

Átomos y sistema periódico

2

INTERPRETA LA IMAGEN

- **¿Hay filamentos de tungsteno en una lámpara de xenón? ¿Cómo se excitan los átomos de los gases en una lámpara de xenón? ¿Cómo se produce la luz en los faros de xenón?**

No. Los átomos se excitan debido a las descargas eléctricas. La luz se produce cuando los átomos pasan desde un estado excitado, con más energía, a un estado no excitado, con menos energía. La diferencia de energía entre estos dos estados atómicos se emite en forma de luz.

- **¿Por qué se dice que la conducción nocturna en los coches con faros de xenón es más segura?**

Porque los faros de xenón alumbran más y podemos ver más lejos que usando otros tipos de faros más antiguos.

CLAVES PARA EMPEZAR

- **¿Qué partículas forman los átomos?**

En un átomo hay un núcleo, donde se encuentran los protones y los neutrones, y una corteza formada por electrones girando alrededor del núcleo.

- **Recuerda. ¿En qué lugar de la tabla periódica se encuentra el xenón?**

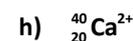
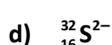
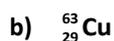
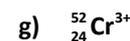
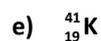
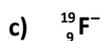
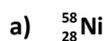
El xenón se encuentra en el periodo 18 de la tabla periódica, en la columna de la derecha del todo.

- **¿Qué tipo de elemento es?**

El xenón es un gas noble. Es decir, que está formado por átomos muy estables que no se combinan con otros elementos químicos.

ACTIVIDADES

1 Indica en tu cuaderno cuántos protones, neutrones y electrones tienen estas especies:



- a) 28 protones, 28 electrones y $58 - 28 = 30$ neutrones.
- b) 29 protones, 29 electrones y $63 - 29 = 34$ neutrones.
- c) 9 protones, 10 electrones y $19 - 9 = 10$ neutrones.
- d) 16 protones, 18 electrones y $32 - 16 = 16$ neutrones.
- e) 19 protones, 19 electrones y $41 - 19 = 22$ neutrones.
- f) 5 protones, 5 electrones y $11 - 5 = 6$ neutrones.
- g) 24 protones, 21 electrones y $52 - 24 = 28$ neutrones.
- h) 20 protones, 18 electrones y $40 - 20 = 20$ neutrones.

2 Trabajando en el Sistema Internacional de unidades, ¿cuál es la masa de un átomo que tiene 3 protones, 3 electrones y 4 neutrones? ¿Y si no tuviese electrones?

La masa se calcula sumando las masas de las partículas que forman el átomo:

$$m = 3 \cdot m_p + 4 \cdot m_e + 4 \cdot m_n = 3 \cdot 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} + 3 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} + 4 \cdot 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,17 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Si no tuviese electrones la masa sería

$$m = 3 \cdot m_p + 4 \cdot m_n = 3 \cdot 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} + 4 \cdot 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,17 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Es decir, prácticamente la misma, puesto que la masa de los electrones es mucho más pequeña que la masa de los protones y los neutrones.

3 Resuelve la actividad anterior trabajando a escala atómica.

A escala atómica, como la masa del protón y del neutrón es de 1 u aproximadamente, y la del electrón es unas 1836 veces menor:

$$m = 3 \cdot m_p + 4 \cdot m_e + 4 \cdot m_n = 3 \cdot 1 \text{ u} + 3 \cdot \frac{1 \text{ u}}{1840} + 4 \cdot 1 \text{ u} = 7,0016 \text{ u}$$

Si no tuviese electrones la masa sería

$$m = 3 \cdot m_p + 4 \cdot m_e + 4 \cdot m_n = 3 \cdot 1 \text{ u} + 4 \cdot 1 \text{ u} = 7 \text{ u}$$

4 Teniendo en cuenta las masas del protón y del electrón en kg que se leen en la tabla, comprueba que la masa del protón es unas 1840 veces mayor que la del electrón.

El cociente entre las masas es:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} = 1836,4 \approx 1840$$

5 Completa las frases en tu cuaderno.

Modelo atómico de Dalton

- La materia está formada por **átomos**, que son partículas indivisibles e **indestructibles**.
- Las experiencias en tubos de descarga demostraron que en los átomos había **cargas negativas** y **cargas positivas**.

Modelo atómico de Thomson

- El átomo era como una gran masa de carga **positiva** (protones) e insertada en ella debían estar los **electrones**. El átomo es **neutro**, por tanto, el número de protones coincide con el número de **electrones**.
- La experiencia de la **lámina** de oro se hizo para comprobar si el modelo de **Thomson** era cierto. En la experiencia se bombardeaba una finísima lámina de oro con **partículas α** , unas partículas radiactivas muy energéticas, con carga **positiva**. Se esperaba que **todas** las partículas atravesaran la lámina de oro. Se encontró que algunas partículas **rebotaban** hacia atrás.

Modelo atómico de Rutherford

- El átomo está formado por un **núcleo** muy pequeño. En el núcleo, donde están los **protones** y los **neutrones**, está concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo. La **corteza** la forman los electrones que giran alrededor del **núcleo**.
- El modelo de Rutherford no explica que los **electrones** puedan girar alrededor del **núcleo** sin perder **energía**, lo que les llevaría a describir una **órbita** que acabaría en el **núcleo**.

Modelo atómico de Bohr

- El átomo tiene un **núcleo** y una **corteza** como indicaba el modelo de **Rutherford**. Los **electrones** solo pueden girar en determinadas **órbitas**, en las cuales no **pierden** energía. El electrón solo puede pasar de una **órbita** permitida a otra ganando o perdiendo energía.
- El modelo de Bohr también se conoce como modelo de **capas** porque los electrones se colocan en **capas** alrededor del **núcleo**.

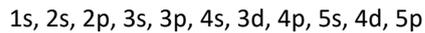
6 De los siguientes orbitales, indica cuáles tienen la misma forma:

- 1s
- 2p
- 3s
- 3d
- 4f
- 5s
- 5p
- 5d

Tienen la misma forma los que son del mismo tipo, es decir, los que se identifican con una misma letra, aunque tengan diferente número. Así, de la lista, 1s, 3s y 5s tendrán la misma forma. Y también el 2p y 5p. Y el 3d y 5d.

7 Un átomo tiene electrones hasta completar todos los orbitales 5p. Escribe en tu cuaderno todos los orbitales donde hay electrones.

Hay electrones en los orbitales situados a menor energía. Según el orden de llenado:



8 Haz la configuración electrónica de los elementos: Mg, Mn, P, Ar, Pb y U. Indica, basándote en ella, a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.

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

Mn ($Z = 25$): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. Grupo 7, periodo 4.

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

Ar ($Z = 18$): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6$. Grupo 18, periodo 3.

Pb ($Z = 82$): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$. Grupo 14, periodo 6.

U ($Z = 92$): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^1 5f^3$. Grupo 6, periodo 7.

9 Haz en tu cuaderno una tabla similar a esta y completa la información para los siguientes elementos:

La tabla queda así:

	Grupo	Periodo	Configuración de valencia
Sr	2	5	$5s^2$
Ni	10	4	$4s^2 3d^8$
S	16	3	$3s^2 p^4$
Xe	18	5	$5s^2 p^6$
Np	7	7	$7s^2 6d^1 5f^4$

INTERPRETA LA IMAGEN Página 39

- ¿En qué grupo y periodo está el oro? ¿Y el hierro?

El oro está en el grupo 11, periodo 6.

El hierro está en el grupo 8, periodo 4.

- Escribe en tu cuaderno el símbolo de dos elementos con configuración de valencia $s^2 p^5$.

Por ejemplos, los del grupo 17: F, Cl, Br...

10 Ordena los siguientes elementos según el tamaño de sus átomos:

a) Tl, Ga, Al, In y B.

b) P, Cl, Mg, Al, Na, S.

c) F, Cs, Mg, P y Ca.

- a) En un periodo del sistema periódico el tamaño disminuye hacia abajo. En un grupo el tamaño aumenta hacia abajo. Por tanto, el orden de mayor a menor es:



b) El orden de mayor a menor es:



c) El orden de mayor a menor es:



11 Indica cuántos electrones tiene que ganar o perder un átomo de los siguientes elementos para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Copia la tabla en tu cuaderno y completa:

La tabla queda así:

Símbolo	Elemento	N.º de electrones en su nivel de valencia	Electrones que gana	Electrones que pierde	Carga del ion
Rb	Rubidio	1	0	1	+1
Se	Selenio				
Ga	Galio	6	2	0	-2
Be	Berilio	2	0	2	+2
Sr	Estroncio	2	0	2	+2
Kr	Kriptón	8	0	0	No forma ion
I	Yodo	7	1	0	-1

REPASA LO ESENCIAL

12 Copia en tu cuaderno una tabla similar a esta y completa la información sobre las distintas partículas.

La tabla queda así:

	Protón	Electrón	Neutrón
Masa	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg
Carga	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ C	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C	0

13 Asocia en tu cuaderno cada una de las frases siguientes con el modelo atómico al que se refieren:

- No explica por qué los electrones no caen hacia el núcleo. Modelo de Rutherford.
- Masa de carga positiva con electrones puntuales dispersos en ella. Modelo de Thomson.
- Los electrones de los átomos están distribuidos en capas. Modelo de Bohr.
- La experiencia de la lámina de oro demostró que este modelo es falso. Modelo de Thomson.
- Explica por qué los átomos producen espectros de rayas. Modelo de Bohr.
- Los electrones están en orbitales. Modelo mecano-cuántico.
- Átomo con un núcleo muy pequeño y una corteza muy grande. Modelo de Rutherford.
- Explica todas las rayas de los espectros atómicos. Modelo mecano-cuántico.

14 Encuentra el fallo en la siguiente definición de orbital y corrígelo en tu cuaderno:

«Un orbital es la línea en la que gira un electrón».

Un orbital no es una línea, sino una región más extensa del espacio. Podemos decir:

«Un orbital es una zona del espacio en la que es más probable encontrar un electrón».

15 Copia en tu cuaderno las frases y rellena los huecos con la información adecuada para cada tipo de orbital:

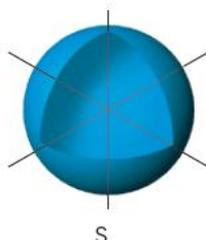
A: d, f, p, s

B: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8

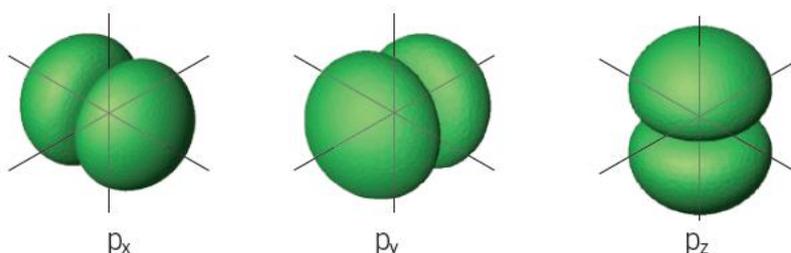
Los orbitales de tipo **d** están en la capa **3** y siguientes. En cada capa hay **5** orbitales de tipo **d**.
 Los orbitales de tipo **f** están en la capa **4** y siguientes. En cada capa hay **7** orbitales de tipo **f**.
 Los orbitales de tipo **p** están en la capa **2** y siguientes. En cada capa hay **3** orbitales de tipo **p**.
 Los orbitales de tipo **s** están en la capa **1** y siguientes. En cada capa hay **2** orbitales de tipo **2**.

16 Dibuja en tu cuaderno la forma de los orbitales s y p.

Respuesta gráfica. Tipo s:



Tipo p:



17 A continuación se muestra la configuración electrónica del átomo de fósforo. Obsérvala e indica:



- ¿Qué representa la configuración electrónica de un átomo?
- ¿Cuáles son los tres principios que determinan la configuración electrónica de un átomo?
- Escribe la configuración del fósforo solo con letras y números.
 - El modo en que se distribuyen los electrones de la corteza del átomo alrededor del núcleo.
 - El principio de mínima energía, que dice que los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía.
 El principio de exclusión de Pauli, que dice que no caben más de dos electrones en un mismo orbital.
 El principio de máxima multiplicidad, que dice que los electrones tienden a estar desapareados.
 - $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^3$.

18 Dibuja en tu cuaderno una cuadrícula similar a esta y utilízala para realizar las actividades que se indican:

- Pon el número delante de cada grupo y de cada periodo.
- Señala las cuadrículas que corresponden a los metales alcalinos y escribe su configuración de valencia.
- Repite el apartado b) para los siguientes grupos de elementos: metales alcalinotérreos, gases nobles, halógenos y elementos de transición.
- Señala las cuadrículas y escribe la configuración de valencia de los elementos que están en el grupo del boro, carbono, nitrógeno y oxígeno.
- Dibuja la cuadrícula que represente los elementos de transición interna y explica por qué tiene ese número de filas y de columnas.
- Señala en el conjunto de la tabla dónde se encuentran los metales y los no metales.

Respuesta:

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1																				
2																				
3																				
4																				
5																				
6																				
7																				

- a) Respuesta en la tabla.
- b) Alcalinos: columna 1. Configuración de valencia: s^1 . En azul.
- c) Metales alcalinotérreos: columna 2. Configuración de valencia: s^2 . En verde.
Gases nobles: columna 18. Configuración de valencia: s^2p^6 . En morado.
Halógenos: columna 17. Configuración de valencia: s^2p^5 . En rojo.
Elementos de transición columnas 3 a 12. Configuración de valencia: $s^2 d^1 - s^2 d^{10}$. En gris.
- d) Boro: amarillo.
Carbono: gris oscuro.
Nitrógeno: azul claro.
Oxígeno: verde claro.
- e) Transición interna en marrón. Hay dos filas porque son elementos de los periodos 6 y 7. Hay 15 columnas porque tienen configuración d^1 y los demás orbitales que llenan son de tipo f (7 orbitales f con 14 electrones).
- f) Los metales son los que están a la izquierda de la línea más gruesa, salvo el hidrógeno, que está en el periodo 1, grupo 1, que es un no metal.

PRACTICA

19 Completa la tabla en tu cuaderno.

La tabla queda así:

Átomo	A	Z	Protones	Electrones	Neutrones
C	12	6	6	6	6
O	16	8	8	8	8
F	19	9	9	9	10

20 Indica el número de protones, neutrones y electrones que tiene cada uno de los siguientes átomos:

- a) $^{16}_8\text{O}$ c) ^4_2He e) $^{14}_6\text{C}$ g) $^{37}_{17}\text{Cl}$
b) $^{14}_7\text{N}$ d) $^{238}_{92}\text{U}$ f) $^{12}_6\text{C}$ h) $^{197}_{79}\text{Au}$

- a) 8 protones; 8 electrones; 8 neutrones.
b) 7 protones; 7 electrones; 7 neutrones.
c) 2 protones; 2 electrones; 2 neutrones.
d) 92 protones; 92 electrones; 146 neutrones.
e) 6 protones; 6 electrones; 8 neutrones.
f) 6 protones; 6 electrones; 6 neutrones.
g) 17 protones; 17 electrones; 20 neutrones.
h) 79 protones; 79 electrones; 118 neutrones.

21 Repasa la experiencia de la lámina de oro y razona en tu cuaderno si de ella se deduce que:

- a) **Los átomos son partículas indivisibles.**
b) **Los electrones están dispuestos en capas.**
c) **La mayor parte del átomo está vacío.**
a) No se deduce de esta experiencia.
b) No se deduce de esta experiencia.
c) Sí, puesto que la mayor parte de las partículas α atraviesan la lámina sin desviarse.

22 Las frases siguientes se refieren al modelo atómico de Bohr. Razona en tu cuaderno cuáles son correctas:

- a) **Los protones giran alrededor del núcleo sin emitir energía.**
b) **Los electrones giran a cualquier distancia del núcleo.**
c) **Los electrones situados más cerca del núcleo son los que tienen más energía.**
a) Falsa.
b) Falsa.
c) Verdadero. Para pasar de una órbita interna a una externa deben absorber energía.

23 Las frases siguientes se refieren al modelo cuántico. Razona en tu cuaderno si son o no correctas:

- a) **Cada electrón gira alrededor del núcleo describiendo una órbita.**
b) **En el primer nivel no hay orbitales de tipo p.**
c) **En el segundo nivel hay cinco orbitales d.**
d) **Los orbitales 2p tienen mayor energía que los 3p.**
a) Falso. Los electrones se encuentran en una región extensa denominada orbital.
b) Verdadero. Solo hay orbitales s.
c) Falso. Solo hay orbitales s y p.
d) Falso. Los orbitales 3p tienen más energía que los 2p, pues se encuentran más alejados del núcleo.

24 Entre las siguientes parejas de orbitales puede haber diferencias de tamaño y forma. Señálalas en tu cuaderno.

La tabla queda así:

Orbitales	Diferencia de forma	Diferencia de tamaño
2s y 3p	✓	✓
2s y 5s		✓
3d y 4d		✓
2p y 3d	✓	✓

25 Realiza un dibujo comparativo entre los orbitales:

a) 1s y 2s

b) 1s y 4s

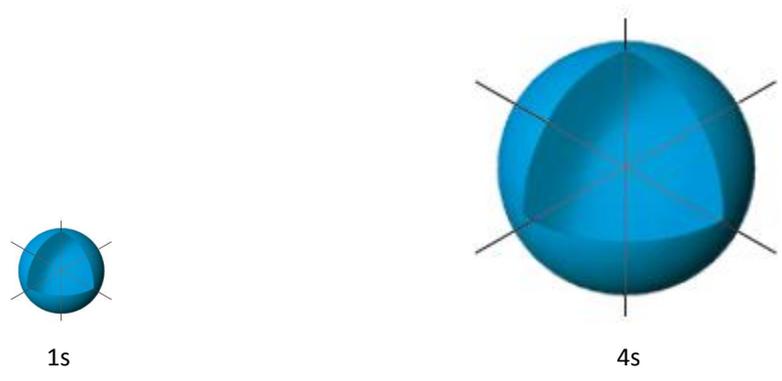
c) 2p y 3p

d) 2s y 2p

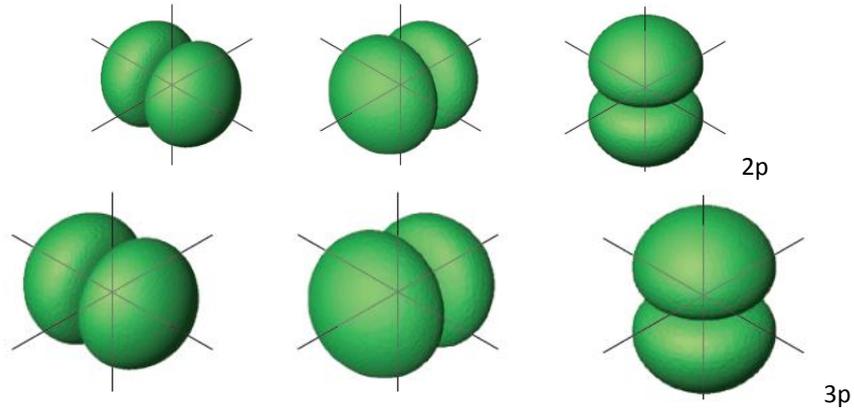
a) Respuesta gráfica:



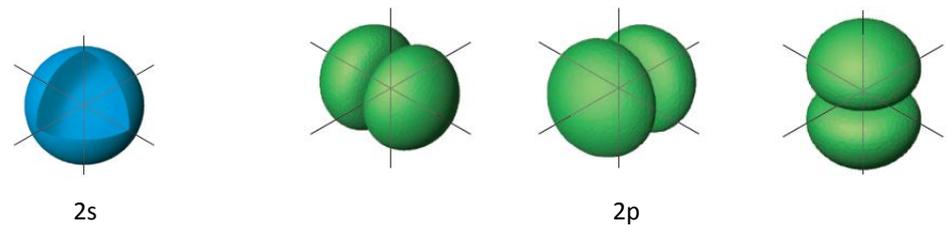
b) Respuesta gráfica:



c) Respuesta gráfica:



d) Respuesta gráfica:



26 Escribe la configuración electrónica de los elementos Br y Pb e interprétala.

Br (Z = 35): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. Grupo 17, periodo 4. Le falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble. El último orbital ocupado es de tipo p.

Pb (Z = 82): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$. Grupo 14, periodo 6. Le faltan cuatro electrones para adquirir la configuración de gas noble. El último orbital ocupado es de tipo p.

27 ¿Por qué en la capa 4 se pueden colocar 10 electrones en orbitales d y 14 electrones en orbitales f?

Porque hay 5 orbitales d y 7 orbitales f, y en cada orbital, esté en la capa que esté, caben, como mucho, dos electrones.

28 Completa en tu cuaderno una tabla similar a la del ejemplo anterior con la configuración electrónica de: Rb^{1+} , Ce^{1-} , Ca^{2+} y Se^{2-} . ¿Qué gas noble tiene la misma configuración que cada uno de ellos?

La tabla queda así:

Átomo/ion	N.º protones	N.º electrones	Configuración electrónica	Gas noble con igual configuración
Rb^{1+}	37	36	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	Kriptón
Ce^{1-}	17	18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$	Argón
Ca^{2+}	20	18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$	Argón
Se^{2-}	34	36	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	Kriptón

29 Haz en tu cuaderno una tabla con las siguientes columnas y completa la información para los siguientes elementos: Ne, F, O, I, Be, B, Cu.

La tabla queda así:

Átomo	Z	Configuración electrónica	Grupo	Periodo	Metal/no metal
Ne	10	$1s^2 2s^2 p^6$	18	2	No metal
F	9	$1s^2 2s^2 p^5$	17	2	No metal
O	8	$1s^2 2s^2 p^4$	16	2	No metal
I	53	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	17	5	No metal
Be	4	$1s^2 2s^2$	2	2	Metal
B	5	$1s^2 2s^2 p^1$	13	2	Metal
Cu	29	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2$	11	4	Metal

30 ¿Por qué los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas similares?

Porque tienen la misma configuración electrónica en la capa de valencia. Esto quiere decir que muestran una aptitud similar por ceder o atraer electrones

31 La configuración electrónica de diferentes elementos es:

A: $1s^2 2s^1$

B: $1s^2 2s^2 2p^5$

C: $1s^2 2s^2 2p^6$

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Corrige en tu cuaderno los errores de las siguientes afirmaciones:

a) A es un no metal del grupo 1 y periodo 2.

c) B y C son no metales.

b) A y D pertenecen al mismo periodo.

d) D es un metal del grupo 3 y periodo 1.

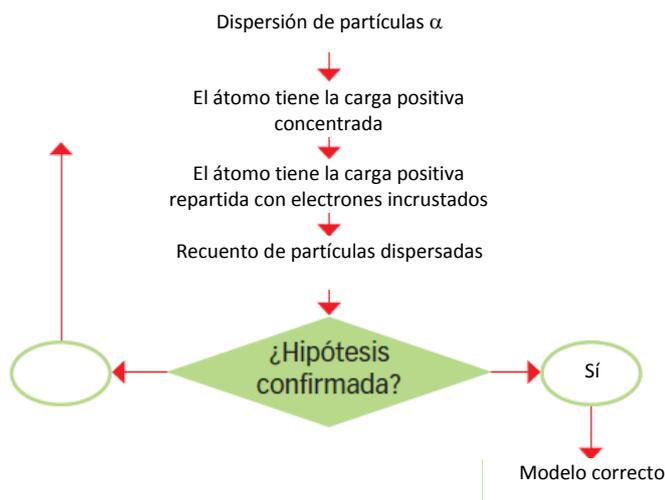
a) A es un metal del grupo 1 y periodo 2.

b) A y D pertenecen al mismo grupo.

c) B es un no metal. C es un gas noble.

d) D es un metal del periodo 3 y grupo 1.

Respuesta para el caso de Rutherford:



38 Ordena los elementos de cada grupo de menor a mayor actividad química:

- Sodio, magnesio, aluminio.
- Flúor, cloro, bromo.
- Litio, potasio, cesio.
- Flúor, oxígeno, nitrógeno.

Tiene mayor reactividad química el que tenga más apetencia por captar o ceder electrones.

- Sodio > magnesio > aluminio.
- Flúor > cloro > bromo. Se puede comentar a los alumnos que el flúor, debido a su elevada reactividad química, resultó muy difícil de aislar, pues enseguida reacciona con otros elementos.
- Litio > potasio > cesio.
- Flúor > oxígeno > nitrógeno.

COMPETENCIA CIENTÍFICA

39 En la serie de Balmer del átomo de hidrógeno, cuyas líneas se aprecian en la región visible del espectro, las líneas más energéticas se sitúan hacia la parte del azul del espectro, y las menos energéticas, hacia la parte del rojo. Identifica en el esquema de arriba la línea más energética y la menos energética de cada serie.

La línea más energética en cada serie es la que recorre una mayor distancia al pasar de un nivel a otro.

40 La serie de Lyman se sitúa en la región ultravioleta del espectro.

- ¿Qué línea quedará más cerca de la zona visible del espectro?
- Explica por qué.
 - La que es menos energética de todas, es decir, la que se obtiene cuando el electrón pasa del nivel 2 al nivel 1.
 - Esto es así porque la radiación ultravioleta es más energética que la radiación visible. Y dentro de una serie la línea menos energética es la que se obtiene cuando el electrón pasa de un nivel a otro contiguo.

41 Si proporcionamos a un átomo de hidrógeno energía suficiente para que los electrones de la muestra pasen de la capa 1 a la capa 4, ¿qué líneas podríamos ver cuando los electrones vuelvan al estado fundamental, la capa más interna y más cercana al núcleo?

Pues podemos ver todas las que se forman cuando los electrones pasan de un nivel superior a otro inferior. En este caso, las que se forman cuando pasa de la capa 4 a la 3, a la 2 y a la 1. Y también las que se forman luego cuando el electrón vuelve a caer de la capa 3 a la 2 o de la capa 3 a la 1.

42 ¿Qué líneas de las que aparecen en el esquema B no podríamos ver? ¿Por qué?

Ninguna de las que parten del nivel 6 o del nivel 5, puesto que los electrones no han ganado tanta energía como para pasar a estos niveles.

43 Imagina ahora que en la capa 2 existen dos subniveles con energía muy parecida. Entonces, si observamos el espectro con mucho detalle, ¿cuántas líneas podríamos observar correspondientes a la transición de la capa 2 a la capa 1? ¿Estarían próximas o alejadas entre sí en el espectro? ¿Por qué?

Podríamos observar dos líneas que corresponderían a diferencias de energía muy parecidas. Por tanto, estarían muy próximas entre sí en el espectro.

44 **EXPRESIÓN ESCRITA.** Elabora un pequeño resumen que recoja la información más importante que acabas de leer.

Respuesta personal. El texto recoge los resultados de experimentos originales de un colaborador de Rutherford en los que se estudiaba la dispersión de partículas α empleando distintos blancos.

45 ¿Qué puedes deducir de la gráfica 1? ¿Son válidos los resultados para los otros metales citados en el artículo? Explica tu respuesta.

La probabilidad de dispersión disminuye al aumentar el grosor del blanco. El ángulo con mayor dispersión aumenta con el grosor. En los demás metales ocurre algo similar: el ángulo de dispersión más probable aumenta al aumentar el grosor del blanco.

46 A partir de la gráfica 2, ¿puedes decir si existe alguna relación entre la cuantía de la dispersión y el número atómico del metal que actúa como blanco?

Sí, con un mayor número atómico el ángulo de dispersión más probable aumenta más rápido al aumentar el grosor del blanco.

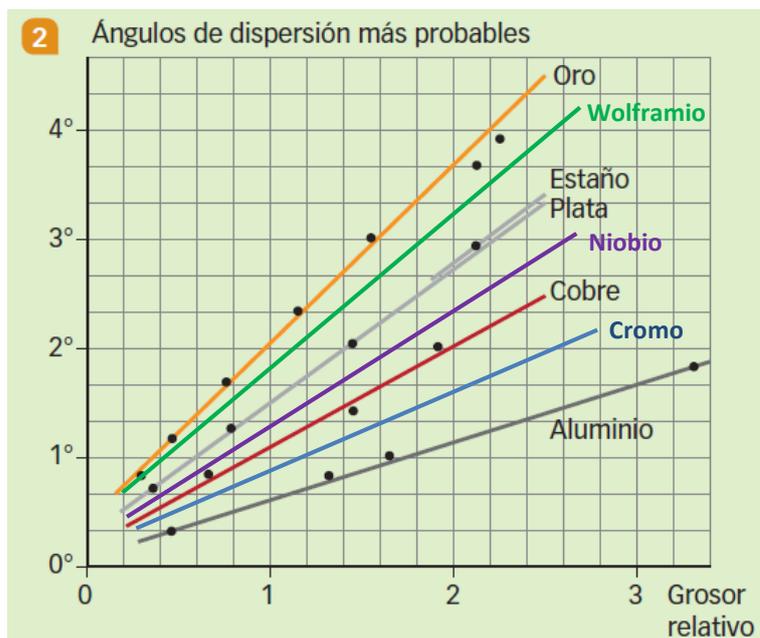
47 Imagina que se repite el experimento empleando otros metales: cromo, niobio y wolframio. ¿Qué resultados serían esperables al realizar la gráfica 2? Completa la gráfica en tu cuaderno.

El cromo tiene número atómico 24, algo menos que el cobre (29).

El niobio tiene número atómico 41, algo menos que la plata (47).

El wolframio tiene número atómico 74, menor que el oro (79).

Serían esperables unos resultados como los que se muestran en la imagen siguiente:



48 Observa la gráfica 3 y contesta en tu cuaderno: ¿existe alguna relación entre la velocidad de las partículas α incidentes y la dispersión que sufren? Explica tu respuesta.

Sí, cuanto mayor es la velocidad, menor es la dispersión que sufren las partículas.

INVESTIGA

49 Completa en tu cuaderno las frases sobre el comportamiento químico de los metales:

- a) El metal que reacciona más rápidamente frente al oxígeno es **sodio**. El **magnesio** reacciona más lentamente; para acelerar su reacción se **acerca una llama**.
- b) El metal que reacciona más rápidamente frente al agua es **sodio**. El **magnesio** reacciona más lentamente; para acelerar su reacción se **calienta**.
- c) Cuando un metal reacciona con oxígeno se convierte en **óxido**, y cuando reacciona con agua se convierte en **hidróxido**.