argumenta en función de tu respuesta:

- a) El sistema periódico de los elementos es la clasificación de todos los elementos químicos, los conocidos y los no conocidos.
- b) El sistema que propuso Meyer incluía el reciente descubrimiento de las configuraciones electrónicas en su momento.
- c) Todos los elementos que se recogen en la actual versión del sistema periódico se pueden aislar a partir de muestras que existen en la corteza terrestre.

d) Ha sido necesario reconfigurar el sistema periódico de los elementos químicos para hacerlo congruente con la descripción de la corteza del átomo.

- a) Verdadero. En el sistema periódico, hasta hace poco tiempo, se incluían huecos para elementos que han sido descubiertos con posterioridad.
- b) Falso. Las configuraciones electrónicas son posteriores a la clasificación de Meyer.
- c) Falso. Algunos elementos se han descubierto a partir de las propiedades de sus átomos en aceleradores de partículas, no existe la sustancia simple de esos elementos en la corteza terrestre.
- d) Falso. Una vez establecida la estructura de la corteza del átomo, se ha observado que la clasificación de Moseley, basada en la de Mendeleiev, es congruente con aquella.

INTERACCIÓN CON LA RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA

5  **Línea del tiempo.** Realiza una secuencia gráfica en la que aparezcan las contribuciones de los modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr. En esa secuencia deben aparecer, entre otras, las ideas siguientes:

- Núcleo atómico.
- Espectros atómicos.
- Divisibilidad del átomo.
- Estructura electrónica.

Recuerde a su alumnado que en el banco de recursos de anayaeducacion.es podrá consultar un documento que explica cómo elaborar una «Línea del tiempo». Los acontecimientos, autores y fechas que deben aparecer son los siguientes:

- 1897. Descubrimiento del electrón. J.J. Thomson.
- 1903. Modelo atómico de Thomson. Divisibilidad del átomo. Formación de iones.
- 1911. Modelo atómico de Rutherford. Núcleo atómico.
- 1913. Modelo atómico de Bohr. Órbitas estacionarias. Energía cuantizada.
- 1919. Descubrimiento del protón. Rutherford.
- 1926. Ecuación de Schrödinger.
- 1927. Principio de incertidumbre de Heisenberg.
- 1932. Descubrimiento del neutrón. Chadwick.
- 1936. Configuraciones electrónicas

6 **Calcula la longitud de onda y la frecuencia de la radiación de la segunda línea del espectro de:**

- | | | |
|-----------|------------|----------|
| a) Lyman | c) Paschen | e) Pfund |
| b) Balmer | d) Bracket | |

A partir de los resultados anteriores, extrae conclusiones acerca de cómo se incrementa la energía en los niveles del átomo. Utiliza una hoja de cálculo y recopila previamente los valores de las constantes que te sean necesarios.

Utilizando la ecuación de Balmer, con el valor de la constante de Rydberg = 10970000 m^{-1} y expresando el resultado en nanómetros, se obtienen los valores de la tabla, utilizando para ello los valores de n_1 y n_2 de las celdas de la primera fila y columna correspondiente en cada caso. Los valores sombreados son los que corresponden a la segunda línea de cada espectro:

Longitud de onda en nanómetros					
n_2	Lyman $n_1 = 1$	Balmer $n_1 = 2$	Paschen $n_1 = 3$	Bracket $n_1 = 4$	Pfund $n_1 = 5$
2	121,543604				
3	102,552416	656,33546			
4	97,234883	486,174415	1875,24417		
5	94,9559404	434,084299	1281,9052	4051,45346	
6	93,7622086	410,209663	1093,89243	2625,34184	7458,3575
7	93,0568216	397,042439	1005,01367	2165,68603	4652,84108

Para calcular la frecuencia utilizamos la relación entre la longitud de onda, la frecuencia y la velocidad de la luz ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s). Los resultados obtenidos se expresan en un múltiplo de herzio.

Frecuencia en THz					
n_2	Lyman $n_1 = 1$	Balmer $n_1 = 2$	Paschen $n_1 = 3$	Bracket $n_1 = 4$	Pfund $n_1 = 5$
2	2468,25				
3	2925,333333	457,083333			
4	3085,3125	617,0625	159,979167		
5	3159,36	691,11	234,026667	74,0475	
6	3199,583333	731,333333	274,25	114,270833	40,2233333
7	3223,836735	755,586735	298,503401	138,524235	64,4767347

Por tanto, teniendo en cuenta que la relación entre la energía y la frecuencia es directamente proporcional, a mayor valor de la frecuencia, mayor es la energía que corresponde a la línea del espectro.

7 Determina el valor de la longitud de onda correspondiente a la transición electrónica entre $n = 6$ y $n = 3$. ¿A qué serie pertenece? ¿Es visible esta radiación?

A partir de la ecuación de Balmer, calculamos la longitud de onda; utilizamos para ello la constante de Rydberg, $R_H = 1,09 \cdot 10^7$ m⁻¹:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right); \quad \frac{1}{\lambda} = 1,09 \cdot 10^7 \cdot \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} \right)$$

$$\lambda = 1,094 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

Pertenece a la serie de Paschen y corresponde a la región del infrarrojo.

8 Un láser tiene una longitud de onda igual a 780 nm.

a) ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

b) ¿Qué energía tiene un fotón de esa luz?

Datos: $c = 3,00 \cdot 10^8$ m · s⁻¹; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J · s.

a) Para calcular la frecuencia del láser utilizamos la relación entre frecuencia, longitud de onda y velocidad de propagación de la luz, $c = 3 \cdot 10^8$ m/s: $c = \lambda \cdot f$. El valor de la longitud de onda en unidades SI es de $7,8 \cdot 10^{-7}$ m. Por tanto:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{7,8 \cdot 10^{-7} \text{ m}} \approx 3,8 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

b) Utilizamos la definición de cuanto de luz y el valor de la constante de Planck, $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J · s:

$$E = h \cdot f$$

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3,8 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2,5194 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

9 Calcula la longitud de onda y la frecuencia de la radiación de la serie de Balmer correspondiente a $n = 3$ y $n = 5$. ¿Qué energía tendrían estos fotones?

A partir de la ecuación de Balmer, para la serie de Balmer, $n_1 = 2$, calculamos la longitud de onda. Utilizamos, para ello, la constante de Rydberg, $R_H = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$, para los valores $n_2 = 3$ y $n_2 = 5$:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad [1]$$

A continuación, calculamos la frecuencia utilizando la relación entre frecuencia, longitud de onda y velocidad de propagación de la luz, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$, $c = \lambda \cdot f$:

$$f = \frac{c}{\lambda} \quad [2]$$

Por último, calculamos la energía asociada a los fotones mediante la definición de cuanto de luz y el valor de la constante de Planck, $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$:

$$E = h \cdot f \quad [3]$$

Para $n_2 = 3$:

$$[1] \quad \frac{1}{\lambda} = 1,09 \cdot 10^7 \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right); \quad \lambda \approx 6,563 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$[2] \quad f = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6,563 \cdot 10^{-7} \text{ m}} \approx 4,571 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$[3] \quad E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 4,571 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2,0306 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Para $n_2 = 5$:

$$[1] \quad \frac{1}{\lambda} = 1,09 \cdot 10^7 \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right); \quad \lambda \approx 4,3408 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$[2] \quad f = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{4,3408 \cdot 10^{-7} \text{ m}} \approx 6,911 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$[3] \quad E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 6,911 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 4,5819 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

MODELO ATÓMICO DE BOHR

10 A partir de la expresión matemática del radio de una órbita estacionaria según el modelo atómico de Bohr, calcula los valores para las tres primeras órbitas de un átomo de hidrógeno.

La expresión matemática del radio de las órbitas estacionarias es:

$$r = \frac{n^2 \cdot h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot K \cdot Z \cdot e^2 \cdot m} = a \cdot n^2$$

Los datos necesarios para realizar el cálculo son:

1. Carga y masa del electrón: $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

2. Constantes: $K = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \text{ C}^{-2}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

Calculamos el valor del radio para $n_1 = 1$:

$$r_1 = \frac{1^2 \cdot (6,63 \cdot 10^{-34})^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot 9 \cdot 10^9 \cdot 1 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^2 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31}} = 5,31 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

De la misma forma, se obtienen los valores para las siguientes dos órbitas:

$$n_2 = 2; r_2 = 2,124 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$n_3 = 3; r_3 = 4,779 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

- 11** En la tabla se muestran los valores de energía de algunas órbitas estacionarias del modelo atómico de Bohr para el átomo de hidrógeno:

n	1	2	3	∞
E/J	$-2,18 \cdot 10^{-18}$	$-5,50 \cdot 10^{-19}$	$-2,40 \cdot 10^{-19}$	0

- a) Indica qué tendencia observas en los valores de energía según aumenta n .
- b) ¿En qué órbita la energía del electrón es cero?
- c) ¿Se utiliza aquí la misma referencia de origen de energía que para calcular la energía potencial de un objeto en el entorno gravitatorio terrestre?
- d) ¿Qué valor de energía hay que suministrar a un átomo de hidrógeno para ionizarlo? Explica este fenómeno en términos de saltos electrónicos.
- a) La tendencia observada es que la diferencia de energía entre una órbita y la siguiente es cada vez menor hasta llegar a cero si existiera una órbita en el infinito.
- b) La energía del electrón es nula en el infinito.
- c) En el entorno gravitatorio terrestre se utiliza la misma referencia para la energía de valor cero; no obstante, en análisis de situaciones cotidianas se suele utilizar como valor cero de energía potencial el correspondiente a la menor cota.
- d) Para ionizar un átomo de hidrógeno habría que suministrar la energía correspondiente a la órbita donde se halla su último electrón; en este caso, la correspondiente a la primera órbita.

- 12** Para ionizar un átomo de sodio es necesaria una energía de 118,5 kcal/mol. Si la energía que se utiliza para esta ionización procede de una fuente luminosa, ¿cuál será la frecuencia más baja posible de esta radiación para conseguir la ionización?

Debemos calcular la energía correspondiente a un fotón:

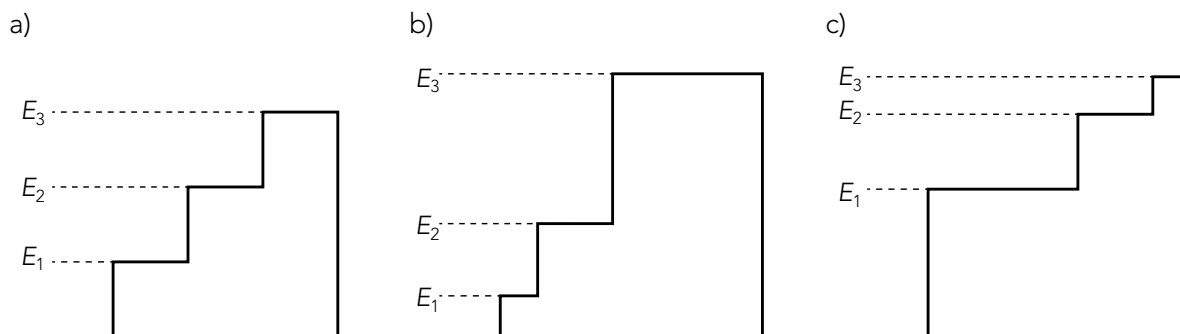
$$E = 118,5 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} \cdot \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotones}} \approx 8,225 \cdot 10^{-19} \text{ J/fotón}$$

A partir de la definición de cuanto, calculamos su frecuencia:

$$E = h \cdot f; \quad f = \frac{E}{h} = \frac{8,225 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34}} \approx 1,241 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

PÁGINA 121

- 13** De las siguientes figuras, ¿cuál representa una analogía válida para la energía en las órbitas del átomo de Bohr? Razona tu respuesta.



La opción válida es la c, puesto que la diferencia de energías entre los niveles de la corteza atómica no es igual, por este motivo no es válida la a, y es decreciente según aumenta n , por eso no es válida la b.

- 14** Calcula la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética emitida cuando un electrón situado en el nivel $n = 2$ ($E_2 = -0,545 \cdot 10^{-18} \text{ J}$) salta al nivel fundamental $n = 1$ ($E_1 = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$).

¿A qué región del espectro electromagnético corresponde esta radiación?

Datos: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

La variación de energía entre los dos niveles debe ser la energía del fotón emitido:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot f; \quad f = \frac{E_2 - E_1}{h} = \frac{(-0,545 + 2,18) \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} \approx 2,464 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

Calculamos, a continuación, la longitud de onda correspondiente:

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2,464 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} \approx 1,218 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Pertenece a la región del ultravioleta.

- 15** Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y construye un enunciado verdadero con la información contenida en los que sean falsos.

- El fundamento físico de una órbita estacionaria en el modelo atómico de Bohr se basa en la interacción eléctrica entre la carga del núcleo y el electrón.
 - La energía de una órbita es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia entre esa órbita y el núcleo del átomo.
 - El valor del radio de una órbita estacionaria depende del momento lineal del electrón en ella y de la constante de Rydberg.
 - Las unidades de la constante de Planck son $\text{J} \cdot \text{s}^{-1}$.
 - Para que un electrón pase de la primera órbita ($n = 1$) a la tercera ($n = 3$), es necesario que pase por la segunda órbita ($n = 2$).
 - Todos los fotones que corresponden a la serie de Balmer tienen la misma energía.
- Verdadero.
 - Verdadero.
 - Falso. Enunciado alternativo: El valor del radio de una órbita estacionaria depende del momento lineal del electrón en ella y de la constante de **Planck**.
 - Falso. Enunciado alternativo: Las unidades de la constante de Planck son **$\text{J} \cdot \text{s}$** .
 - Falso. Enunciado alternativo: Para que un electrón pase de la primera órbita ($n = 1$) a la tercera ($n = 3$) debe **absorber un fotón cuya energía corresponda a la diferencia de energía entre estas dos órbitas**.
 - Falso. Enunciado alternativo: Todos los fotones que corresponden a la serie de Balmer **corresponden al intervalo del visible del espectro electromagnético**.

ORBITALES ATÓMICOS Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

- 16** Indica cuál o cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles y explica por qué.

a) $1s^2 2s^2 2p^2$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 4s^2$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

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

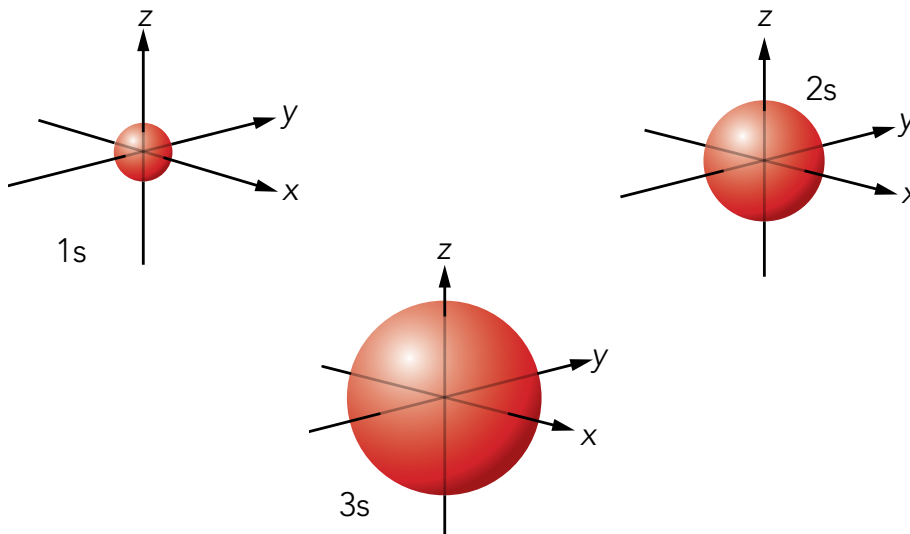
a) Es correcta.

- b) **Es incorrecta** $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$; no existen orbitales 2d.
 c) **Es incorrecta** $1s^2 2s^2 2p^6 4s^2$; se llena antes el orbital 3s.
 d) **Es incorrecta**, el orden correcto es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$.

17 Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- a) En cada orbital tipo d es posible albergar diez electrones.
 b) En el nivel cuántico $n = 3$ hay tres tipos diferentes de orbitales: dos orbitales tipo s, seis orbitales p y diez orbitales d.
 c) A cada elemento representativo de la tabla periódica le corresponde una configuración electrónica de la capa de valencia que no contiene orbitales tipo d, ni tipo f.
 d) El número azimutal que corresponde a los orbitales tipo p puede tener tres valores diferentes, pues la geometría posible de un orbital tipo p es esférica, elíptica y cúbica.
- a) Falso, en cada orbital se alojan dos electrones como mucho.
 b) Falso, el enunciado correcto es: «En el nivel cuántico $n = 3$ hay tres tipos diferentes de orbitales, **uno** s, **tres** orbitales p y **cinco** orbitales tipo d.»
 c) Verdadero.
 d) Falso. El enunciado correcto es: «El número azimutal que corresponde a los orbitales tipo p puede tener tres valores diferentes, pues cada uno de ellos se encuentra alineado con uno de los ejes cartesianos.»

18 Indica los números cuánticos correspondientes a los orbitales de la figura:



¿Qué número cuántico caracteriza el tipo de orbital?

1s: (1, 0, 0)

2s: (2, 0, 0)

3s: (3, 0, 0)

El número cuántico que caracteriza al tipo de orbital es el número cuántico azimutal, l .

19 Indica cuál o cuáles de los siguientes grupos de tres valores correspondientes, respectivamente, a los números cuánticos n , l y m_l no son permitidos:

a) (2, 0, 0)

c) (2, 2, 0)

e) (2, 1, 0)

b) (2, 1, 1)

d) (2, 1, -1)

f) (2, 1, 2)

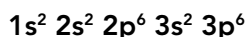
Los no permitidos son: c y f.

20 De los grupos permitidos de números cuánticos anteriores indica cuáles corresponden a orbitales tipo p.

Los que corresponden a orbitales tipo p son aquellos cuyo azimutal es 1, es decir: b, d y e (el f no corresponde a ningún orbital).

PÁGINA 122

21 La configuración electrónica del ion X^{3+} es:



- a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
- b) ¿A qué grupo y período pertenece ese elemento?
- c) ¿Tiene electrones desapareados el elemento X?
- d) Dibuja el símbolo de Lewis para X.

- a) Se trata del escandio, Sc, cuyo número atómico es 21.
- b) Tercer grupo cuarto período.
- c) Sí, el electrón del orbital 3d.
- d) Su símbolo de Lewis es el siguiente:



ESTABILIDAD DE ÁTOMOS E IONES

22 Comprueba si estas configuraciones electrónicas acortadas son correctas. En el caso de que sean correctas, indica el grupo y el período del elemento químico al que corresponde y, en caso de que no lo sean, corrígelas.

- a) [Ar] $4s^2$
- b) [He] $3s^2 3p^4$
- c) [Ne] $3s^2 2d^{10} 3p^3$
- d) [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^4$

- a) Correcta, se trata del calcio, cuarto período segundo grupo.
- b) Incorrecta. Alternativas correctas: [He] $2s^2 2p^4$ o bien [Ne] $3s^2 3p^4$
- c) Incorrecta. La configuración correcta es: [Ne] $3s^2 3p^3$
- d) Correcta, se trata del telurio, quinto período decimosexto grupo.

23 El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13, respectivamente. Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos:

- a) Es un gas noble.
- b) Es un metal alcalino.
- c) Es el más electronegativo.
- d) Indica el grupo y el período al que pertenece cada uno.

Para poder contestar las preguntas, hacemos la configuración electrónica de cada elemento a partir de su número de electrones:

A (2 electrones) = $1s^2$

B (9 electrones) = $1s^2 2s^2 2p^5$

C (11 electrones) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

D (12 electrones) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

E (13 electrones) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

a) A;

b) C;

c) B;

d) A: primer período grupo 18; B: segundo período grupo 17; C: tercer período grupo 1; D: tercer período grupo 2 y E: tercer período grupo 13.

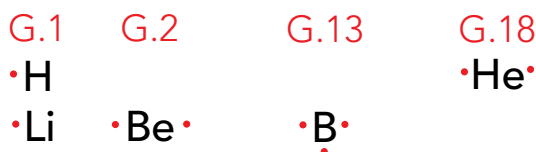
24 Identifica cuatro iones que tengan los mismos electrones que el helio.

a) Escribe los símbolos de Lewis de los átomos de los que proviene cada ion.

b) Ubícalos en el sistema periódico.

c) Uno de los átomos anteriores puede formar también un ion con carga contraria al que tiene los mismos electrones que el helio; ¿de qué ion se trata?

Los cuatro iones que se piden son el H^- , Li^+ , Be^{2+} y B^{3+} . Representamos los símbolos pedidos, que corresponden con los elementos de los anteriores iones: hidrógeno, litio, berilio y boro. Referenciamos en rojo el grupo para responder a los apartados a y b.



c) Se trata del catión H^+ , también llamado protón.

25 Escribe la configuración electrónica acortada de As, S y Cl.

a) A partir de estas, escribe el símbolo de Lewis de cada uno de los elementos.

b) Deduce la carga del ion más estable.

c) ¿Cuál es el gas noble que tiene el mismo número de electrones que cualquiera de los iones anteriores?

Las configuraciones acortadas de los elementos del enunciado son:

[As] = [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$

[S] = [Ne] $3s^2 3p^4$

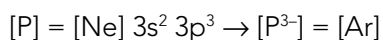
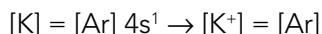
[Cl] = [Ne] $3s^2 3p^5$



b) As^{3-} , S^{2-} , Cl^- .

c) El argón tiene los mismos electrones que los iones del azufre y el cloro, y el kriptón los mismos que el ion del arsénico.

- 26** Escribe las configuraciones electrónicas de los átomos de los siguientes elementos: ^{19}K , ^{15}P , ^{34}Se y las de sus iones más estables. ¿Qué criterio has utilizado para responder a la actividad anterior?



Los iones estables son los que tienen la misma configuración que un gas noble.

- 27** Identifica el grupo de la tabla periódica al que pertenecen los elementos X, Y, Z a partir de sus símbolos de Lewis que se muestran a continuación:



Los grupos de la tabla periódica correspondientes son:

a) 2

b) 18

c) 15

- 28** Dadas las especies químicas Ne y O^{2-} , razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Ambas especies poseen el mismo número de electrones.

b) Ambas especies poseen el mismo número de protones.

a) La afirmación es cierta, pues ambos tienen diez electrones.

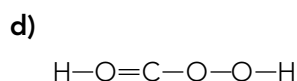
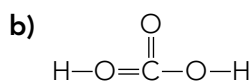
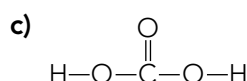
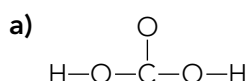
b) La afirmación es falsa, pues se trata de elementos químicos diferentes.

ENLACE QUÍMICO Y FUERZAS INTERMOLECULARES

- 29** ¿Cuál de los tres enlaces químicos corresponde a una interacción más intensa? ¿En qué basas tu respuesta?

La mayor intensidad corresponde al enlace covalente, pues es el resultado de la atracción entre el núcleo de cada átomo y la corteza del otro, que se produce a corto alcance.

- 30** Indica cuál de las estructuras siguientes corresponde al ácido carbónico. Justifica tu respuesta.



La única estructura que presenta los cuatro enlaces del carbono es la del apartado c; en el resto, el número de enlaces del carbono es incorrecto. La estructura que corresponde al ácido carbónico es la c.

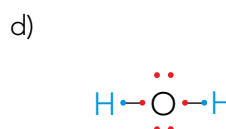
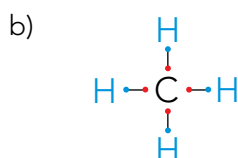
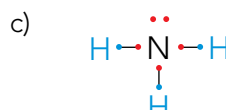
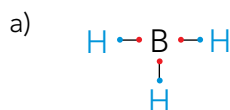
- 31** Escribe las estructuras de Lewis de:

a) Borano.

b) Metano.

c) Amoníaco.

d) Agua.



32 Razona si las siguientes fórmulas son correctas o no; para ello, utiliza argumentos basados en:

- Configuración electrónica de los átomos que la componen.
- Carga de los iones.
- Estructura de Lewis y regla del octeto.
- Significado de la fórmula química.

a) CaO_2

c) Sr_2S

e) F_2

b) H_2I

d) Al_3

f) BH_3

- a) La fórmula es correcta para el peróxido de calcio, puesto que la carga del calcio es +2 y la del anión peróxido, formado por dos átomos de oxígeno, es -1.
- b) La fórmula es incorrecta, puesto que entre el yodo y el hidrógeno se produce solo un enlace para que ambos adquieran estabilidad de gas noble en su configuración electrónica.
- c) La fórmula es incorrecta, pues ambos iones tienen el mismo valor absoluto de carga, y signo contrario; por tanto, por cada anión es necesario solo un catión.
- d) La fórmula es incorrecta; se trata de un cristal metálico, el subíndice no tiene sentido.
- e) La fórmula es correcta. Una molécula de flúor está formada por dos átomos.
- f) La fórmula es correcta pues la configuración electrónica del boro indica que le faltan tres electrones para completar el octeto, cada uno de los cuales corresponde al de cada hidrógeno enlazado.

33 Indica el tipo de interacciones intermoleculares que presentan las sustancias siguientes:

a) Fluoruro de hidrógeno.

c) Cloruro de hidrógeno.

b) Metanol.

d) Metano.

- a) Puentes de hidrógeno.
- b) Puentes de hidrógeno.
- c) Dipolo-dipolo.
- d) Fuerzas de dispersión.

PÁGINA 123

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

34 Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Los metales son frágiles.
- b) El agua tiene la temperatura de ebullición más elevada que el resto de los hidruros de los elementos del grupo 16.
- c) Los compuestos iónicos, cuando están fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad.
- a) Falsa. Son dúctiles y maleables.
- b) Verdadera, debido a la presencia de puentes de hidrógeno.
- c) Verdadera, pues es posible el movimiento ordenado de cargas eléctricas (iones).

35 Explica la geometría molecular y, a partir de ella y de la polaridad de los enlaces, las fuerzas de interacción de:

a) HF

b) I₂

c) CH₄

d) PCl₃

a) Molécula lineal, con enlace polar, entre flúor e hidrógeno. Presenta puentes de hidrógeno (flúor es átomo pequeño y electronegativo).

b) Molécula lineal de enlace apolar. Fuerzas de dispersión.

c) Molécula tetraédrica de enlaces polares. No presenta momento dipolar. Fuerzas de dispersión.

d) Molécula piramidal (el fósforo tiene un par libre) de enlaces polares. Presenta momento dipolar. Interacciones dipolo-dipolo.

36 Razona qué tipo de sustancias son las siguientes atendiendo al tipo de enlace químico: magnesio, sulfato de litio y etano.

Magnesio: es un metal. Los átomos de magnesio comparten colectivamente los electrones.

Sulfato de litio: es un compuesto iónico formado por cationes monoatómicos y aniones poliatómicos (oxoaniones, cuyos átomos están unidos por enlaces covalentes). La atracción entre los iones forma el enlace iónico.

Etano: es una sustancia molecular, cuyos átomos se encuentran unidos mediante enlace covalente.

37 De cada una de las tres sustancias de la actividad anterior, y atendiendo a sus propiedades físicas, indica:

a) Su estado de agregación en condiciones ordinarias de presión y temperatura.

b) Si es, o no, soluble en agua.

c) Si es, o no, conductora de la electricidad.

a) Magnesio y sulfato de litio son sólidos y el etano gaseoso, en condiciones ambientales.

b) Es soluble en agua el sulfato de litio.

c) Conduce la electricidad el magnesio, y el sulfato de litio también si se halla en disolución acuosa o fundido.

38 A partir de la geometría molecular de PCl₃ y BCl₃, indica:

a) Cuáles son sus semejanzas y cuáles sus diferencias.

b)Cuál de ellos tendrá temperaturas de fusión y ebullición más elevadas.

a) Ambas son sustancias formadas por moléculas en las que existen tres átomos de cloro unidos a un átomo central. La diferencia fundamental entre ambas es que el tricloruro de boro es una molécula plana, mientras que el de fósforo es piramidal, debido a la presencia del par de electrones que no forma parte de los enlaces en el fósforo. Esta diferencia hace que la molécula de PCl₃ sea polar, mientras que la de BCl₃ no lo sea, pues el efecto de cada uno de los tres dipolos de cada enlace B-Cl se anula por razones geométricas.

b) A partir del razonamiento anterior concluimos que la de mayores temperaturas de fusión y ebullición es el tricloruro de fósforo.

39 Las sales fundidas se utilizan para el almacenamiento de energía térmica en las centrales solares. Investiga sobre las propiedades deseables de estos compuestos para este tipo de aplicaciones y de la utilidad del almacenamiento de este tipo de energía.

La búsqueda de información debe guiarse por los conceptos: sales fundidas, energía solar, termosolar, horas de funcionamiento, inflamabilidad.