

Recuerda que...

Página 41

- 1 En cursos anteriores se estudiaron los aciertos y los inconvenientes actuales de la teoría atómica de Dalton. Prepara un breve trabajo acerca de ellos.**

Se trata de que el alumno elabore un resumen basado en las ideas de las imágenes sobre los inconvenientes actuales de la teoría de Dalton del curso anterior, que son: existencia de isótopos, suposición errónea de proporción 1:1 para los compuestos formados por átomos de dos elementos químicos y la posibilidad de transmutar un átomo de un elemento químico en otro.

- 2 Cuando se calcula la masa de un átomo, se suele despreciar la contribución de los electrones. Explica por qué es así, teniendo en cuenta los datos de la tabla de la página anterior.**

La masa de los electrones se desprecia porque es cuatro órdenes de magnitud inferior a la de protones y neutrones.

- 3 Repasa el recuadro de la página anterior sobre las leyes ponderales y explica lo que se observa en cada ilustración.**

En la primera figura se observa que los átomos de los reactivos se combinan para dar los productos de la reacción; por ello, la masa de reactivos es igual a la masa de productos.

En la segunda figura se observa que la proporción en la que se combinan las masas de dos reactivos es constante, y viene determinada por la composición de cada molécula o unidad fundamental de productos.

1 Los primeros modelos atómicos

Página 43

- 4 Asocia los resultados experimentales de Crookes y Thomson con las características del electrón.**

Se trata de relacionar los resultados de los experimentos con las características del electrón:

Los electrones tienen masa porque los rayos catódicos mueven un molinillo. Los electrones tienen carga eléctrica negativa porque los rayos catódicos se aproximan a una placa con carga positiva.

- 5 Según el modelo atómico de Thomson, ¿cuál es el menor valor de carga eléctrica que se puede aislar?**

El menor valor de carga eléctrica que se puede aislar es la del electrón, $1,6 \cdot 10^{-19}$ C.

6  ¿Cuál de los siguientes fenómenos se puede explicar a partir del modelo atómico de Thomson?

- a) La formación de iones.
- b) La existencia de isótopos.
- c) Las reacciones nucleares.

a) La formación de iones, pues este modelo explica que los átomos puedan intercambiar electrones.

7  Explica cuál es la parte especulativa del modelo atómico de Thomson.

La parte especulativa de este modelo está relacionada con la forma en la que se reparte la carga positiva en un átomo. Thomson supuso, sin basarse en ninguna evidencia experimental, que la carga positiva estaba distribuida de manera uniforme por todo el átomo.

8  Busca información acerca del experimento de Millikan y prepara un trabajo sencillo que lo explique; acompáñalo de los dibujos que consideres más adecuados.

Se puede consultar información en http://physics-animations.com/Physics/English/mill_tmp.htm.

9  Según Rutherford, el núcleo del átomo es un lugar muy pequeño, donde se concentran todos los protones con carga positiva. Al comparar la masa de los protones con la del núcleo, se postuló que tenía que existir otra partícula, el neutrón, que fue descubierto por Chadwick en 1932. Trabaja en grupo y responde a la pregunta:

¿Por qué crees que los protones en el núcleo no se repelen unos a otros?

Con esta actividad se persigue que los grupos de alumnos y alumnas fortalezcan su pensamiento creativo. No se pretende que conozcan la interacción nuclear fuerte, sino que concluyan que tiene que existir otra interacción, a parte de la electrostática, que mantenga unidas las partículas del núcleo del átomo. Se puede complementar la información, una vez concluido el debate, con una breve exposición sobre esta interacción.

2 Los espectros atómicos y el modelo de Bohr

Página 45

Trabaja con la imagen

¿Por qué crees que se han representado los escalones de diferente altura? ¿Cuántos saltos entre escalones habría en la escalera del dibujo?

Los escalones se representan con distintas alturas porque cada salto entre dos niveles de energía en el átomo no tiene el mismo valor que los demás. El número de saltos al nivel 2 desde niveles superiores se obtiene sumando $4 + 3 + 2 + 1$, es decir, 10.

10 Explica qué significa que una órbita sea estacionaria.

Una órbita es estacionaria si en ella el electrón ni emite ni absorbe energía.

- 11**  **Relaciona cada modelo atómico con la evidencia experimental que llevó a que se propusiera.**

El modelo de Thomson se relaciona con las experiencias con tubos de rayos catódicos, de las que se concluye que existen partículas cargadas negativamente en los átomos que puede ser extraídos de estos. El modelo de Rutherford tiene su origen en los experimentos de bombardeo de partículas alfa, de los que se concluye que la mayor parte del átomo está vacía y que la carga positiva se concentra en un lugar pequeño de este. El modelo atómico de Bohr se relaciona con las líneas de los espectros atómicos, y explica que la energía que absorbe o emite un electrón al pasar de una órbita estacionaria a otra.

- 12** **Explica por qué los espectros atómicos son de líneas, es decir, por qué no son continuos.**

Los espectros atómicos son de líneas porque cada una de estas corresponde a un salto entre niveles de energía, y no es posible cualquier valor de energía, sino solo unos pocos.

- 13** **¿Podrían existir más líneas en el espectro de hidrógeno con valores de energía diferentes? En caso afirmativo, ¿a qué salto de energía corresponderían?**

Podrían existir las líneas correspondientes a los saltos al primer nivel de energía.

- 14** **Indica si esta afirmación es verdadera o falsa y explica por qué: «Para hacer que un electrón pase del nivel $n = 2$ al $n = 3$ es necesario que absorba energía».**

Es verdadera. El electrón tiene que absorber la energía correspondiente a la diferencia de energía entre esos dos niveles.

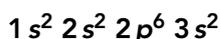
3 Modelo cuántico del átomo

Página 47

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

La órbita es la trayectoria que llevaría un electrón alrededor del núcleo, mientras que el orbital no se refiere a una línea, sino a una región del espacio donde la probabilidad de encontrar un electrón es muy alta.

- 16** **Indica cuántos electrones tiene un átomo si su configuración electrónica es:**



Sumando los superíndices tenemos 12 electrones.

- 17** **Indica cuántos orbitales quedan ocupados en el último nivel de energía de un átomo cuya configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. ¿Qué regla has utilizado?**

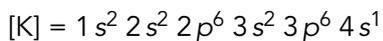
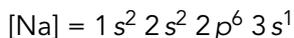
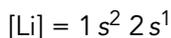
Al haber tres electrones en los orbitales p podríamos pensar que se llena uno de ellos, otro queda semilleno y el tercero queda vacío. Sin embargo, si aplicamos la regla de la máxima multiplicidad observamos que cada electrón queda en un orbital; por tanto, los tres orbitales p quedan ocupados (además del orbital s del mismo nivel).

Página 48

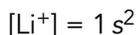
- 18**  **Explica por qué es posible tener dos electrones en un orbital $2s$ y seis en los orbitales $2p$.**

La diferencia en el número de electrones en los orbitales s y p es el número de orbitales de cada una de estas dos clases que existen. Mientras que del tipo s solo hay un orbital, del tipo p hay tres, por ello se pueden albergar hasta seis en estos últimos.

- 19** Escribe la configuración electrónica de los átomos neutros de litio ($Z = 3$), sodio ($Z = 11$) y potasio ($Z = 19$).



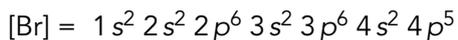
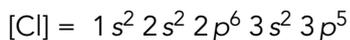
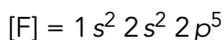
- 20** Escribe la configuración electrónica del catión Li^+ .



- 21** Explica por qué en el nivel $n = 4$ puede haber hasta 32 electrones.

Porque en este nivel hay orbitales tipo s (2 electrones), tipo p (6 electrones), tipo d (10 electrones) y tipo f (14 electrones). Sumando el número de electrones obtenemos 32 electrones.

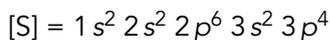
- 22**  Escribe la configuración electrónica de los átomos neutros de flúor ($Z = 9$), cloro ($Z = 17$) y bromo ($Z = 35$). Extrae conclusiones.



Todos ellos tienen la misma configuración electrónica para sus electrones de valencia.

- 23** Dibuja un diagrama representando los orbitales mediante círculos y los electrones mediante flechas en el que aparezcan los electrones de valencia del azufre ($Z = 16$).

La configuración electrónica del azufre es:



Por lo que sus electrones de valencia son:



4 El Sistema Periódico de los elementos químicos

Página 49

Trabaja con la imagen

Busca información en Internet acerca de los nombres tradicionales de algunos de los grupos de la Tabla Periódica.

Algunos de los que se pueden encontrar fácilmente son: halógenos (grupo 17), calcógenos (grupo 16), nictógenos (grupo 15), metales alcalino-térreos (grupo 2) y metales alcalinos (grupo 1, salvo el hidrógeno).

Página 50

Trabaja con la imagen

La gráfica inferior muestra el patrón de variación de AE y EI en la Tabla Periódica; sin embargo, los gases nobles no siguen este patrón, ya que no suelen formar iones y no se enlazan. Averigua por qué es así; con ello adelantarás contenidos de la siguiente unidad.

Los átomos de los gases nobles tienen completos los orbitales ocupados, lo que les confiere una gran estabilidad; esto hace que no formen iones ni se enlacen con otros átomos.

24 Indica el número de elementos que tiene cada período del Sistema Periódico.

Primer período: dos elementos; segundo período: 8 elementos; tercer período: 8 elementos; cuarto período: 18 elementos; quinto período: 18 elementos; sexto período: 32 elementos, y séptimo período: 32 elementos.

25  Clasifica los siguientes elementos en metales, no metales, semimetales o gases nobles: potasio, hierro, cromo, silicio, cloro y argón.

Potasio, hierro y cromo son metales; el silicio es un semimetal; el cloro, un no metal, y el argón, un gas noble.

26  Busca información acerca de la biografía de H. Moseley y reflexiona acerca de la implicación de la participación de científicos en conflictos bélicos.

Se puede consultar la biografía de Moseley en http://www.ecured.cu/Henry_Moseley o <http://www.fisicanet.com.ar/biografias/cientificos/m/moseley.php>, entre otras.

27 Ordena estos elementos por afinidad electrónica creciente: Ca, Se, Ga, Br y Cu.

Ca, Cu, Ga, Se, Br.

28 ¿Por qué un elemento con elevada energía de ionización no tiende a formar cationes?

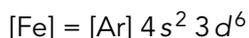
Porque debe ponerse en juego una energía elevada para conseguir la formación del catión.

Página 51

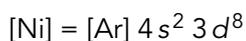
Trabaja con la imagen

Con la ayuda de la Tabla Periódica ubica los elementos Fe, Ni, Au y Hg, escribe su configuración electrónica y relaciona la configuración electrónica de sus electrones de valencia con lo predicho en la imagen.

Hierro, Fe: grupo 8, cuarto período.



Níquel, Ni: grupo 10, cuarto período.



Oro, Au: grupo 11, sexto período.



Mercurio, Hg: grupo 12, sexto período.



- 29**  Escribe la configuración electrónica de estos elementos representativos e indica su posición en la Tabla Periódica: potasio ($Z = 19$), neón ($Z = 10$), aluminio ($Z = 13$) y azufre ($Z = 16$).

[K] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; cuarto período, grupo 1.

[Ne] = $1s^2$; primer período, grupo 18.

[Al] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; tercer período, grupo 13.

[S] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; tercer período, grupo 16.

- 30** Escribe la configuración electrónica acortada e indica los electrones de valencia del fósforo ($Z = 15$), estaño ($Z = 50$), yodo ($Z = 53$) y francio ($Z = 87$).

[P] = [Ne] $3s^2 3p^4$, seis electrones de valencia.

[Sn] = [Kr] $5s^2 5p^2$, cuatro electrones de valencia.

[I] = [Kr] $5s^2 5p^5$, siete electrones de valencia.

[Fr] = [Rn] $7s^1$, un electrón de valencia.

- 31** De los elementos de los ejercicios anteriores, indica cuáles tenderán a formar cationes y cuáles aniones.

Estaño y francio tenderán a formar cationes, mientras que fósforo y yodo tenderán a formar aniones.

- 32**  El elemento de configuración electrónica terminada en $4s^2 3d^6$, ¿es metal, no metal o gas noble?

Se trata de un metal del grupo 8, que pertenece al cuarto período; es decir, se trata del hierro.

- 33**  Indica el nombre y el símbolo de los elementos cuyos electrones de valencia son: a) $3s^2 3p^2$, b) $2s^2$, c) $4s^2 4p^5$, d) $3s^2 3p^6$. ¿Cuáles son gases nobles?

a) Silicio, Si. b) Berilio, Be. c) Bromo, Br. d) Argón, Ar.

5 Masas atómicas

Página 52

- 34** El boro tiene dos isótopos estables, B-10 y B-11. Utilizando la definición de masa teórica del átomo, y sabiendo que las abundancias relativas de estos isótopos son 19,78% y 80,22% respectivamente, calcula la masa atómica promedio del boro.

Seguimos los pasos indicados en el *Ejercicio resuelto* 2. La masa de cada isótopo, en unidades de masa atómica, es su número másico:

$$m_{B-10} = 10 \text{ u} ; m_{B-11} = 11 \text{ u}$$

La contribución de cada isótopo a la masa atómica promedio viene dada por su abundancia relativa:

$$\text{B-10: } \frac{10 \text{ u} \cdot 19,78}{100} = 1,978 \text{ u}$$

$$\text{B-11: } \frac{11 \text{ u} \cdot 80,22}{100} = 8,8242 \text{ u}$$

La masa atómica promedio del boro es la suma de estas contribuciones:

$$m_B = 1,978 \text{ u} + 8,8242 \text{ u} = 10,8022 \text{ u}$$

35 Calcula la abundancia relativa de los isótopos del cloro sabiendo que son dos, cuyas masas atómicas reales son 34,97 u y 36,97 u, y que la masa atómica promedio del cloro es 35,45 u.

Para resolver este ejercicio debemos tener en cuenta que, al tratarse de abundancias relativas, su suma debe ser el 100%. Si llamamos A al isótopo de menor masa, y x a su abundancia relativa, y B al isótopo de mayor masa e y a su abundancia relativa, podemos escribir la ecuación para la contribución de cada isótopo a la masa atómica promedio:

$$\left. \begin{array}{l} \text{A: } \frac{34,97 \text{ u} \cdot x}{100} \\ \text{B: } \frac{36,97 \text{ u} \cdot y}{100} \end{array} \right\} \frac{34,97 \cdot x}{100} + \frac{36,97 \cdot y}{100} = 35,45 \text{ u}$$

Como $x + y = 100$, podemos despejar x y sustituir en la ecuación anterior:

$$x = 100 - y$$

$$34,97 \cdot (100 - y) + 36,97 \cdot y = 35,45 \cdot 100$$

$$3497 + y \cdot (36,97 - 34,97) = 3545$$

$$y = 24 \rightarrow x = 100 - 24 = 76$$

Las abundancias de los isótopos de 34,97 u y 36,97 u son, respectivamente, del 76% y 24%.

36 Explica por qué los valores de las masas isotópicas de la actividad anterior no son valores enteros de la unidad de masa atómica.

No se obtienen valores enteros en el cálculo de la masa atómica promedio porque se trata de una media, no de la representación de un átomo que exista en realidad.

NOTA: Se puede completar la respuesta de esta actividad mencionando la energía de enlace de los nucleones, como se ha comentado en las sugerencias metodológicas.

Las TIC te ayudan a fijar conocimientos: modelos atómicos

Página 54

- 1** Al colocar los electrones en el modelo, este no permite más de dos electrones en la primera capa, ¿a qué crees que es debido?

En el primer nivel de energía solo hay un orbital tipo s, por lo que únicamente se pueden albergar dos electrones.

- 2** Desactiva la visualización de toda la información de la derecha de la página e indica de qué átomo, o ion, se trata (escribiendo su símbolo, número atómico y másico y carga neta):

a) 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones.

b) 7 protones, 8 neutrones y 8 electrones.

Comprueba tus resultados activando la información del lado derecho de la aplicación y escribe las configuraciones electrónicas de los átomos.

Trabajo individual del alumno, que puede comprobar con la aplicación.

- 3** Busca información sobre el isótopo del carbono del primer apartado de la actividad anterior y de la utilidad que tiene el hecho de que sea inestable.

Se trata del carbono 14, que se utiliza para datación de restos orgánicos. Se puede encontrar información sencilla en <http://naukas.com/2010/10/18/el-carbono-14-para-torpes/>.

Página 55

- 4** Utiliza el modelo de Bohr y selecciona la opción de luz blanca, activa las opciones *Mostrar espectro* y *Mostrar diagramas de energía*. Observa lo que ocurre cuando un fotón de energía suficiente incide sobre el electrón que está orbitando en el primer nivel de energía. Descríbelo con el detalle que puedas. Observa que puedes acelerar el proceso utilizando la barra inferior.

Se trata con esta actividad de que el estudiante relacione la absorción de un fotón con la transición electrónica de un nivel inferior a uno superior.

- 5** Reinicia el espectro que has grabado en la actividad anterior y selecciona luz monocromática. Observa y describe lo que ocurre cuando utilizas luz de estos valores de longitud de onda: 94, 440 y 700 nm.

Recuerda reajustar el espectro entre cada observación correspondiente a los distintos valores de longitud de onda.

A continuación, responde a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Para qué valor de longitud de onda ocurren transiciones electrónicas entre niveles de energía?
- b) ¿Cuál de los tres valores de longitud de onda corresponde al mayor valor de energía?
- c) ¿Son todos los fotones emitidos del mismo valor de energía?
- d) ¿Qué conclusiones puedes extraer?

Solo se producen transiciones electrónicas al utilizar la longitud de onda del UV. El valor señalado en el enunciado, 94 nm, corresponde al salto desde $n = 1$ a $n = 6$. Se puede com-

pletar la actividad utilizando las longitudes de onda de absorción del hidrógeno (122, 105 y 97 nm).

a) Para la menor. b) 94 nm. c) No. d) Cuando un electrón pasa desde el nivel 6 a otro nivel inferior, el fotón emitido depende de los niveles entre los que se esté efectuando el salto electrónico.

Taller de ciencias

Página 56

Organizo las ideas

A: mecanocuántico; B: orbitales; C: d; D: 6; E: 10; F: 14.

Trabajo práctico

Página 57

1 Al conectar los bornes secundarios del tubo de rayos catódicos se produce una diferencia de potencial.

a) ¿En qué otro contexto has utilizado la magnitud diferencia de potencial? ¿Cómo se relaciona con la intensidad de corriente que recorre un conductor?

b) A partir de lo observado y de los conocimientos que has utilizado para responder a la pregunta anterior, ¿qué conclusión obtienes acerca de la naturaleza de los rayos catódicos?

a) La diferencia de potencial o voltaje es una de las magnitudes que se miden en un circuito eléctrico. Se relaciona con la intensidad de corriente a través de la ley de Ohm, que indica que la intensidad de corriente es directamente proporcional al voltaje e inversamente proporcional a la resistencia del circuito.

b) Los rayos catódicos son una corriente eléctrica.

2 Como ya sabemos, alrededor de todo imán existe un campo magnético y, además, los campos magnéticos y las corrientes eléctricas interactúan. A partir de esta idea, explica lo que ha sucedido al acercar el imán al tubo de rayos catódicos.

Al acercar el imán al tubo los rayos se desvían, pues se trata de cargas en movimiento que pueden interactuar con un campo magnético.

3 Repasa las ideas fundamentales del modelo atómico de Bohr y responde las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué es un átomo en estado excitado?

b) ¿Cómo crees que están los átomos de los gases encerrados en tubos de descarga al someterlos al voltaje del carrete de Ruhmkorff?

c) ¿Por qué cada gas emite una luz de diferente color?

a) Un átomo cuyos electrones no se encuentran en el mínimo nivel de energía posible.

b) Los átomos, al someterse a ese voltaje, están en estado excitado.

c) Porque los saltos electrónicos son diferentes en cada átomo.

Trabaja con lo aprendido

Página 58

Los primeros modelos atómicos

- 1 Explica cómo llegó Thomson a la conclusión de que los electrones tienen carga eléctrica y es negativa.**

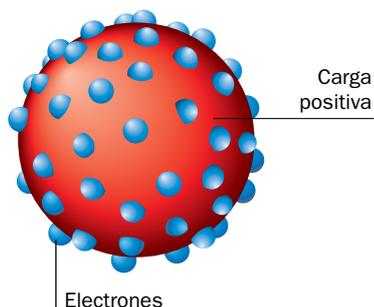
Thomson concluyó que los electrones tenían carga negativa porque los rayos catódicos, que son chorros de electrones, eran atraídos por una placa con carga positiva.

- 2 Explica cómo se llegó a la conclusión de que los electrones eran partículas constituyentes de la materia, presentes en todos los átomos.**

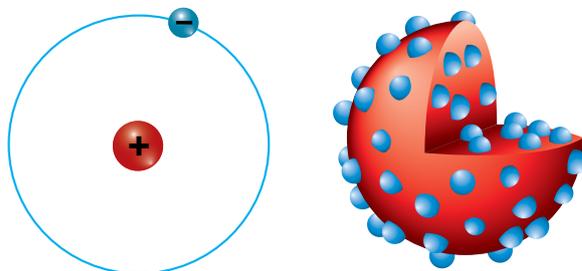
Los electrones son partículas con masa porque los rayos catódicos mueven las aspas de un molinillo.

- 3 Representa gráficamente el modelo atómico de Thomson.**

El modelo atómico de Thomson se representa como una esfera maciza, con carga positiva, en la que aparecen incrustados los electrones, con carga negativa.



- 4 ¿Cuál de las siguientes representaciones del átomo corresponde al modelo atómico de Rutherford? Argumenta tu respuesta.**



Se trata de la primera figura, en la que se ha representado el modelo nuclear del átomo, consistente con las observaciones realizadas por Rutherford y sus colaboradores en el experimento de bombardeo de oro con partículas alfa.

- 5 Explica cuál es la parte especulativa del modelo de Rutherford.**

La parte especulativa de este modelo es el movimiento del electrón alrededor del núcleo.

- 6** Explica por qué en los experimentos que dieron como resultado el descubrimiento del electrón no se produjo la transmutación de un elemento químico en otro, mientras que en los que condujeron al descubrimiento del protón sí.

Para que ocurra una transmutación de elemento químico es preciso que se altere el número de protones de su núcleo. En los experimentos con rayos catódicos la energía empleada es inferior a la necesaria para producir este efecto; sin embargo, en los experimentos realizados por Rutherford en el descubrimiento del protón sí se accedía al núcleo del átomo, consiguiéndose la emisión de esta partícula subatómica y la consecuente transmutación del átomo.

- 7** En el experimento de Millikan, resultó fundamental que las gotas de aceite presentaran carga negativa. Para ello se utilizó una radiación ionizante. Explica, recordando lo que sabes de cursos anteriores o buscando información, qué significa ionizante.

Una radiación ionizante es aquella que provoca la ionización de la materia, es decir, el intercambio efectivo y permanente de electrones, para que se dé la formación de iones.

- 8** ¿Cuál es el menor valor posible de carga eléctrica que se pueda aislar? Exprésalo en un submúltiplo adecuado del coulombio.

La carga correspondiente a un electrón: $1,6 \cdot 10^{-7}$ pC.

- 9** Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F) y explica por qué:

a) La formación de iones es un fenómeno que solo se puede explicar con el modelo atómico de Rutherford.

b) Cualquier modelo atómico explica cualquier fenómeno relacionado con los átomos.

c) En el modelo atómico de Thomson no se contempla que el átomo tenga ninguna parte con carga positiva.

d) La radiación alfa, al igual que los electrones, está cargada eléctricamente con carga positiva.

a) Falsa. El modelo de Thomson, y los posteriores al de Rutherford, también lo explican.

b) Falsa. Cada modelo explica los fenómenos en los que se basa.

c) Falsa. En este modelo el átomo es una esfera con carga positiva en la que se encuentran incrustados los electrones.

d) Falsa. Los electrones tienen carga negativa.

- 10** Elabora una línea temporal en la que aparezcan los descubrimientos de las partículas subatómicas. Incluye en ese esquema las características más relevantes de cada una de ellas.

En la línea temporal deben aparecer los siguientes hitos:

– 1897: Thomson descubre el electrón (partícula con masa despreciable y carga $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C).

– 1919: Rutherford descubre el protón (partícula con carga opuesta a la del electrón y masa aproximada de 1 u).

– 1932: Chadwick descubre el neutrón (partícula sin carga eléctrica y masa similar a la del protón).

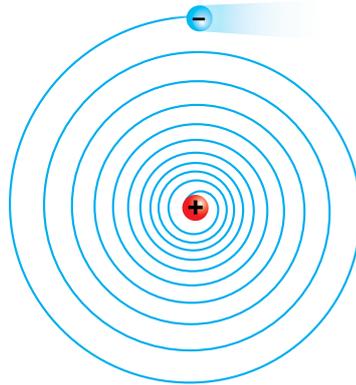
- 11** ¿Son todas las partículas subatómicas elementales? Razona tu respuesta.

Falsa. Solo son elementales los electrones. Protones y neutrones están a su vez constituidos por otras partículas.

- 12** Indica cuál es el principal inconveniente del modelo atómico de Rutherford y cuál es su mayor aportación al conocimiento del átomo.

El principal inconveniente de este modelo es que no es consistente, pues el electrón en su movimiento iría perdiendo energía y acabaría colisionando con el núcleo. La mayor aportación de este modelo es la existencia del núcleo atómico.

13 Indica qué representa esta figura en relación al modelo atómico de Rutherford:



Representa la inconsistencia del modelo.

Los espectros atómicos y el modelo atómico de Bohr

14 Explica cuál es la diferencia entre un espectro continuo, como el arco iris, y un espectro de líneas, como los espectros atómicos.

La diferencia se encuentra en el aspecto del espectro; en un espectro continuo no se obtiene una diferencia nítida en todo el intervalo de energía, mientras que los espectros atómicos son espectros de líneas nítidas y diferenciadas.

15 Explica qué significa la siguiente oración: «La energía en el átomo está cuantizada».

Significa que la energía no tiene cualquier valor en un intervalo continuo, sino solo unos pocos posibles.

16 Si sobre un átomo en estado fundamental, incide energía de valor superior al necesario para realizar la primera transición electrónica, ¿se producirá la transición electrónica entre esas dos órbitas? Explica tu respuesta.

No, es preciso que la energía corresponda a la diferencia de energías entre las dos órbitas.

17 Indica si las siguientes afirmaciones acerca del modelo atómico de Bohr son verdaderas (V) o falsas (F), razonando tus respuestas.

- El electrón describe un movimiento orbital alrededor del núcleo.
- En su movimiento orbital alrededor del núcleo el electrón emite energía.
- Al pasar de una órbita a otra más alejada del núcleo, el electrón siempre emite energía.
- Para que un átomo se encuentre en estado excitado debe haber absorbido previamente al menos una determinada cantidad de energía.

Según el modelo atómico de Bohr:

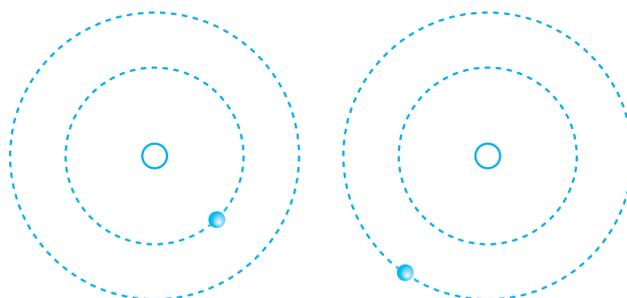
- Verdadera.
- Falsa. En una órbita estacionaria no se emite energía.
- Falsa. Para que ocurra la transición descrita el electrón ha de ganar energía.
- Verdadera.

Página 59

- 18** Explica las diferencias entre el modelo atómico de Rutherford y el de Bohr, utiliza para ello las siguientes palabras: **órbitas, energía, continuo, estacionarias.**

La principal diferencia entre estos dos modelos radica en la descripción de la energía de la corteza del átomo; en el modelo de Rutherford se suponía que la energía tenía un valor continuo, mientras que en el modelo de Bohr se asume que está cuantizada, es decir, que solo son posibles ciertas órbitas, denominadas estacionarias.

- 19** ¿Qué significa que un átomo se encuentre en estado fundamental? ¿Emitiría energía en ese estado? Indica cuál de las dos representaciones corresponde a un átomo en estado fundamental:



En su estado fundamental, los electrones se encuentran en el mínimo valor de energía posible. No se emite energía en este estado. Se trata de la primera figura.

El modelo cuántico del átomo

- 20** Responde brevemente a estas preguntas sobre el modelo cuántico del átomo:
- Nombra los tipos de orbitales que conoces.
 - ¿Cuántos orbitales diferentes se pueden encontrar en el nivel $n = 3$?
 - ¿Cuántos electrones puede albergar un orbital?
 - ¿Cuántos electrones se pueden encontrar en el nivel $n = 2$? ¿En qué orbitales está cada uno de ellos?
- a) s , p , d y f . b) Tres. c) Dos. d) Ocho: dos en el orbital s y seis en los orbitales p .
- 21** Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y corrige las que sean falsas:
- Un orbital describe la trayectoria de un electrón con precisión.
 - En cada orbital se pueden encontrar como máximo cuatro electrones.
 - Existen tres orbitales del tipo p y nueve del tipo f .
 - Si un átomo en estado fundamental tiene el nivel 2 lleno, tiene diez electrones.
- a) Falsa, se trata de una región del espacio donde la probabilidad de encontrar un electrón es muy alta.
 b) Falsa, en cada orbital se pueden albergar dos electrones.
 c) Falsa, solo hay siete orbitales f .
 d) Verdadera.

22 Indica qué está mal en estos diagramas de cajas:

- a) $\uparrow\uparrow$ Orbital 2s.
 b) $\uparrow\uparrow\uparrow$ Orbitales 1p.
 c) $\uparrow\downarrow\uparrow$ Orbitales 2p.

- a) La representación de las flechas, ya que una de ellas se debe representar en sentido contrario.
 b) Se trata de otro nivel de energía, pues en el primero no hay orbitales tipo p.
 c) No se cumple la regla de máxima multiplicidad.

23 Corrige, si fuera necesario, las siguientes configuraciones electrónicas:

- a) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2$.
 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$.
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.
 a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
 b) Es correcta.
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.
 d) Es correcta.

24 Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos químicos:

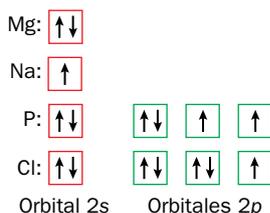
- a) Boro, $Z = 5$.
 b) Aluminio, $Z = 13$.
 c) Oxígeno, $Z = 8$.
 d) Silicio, $Z = 14$.
 a) [B] = $1s^2 2s^2 2p^1$
 b) [Al] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 c) [O] = $1s^2 2s^2 2p^4$
 d) [Si] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

25 Indica cuántos electrones de valencia tienen el litio, el sodio, el potasio y el rubidio. Escribe para ello su configuración electrónica, completando la tabla:

Elemento	Z	Configuración electrónica	Nº de electrones de valencia
Li	3		
Na	11		
K	19		
Rb	37		

Elemento	Z	Configuración electrónica	Nº de electrones de valencia
Li	3	$1s^2 2s^1$	1
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1
K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1
Rb	37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	1

26 Dibuja un diagrama de cajas para representar los electrones de valencia del magnesio, el sodio, el fósforo y el cloro.



27 Indica si estas afirmaciones son verdaderas o falsas, y corrige las que sean falsas:

- Un electrón situado en un orbital $2p_x$ tiene menos energía que uno situado en un $2p_z$.
- El llenado de los orbitales $5d$ se produce cuando se ha completado el llenado de los orbitales $4f$.
- La energía de los orbitales del tipo s es siempre la menor dentro de un nivel principal de energía.
- En el nivel $n = 4$ hay tres tipos de orbitales diferentes.
 - Falsa. Los electrones tienen la misma energía en todos los orbitales p de un mismo nivel.
 - Verdadera.
 - Verdadera.
 - En el nivel $n = 4$ hay cuatro tipos de orbitales.

Página 60

28 Indica cuál, o cuáles, de los siguientes diagramas de cajas corresponde a un estado excitado.

- Orbital 2s: \square Orbitales 2p: $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
- Orbital 2s: $\uparrow\downarrow$ Orbitales 2p: \uparrow \uparrow \uparrow
- Orbital 2s: \uparrow Orbitales 2p: \uparrow \uparrow \uparrow

Los diagramas a y c (un estado excitado es aquel cuya configuración electrónica no corresponde al estado fundamental o de mínima energía).

29 El proceso de formación de iones pasa por la ganancia o pérdida de electrones. A partir de la configuración electrónica de los siguientes iones, indica qué carga eléctrica tendrán. En cada caso, después de la configuración electrónica de cada ion se ha indicado el elemento químico al que corresponde.

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $Z_{Ca} = 20$.
 - $1s^2 2s^2 2p^6$; $Z_{Na} = 11$.
 - $1s^2 2s^2 2p^6$; $Z_{Al} = 13$.
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $Z_{Cl} = 17$.
- a) Ca^{2+} . b) Na^+ . c) Al^{3+} . d) Cl^- .

30 A partir de los resultados de la actividad anterior, indica si es posible identificar el elemento químico al que pertenece un ion por su configuración electrónica.

No es posible. Para identificar un elemento químico necesitamos conocer el número de protones de su núcleo.

El Sistema Periódico y las propiedades periódicas

- 31** En la tabla siguiente se recogen los grupos 13 a 16 de la Tabla Periódica. Corrige los errores que encuentres en ella.

B	Ca	Ni	O
Ga	Si	P	A
In	Sn	Ar	Se
Ta	Ge	Sb	Po
Al	Pb	Bi	Te

Consúltase el Sistema Periódico.

- 32** Escribe la configuración electrónica de los electrones de valencia de los elementos de la última columna de la tabla de la actividad anterior, sabiendo que el número atómico del oxígeno, O, es $Z = 8$.

Para el oxígeno, O: $2s^2 2p^4$.

Para el azufre, S: $3s^2 3p^4$.

Para el selenio, Se: $4s^2 4p^4$.

Para el telurio, Te: $5s^2 5p^4$.

Para el polonio, Po: $6s^2 6p^4$.

- 33** Elabora un esquema del Sistema Periódico en el que indiques la relación entre los distintos grupos de elementos y el número de electrones de valencia de cada grupo.

Consúltase la figura de la página 51 del libro del alumnado

- 34** Indica qué relación existe entre el número de elementos de cada período del Sistema Periódico y el número de electrones que se pueden albergar en los distintos tipos de orbitales.

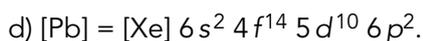
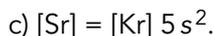
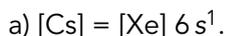
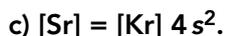
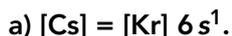
En el primer período hay dos elementos, tantos como los electrones que se puede albergar en el orbital s . En el segundo período hay 8 elementos, tantos como electrones se pueden albergar en los orbitales s y p . En el tercer período ocurre lo mismo que en el segundo. En el cuarto hay diez elementos más, tantos como electrones hay en los orbitales d , al igual que ocurre en el quinto período. En el sexto y séptimo períodos hay otros catorce más, como los electrones que se pueden albergar en los orbitales f .

- 35** Elabora una tabla indicando el período al que pertenece cada gas noble, su símbolo y su configuración electrónica. ¿Cuál es el grupo del Sistema Periódico al que pertenecen los gases nobles?

Los gases nobles pertenecen al grupo 18 del Sistema Periódico. La siguiente tabla recoge la información que solicita el enunciado:

Gas noble	Símbolo	Período	Configuración electrónica
Helio	He	1	$1s^2$
Neón	Ne	2	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Argón	Ar	3	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
Criptón	Kr	4	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Xenón	Xe	5	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$
Radón	Ra	6	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

36 Corrige las siguientes configuraciones electrónicas acortadas:



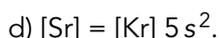
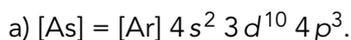
37 Escribe la configuración electrónica acortada de estos elementos químicos a partir de la información que se proporciona:

a) Elemento del grupo 15, cuarto período.

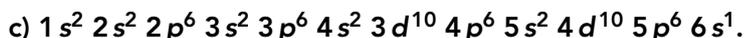
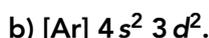
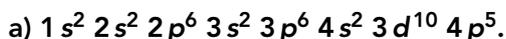
b) Elemento del grupo 8, cuarto período.

c) Segundo elemento del grupo 13.

d) Cuarto elemento del grupo 2.



38 Dadas las configuraciones electrónicas siguientes, indica el grupo y el período al que pertenece el elemento químico, la capa de valencia y el número de electrones de valencia.



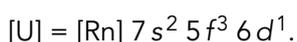
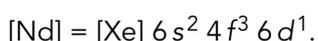
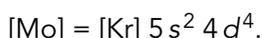
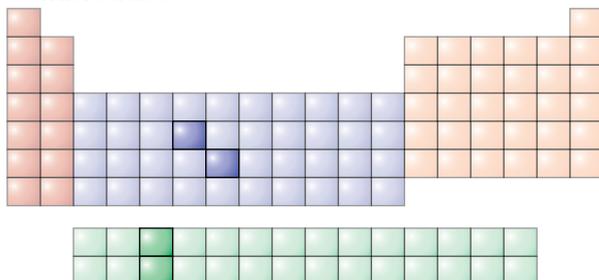
a) Período cuarto, grupo 15, nivel cuatro y siete electrones de valencia.

b) Período cuarto, grupo 4, nivel cuatro y cuatro electrones de valencia.

c) Sexto período, grupo 1, nivel seis y un electrón de valencia.

d) Quinto período, grupo 1, nivel cinco y un electrón de valencia.

39 Indica la configuración electrónica acortada de los elementos cuya posición en el Sistema Periódico hemos sombreado.



Página 61

- 40** Escribe la configuración electrónica acortada de todos los elementos del grupo 17. ¿Qué tienen en común todas ellas? ¿De qué otro modo podemos denominar a ese grupo?

Tienen en común la configuración de sus electrones de valencia, $ns^2 np^5$. A los elementos de este grupo se les denomina halógenos.

- 41** Escribe las configuraciones electrónicas de estos iones e indica qué gas noble tiene la misma configuración que cada uno de ellos.

- a) Mg^{2+} .
- b) K^+ .
- c) O^{2-} .
- d) F^- .

Los iones de los apartados a), c) y d) tienen la misma configuración que el neón, y el del apartado b) coincide con el argón.

- 42** Ordena estos elementos de menor a mayor afinidad electrónica: magnesio, silicio, sodio, azufre, aluminio, cloro y fósforo.

Sodio, magnesio, aluminio, silicio, fósforo, azufre y cloro.

- 43** Indica cuál de los elementos de la actividad anterior tendrá una mayor tendencia a formar aniones y cuál a formar cationes.

El cloro tiende a formar aniones y el sodio a formar cationes.

- 44** Tenemos dos elementos químicos, uno de ellos con mayor energía de ionización que el otro:

- a) ¿Cuál tenderá a formar cationes con mayor facilidad?
- b) ¿Cuál de los dos tendrá una mayor afinidad electrónica?

- a) El de menor energía de ionización.
- b) El de mayor energía de ionización.

- 45** Ordena los metales alcalinos de menor a mayor energía de ionización.

Se trata del orden reverso del grupo, empezando por el francio y terminando en el litio.

- 46** Exceptuando a los gases nobles, ¿qué elemento químico tiene una mayor afinidad electrónica y mayor energía de ionización? ¿Qué significa este hecho?

El flúor, tenderá a formar aniones.

- 47** Ordena de menor a mayor afinidad electrónica los elementos cuyas configuraciones electrónicas se muestran a continuación:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

d), b), c), a).