

■ Actividades

- 1. La longitud de onda de un fotón de luz roja es $6,5 \cdot 10^{-7}$ m.
 \Rightarrow **PAU** Calcula su frecuencia y número de ondas. ¿Qué energía tendrían 3 moles de fotones de luz roja?**

$$\text{Dato: } \lambda = 6,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$v = c/\lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}/6,5 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 4,6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$k = 1/\lambda = 1/6,5 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 1,5 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$E = h v = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 4,6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 3,1 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{tres moles de fotones}} = 3,1 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot 3 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 5,6 \cdot 10^5 \text{ J}$$

- 2. Un elemento emite una energía de 20 eV tras ser calentado. ¿Cuál es la frecuencia, la longitud de onda y la zona del espectro a las que corresponde dicha radiación?**

$$\text{Dato: } E = 20 \text{ eV.}$$

Sabemos que: $1 \text{ C} \cdot 1 \text{ V} = 1 \text{ J}$. Si la carga es la de un electrón, tendremos:

$$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C V} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{Así, } 20 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 3,2 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_{\text{fotón}} = 3,2 \cdot 10^{-18} \text{ J} = h v = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot v;$$

$$v = 4,8 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = c/v; \lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}/4,8 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

La zona del espectro es la de ultravioleta.

- 3. Cuando se ilumina la superficie de un cierto metal con una luz de 1500 \AA de longitud de onda, emite electrones con una energía cinética de 3 eV. ¿Cuál es el valor de la frecuencia umbral de este metal?**

Se debe cumplir que $E_{\text{incidente}} = E_{\text{umbral}} + E_{\text{cinética del electrón}}$

$$E_{\text{incidente}} = h v = h c/\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}}{1500 \cdot 10^{-10} \text{ m}} =$$

$$= 4,8 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{incidente del electrón}} = 3 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{eV}^{-1} =$$

$$= 4,8 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{umbral}} = 1,3 \cdot 10^{-18} \text{ J} - 4,8 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 8,2 \cdot 10^{-19} \text{ J};$$

$$v = \frac{E}{h} = \frac{8,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 1,3 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

- 4. Calcula el radio y la energía de la primera órbita del electrón siguiendo el modelo de Bohr.**

Para calcular el radio de las órbitas basta con aplicar la fórmula deducida por Bohr:

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

Para la primera órbita:

$$r = \frac{1^2 (6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s})^2}{4 \cdot (3,142)^2 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 9 \cdot 10^9 \text{ Nm}^2 \text{ C}^{-2} \cdot (1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C})^2}$$

de donde $r_1 = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m}$.

Para calcular la energía de esa órbita:

$$E_T = \frac{K^2 e^4 2 \pi^2 m}{n^2 h^2}$$

$$E_T = \frac{(9 \cdot 10^9 \text{ Nm}^2 \text{ C}^{-2})^2 (1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C})^4 \cdot 2 \cdot \pi^2 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}{1^2 \cdot (6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s})^2} =$$

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

- 5. Calcula la variación de energía que experimenta el electrón del átomo de hidrógeno cuando pasa del primer al cuarto nivel. ¿Esta energía es absorbida o emitida?**

$$\Delta E = \frac{2K^2 m e^4 \pi^2}{h^2} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) =$$

$$= \frac{2 \cdot (9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2})^2 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot (1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C})^4 \cdot \pi^2}{(6,620 \cdot 10^{-34} \text{ J s})^2} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\Delta E = 2,1 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Al ser positiva significa que se trata de energía absorbida.

- 6. Indica el máximo número de líneas que se pueden observar en un espectro de emisión si los saltos internivélicos posibles fueran entre los niveles $n = 1$ y $n = 3$.**

Las transiciones posibles serían:

de $n = 1$ a $n = 2$ y de $n = 1$ a $n = 3 \Rightarrow 2$ líneas

de $n = 2$ a $n = 3 \Rightarrow 1$ línea

En total: tres líneas.

- 7. Se ha observado que los átomos de hidrógeno en su estado natural son capaces de absorber radiación ultravioleta de 1216 \AA . ¿A qué transición electrónica corresponde esta absorción?**

$$E = h c/\lambda = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}/1216 \cdot 10^{-10} \text{ m} =$$

$$= 1,6 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\Delta E = \frac{2K^2 m e^4 \pi^2}{h^2} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$1,6 \cdot 10^{-18} \text{ J} =$$

$$= \frac{2 \cdot (9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2})^2 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot (1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C})^4 \cdot \pi^2}{(6,620 \cdot 10^{-34} \text{ J s})^2} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n = 2$$

- 8. Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado \Rightarrow **PAU** excitado de un nivel de energía de número cuántico principal $n = 3$ a otro de $n = 1$. Calcula la energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en kJ mol^{-1} y en Hz, respectivamente.**

$$\Delta E = E_f - E_i = \frac{2K^2 m e^4 \pi^2}{h^2} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\Delta E =$$

$$= \frac{2 \cdot (9 \cdot 10^9 \text{ Nm}^2 \text{ C}^{-2})^2 \cdot 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot (1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C})^4 \cdot \pi^2}{(6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s})^2} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\Delta E = 1,95 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\Delta E = 1,95 \cdot 10^{-18} \text{ J átomo}^{-1} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1} = 1170 \text{ kJ/mol}$$

$$\nu = \Delta E/h = 1,95 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} = 2,94 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

9. Indica todas las posibles combinaciones de números cuánticos que se pueden presentar en el nivel $n = 4$.

(4, 0, 0); (4, 1, 0); (4, 1, -1); (4, 1, 1); (4, 2, 0); (4, 2, -2); (4, 2, -1); (4, 2, 1); (4, 2, 2); (4, 3, 0); (4, 3, -3); (4, 3, -2); (4, 3, -1); (4, 3, 1); (4, 3, 2); (4, 3, 3).

10. Comenta el sentido físico de los cuatro números cuánticos.

PAU

El número n indica la distancia de la órbita al núcleo.

El número l indica la excentricidad de la órbita del electrón.

El número m indica las posibles orientaciones de la órbita dentro de un campo magnético.

El número s indica la orientación de giro del electrón sobre sí mismo.

11. Escribe la combinación de números cuánticos correspondientes a:

PAU

- a) un electrón 5p. b) un electrón 3d.
c) un electrón 1s. d) un electrón 4f.

a) (5, 1, 0, $\pm 1/2$), (5, 1, 1, $\pm 1/2$), (5, 1, -1, $\pm 1/2$)

b) (3, 2, 0, $\pm 1/2$), (3, 2, 1, $\pm 1/2$), (3, 2, 2, $\pm 1/2$),
(3, 2, -1, $\pm 1/2$), (3, 2, -2, $\pm 1/2$)

c) (1, 0, 0, $\pm 1/2$)

d) (4, 3, 0, $\pm 1/2$), (4, 3, 1, $\pm 1/2$), (4, 3, 2, $\pm 1/2$),
(4, 3, 3, $\pm 1/2$), (4, 3, -1, $\pm 1/2$), (4, 3, -2, $\pm 1/2$),
(4, 3, -3, $\pm 1/2$)

12. Dados los siguientes grupos de números cuánticos:

PAU

(3, 2, 0); (2, 3, 0); (3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0).

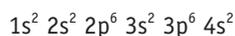
Indica:

- a) cuáles no son permitidos y por qué.
b) los orbitales atómicos de los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.
a) (2, 3, 0) porque n debería ser mayor que l ; (3, 3, 2) porque n debería ser igual que l ; (2, -1, 1) porque l no puede ser negativo.
b) (3, 2, 0) corresponde a un orbital 3d; (3, 0, 0) corresponde al orbital 3s; (4, 2, 0) corresponde a un orbital 4d.

13. Indica los números cuánticos del electrón diferenciador del elemento $z = 20$

PAU

El electrón diferenciador es el último, por tanto, dado que el elemento de número atómico 20 tiene estructura electrónica:



su último electrón es uno de los dos que están en el nivel 4s, es decir (4, 0, 0, $+1/2$ o $-1/2$).

14. Responde razonadamente:

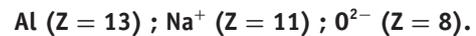
- a) ¿Los orbitales $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ tienen la misma energía?
b) ¿Por qué el número de orbitales d es 5?

- a) Los orbitales $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ tienen la misma energía, porque esta depende solo de la suma de números cuánticos ($n + l$), y en estos tres orbitales dicha suma vale lo mismo ($2 + 1$).
b) El número de orbitales tipo d es de 5, porque vienen determinados por los valores que toma el número cuántico m , que en este caso son cinco: +2, +1, 0, -1 y -2.

15. Responde, razonadamente, a las siguientes preguntas:

PAU

- a) Escribe las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes:



- b) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

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

b) Solo el aluminio.

16. Indica los números cuánticos de los siguientes orbitales y ordénalos en forma creciente de energías: 4f, 3d, 5s, 4p.

PAU

El orbital 4f tendrá como números cuánticos $n = 4$, $l = 3$, y al no especificar de qué tipo de orbital f se trata, el número m podrá ser cualquier entero de -3 a +3, incluido el cero.

El orbital 3d tendrá como números cuánticos $n = 3$, $l = 2$; al no especificar cuál es este orbital, m podrá valer uno de estos números: +2, +1, 0, -1, -2.

El orbital 5s tendrá como números cuánticos $n = 5$, $l = 0$, $m = 0$ (pues solo hay un orbital de este tipo).

El orbital 4p tendrá los números $n = 4$, $l = 1$, m podrá valer +1, 0, -1 dependiendo del orbital p que tengamos.

La energía de los orbitales con el valor ($n + l$), y que a igualdad de este, tiene mayor energía aquel con mayor número n . Por tanto, el orden energético será: $3d < 4p < 5s < 4f$.

17. Dados los siguientes elementos: Na, Fe, S, I, U, As, Br, Sn, Lu, K y Ra, responde: ¿a qué familias pertenecen? ¿Algunos se hallan en el mismo periodo o en el mismo grupo? ¿Cuáles son elementos representativos?

PAU

Na: grupo de los alcalinos; Fe: elemento de transición; S: grupo de los anfígenos; I: grupo de los halógenos; U: elemento de transición interna (Actínidos); As: grupo de los nitrogenoideos; Br: grupo de los halógenos; Sn: grupo de los carbonóideos; Lu: elemento de transición; K: grupo de los alcalinos; Ra: grupo de los alcalinotérreos.

Estarán en el mismo periodo:

Na y S (Periodo 3.º); K, Fe, As y Br (Periodo 4.º)

Sn e I (Periodo 5.º); Ra y U (Periodo 7.º)

Se consideran elementos representativos los que rellenan sub-niveles s o p , y tengan las propiedades generales del grupo: Na, S, I, As, Br, K.

18. Cuatro elementos tienen de números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indica:

PAU

a) El grupo y el periodo al que pertenecen.

b) Cuáles son metales y cuáles no metales.

a) $Z = 2$ tiene configuración $1s^2$, por tanto, periodo 1, grupo 18 (Gases nobles).

$Z = 11$ tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, por tanto, periodo 3, grupo 1 (Alcalinos).

$Z = 17$ tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, por tanto, periodo 3, grupo 17 (Halógenos).

$Z = 25$ tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, por tanto, periodo 4, grupo 7 (Elementos de transición).

b) Metales son el $Z = 11$ y el $Z = 25$; No metales el $Z = 17$.

19. Explica razonadamente por qué para el calcio la diferencia entre la segunda y tercera energía de ionización es mucho mayor que la que existe entre la tercera y la cuarta.

PAU

Porque al quitarle el tercer electrón es cuando se produce el paso al nivel anterior que está más cerca del núcleo, por lo que la fuerza de atracción sobre él es mucho mayor y, por tanto, la energía que debemos comunicarle también lo será, comparativamente con las demás.

20. Razona cuál de ambas se corresponde con la ordenación en función de sus radios iónicos:

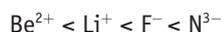
PAU

a) $\text{Be}^{2+} < \text{Li}^+ < \text{F}^- < \text{N}^{3-}$; y b) $\text{Li}^+ < \text{Be}^{2+} < \text{N}^{3-} < \text{F}^-$.

Ordena de mayor a menor los radios de los elementos de que proceden.

Los radios atómicos de los iones positivos disminuyen al aumentar la carga del ion porque hay un exceso de cargas positivas en el átomo que atrae por ello con más fuerza de la nube electrónica, por tanto, radio $\text{Be}^{2+} < \text{radio Li}^+$.

En cuanto a los iones negativos, es al revés, cuanto mayor es la carga negativa mayores son las repulsiones de la nube electrónica, lo que hace aumentar el tamaño del ion, así radio $\text{F}^- < \text{radio N}^{3-}$. Por último, los radios de los iones positivos son menores que los de los negativos en un mismo periodo, por los motivos antes comentados, así que la ordenación correcta es:



La ordenación de los átomos de los que proceden, por radio atómico, sería: $r_{\text{F}} < r_{\text{N}} < r_{\text{Be}} < r_{\text{Li}}$.

Cuestiones y problemas

1. Indica si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

PAU

a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.

b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z = 8$) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.

c) La masa atómica aproximada del cloro es 35,5, siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia 75 % y 25 %, respectivamente.

d) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

a) Cierto; porque solo se diferencian en el número de neutrones, y la reactividad química depende del número de electrones de la corteza.

b) Falso; al presentar distinto estado de oxidación presentan diferente configuración y, por ello, distinta reactividad.

c) Cierto; consideramos la masa de los elementos con más de un isótopo estable como la media ponderada de las masas de dichos isótopos.

d) Falso; solo se diferencian en el número de neutrones.

2. Al iluminar la superficie de un cierto metal con un haz de luz ultravioleta de frecuencia $\nu = 2 \cdot 10^{15}$ Hz, la energía cinética máxima de los fotoelectrones emitidos es de 2,5 eV.

PAU

a) Determina el trabajo de extracción del metal.

b) Explica qué ocurriría si la frecuencia de la luz incidente fuera: i) 2ν ; ii) $\nu/2$.

a) $E = h\nu$, es decir: $E = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,3 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

$$E_{\text{luz incidente}} = E_{\text{umbral}} + E_{\text{c de salida del electrón}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 1,3 \cdot 10^{-18} \text{ J} = W_{\text{extracc}} + 2,5 \text{ eV} \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/1 eV})$$

$$W_{\text{extracc}} = 9,0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

b) Caso $2\nu \Rightarrow 2 E_{\text{luz incidente}} \Rightarrow$

$$\Rightarrow 2,6 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 9,0 \cdot 10^{-19} \text{ J} + E_{\text{c electrón}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow E_{\text{c electrón}} = 1,7 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\text{Caso } \nu/2 \Rightarrow E_{\text{luz incidente}}/2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 0,65 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 9,0 \cdot 10^{-19} \text{ J} + E_{\text{c electrón}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow E_{\text{c electrón}} < 0, \text{ por tanto, no hay fotoemisión.}$$

3. El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendida entre 450 y 700 nm.

PAU

a) Calcula la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.

b) Sabiendo que la primera energía de ionización del litio es de 5,4 eV, razona si es posible o no conseguir la ionización del átomo de litio con dicha radiación.

a) La radiación de mayor frecuencia corresponde a la de menor longitud de onda:

$$E = h\nu = hc/\lambda =$$

$$= 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}/450 \cdot 10^{-9} \text{ m} =$$

$$= 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

b) $E = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}/1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 2,76 \text{ eV}$; como esta energía es menor que la de ionización (5,40 eV), no es posible producir esa ionización.

- 4. Teniendo en cuenta la tabla adjunta, establece cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo. ¿En qué tipo de orbital atómico estarán situados aquellos que son posibles?**

| Serie | n | l | m | s |
|-------|-----|-----|-----|------|
| I | 0 | 0 | 0 | +1/2 |
| II | 1 | 1 | 0 | +1/2 |
| III | 1 | 0 | 0 | -1/2 |
| IV | 2 | 1 | -2 | +1/2 |
| V | 2 | 1 | -1 | +1/2 |

Serie I: imposible; n nunca puede valer 0.

Serie II: imposible; l siempre debe ser menor que n .

Serie III: posible; se trata de un electrón en el orbital 1s.

Serie IV: imposible; m no puede ser mayor que l .

Serie V: posible; se trata de un electrón en el orbital 2p.

- 5. Indica los posibles números cuánticos correspondientes al electrón cuya notación es $3d^7$. Escribe la configuración electrónica del elemento que tiene este electrón como diferenciador y di de qué elemento se trata.**

(3,2, cualquier número entre -2 y 2, $\pm 1/2$)

Configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

El elemento tiene 27 electrones y, por tanto, 27 protones, $Z = 27$; es el Cobalto (Co).

- 6. Explica cuál es el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener los números cuánticos dados en los apartados siguientes:**

$$n = 2$$

$$n = 3 \text{ y } l = 1$$

$$n = 4, l = 2 \text{ y } m = 1$$

$$n = 3, l = 2 \text{ y } m_s = 1/2$$

$$n = 2 \Rightarrow 2n^2 \text{ electrones} = 8 \text{ electrones}$$

$$n = 3 \text{ y } l = 1 \Rightarrow \text{los orbitales } 3p \Rightarrow 6 \text{ electrones}$$

$$n = 4, l = 2 \text{ y } m = 1 \Rightarrow \text{uno de los orbitales } 4d \Rightarrow 2 \text{ electrones}$$

$$n = 3, l = 2 \text{ y } m = 0 \text{ y } m_s = 1/2 \Rightarrow \text{un electrón en un orbital } 3d$$

- 7. Se tienen las siguientes configuraciones electrónicas para dos átomos neutros: A ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) y B ($1s^2 2s^2 2p^6 4p^1$). Responde razonadamente:**

a) ¿Se trata de dos elementos distintos?

b) ¿Se requiere absorber o emitir energía para pasar de A a B?

c) ¿A cuál de los dos habrá que darle más energía para que pierda un electrón?

a) Ambos tienen 11 electrones y, como dicen que se trata de átomos neutros, deben tener 11 protones, por lo que representan el mismo elemento.

b) Se observa que el átomo A ha absorbido energía para que su electrón situado en el orbital 3s pase al orbital 4p.

c) Como el átomo B ya ha tomado una energía que ha situado su último electrón más lejos del núcleo, es a él al que podremos ionizar aportando una menor energía, por lo tanto, al átomo A.

- 8. Calcula la longitud de onda asociada a un grano de arena, de masa 1 mg, que lleva el viento a 20 m s^{-1} , y compárala con la de un electrón que se moviera también a esa velocidad. ¿Qué te sugieren los resultados?**

Aplicando la hipótesis de De Broglie, calculamos la longitud de onda del grano de arena y la del electrón:

$$\lambda_{\text{arena}} = h/mv = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} / 1 \cdot 10^{-6} \text{ kg} \cdot 20 \text{ m s}^{-1} = 3,3 \cdot 10^{-29} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{electrón}} = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} / 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 20 \text{ m s}^{-1} = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ m}$$

Para detectar el comportamiento ondulatorio de las partículas se intenta difractarlas utilizando diversos materiales y técnicas. Las redes cristalinas de difracción más estrechas tienen sus átomos separados una distancia del orden de 10^{-10} m , por lo que serán incapaces de detectar el componente ondulatorio del grano de arena, del orden de 10^{-29} m como hemos calculado; en tanto que, a la vista de los resultados obtenidos, sí se mostrarán eficaces en el estudio de la naturaleza ondulatoria del electrón.

- 9. Las energías de ionización sucesivas para el berilio ($Z = 4$), dadas en eV, son $E_1 = 9,3$; $E_2 = 18,2$; $E_3 = 153,4$... Justifica el valor tan alto de la tercera energía de ionización.**

La estructura electrónica del berilio es $1s^2 2s^2$, por lo que la pérdida de los dos primeros electrones conduce al ion Be^{2+} con estructura de última capa llena; la pérdida del tercer electrón desestabilizará al sistema, además de que este electrón se encuentra más cerca del núcleo que los otros dos y, según la Ley de Coulomb, será más fuertemente atraído por él.

- 10. Los potenciales de ionización del berilio y del calcio son respectivamente 899 y 590 kJ/mol. De los siguientes valores, indica cuál sería el del magnesio y justifica la respuesta:**

a) 1 200 kJ/mol

b) 738 kJ/mol

c) 490 kJ/mol

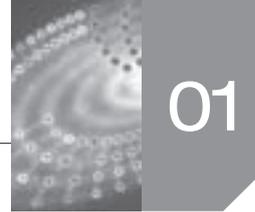
d) -750 kJ/mol

Dentro de un mismo grupo el potencial de ionización disminuye a medida que descendemos, por lo que el Mg que está debajo del Be, pero encima del Ca, debe tener un potencial intermedio entre el de ambos, es decir, 738 kJ/mol.

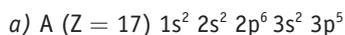
- 11. Dados los elementos A ($Z = 17$), B ($Z = 19$) y C ($Z = 20$):**

a) Escribe sus configuraciones electrónicas.

b) Ordena, justificando brevemente la respuesta, esos elementos por orden creciente del tamaño de sus átomos.



c) Indica, justificando brevemente la respuesta, cuál será el ion más estable para cada uno de esos elementos.



b) El tamaño aumenta hacia abajo y hacia la izquierda: $B > C > A$.

c) A^- , porque su configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ es la del último orbital lleno, muy estable.

B^+ , porque su configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ es la del último orbital lleno, muy estable.

C^{2+} , porque su configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ es la del último orbital lleno, muy estable.

□ Para profundizar

12. El potencial de ionización del litio es 520 kJ/mol. ¿Con qué frecuencia luminosa deberíamos bombardear un átomo de dicho elemento para que comenzara a emitir electrones con energía cinética $2,2 \cdot 10^{-20}$ J?

Para que se produzca fotoemisión debe cumplirse:

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{umbral}} + E_{\text{cinética del electrón}}$$

La energía umbral para un átomo de litio es:

$$520 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1} / 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 8,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Entonces podemos poner:

$$E_{\text{incidente}} = 8,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} + 2,2 \cdot 10^{-20} \text{ J} = 8,8 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Toda radiación cumple:

$$E = h\nu \Rightarrow 8,8 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu;$$

de aquí: $\nu = 1,27 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$

13. Si la energía de ionización del K gaseoso es de 418 kJ mol⁻¹:

PAU

a) Calcula la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de K.

b) Calcula la frecuencia asociada a esta radiación y, a la vista de la tabla, indica a qué región del espectro electromagnético pertenece.

c) ¿Podría ionizarse este átomo con luz de otra región espectral? Razona la respuesta. En caso afirmativo, indica una zona del espectro que cumpla dicho requisito.

| $\lambda(\text{m})$ | 10^{-1} | 10^{-3} | 10^{-6} | $4 \cdot 10^{-7}$ | $3 \cdot 10^{-8}$ | 10^{-12} |
|---------------------|------------|------------|-----------|-------------------|-------------------|----------------|
| Radio | Microondas | Infrarrojo | Visible | Ultra-violeta | Rayos X | Rayos γ |

a) $E_{\text{ionización}} = 418 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1} \cdot \frac{1}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J por átomo de K.}$

b) $\nu = E/h = \frac{6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 1,04 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1},$

que corresponde a la zona del ultravioleta.

c) Se podría ionizar siempre con energías superiores a:

$$6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J,}$$

es decir, con frecuencias superiores a:

$$1,04 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1},$$

es decir, con luz de tipo rayos X o rayos γ .

14. En el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea a $484 \cdot 10^{-9} \text{ m}$. Calcula:

a) La variación energética para la transición asociada a esa línea.

b) Si el nivel inferior de dicha transición es $n = 2$, ¿cuál es el número cuántico del nivel superior?

a) $E = h\nu = h c/\lambda = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 484 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 4,11 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

b) La fórmula propuesta por Rydberg permitía obtener las líneas del espectro de manera sencilla:

$$k = R (1/n^2 - 1/m^2),$$

siendo:

$$R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}.$$

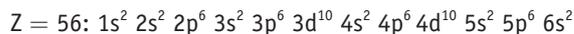
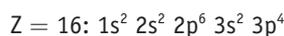
Sabiendo que el nivel inferior es $n = 2$, tenemos:

$$1/484 \cdot 10^{-9} \text{ m}^{-1} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot (1/2^2 - 1/m^2),$$

de donde, despejando, obtenemos:

$$m = 4.$$

15. Escribe la configuración electrónica, los tipos de iones que pueden dar y el carácter metálico o no metálico de los elementos de número atómico 16 y 56.

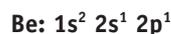


Z = 16: puede ganar 2 electrones para tener configuración de gas noble (S^{2-}).

Z = 56: puede perder 2 electrones para tener configuración de gas noble (Ba^{2+}).

Por ello, el primero será no metal; y el segundo, metal.

16. Razona si las siguientes configuraciones electrónicas representan la fundamental, una excitada o una imposible para el átomo o ion propuesto:



Be $1s^2 2s^1 2p^1$ 4 electrones; configuración excitada, pues el último ocupa el 2p en lugar del 2s.

H $1p^1$ 1 electrón; configuración imposible, pues no existen orbitales 1p.

N^+ $1s^2 2s^2 2p^1 2d^1$ 6 electrones; configuración imposible, pues no existen orbitales 2d.

O^{2-} $1s^2 2s^2 2p^6$ 10 electrones; configuración fundamental para el ion óxido.

17. Calcula la longitud de onda asociada a una partícula α acelerada por una diferencia de potencial de 800 V.

$$E = qV = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 800 \text{ V} = 1,3 \cdot 10^{-16} \text{ J.}$$

La masa de una partícula α es la de dos protones y dos neutrones:

$$m = (2 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} + 2 \cdot 1,68 \cdot 10^{-27} \text{ kg}) = 6,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$mv = \sqrt{2mE}; \quad \lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{\sqrt{2mE}}$$

$$= \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{\sqrt{2 \cdot 6,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 1,3 \cdot 10^{-16} \text{ J}}} = 5,0 \cdot 10^{-13} \text{ m}$$

18. Identifica las siguientes configuraciones electrónicas con los correspondientes elementos:

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

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

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

d) $1s^2 2s^2 2p^4$

Razona sus estados de oxidación más estables.

Los estados de oxidación más frecuentes son aquellos que les permiten obtener una configuración estable (capa llena, último orbital lleno, orbitales semillenos, último orbital semilleno), ganando o perdiendo electrones en función de su potencial de ionización y su electroafinidad. Teniendo en cuenta todo esto, podemos indicar que:

a) Se trata del nitrógeno; sus valencias más probables, de acuerdo con lo indicado en el problema anterior, serán:

–3 (última capa llena, toma tres electrones).

+3 (último orbital lleno, pierde tres electrones).

+5 (última capa llena, pierde cinco electrones).

+1 (orbitales semillenos, pierde un electrón).

b) Se trata del carbono; sus valencias más probables serán:

–4 (última capa llena, toma cuatro electrones).

+4 (última capa llena, pierde cuatro electrones).

+2 (último orbital lleno, pierde dos electrones).

c) Se trata del cloro; sus valencias más probables serán:

–1 (última capa llena, toma tres electrones).

+1 (un orbital semilleno, pierde un electrón).

+3 (orbitales semillenos, pierde tres electrones).

+5 (último orbital lleno, pierde cinco electrones).

+7 (última capa llena, pierde siete electrones).

d) Se trata del oxígeno; su valencia más probable será:

–2 (última capa llena, toma dos electrones).

19. Teniendo en cuenta los elementos $Z = 7$, $Z = 13$ y $Z = 15$, contesta razonadamente:

a) Cuáles pertenecen al mismo periodo.

b) Cuáles pertenecen al mismo grupo.

c)Cuál es el orden decreciente de radio atómico.

d) De los dos elementos $Z = 13$ y $Z = 15$, cuál tiene el primer potencial de ionización mayor.

Sus estructuras electrónicas serán:

$$Z = 7 \quad 1s^2 2s^2 2p^3$$

$$Z = 13 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$$

$$Z = 15 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$$

De aquí deducimos que:

a) Los elementos $Z = 13$ y $Z = 15$ están ambos en el periodo (3).

b) Los elementos $Z = 7$ y $Z = 15$ están en el mismo grupo (13).

c) Los radios atómicos disminuyen hacia la derecha del Sistema Periódico y hacia arriba, luego $r_{(Z=13)} > r_{(Z=15)} > r_{(Z=7)}$.

d) El potencial de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha en un periodo, luego $I_{(Z=13)} < I_{(Z=15)}$.

20. Explica razonadamente por qué se producen los siguientes hechos:

a) El elemento con $Z = 25$ posee más estados de oxidación estables que el elemento con $Z = 19$.

b) Los elementos con $Z = 10$, $Z = 18$ y $Z = 36$ forman pocos compuestos.

c) El estado de oxidación más estable del elemento $Z = 37$ es +1.

d) El estado de oxidación +2 es menos estable que el +1 para el elemento $Z = 11$.

a) La configuración electrónica del elemento $Z = 25$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, mientras que el elemento con $Z = 19$ tiene $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Con ello, los estados de oxidación que conducen a configuraciones estables son +5 y +7 (últimos orbitales llenos), +2 y +6 (orbitales semillenos), mientras que para el elemento con $Z = 19$, el único estado de oxidación estable es el +1 (últimos orbitales llenos).

b) Las configuraciones electrónicas son:

$$Z = 10 (1s^2 2s^2 2p^6), \quad Z = 18 (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6),$$

$$Z = 36 (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6).$$

Como todos tienen configuraciones estables de capa llena no modifican fácilmente sus estados de oxidación y, por ello, casi no se combinan.

c) La configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$; por ello, el estado +1 conduce a configuración estable de últimos orbitales llenos.

d) La configuración electrónica es $Z = 11 (1s^2 2s^2 2p^6 3s^1)$, por ello, el estado de oxidación +1 es muy estable porque conduce a configuración de última capa llena, cosa que no ocurre con el estado +2.

21. Dados los elementos F, P, Cl y Na, ordénalos de forma creciente según: a) sus radios atómicos; b) su energía de ionización, y c) su electronegatividad.

PAU

- a) Los radios atómicos aumentan hacia abajo y hacia la izquierda en el sistema periódico (SP), por lo que el orden creciente sería: $F < Cl < P < Na$.
- b) La energía de ionización aumenta hacia arriba y hacia la derecha en el SP, por lo que el orden creciente sería: $Na < P < Cl < F$.
- c) La electronegatividad aumenta hacia arriba y hacia la derecha en el SP, por lo que el orden creciente sería: $Na < P < Cl < F$.

22. Ordena en forma creciente de tamaños los iones siguientes:

PAU F^- , N^{3-} , O^{2-} , Li^+ , Be^{2+} .

El tamaño de los iones aumenta a medida que aumenta la carga negativa y disminuye a medida que se incrementa la positiva, dentro de un periodo, aumentando siempre a medida que se desciende en un grupo, por tanto:

$$r(Be^{2+}) < r(Li^+) < r(F^-) < r(O^{2-}) < r(N^{3-})$$

■ Partículas elementales

Cuestiones

1. La masa del neutrino es equivalente a unos 30 eV. Su masa en unidades SI es:

- a) $2 \cdot 10^{-20}$ mol. b) $5,3 \cdot 10^{-35}$ kg
c) Inapreciable. d) $3,5 \cdot 10^{-35}$ kg

Respuesta b).

La masa y la energía están relacionadas por la ecuación obtenida por Einstein, $E = m c^2$.

Con ella podemos obtener la masa equivalente a 30 eV.

$$30\text{eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = m \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2 \Rightarrow m = 5,3 \cdot 10^{-35} \text{ kg}$$

2. ¿Cuál es la masa energética del quark u cuya masa es de unos $4,91 \cdot 10^{-30}$ kg?

- a) $1,6 \cdot 10^{-19}$ kg b) 2,76 eV
c) No se conoce todavía d) 2,76 MeV

Respuesta d).

Aplicando la ecuación de Einstein:

$$E = mc^2 = 4,91 \cdot 10^{-30} \text{ kg} \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2 = 4,42 \cdot 10^{-13} \text{ J}$$

Que en unidades más habituales para las partículas subatómicas será:

$$4,42 \cdot 10^{-13} \text{ J} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 2,76 \text{ MeV}$$

3. Indica la carga eléctrica de los quarks s, c, b, t:

- a) $+2/3, +2/3, -2/3, -2/3$
b) $-1/3, +2/3, -1/3, +2/3$
c) $+1/3, +2/3, +1/3, +2/3$
d) $-1/3, +1/3, -1/3, +1/3$

Respuesta b).

El quark s tiene carga $-1/3$, el quark c la tiene de $+2/3$, el quark b de $-1/3$ y el quark t de $+2/3$.