

# 1 Estructura de la materia

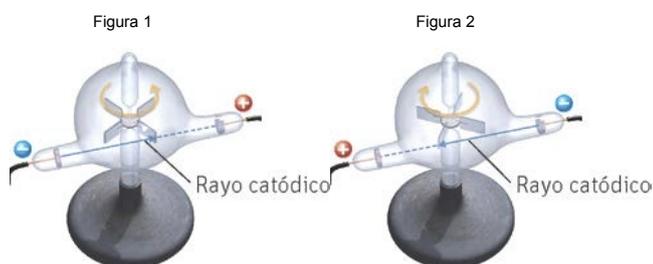
## ACTIVIDADES

1. Explica por qué la existencia de los rayos catódicos destruye la idea de que los átomos son indivisibles.

La naturaleza de los rayos catódicos es independiente del gas encerrado en el tubo y del metal empleado como electrodo. Esto significa que en todas las sustancias existen estas partículas negativas (electrones). Por tanto, el átomo es divisible.

2. ¿Qué crees que pasaría si se invirtiera la polaridad de los electrodos del tubo de vacío que contiene unas aspas en su interior?

Al invertir la polaridad de los electrodos, el sentido de giro de las aspas sería el contrario. El rayo catódico va siempre del cátodo al ánodo, por lo que en vez de ir de izquierda a derecha (figura 1), lo haría de derecha a izquierda (figura 2), impactando por el lado contrario de las aspas.



3. Completa la siguiente tabla justificando cada valor.

Especie	Z	A	n.º e <sup>-</sup>	n.º p <sup>+</sup>	n.º n
S	16				16
Na <sup>+</sup>		23		11	
<sup>87</sup> <sub>38</sub> Sr <sup>+2</sup>					
Br <sup>-</sup>	35	80			

Sabiendo que:  $A = Z + n.º n$  y  $Z = n.º p^+$ , y que en átomos neutros  $n.º e^- = n.º p^+$ ; mientras que en iones  $n.º e^- = n.º p^+ - \text{carga ion}$ .

Especie	Z	A	n.º e <sup>-</sup>	n.º p <sup>+</sup>	n.º n
S	16	32	16	16	16
Na <sup>+</sup>	11	23	10	11	
<sup>87</sup> <sub>38</sub> Sr <sup>+2</sup>	38	87	36	40	49
Br <sup>-</sup>	35	80	36	35	45

4. ¿Por qué las masas atómicas se expresan con valores decimales y el número másico no?

Porque para calcular las masas atómicas se toman en cuenta las masas de los diferentes isótopos ( $m_{at,i}$ ) con su abundancia relativa (%)<sub>i</sub>.

$$M_{at} = \frac{\sum m_{at,i} \cdot (\%)_i}{100}$$

Mientras que el número másico es la suma de protones y neutrones, ambas partículas elementales, por lo que no pueden ser números decimales.

5. El átomo de potasio (K) interviene en la transmisión del impulso nervioso, por lo que es fundamental para el ser humano. Si un átomo de dicho elemento posee 19 electrones y 20 neutrones, representa un átomo de potasio. (Fíjate que se trata de una especie neutra).

Al ser neutra, el número de protones y de electrones coincide; por lo que el número atómico es 19. Por otro lado, el número másico es:  $A = n + Z = 20 + 19 = 39$ . Y así: <sup>39</sup><sub>19</sub>K.

6. Una especie química neutra A, ampliamente utilizada en electrónica por ser un material semiconductor, posee 14 protones y 14 neutrones. Otra, B, tiene el mismo número atómico y diferente número másico, mientras que una tercera, C, es un ion de carga  $-4$  que posee 18 electrones y de número másico 28. ¿Sabrías decir qué relación existe entre estas tres especies químicas?

Sabiendo que:  $Z = n.^{\circ} p^{+}$ ,  $A = n.^{\circ} p^{+} + n.^{\circ} n$  y el  $n.^{\circ} e^{-} = n.^{\circ} p^{+} - \text{carga}$ , tenemos:

- Para la especie química A  $\Rightarrow Z = 14$  y  $A = 28$
- Para la especie química C  $\Rightarrow n.^{\circ} p^{+} = n.^{\circ} e^{-} + \text{carga} = 18 - 4 = 14 = Z$

Así, A y B son isótopos (átomos de un mismo elemento, pero con diferente número de neutrones).

Mientras que C es un anión tetravalente del átomo A; ya que tienen igual A y Z.

7. Compara las energías de los fotones de dos láseres, uno de luz roja y otro de luz verde. Basándote en el resultado obtenido podrías justificar por qué es peligroso jugar con los punteros láser y determinar cuál es más peligroso, por ejemplo, para el ojo humano.

Dato:  $\lambda_{\text{verde}} = 5460 \text{ \AA}$  y  $\lambda_{\text{roja}} = 650 \text{ nm}$

$$\lambda_{\text{verde}} = 5460 \text{ \AA} = 5,46 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{roja}} = 650 \text{ nm} = 6,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Dado que:  $E = h \nu = h \frac{c}{\lambda}$ , la comparación de ambas energías no requiere su cálculo numérico:

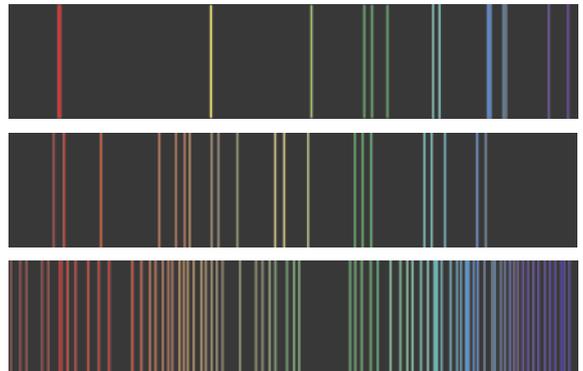
$$\frac{E_{\text{verde}}}{E_{\text{roja}}} = \frac{\lambda_{\text{roja}}}{\lambda_{\text{verde}}} = 1,19 \Rightarrow E_{\text{verde}} = 1,19 E_{\text{roja}}$$

Son peligrosos, ya que se trata de luz coherente. El láser verde será más peligroso porque posee mayor energía.

8. Los espectros atómicos de emisión del helio, neón y argón son los siguientes:

Basándote en ellos, ¿crees que todos los átomos son igualmente complejos?

No. El más sencillo parece ser el helio, después el neón y el más complejo, el argón al tener más rayas espectrales.



9. Seguro que has observado en multitud de ocasiones una llama de un mechero. ¿Cuál de esos colores está asociado con mayor energía?

La de mayor energía es la zona azul, ya que, como se ve en el espectro del ejercicio 10, este color posee mayor longitud de onda y, por tanto, menor energía que el resto de los colores de la llama.

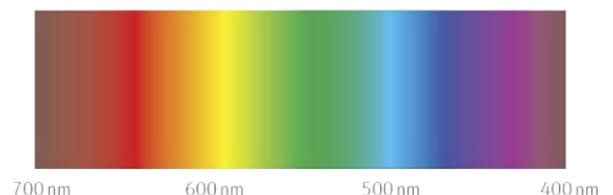
10. Fíjate en la zona visible del espectro electromagnético. Calcula las energías máxima y mínima de la zona visible.

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

Por la ecuación de Planck:

$$E_{\text{rojo}} = h \nu_{\text{rojo}} = h \frac{c}{\lambda_{\text{rojo}}} = 2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{azul}} = h \nu_{\text{azul}} = h \frac{c}{\lambda_{\text{azul}}} = 4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$



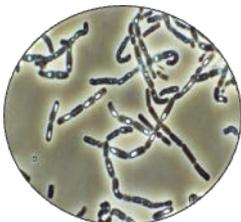
11. Un electrón de un átomo pasa de una órbita a otra. Razona si absorbe o emite energía en forma de radiación si:
- Pasa de la capa L a la O.
  - Pasa del tercero al primer nivel energético.
- a) Al pasar de una capa más interna a otra más externa, el electrón debe absorber energía.
- b) Pasa de un nivel más externo a otro más interno, por lo que desprende energía.
12. Señala los valores iniciales y finales para las transiciones electrónicas que proporcionan:
- La segunda línea de la serie Lyman.
  - La primera línea de la serie Brackett.
- a) En esta serie, el nivel de llegada es  $n_f = 1$ , y como es la segunda línea,  $n_i = 3$ .
- b) Ahora,  $n_f = 4$ , por lo que la primera línea es la que se origina desde  $n_i = 5$ .

13. La naturaleza ondulatoria del electrón se pone de manifiesto en los microscopios electrónicos. Calcula la longitud de onda asociada a su haz de electrones si estos se mueven a  $6 \cdot 10^7 \text{ m s}^{-1}$ .

$$\lambda = \frac{h}{mv} = 1,21 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

14. Un microscopio electrónico permite ver pequeñas estructuras al aumentar su tamaño. En él se emplea, en lugar de luz, un haz de electrones que se dirigen hacia la muestra empleando electroimanes. De las imágenes inferiores, ¿cuál es la del microscopio electrónico y cuál la del óptico? ¿Por qué?

a)



b)



Dado que la longitud de onda del electrón es mucho menor que la longitud de onda de la radiación visible (400 a 700 nm), y sabiendo que cuanto menor es la longitud de onda, mayor es la resolución del aparato, la primera fotografía será la imagen obtenida con el microscopio óptico, y la segunda, la obtenida con el electrónico.

15. Completa el siguiente texto:

“La mecánica cuántica establece la existencia de \_\_\_\_\_ números cuánticos. Para definir un subnivel hace falta \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_; y para definir un orbital se requiere de los números cuánticos \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_”.

“La mecánica cuántica establece la existencia de **cuatro** números cuánticos. Para definir un subnivel hace falta **el número cuántico principal** y **el secundario**; y para definir un orbital se requiere de los números cuánticos: **principal, secundario y magnético**”.

16. Determina los valores de los números cuánticos de los posibles subniveles que pertenecen al segundo nivel energético.

Los subniveles vienen dados por  $n$  y  $l$ . Si es el segundo nivel energético,  $n = 2$  y, por tanto, existen dos subniveles:

$$l = 0 (2s) \text{ y } l = 1 (2p)$$

17. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, ¿cuáles pueden caracterizar un orbital?

(3, 2, 1, +1/2); (2, 1, -1); (3, 2); (3, -1, -1)

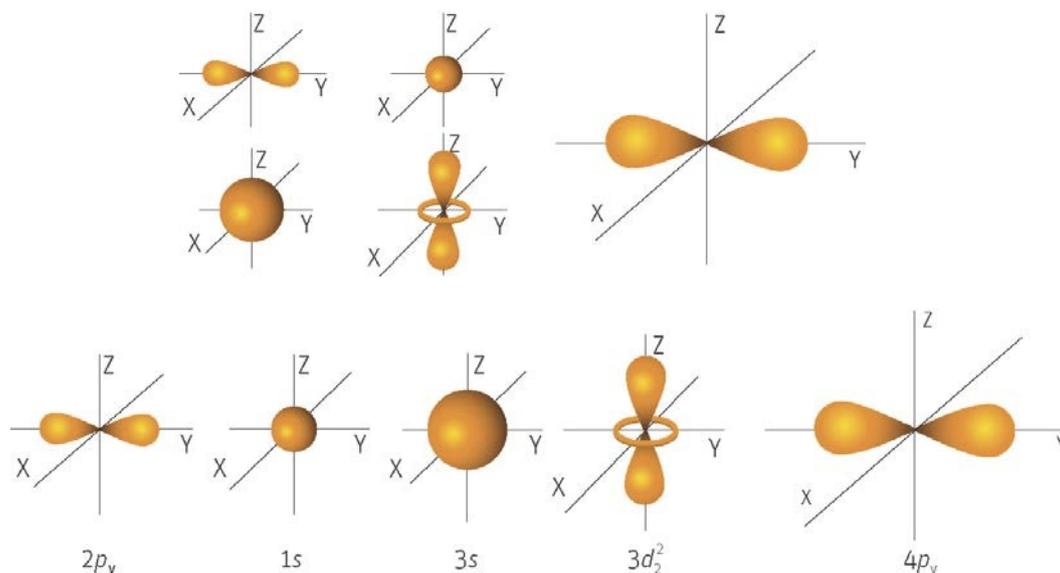
Para caracterizar un orbital hacen falta los tres primeros números cuánticos. Por tanto, solo la segunda combinación pueden caracterizar orbitales. La última no es posible porque el segundo número cuántico no puede ser negativo.

18. Un electrón está en un orbital dado por los números cuánticos  $n = 4$  y  $l = 0$ . De los siguientes grupos de valores, ¿cuáles son las combinaciones que lo pueden caracterizar?

(4, 0, 0, +1/2); (4, 1, 0, +1/2); (4, 2, -2, -1/2); (4, 0, 0, -1/2)

Teniendo en cuenta los posibles valores que pueden tomar los cuatro números cuánticos, la primera y la cuarta de las combinaciones caracterizan un electrón.

19. Identifica cada dibujo con uno de los siguientes orbitales:  $2p_y$ ,  $1s$ ,  $3s$ ,  $4p_y$  y  $3d_z^2$ .



20. Señala las semejanzas y diferencias entre cada par de los siguientes orbitales.

a)  $3s$  y  $5s$     b)  $3s$  y  $3d_{xz}$     c)  $2p_x$  y  $3p_y$     d)  $3p_x$  y  $3p_y$

Se diferencian en el valor de  $n$ . Poseen el mismo valor de  $l$  y  $m_l$ , ya que se trata de orbitales tipo  $s$ .

Se diferencian en el valor de  $l$  y  $m_l$ . Poseen el mismo valor  $n$ , ya que ambos pertenecen al tercer nivel energético.

Se diferencian en el valor de  $n$  y  $m_l$ . Poseen el mismo valor de  $l$ , ya que se trata del mismo tipo de subnivel, aunque no del mismo orbital.

Se diferencian en el valor de  $m_l$ . Poseen el mismo valor de  $l$  y  $n$ , ya que se trata del mismo subnivel.

21. El siguiente razonamiento no es correcto, ¿sabrías decir por qué?

“El orbital  $3d_{xz}$  posee el mismo valor de  $(n + l)$  que el  $2p_y$  por lo que tienen la misma energía. Son orbitales degenerados”.

Falso, ya que, aunque poseen el mismo valor de  $n + l$ , pertenecen a diferente nivel energético (distinto  $n$ ). El orbital  $2p_y$  posee menor energía, ya que tiene menor número cuántico principal que el  $3d_{xz}$ .

22. Ordena razonadamente los siguientes subniveles por orden creciente de energía:  $2p$ ,  $1s$ ,  $3d$ ,  $4f$ ,  $4p$ ,  $5s$ .

Para átomos polielectrónicos, la energía de los subniveles aumenta con el valor de  $n + l$ . Para aquellos con el mismo valor de  $n + l$ , la energía aumenta con el valor de  $n$ .

$2p \Rightarrow n = 2, l = 1 \Rightarrow n + l = 3$      $1s \Rightarrow n = 1, l = 0 \Rightarrow n + l = 1$      $3d \Rightarrow n = 3, l = 2 \Rightarrow n + l = 5$

$4p \Rightarrow n = 4, l = 1 \Rightarrow n + l = 5$      $4f \Rightarrow n = 4, l = 3 \Rightarrow n + l = 7$      $5s \Rightarrow n = 5, l = 0 \Rightarrow n + l = 5$

Así, el orden de energía es:  $1s < 2p < 3d < 4p < 5s < 4f$

23. Ordena razonadamente los siguientes orbitales en orden decreciente de energía:  $2p_x$ ,  $1s$ ,  $2p_y$ ,  $4d_{xz}$ ,  $4p_z$ ,  $5s$ .

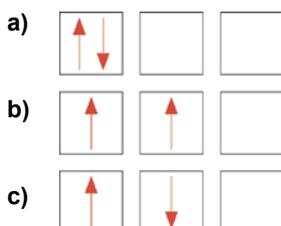
Para átomos polielectrónicos, la energía de los orbitales aumenta con el valor de  $n + l$ . Para aquellos con el mismo valor de  $n + l$ , la energía aumenta con el valor de  $n$ .

$$2p_y = 2p_x \Rightarrow n = 2, l = 1 \Rightarrow n + l = 3 \quad 1s \Rightarrow n = 1, l = 0 \Rightarrow n + l = 1 \quad 4p_z \Rightarrow n = 4, l = 1 \Rightarrow n + l = 5$$

$$4d_{xz} \Rightarrow n = 4, l = 2 \Rightarrow n + l = 6 \quad 5s \Rightarrow n = 5, l = 0 \Rightarrow n + l = 5$$

El orden de los orbitales por energías decrecientes es:  $4d_{xz} > 5s > 4p_z > 2p_x = 2p_y > 1s$

24. Los tres orbitales tipo  $p$  están degenerados. Dos electrones entran en el subnivel  $2p$ . ¿Cuál de los tres esquemas siguientes representa el resultado? ¿Por qué?



Lo representa el diagrama b). Según el principio de máxima multiplicidad de Hund, en los orbitales degenerados, los electrones, ocupan primero todos los orbitales de igual energía, sin aparearse. Por esto se descarta la figura a). Por la segunda regla de Hund, la distribución más estable es aquella que presenta el mayor número de electrones desapareados semiocupando todos los orbitales del subnivel. Por esto se rechaza la figura c).

25. La configuración electrónica de un átomo neutro de un elemento A es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ . Indica razonadamente si se encuentra en estado fundamental o excitado. Calcula, de forma razonada, el valor de su número atómico.

Se encuentra en un estado fundamental, ya que los distintos subniveles se van llenando por orden creciente de energía hasta llegar a la capa de valencia.

La suma de los superíndices de la configuración electrónica proporciona el número de electrones, y como el átomo es neutro, tendrá igual número de protones o  $Z$ . Así,  $Z = 34$ .

26. ¿Son posibles las siguientes configuraciones electrónicas?  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7 4s^2 3d^{10}$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} 4p^1$ .

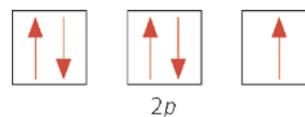
La primera de ellas no, ya que en el subnivel  $3p$  hay siete electrones, cuando el número máximo que puede albergar este tipo de subnivel es 6.

La segunda configuración sí es posible. Se corresponde con un estado excitado del átomo, en el que uno de los electrones del orbital  $4s$  ha pasado al  $4p$ .

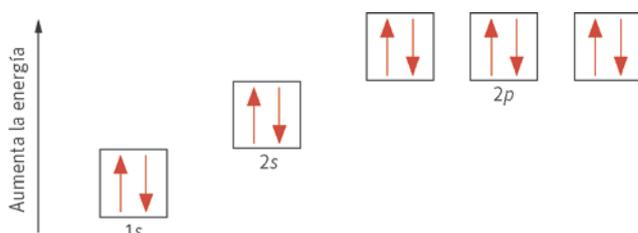
27. El flúor es un elemento que ayuda a prevenir la caries dental. Escribe su configuración electrónica sabiendo que su número atómico es 9. Elabora el diagrama de orbitales y a partir de él razona si serán estables el ion fluoruro y el ion flúor(7+).

$Z = n.º p^+ = 9$  y al ser átomo neutro coincide con el número de electrones. Siguiendo el diagrama de Möller:

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



La formación del ion fluoruro supone completar el subnivel  $2p$  adquiriendo la especie química la configuración electrónica del gas noble neón; de ahí su estabilidad.



La formación del catión flúor(7+) supondría la pérdida de los siete electrones del segundo nivel energético. Así también se alcanza la configuración electrónica de otro gas noble, el helio; por lo que si nos basásemos únicamente en esto, sí se formaría. Como se verá en la siguiente unidad, el flúor es el elemento más electronegativo de la tabla periódica, por lo que no forma cationes.

28. Basándote en la configuración electrónica del zinc, cuyo número atómico es 30, propón un ion estable del mismo.

Siguiendo el diagrama de Möller, Zn:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^2 3d^{10}$ .

En ella se aprecia que todos sus subniveles están completos. Un ion estable es el que proviene de la pérdida de los dos electrones del orbital 4s.

29. Define a través de sus números cuánticos el electrón de valencia del magnesio ( ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ ).

$Z = 12$ , y como es un átomo neutro, tendrá 12 electrones que se distribuyen de la siguiente forma según el diagrama de Möller:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .

Los electrones de valencia son los del subnivel 3s. Los cuatro números cuánticos necesarios para definirlos originan dos posibles combinaciones:  $(3, 0, 0, \frac{1}{2})$  y  $(3, 0, 0, -\frac{1}{2})$ .

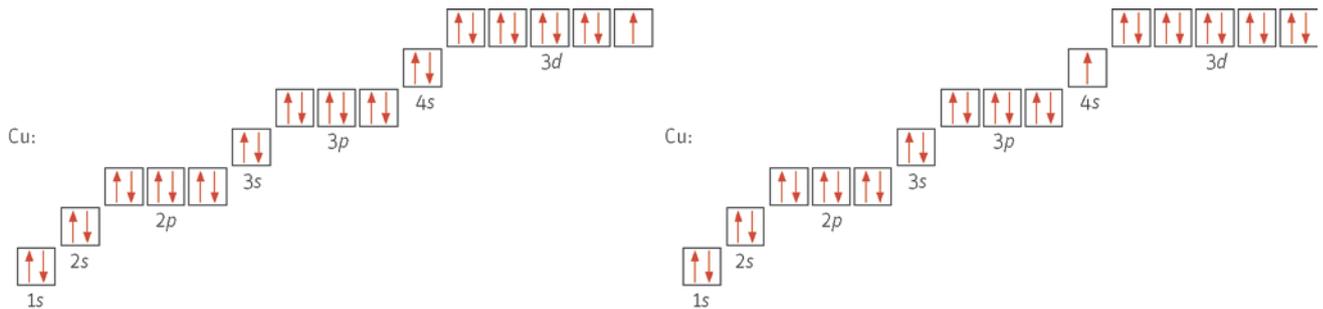
30. El número atómico del cobre es 29. Escribe su configuración electrónica y elabora el diagrama de orbitales.

A partir de este, ¿será estable el catión cobre(1+)? ¿Por qué?

Siguiendo las reglas habituales, la configuración electrónica sería Cu ( $Z = 29$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ .

Sin embargo, su configuración real es la siguiente: Cu ( $Z = 29$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ .

Esta configuración explica la estabilidad del catión cobre(1+), ya que aquellas situaciones que conduzcan a orbitales llenos o semiocupados confieren estabilidad a la especie química.



31. El litio es un metal alcalino usado en la fabricación de pilas. Para el isótopo del mismo,  ${}^7_3\text{Li}$ :

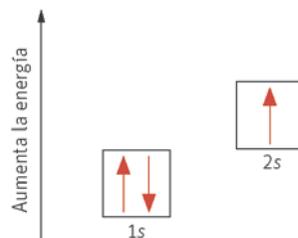
- Identifica las partículas subatómicas que lo forman.
- Establece su configuración electrónica en su estado fundamental y en un estado excitado.
- Dibuja el diagrama energético de los orbitales.

- a)  $Z = 3 = n.\text{º } p^+$ , y como es un átomo neutro, tendrá tres electrones.

$A = 7$ , y como  $A = Z + n.\text{º } n \Rightarrow n.\text{º } n = 4$

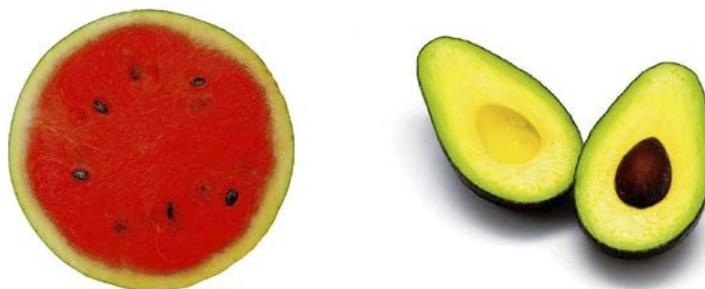
- b) En su estado fundamental, Li:  $1s^2 2s^1$ ; mientras que en uno excitado, Li\*:  $1s^2 3p^1$ .

- c) El diagrama energético de los orbitales es:



## Modelos atómicos y partículas subatómicas

32. La cocina es un estupendo laboratorio para aprender química.



a) ¿Qué modelo atómico se podría identificar con una sandía? ¿Por qué?

b) ¿Se podría también identificar con un aguacate? ¿Por qué?

a) El de Thomson. Las pepitas representarían los electrones que se encuentran embebidos en una masa cargada positivamente.

b) No, ya que ni posee forma esférica ni muchas semillas (electrones).

33. Explica, empleando el modelo atómico de Thomson, la formación de iones a partir de un átomo neutro.

Cuando Thomson establece su modelo atómico, solamente se conoce una partícula elemental, el electrón. Así, la materia quedará cargada negativamente (formando un anión) si gana electrones (ya que así tendrá más carga negativa que positiva); mientras que si los pierde, quedará carga positiva sin neutralizar, formando un catión.

34. El electrón es una partícula elemental, por lo que no es divisible. Si su carga es de  $-1,6 \cdot 10^{-19}$  C, ¿un material aislante de la electricidad podría quedar cargado con  $-4 \cdot 10^{-6}$  C?

Al dividir la carga total por la del electrón, se tiene el número de electrones.

$$n^{\circ} e^{-} = \frac{-4 \cdot 10^{-6}}{-1,6 \cdot 10^{-19}} = 2,5 \cdot 10^{13} \text{ electrones}$$

Sí podría quedar con dicha carga, ya que el número de electrones que se obtiene es entero. Si fuese un número decimal, la respuesta sería negativa, ya que esto implicaría la divisibilidad de dicha partícula elemental.

35. Explica por qué cuando un átomo se transforma en un ion, no varía su masa, y sí lo hace en las desintegraciones radiactivas.

Porque cuando forma iones intercambia electrones, partícula de masa despreciable. Mientras que en las reacciones nucleares se pierden o ganan nucleones (protones o neutrones), cuya masa ya no es despreciable.

36. ¿Puede existir alguna especie química que no posea todas las partículas subatómicas? ¿Y que solo posea una de ellas?

Sí, por ejemplo, el ion hidruro ( $H^{-}$ ), que posee un protón y dos electrones, pero no neutrón.

Sí, el catión hidrógeno o protón ( $H^{+}$ ), que posee solo un protón, de ahí el nombre.

37. Escribe la siguiente frase de forma correcta: "La formación de un catión es una reacción nuclear, ya que este se forma cuando el átomo gana protones".

"La formación de un catión no es una reacción nuclear, ya que este se forma perdiendo el átomo uno o más electrones".

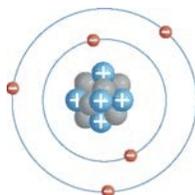
38. El pírex es un vidrio empleado en la fabricación de material de laboratorio por sus propiedades. Este vidrio posee boro en su composición.

Si un átomo de boro posee cinco electrones y un número másico de 11:

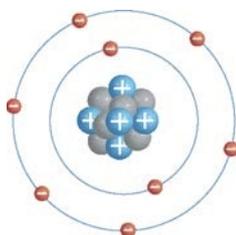
a) Calcula el número de partículas subatómicas que posee y dibuja su átomo según Rutherford.

b) Repite el apartado a), pero para el ion boruro.

a) Al ser neutro, el número de electrones y protones coincide. El de neutrones se obtiene restando al número másico el de protones. Así, tiene cinco electrones, cinco protones y seis neutrones.



b) El ion boruro es  $B^{3-}$  y respecto al átomo neutro tiene tres electrones más. El número del resto de las partículas subatómicas no varía. Tiene ocho electrones, cinco protones y seis neutrones.



39. Según palabras de Rutherford, el que al bombardear una lámina de oro algunas radiaciones  $\alpha$  rebotasen era tan sorprendente como que al disparar una bala contra una hoja de papel, aquella rebotase. ¿Podrías explicar esta comparación?

Aquellas radiaciones que rebotan implican que en su trayectoria encuentran un núcleo con el que no impactan, debido a que cuando la distancia partícula alfa-núcleo es muy pequeña, la fuerza repulsiva es muy grande. Por la intensidad de esta fuerza, la partícula alfa rebota. Es como si al disparar un proyectil contra una hoja de papel, este rebotase impactando contra el individuo que lo disparó.

40. En Atapuerca, para datar fósiles se emplea el C-14, isótopo radioactivo del carbono. Si los átomos de este elemento más abundantes vienen representados por  $^{12}_6C$ ; señala en qué se diferencian ambos átomos.

Al ser átomos de un mismo elemento poseen el mismo número atómico:  $Z = n.^{\circ} p^+ = 6$ , y al tratarse de átomos neutros,  $n.^{\circ} p^+ = n.^{\circ} e^- = 6$ .

Sin embargo, se diferencian en el número másico y, por tanto, en el número de neutrones:

$$A = Z + n.^{\circ} n \Rightarrow n.^{\circ} n = A - Z$$

El C-14 posee ocho neutrones, mientras que el C-12 posee seis.

41. Completa la siguiente tabla razonando cada valor.

Especie química	A	Z	n.º p <sup>+</sup>	n.º e <sup>-</sup>	n.º n	Isótopo
$^{24}_{12}Mg^{+2}$						
	2	1		1		
			17	18	18	
	23		11	11		

Sabiendo que los isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número másico y que:

$$Z = n.º p^+$$

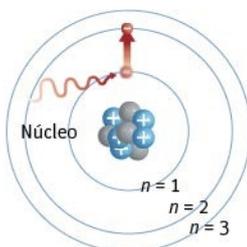
$$A = Z + n.º n$$

$$n.º e^- = n.º p^+ - \text{carga}$$

Especie química	A	Z	n.º p <sup>+</sup>	n.º e <sup>-</sup>	n.º n	Isótopo
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$	24	12	12	12 - 2 = 10	24 - 12 = 12	${}^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$
${}^2_1\text{H}$	2	1	1	1	2 - 1 = 1	${}^1_1\text{H}$
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$	17 + 18 = 35	17	17	18	18	${}^{36}_{17}\text{Cl}^-$
${}^{23}_{11}\text{Na}$	23	11	11	11	23 - 11 = 12	${}^{22}_{11}\text{Na}$

## Naturaleza dual de la luz. Espectros atómicos. Modelo atómico de Bohr

42. El esquema representa el proceso en el que un electrón absorbe energía pasando a un nivel energético mayor.



- a) ¿Podría ser el átomo de Rutherford? ¿Por qué?
- b) ¿Qué sucederá si el electrón absorbe un fotón de energía superior a la del primer nivel, pero inferior a la del segundo?
- a) No, ya que existen niveles energéticos discretos (órbitas). Rutherford supone que el electrón puede estar a cualquier distancia del núcleo.
- b) Nada, ya que el electrón no puede encontrarse entre  $n = 1$  y  $n = 2$ . Esta situación no es estable, igual que los planetas giran alrededor del Sol solamente en sus órbitas.

43. Para el átomo de hidrógeno, las energías de los fotones intercambiados en las transiciones electrónicas de la serie Pfund pertenecen a la zona infrarroja del espectro.

¿Las vería el ojo humano? En caso negativo, ¿se te ocurre cómo detectarlas?

No, ya que el ojo humano solamente detecta la zona visible del espectro electromagnético. Se podría detectar usando películas sensibles a la luz infrarroja.

44. Calcula la energía asociada a un fotón de luz de longitud de onda 700 nm.

Dato:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$

Sabiendo que:

$$\lambda = 700 \text{ nm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} = 7 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Sustituyendo en la ecuación de Planck:

$$E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = 2,8 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

45. Calcula la energía cinética de los electrones emitidos al iluminar una superficie metálica con una radiación de longitud de onda igual a 4600 Å. La frecuencia umbral del metal es  $4,0 \cdot 10^{14}$  Hz.

Dato:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J s

$$\lambda = 4600 \text{ \AA} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^{10} \text{ \AA}} = 4,6 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico, la frecuencia de la radiación incidente tiene que ser igual o mayor que un valor umbral, ( $\nu \geq \nu_0$ ).

$\nu = \frac{c}{\lambda} = 6,5 \cdot 10^{14}$  Hz, que es mayor que la frecuencia umbral de nuestro metal ( $4,0 \cdot 10^{14}$  Hz). Así:

$$E_{\text{fotón}} = W + E_c \Rightarrow h\nu = h\nu_0 + E_c \Rightarrow E_c = h(\nu - \nu_0) = 1,7 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

46. Los rayos X son ondas electromagnéticas de mayor energía que la luz visible. Dado que su dosis es acumulativa, no se debe superar una determinada cantidad de radiografías al año, salvo prescripción facultativa.

Calcula la energía máxima y mínima de esta zona del espectro, si su frecuencia va de  $3,0 \cdot 10^{16}$  Hz a  $3,0 \cdot 10^{19}$  Hz.

Dato:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J s

A través de la ecuación de Planck se calculan las energías pedidas:

$$E_{\text{mínima}} = h\nu = 2,0 \cdot 10^{-17} \text{ J}; E_{\text{máxima}} = h\nu = 2,0 \cdot 10^{-14} \text{ J}$$

47. Calcula la energía necesaria para ionizar un átomo de hidrógeno:

a) En su estado fundamental.

b) Si se encuentra en un estado excitado, en el que su electrón está en el nivel  $n = 3$ .

Datos:  $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18}$  J;  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J s

a)  $\Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

b)  $\Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{\infty} \right) = 2,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

48. Al someter electrones a una diferencia de potencial de  $4 \cdot 10^4$  V, se consigue acelerarlos hasta alcanzar una velocidad de  $4,32 \cdot 10^6$  km h<sup>-1</sup>.

a) Calcula la longitud de onda de los electrones.

b) La imagen obtenida, ¿se verá en color? ¿Por qué?

Datos:  $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31}$  kg;  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J s

a)  $v_e = (4,32 \cdot 10^6 \text{ km h}^{-1}) \cdot \frac{(10^3 \text{ ms}^{-1})}{(3600 \text{ km h}^{-1})} = 1,2 \cdot 10^6 \text{ ms}^{-1}$

Al aplicar la ecuación de Louis de Broglie y sustituir los datos se obtiene:  $\lambda_e = \frac{h}{m_e v} = 6,07 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ .

b) La imagen obtenida no se verá en color debido a que la zona visible del espectro en la que se aprecian los colores tiene longitudes de onda comprendidas entre 400 nm y 700 nm.

49. Calcula la energía de la capa L de un átomo de hidrógeno en unidades del SI.

Dato:  $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18}$  J

Dado que la capa L se corresponde con el segundo nivel energético,  $n = 2$ :

$$E_n = -\frac{R_H}{n^2} = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{2^2} = -5,45 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

## Modelo mecanocuántico

50. Calcula la longitud de onda de De Broglie asociada a tu persona, para lo cual necesitas conocer tu masa, suponiendo que te desplazas a  $120 \text{ km h}^{-1}$ .

Compárala con la asociada a un electrón que se mueve a la misma velocidad.

Datos:  $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ;  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$

$$\lambda_e = \frac{h}{m_e v} = 2,18 \cdot 10^{-5} \text{ m}$$

La longitud de onda asociada al electrón es muy superior a la asociada a cualquier ser humano, ya que la masa de este es muy superior a la del electrón.

$$\lambda_{\text{persona}} = \frac{h}{m_{\text{persona}} v}$$

51. Empleando la expresión matemática del principio de indeterminación de Heisenberg en función de la velocidad:

a) Calcula la incertidumbre en esta magnitud,  $\Delta v$ , para un electrón que se mueve a  $100 \text{ km h}^{-1}$ . Supón que la incertidumbre en su posición,  $\Delta x$ , es de  $1 \cdot 10^{-1} \text{ nm}$  y que en este caso  $h' = \frac{h}{2\pi}$ .

b) ¿Es despreciable la incertidumbre frente al valor de la velocidad del electrón?

a) Según el principio de indeterminación de Heisenberg:  $\Delta x \Delta p \geq h' \Rightarrow \Delta x \Delta(mv) \geq h'$

Considerando que no existe variación de masa y sustituyendo el valor de  $h'$ :

$$\Delta x \Delta v \geq \frac{h'}{m} \Rightarrow \Delta x \Delta v \geq \frac{h}{m 2\pi}$$

Convirtiendo al SI:  $\Delta x = 1 \cdot 10^{-1} \text{ nm} \cdot \frac{(1 \text{ m})}{(10^9 \text{ nm})} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ ; que llevado a la ecuación anterior:

$$\Delta v \geq \frac{h}{m 2\pi \Delta x} \Rightarrow \Delta v \geq \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{9,109 \cdot 10^{-31} \cdot 2\pi \cdot 1 \cdot 10^{-10}} \Rightarrow \Delta v \geq 1,16 \cdot 10^6 \text{ ms}^{-1}$$

b)  $v = 100 \text{ km h}^{-1} = 27,8 \text{ ms}^{-1}$

Por tanto, no es despreciable.

52. ¿Podrías explicar si el principio de indeterminación de Heisenberg tiene o no importancia en el mundo macroscópico?

Para ello, supón un coche de masa  $1,5 \cdot 10^3 \text{ kg}$ , que se mueve, al igual que el electrón del ejercicio anterior, a  $100 \text{ km h}^{-1}$ . Supón que la incertidumbre en su posición,  $\Delta x$ , es de  $1 \cdot 10^{-2} \text{ m}$  y que en este caso  $h' = \frac{h}{2\pi}$ .

Según el principio de indeterminación de Heisenberg:  $\Delta x \Delta p \geq h' \Rightarrow \Delta x \Delta(mv) \geq h'$

Al no existir variación de masa, la expresión queda:

$$\Delta x \Delta v \geq \frac{h'}{m} \Rightarrow \Delta x \Delta v \geq \frac{h}{m 2\pi}$$

Sustituimos los datos en la expresión matemática y despejamos:

$$\Delta v \geq \frac{h}{m 2\pi \Delta x} \Rightarrow \Delta v \geq \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{1,5 \cdot 10^3 \cdot 2\pi \cdot 1 \cdot 10^{-2}}$$

$$\Delta v \geq 7,03 \cdot 10^{-34} \text{ ms}^{-1}$$

En el mundo macroscópico, una imprecisión en la velocidad como la del valor calculado es despreciable frente al valor de la velocidad del coche. Esto se puede comprobar al pasar ambos datos al mismo sistema de unidades:

$v_{\text{coche}} = 27,8 \text{ ms}^{-1}$ .

**53. ¿Qué diferencia hay entre la órbita de Bohr y el orbital definido por la mecánica cuántica?**

Sí existe diferencia. Una órbita es la línea que une los puntos por los que realmente pasa un móvil (su trayectoria); en nuestro caso, el electrón. Mientras que un orbital es una solución de la ecuación de ondas que describe la zona del espacio donde es más probable encontrar el electrón.

## Niveles energéticos, subniveles y orbitales

**54. ¿Por qué un orbital solo puede albergar dos electrones?**

Porque si no, se violaría el principio de exclusión de Pauli, ya que solo existen dos posibles valores del número cuántico de espín.

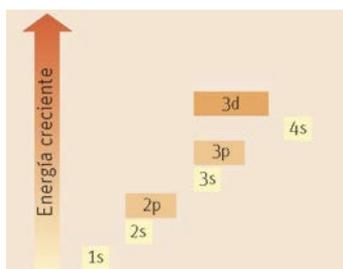
**55. Indica los posibles valores de los números cuánticos para un electrón en el orbital 3d.**

$n = 3, l = 2$  (tipo d),  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$  y para cada uno  $m_s$  puede tomar los valores  $+1/2$  y  $-1/2$ .

(3, 2, -2, +1/2); (3, 2, -2, -1/2); (3, 2, -1, +1/2); (3, 2, -1, -1/2); (3, 2, 0, +1/2); (3, 2, 0, -1/2); (3, 2, 2, +1/2); (3, 2, 2, -1/2); (3, 2, 1, +1/2); (3, 2, 1, -1/2)

**56. Representa en un diagrama, por orden creciente de energía, todos los orbitales que existen hasta llegar a completar el subnivel definido por  $n = 3, l = 2$ .**

El subnivel que se corresponde con esos valores de los dos primeros números cuánticos es el 3d.



**57. Justifica la falsedad de la frase: “El tercer nivel energético posee orbitales f”.**

En el tercer nivel energético,  $n = 3$ , por lo que  $m_l$  como máximo es 2. Para un subnivel tipo f,  $m_l$  debe tomar el valor 3.

**58. El magnesio es un metal que se utiliza en aleaciones magnesio-aluminio en la fabricación de piezas de automóviles como las llantas.**

Posee únicamente dos electrones en el tercer nivel energético.

a) Escribe su configuración electrónica en su estado fundamental y en un estado excitado.

b) Escribe todas las combinaciones posibles de números cuánticos que describan el último electrón.

a) Estado fundamental, Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Estado excitado, Mg\*:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 6p^1$

b) El último electrón del magnesio en su estado fundamental está en el orbital 3s. Las posibles combinaciones son: (3, 0, 0, +1/2) y (3, 0, 0, -1/2).

**59. Fijándote en el diagrama de Möller, di cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas.**

a) El orbital  $3p_x$  posee menor energía que el 4s.

b) El subnivel 4d se llena después del 5s.

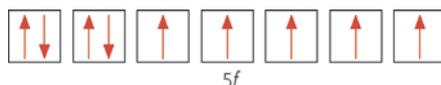
c) Los orbitales tipo p están degenerados, llenándose primero el  $p_x$ , luego el  $p_y$  y por último el  $p_z$ .

d) A menor  $n$ , menor energía.

Son verdaderas: a y b.

60. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas.

- a) El nivel energético  $n = 2$  es capaz de alojar, como máximo, 18 electrones.
- b) Si el subnivel  $5f$  posee nueve electrones, solo tres estarán desapareados.
- c) El orbital  $4d_{yz}$  es capaz de albergar un máximo de dos electrones, mientras que el subnivel  $4d$  tiene capacidad para diez.
- a) Falso, el número máximo de electrones que puede albergar un nivel energético viene dado por el valor de  $2n^2$ ; esto es, ocho electrones (dos en el subnivel  $s$  y seis en el  $p$ ).
- b) Verdadero. En un subnivel de tipo  $f$  existen siete orbitales degenerados capaces de albergar catorce electrones. Siguiendo las reglas de llenado de los mismos, primero se semioocupan todos y luego se llenan. Así, habrá dos orbitales que presentan electrones apareados y cinco semioocupados.



- c) Verdadero. Cualquier orbital alberga como máximo dos electrones, y como un subnivel tipo  $d$  está degenerado y posee cinco orbitales, en total cabrán diez electrones en ese subnivel.

61. Completa la siguiente tabla y ordena los orbitales según energía creciente.

Capa	$n$	$l$	Tipo orbital	$m_l$
L		0		
	4			-2, -1, 0, 1, 2
K				
	5		$p$	

Capa	$n$	$l$	Tipo orbital	$m_l$
L	2	0	$s$	0
N	4	2	$d$	-2, -1, 0, 1, 2
K	1	0	$s$	0
O	5	1	$p$	-1, 0, 1

Su energía, salvo en el caso del hidrógeno, viene dada por  $n + l$ , de forma que cuanto menor sea este valor, menor será su energía. Si dos orbitales poseen el mismo valor de  $n + l$ , el de menor energía será el de menor valor de  $n$ . Así:  $1s < 2s < 4d < 5p$ .

62. En un mismo átomo, ¿cuál es el número máximo de electrones que pueden tener los siguientes números cuánticos?

- a)  $n = 2$
- b)  $n = 3, l = 2$  y  $m_l = -1$
- c)  $n = 5, l = 1, m_l = -1$  y  $m_s = -1/2$
- a) Es el segundo nivel energético. El número máximo de electrones que puede tener es 8.
- b) Se corresponde con orbital, por tanto, podrá albergar un máximo de dos electrones, ya que si no, violaría el principio de exclusión de Pauli.
- c) Los cuatro números cuánticos describen un único electrón.

63. Para el conjunto de los números cuánticos que aparecen en los siguientes apartados, explica si pueden corresponder a un orbital atómico y, en los casos afirmativos, indica de qué orbital se trata.

- a)  $n = 5, l = 2$  y  $m_l = 2$     b)  $n = 1, l = 0$  y  $m_l = -1/2$     c)  $n = 5, l = -1$  y  $m_l = 1$

- a) Todos los valores son posibles. Se trata de uno de los orbitales del subnivel  $5d$ .  
 b) No es posible, ya que  $m_l$  no puede tomar valores fraccionarios.  
 c) No es posible, ya que no existen valores negativos para el número cuántico secundario.

## Configuración electrónica

64. La siderurgia se ocupa de la extracción y transformación del hierro. Se trata de un metal de transición de número atómico 26. Establece la configuración electrónica de su ion hierro(2+).

Siguiendo el diagrama de Möller y sabiendo que al ser el hierro átomo neutro  $Z$  coincide con el número de electrones, Fe:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ .

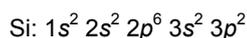
Dado que el ion hierro(2+) proviene del átomo de hierro, al perder este sus dos electrones de valencia, que son los del subnivel  $4s$ , su configuración electrónica será:  $Fe^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$ .

65. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso tu respuesta.

- a) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$  corresponde al estado fundamental de un átomo.  
 b) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$  es imposible.  
 c) Las configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$  y  $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$  corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.  
 a) Verdadero, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.  
 b) Verdadero, un subnivel tipo  $p$  puede albergar como máximo seis electrones.  
 c) Falso, el segundo nivel energético no posee un subnivel de tipo  $d$ .

66. El elemento más parecido al carbono es el silicio. Este semimetal se emplea en la construcción de células fotovoltaicas. Sabiendo que su número atómico es 14, establece la configuración electrónica de un átomo de silicio en su estado fundamental.

Al ser átomo neutro, el número de protones ( $Z$ ) coincide con el número de electrones. Así, posee 14 electrones que se distribuyen en los diferentes subniveles por orden creciente de energía, ya que está en su estado fundamental:



67. Las sustancias que poseen orbitales incompletos con electrones desapareados, presentan un comportamiento paramagnético. Como resultado, son atraídas ligeramente por los polos de un imán. Justifica, empleando un diagrama de orbitales, el paramagnetismo del átomo de carbono.

El carbono es el elemento cabecera del grupo de los carbonoides, por lo que pertenece al segundo período y su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^2$ .

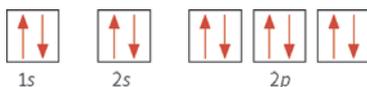
Como se aprecia en el siguiente diagrama de orbitales, posee dos electrones desapareados; de ahí su comportamiento paramagnético:



68. El último electrón de un ion tripositivo de un elemento es el que completa el subnivel de energía definido por los números cuánticos: (2, 1).

- a) Establece su configuración electrónica.  
 b) Apoyándote en un diagrama de orbitales, razona si será estable dicho ion.  
 c) Indica razonadamente el valor de su número atómico.  
 d) ¿Cuál será la configuración electrónica de un isótopo de dicho catión trivalente?

- a) El subnivel con  $n = 2$  y  $l = 1$  es el  $2p$ . Así, su configuración electrónica es:  $A^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6$ ; donde A simboliza el elemento.
- b) Sí es estable, ya que presenta todos sus orbitales llenos. Posee la configuración electrónica del neón.



- c) Si se trata de un ion tripositivo, es que ha perdido tres electrones; con lo que el número de protones será los diez que posee su catión más los tres que ha perdido. En total, el átomo neutro tiene 13 electrones y, por tanto, trece protones, siendo este el valor de su número atómico,  $Z = 13$ .
- d) Será la misma, ya que un isótopo es un átomo del mismo elemento que se diferencia únicamente en el número de neutrones que posee.

69. Actividad smSaviadigital.com RESUELVE.

70. Actividad smSaviadigital.com RESUELVE.

## La química y... los quarks

- Si los electrones no están formados por quarks, ¿se tratará de un hadrón? Razona tu respuesta.**  
Los hadrones están formados por quarks. Por tanto, los electrones no lo son, concretamente son leptones.
- En 1931 Anderson descubre el positrón, que es la antipartícula del electrón. ¿Sabrías decir qué tiene en común y en qué se diferencia del electrón?**  
La antipartícula se diferencia de su partícula, únicamente en el signo de la carga. Así:  $q_{\text{electrón}} = -q_{\text{positrón}}$ .
- Si se define la materia como todo aquello que tiene masa y ocupa un volumen, ¿sería aceptable decir que toda la materia que nos rodea está formada por quarks?**  
Los protones y neutrones son hadrones cuya masa no es despreciable. Así que sería aceptable.
- Actividad smSaviadigital.com INVESTIGA.

## Autoevaluación

- ¿Cuál de estas afirmaciones es la verdadera?
  - Dependiendo del gas encerrado en el tubo de vacío, los rayos catódicos estarán formados únicamente por electrones o por otras partículas.
  - Todos los átomos de igual número atómico pertenecen al mismo elemento, aunque su masa sea diferente.
  - Un átomo con siete protones y cinco neutrones tiene de número atómico 7 y de número másico 5.
  - El átomo de Thomson es indivisible, al igual que el de Dalton.

b
- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre los orbitales s es falsa?
  - Se trata de orbitales no direccionales.
  - Pueden albergar un máximo de dos electrones.
  - Son orbitales degenerados.
  - Son los primeros orbitales que se llenan cada vez que se inaugura un nuevo nivel.

c
- Señala cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas son posibles.
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^3$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^3 3d^1$
  - $5d^1$

a, b y d
- Una posible combinación para los números cuánticos del último electrón de la capa de valencia en el estado fundamental de un átomo de número atómico 32 viene dada por la combinación:
  - (4, 0, 0, +1/2)
  - (4, 1, 0, -1/2)
  - (3, 1, 0, -1/2)
  - (4, 1, -1, -1/2)

d
- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
  - La capacidad del nivel  $n = 3$  es de seis electrones.
  - En un orbital del subnivel  $3d$  solo puede haber dos electrones.
  - Al colocar seis electrones en un subnivel  $d$ , solo uno de ellos está desapareado.
  - Los orbitales tipo  $p$  no están degenerados.

b
- Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.
  - Un fotón con frecuencia de 2000 Hz tiene mayor longitud de onda que otro de 1000 Hz.
  - Según Bohr, la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno en el nivel  $n = 1$  es cuatro veces la energía del nivel  $n = 2$ .
  - Al emitir un átomo radiación, sus electrones pasan a un nivel inferior.
  - Los números cuánticos (3, 1, 1) definen un orbital.

a) Falso,    b) Verdadero,    c) Verdadero    y  
d) Verdadero