

12. ESTRUCTURA ATÓMICA

12.1. Los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn (II) y Ni (II) son, respectivamente:

- Iones d^5 y d^7 .
- Ambos iones son d^5 .
- Iones d^5 y d^8 .
- Iones d^6 y d^9 .
- Ambos iones son d^8 .

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005)

La estructura electrónica abreviada del Mn ($Z = 25$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$, ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que: "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos", le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow

El Mn^{2+} pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s, $[\text{Ar}] 3d^5$:

4s	3d				
	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow

Igualmente, para Ni ($Z = 28$) y Ni^{2+} las estructuras electrónicas son respectivamente, $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ y $[\text{Ar}] 3d^8$.

La respuesta correcta es la **c**.

12.2. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:

- 19, 20, 19
- 19, 39, 20
- 19, 19, 39
- 19, 19, 20
- 20, 19, 19

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El isótopo ${}^{39}_{19}\text{K}$ tiene 19 protones, 19 electrones y $(39 - 19) = 20$ neutrones.

La respuesta correcta es la **d**.

12.3. Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica:

- El número atómico de los iones Na^+ es igual al del Ne.
- El número de electrones de ion Na^+ es igual al del Ne.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne tienen diferente comportamiento químico.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne son isótopos.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne reaccionan entre sí.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Almería 2005)

Si el elemento Ne precede al elemento Na en la tabla periódica, su número atómico es unidad menor, por lo que de acuerdo con el concepto de número atómico el Ne tiene un protón y un electrón menos que el Na.

- a) Falso. El ion Na^+ tiene un electrón menos que el átomo de Na pero el número de protones (número atómico) de ambas especies es el mismo.
- b) **Verdadero.** El ion Na^+ tiene un electrón menos que el átomo de Na y por tanto, el mismo número de electrones que el átomo de Ne.
- c) Falso. El ion Na^+ y el átomo de Ne tienen el mismo comportamiento químico ya que poseen idéntica configuración electrónica, son especies isoelectrónicas.
- d) El ion Na^+ y el átomo de Ne no son isótopos, ya que para serlo deberían tener el mismo número atómico (no lo tienen) y diferente número másico (desconocido).
- e) Falso. El ion Na^+ y el átomo de Ne tienen idéntica configuración electrónica externa, $2s^2 2p^6$, de gas inerte que les confiere gran estabilidad e inercia química.

12.4. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para n , l , m , s , representa una de las soluciones permitidas de la ecuación de ondas para el átomo de hidrógeno?

	n	l	m	s
a)	2	0	3	$-\frac{1}{2}$
b)	2	0	0	$\frac{1}{2}$
c)	2	1	-1	$\frac{1}{3}$
d)	4	2	3	$-\frac{1}{2}$
e)	5	6	1	$\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si $l = 0$, el valor de m debe ser 0.
- b) **Permitido.** Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- c) Prohibido. El valor de s sólo puede ser $\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$.
- d) Prohibido. Si $l = 2$, el valor de m sólo puede ser -2, -1, 0, 1, 2.
- e) Prohibido. Si $n = 5$, el valor de l sólo puede ser 0, 1, 2, 3 y 4.

La respuesta correcta es la **b**.

12.5. Señale la proposición correcta:

- a) La longitud de onda característica de una partícula elemental depende de su carga.
- b) La transición $n = 1$ a $n = 3$ en el átomo de hidrógeno requiere más energía que la transición $n = 2$ a $n = 5$.
- c) Dos fotones de 400 nm tienen distinta energía que uno de 200 nm.
- d) Los fotones de luz visible (500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (10000 nm).
- e) Las energías de los electrones de H y He^+ son iguales si el número cuántico n es el mismo.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

- a) Falso. La longitud de onda asociada a una partícula se calcula mediante la ecuación de Louis de Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \quad \text{siendo} \quad \begin{cases} h = \text{constante de Planck} \\ m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \end{cases}$$

b) **Verdadero.** La energía correspondiente a un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación de Bohr:

$$E_n = \frac{-1312}{n^2} \text{ (kJ)}$$

y la energía asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1312 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La energía asociada a una transición electrónica 1 \rightarrow 3 es:

$$\Delta E_{1 \rightarrow 3} = 1312 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1166 \text{ kJ}$$

La energía asociada a una transición electrónica 2 \rightarrow 5 es:

$$\Delta E_{2 \rightarrow 5} = 1312 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 276 \text{ kJ}$$

Como se observa, $\Delta E_{1 \rightarrow 3} > \Delta E_{2 \rightarrow 5}$.

c) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Las energías correspondientes a un fotón de 200 nm y a otro de 400 nm son, respectivamente:

$$E_{200} = \frac{h c}{200} \quad E_{400} = \frac{h c}{400}$$

La energía correspondiente a 2 fotones de 400 nm es:

$$2 E_{400} = 2 \frac{h c}{400} = \frac{h c}{200}$$

Como se observa, $E_{200} = 2 E_{400}$.

d) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

La energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por tanto el fotón de luz visible (500 nm) tiene mayor energía que fotón de luz infrarroja (10000 nm).

e) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

Las estructuras electrónicas del H y He⁺ son idénticas, 1s¹, se trata de especies isoelectrónicas en las que n = 1, sin embargo el número atómico Z es diferente para ambas, 1 para el H y 2 para el He.

Las energías de ambas especies son:

$$E_{\text{H}} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{1^2}{1^2} = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \qquad E_{\text{He}^+} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{4^2}{1^2} = -4,72 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Como se observa, $E_{\text{He}^+} > E_{\text{H}}$.

La respuesta correcta es la **b**.

12.6. Señale la proposición correcta:

- El número de electrones de los iones Na⁺ es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.*
- El número atómico de los iones Na⁺ es igual al del gas noble Ne.*
- Los iones Na⁺ y los átomos del gas noble Ne son isótopos.*
- El número de protones de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos de ²²Ne.*
- La masa atómica de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos de ²²Ne.*

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- Isótopos son átomos con el mismo número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (diferente número de neutrones).

a) **Verdadero.** La estructura electrónica del ion Na⁺ es la del átomo de sodio (grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ pero con un electrón menos, 1s² 2s² 2p⁶ y la estructura electrónica del Ne (grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico) es 1s² 2s² 2p⁶. Ambas tienen 10 electrones, se trata de especies químicas isoelectrónicas.

b-d) Falso. De acuerdo con las estructuras electrónicas escritas en el apartado anterior, el número atómico o de protones del Na y por tanto del ion Na⁺ es 11, mientras que del Ne es 10.

c) Falso. Na⁺ y Ne son especies químicas con diferente número de protones, 11 y 10 respectivamente, y su número de neutrones no se puede calcular al no conocer los números másicos de las especies propuestas.

e) Falso. Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente iguales, los números másicos pueden considerarse como masas atómicas aproximadas. El ²³Na⁺ tiene una masa aproximada de 23 u y la del ²²Ne es 22.

La respuesta correcta es la **a**.

12.7. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es 1s² 2s¹ y por tanto:

- El Li es un elemento del grupo 12.*
- El átomo de Li tiene propiedades magnéticas.*
- La energía del electrón 2s en el Li viene dada por la fórmula de Bohr con n = 2.*
- La energía del orbital 2s en el Li y en el H es la misma.*
- Esta configuración podría ser 1s² 2p¹ ya que los orbitales 2s y 2p son degenerados.*

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2004)

a) Falso. De acuerdo con la estructura electrónica, el Li es un elemento que tiene un electrón en su última capa, 2s¹, y los elementos con un único electrón externo pertenecen al grupo 1 del sistema periódico.

b) **Verdadero.** De acuerdo con la estructura electrónica, el Li tiene un electrón desapareado. Los átomos o iones que presentan electrones desapareados son especies **paramagnéticas** que crean un campo magnético que hace que sean atraídas por un campo magnético externo. La atracción aumenta con el número de electrones desapareados que presentan.

c) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón pero sólo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir, que tienen un solo electrón. De acuerdo con su estructura electrónica, el Li tiene tres electrones (Z = 3).

d) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón.

De acuerdo con la estructura electrónica, para el Li Z = 3 y n = 1; mientras que para el H, Z = 1 y n = 1.

e) Falso. La configuración electrónica $1s^2 2p^1$ no correspondería al estado fundamental sería un estado excitado del Li ya que se incumple el principio de mínima energía que dice que: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes". Además el orbital 1s no se encuentra energéticamente degenerado.

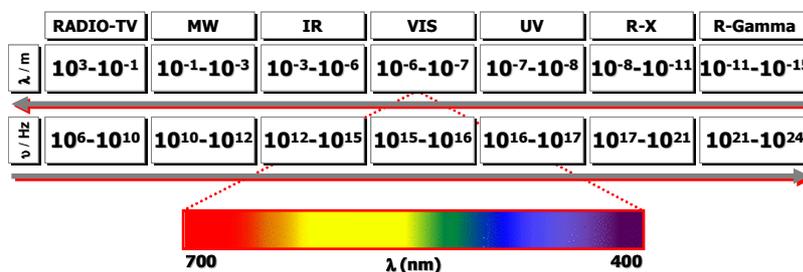
La respuesta correcta es la **b**.

12.8. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tienen longitud de onda más larga?

- a) Rayos cósmicos
- b) Microondas
- c) Rayos X
- d) Rayos γ
- e) Luz visible

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Extremadura 2003)

La figura adjunta muestra las diferentes ondas que componen el espectro electromagnético (EEM), ordenadas de mayor a menor longitud:



De acuerdo con la figura, las ondas más largas son las microondas (MW).

La respuesta correcta es la **b**.

12.9. Calcule la frecuencia de la radiación de microondas con una longitud de onda de 0,10 cm.

- a) $3,3 \cdot 10^{-12}$ Hz
- b) $3,3 \cdot 10^8$ Hz
- c) $3,0 \cdot 10^9$ Hz
- d) $3,0 \cdot 10^{11}$ Hz
- e) $3,0 \cdot 10^{10}$ Hz

(Velocidad de la luz = $3,00 \cdot 10^8$ m·s⁻¹)

(O.Q.N. Burgos 1998)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Sustituyendo:

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{0,10 \text{ cm}} \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = 3 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

12.10. Los números atómicos del Cr y Co son 24 y 27, respectivamente. Los iones Cr (III) y Co (III) son respectivamente:

- a) d^5 los dos iones
- b) d^4 y d^6
- c) d^6 los dos iones
- d) d^3 y d^6
- e) d^3 y d^7

(O.Q.N. Burgos 1998)

La estructura electrónica abreviada del Cr (Z = 24) es [Ar] 4s¹ 3d⁵, ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que: "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos", le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El Cr³⁺ pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran uno de ellos en el orbital 4s y otros dos en el orbital 3d, [Ar] 3d³:

4s	3d				
	↑	↑	↑		

Igualmente, para Co (Z = 27) y Co³⁺ las estructuras electrónicas son respectivamente, [Ar] 4s² 3d⁷ y [Ar] 3d⁶.

La respuesta correcta es la **d**.

12.11. El espectro de emisión del hidrógeno atómico se puede describir como:

- a) Un espectro continuo.
- b) Series de líneas igualmente espaciadas respecto a la longitud de onda.
- c) Un conjunto de series de cuatro líneas.
- d) Series de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar el número de ondas.
- e) Series de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar la longitud de onda.

(O.Q.N. Almería 1999)

Un espectro atómico se define como un conjunto discontinuo de líneas de diferentes colores con espaciado entre éstas que disminuye al disminuir la longitud de onda o lo que es lo mismo al aumentar el número de ondas ($1/\lambda$).

Los espectros atómicos son característicos de cada elemento.

Por ejemplo para la serie de Lyman:

Salto	λ (nm)	$1/\lambda$ (nm^{-1})	$\Delta\lambda$ (nm)
2 \rightarrow 1	121,5	$8,2 \cdot 10^{-3}$	
3 \rightarrow 1	102,5	$9,8 \cdot 10^{-3}$	19,0
4 \rightarrow 1	97,2	$1,02 \cdot 10^{-2}$	5,3
5 \rightarrow 1	94,9	$1,05 \cdot 10^{-2}$	2,3
6 \rightarrow 1	93,7	$1,07 \cdot 10^{-2}$	1,2
7 \rightarrow 1	93,0	$1,08 \cdot 10^{-2}$	0,7

La respuesta correcta es la **d**.

12.12. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental es:

- a) 6, 1, 1, $\frac{1}{2}$
- b) 6, 0, 1, $\frac{1}{2}$
- c) 6, 0, 0, $-\frac{1}{2}$
- d) 6, 1, 0, $\frac{1}{2}$
- e) 6, 2, 1, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005)

El cesio es un elemento perteneciente al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico. Le corresponde una estructura electrónica abreviada $[\text{Xe}] 6s^1$. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

$n = 6$ (se encuentra en el 6º periodo o nivel de energía)

$l = 0$ (se trata del subnivel s)

$m = 0$ (se trata de un orbital s)

$s = \pm \frac{1}{2}$ (según cuál sea el espín del electrón)

La respuesta correcta es la **c**.

12.13. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

	n	l	m	s
a)	0	0	0	$\frac{1}{2}$
b)	1	1	0	$\frac{1}{2}$
c)	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
d)	2	1	-2	$\frac{1}{2}$
e)	2	2	-2	$\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Murcia 2000)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$

$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$

$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$

$s = \pm \frac{1}{2}$

a) Prohibido. El número cuántico n no puede ser 0.

b) Prohibido. Si $n = 1$, el valor de l sólo puede ser 0.

c) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

d) Prohibido. Si $l = 1$, el valor de m sólo puede ser $-1, 0, 1$.

e) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l puede ser 0 ó 1 y el valor de m sólo puede ser 0 (si $l = 0$) y $-1, 0, 1$ (si $l = 1$).

La respuesta correcta es la **c**.

12.14. El modelo atómico de Bohr se caracteriza, entre otras cosas, porque:

a) Los electrones tienen aceleración a pesar de no variar su energía.

b) Los electrones excitados dejan de estar en órbitas circulares.

c) Los electrones pueden pasar a una órbita superior emitiendo energía.

d) Los electrones tienen la misma velocidad en cualquier órbita.

e) Todo lo anterior es cierto.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2003)

a) **Verdadero**. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

$$k \frac{e^2}{r^2} = m \cdot a_n$$

b) Falso. En el átomo de Bohr sólo existen órbitas circulares asociadas con el número cuántico principal n .

Cuando los electrones ganan energía y quedan excitados, saltan a una órbita circular con mayor energía (n superior).

c) Falso. Cuando los electrones pasan a una órbita superior deben ganar energía. Cuando la emiten caen a una órbita inferior (n menor).

d) Falso. En el átomo de Bohr la velocidad del electrón está cuantizada y sólo depende del valor del número cuántico principal n de acuerdo con la expresión:

$$v = \frac{2220}{n} \text{ (km} \cdot \text{s}^{-1}\text{)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

12.15. De acuerdo con la teoría mecanocuántica, el electrón del átomo de H en su estado fundamental:

a) Tiene una energía igual a 0.

b) Estaría situado a una cierta distancia del núcleo, calculable exactamente, aunque de forma compleja.

c) Existe una cierta probabilidad de que el electrón pueda estar a una determinada distancia del núcleo.

d) Podría encontrarse en el orbital 2s.

e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Murcia 2000)

a) Falso. La energía del electrón del átomo de hidrógeno sólo puede valer 0 cuando éste se encuentra a una distancia infinita del núcleo, es decir, fuera de dicho átomo.

b) Falso. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón. Dicha posición no puede determinarse con exactitud.

c) **Verdadero**. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón.

d) Falso. El electrón del átomo de hidrógeno en su estado fundamental se encuentra en el orbital 1s.

La respuesta correcta es la **c**.

12.16. ¿Cuántas líneas espectrales cabe esperar, en el espectro de emisión del hidrógeno, considerando todas las posibles transiciones electrónicas de los 5 primeros niveles energéticos de dicho átomo?

- a) 4
- b) 5
- c) 8
- d) 10
- e) 20

(O.Q.N. Murcia 2000)

Desde el nivel 5 el electrón puede caer a los cuatro niveles inferiores dando lugar a 4 líneas en el espectro de emisión. A su vez, desde nivel 4 hasta el nivel 1 se producirían 3 líneas más en el espectro de emisión; desde 3 se obtienen 2 líneas más y desde el nivel 2 otra línea. En total aparecen $(4 + 3 + 2 + 1) = 10$ líneas.

La respuesta correcta es la **d**.

12.17. La primera línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda de 656,3 nm, correspondiéndole una variación de energía de:

- a) $6,62 \cdot 10^{-34}$ J
- b) $1,01 \cdot 10^{-24}$ J
- c) $4,34 \cdot 10^{-43}$ J
- d) $3,03 \cdot 10^{-9}$ J
- e) $3,03 \cdot 10^{-19}$ J

(Constante de Planck = $6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s; velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m·s⁻¹)

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003)

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Sustituyendo:

$$\Delta E = \frac{(6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}) 10^9 \text{ nm}}{656,3 \text{ nm} \cdot 1 \text{ m}} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **e**.

12.18. Calcule la frecuencia de la radiación ultravioleta con una longitud de onda de 300 nm.

- a) 1 MHz
- b) 900 MHz
- c) 300 MHz
- d) $1 \cdot 10^{10}$ MHz
- e) $1 \cdot 10^9$ MHz

(Velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m·s⁻¹)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

$$E = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón. En el caso del Li, Z = 3 y n = 1, sustituyendo se obtiene:

$$E = -13,6 \frac{3^2}{1^2} = -122,4 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.22. ¿Cuántos fotones de luz de frecuencia $5,5 \cdot 10^{15}$ Hz se necesitan para proporcionar 1 kJ de energía?

a) $3,64 \cdot 10^{-18}$ fotones

b) $2,74 \cdot 10^{20}$ fotones

c) $4,56 \cdot 10^{-4}$ fotones

d) $1,65 \cdot 10^{44}$ fotones

e) $3,64 \cdot 10^{-16}$ fotones

($h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = h \cdot \nu$$

Sustituyendo:

$$E = (6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (5,5 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) = 3,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Relacionando la energía total con la energía de un fotón:

$$1 \text{ kJ} \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \frac{1 \text{ fotón}}{3,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}} = 2,75 \cdot 10^{20} \text{ fotones}$$

La respuesta correcta es la **b**. Las respuestas a, c y e son absurdas ya que el número de fotones no puede ser menor que la unidad.

12.23. El número total de neutrones, protones y electrones del $^{35}\text{Cl}^-$:

a) 17 neutrones, 35 protones, 36 electrones

b) 35 neutrones, 17 protones, 18 electrones

c) 18 neutrones, 17 protones, 16 electrones

d) 17 neutrones, 17 protones, 18 electrones

e) 18 neutrones, 17 protones, 18 electrones

(O.Q.N. Oviedo 2002)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El cloro es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Sumando los superíndices se observa que tiene 17 electrones y por tanto, 17 protones y $(35 - 17) = 18$ neutrones. Como la especie $^{35}\text{Cl}^-$, anión cloruro, está cargada negativamente, significa que tiene un electrón de más en su última capa, es decir, 18 electrones.

La respuesta correcta es la **e**.

12.24. Un haz de luz que pasa a través de un medio transparente tiene una longitud de onda de 466 nm y una frecuencia de $6,20 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. ¿Cuál es la velocidad de la luz?

- a) $2,89 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
- b) $2,89 \cdot 10^{17} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
- c) $1,33 \cdot 10^{12} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
- d) $1,33 \cdot 10^{21} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
- e) $7,52 \cdot 10^{-22} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La frecuencia y longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas por medio de la ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Sustituyendo:

$$c = 466 \text{ nm} \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} 6,20 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2,89 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

12.25. Calcule la longitud de onda de De Broglie para una pelota de 125 g de masa y una velocidad de 90 m/s.

- a) 0,59 m
 - b) $5,9 \cdot 10^{-31} \text{ m}$
 - c) $5,9 \cdot 10^{-35} \text{ m}$
 - d) 590 nm
 - e) $1,7 \cdot 10^{34} \text{ m}$
- ($h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación de De Broglie que relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{p}$$

Sustituyendo:

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{125 \text{ g} \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} \cdot 90 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 5,9 \cdot 10^{-35} \text{ m}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a h (constante de Planck).

La respuesta correcta es la **c**.

12.26. La existencia de niveles discretos de energía (cuantizados) en un átomo puede deducirse a partir de:

- a) La difracción de electrones mediante cristales.
- b) Difracción de rayos X por cristales.
- c) Experimentos basados en el efecto fotoeléctrico.
- d) El espectro visible.
- e) Espectros atómicos de líneas.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Los espectros atómicos de líneas son una prueba concluyente de la existencia de niveles discretos de energía.

La separación entre las líneas obedece a los saltos entre los niveles de energía que están asociados al valor del número cuántico principal n , cuyos valores son números enteros 1, 2, 3, ..., ∞ .

La respuesta correcta es la **e**.

12.27. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la línea espectral que resulta de la transición de un electrón desde $n = 3$ a $n = 2$ en un átomo de hidrógeno de Bohr?

- a) 18,3
- b) 657
- c) 547
- d) 152
- e) 252

(Constante de Rydberg para el átomo de H = $109677,6 \text{ cm}^{-1}$)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación del modelo de Bohr que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

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

Sustituyendo:

$$\frac{1}{\lambda} = 109677,6 \text{ cm}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 15233 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{15233 \text{ cm}^{-1}} \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 656 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

12.28. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion Fe^{2+} en estado gaseoso ($Z = 26$) en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 8

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$.

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que: "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos", la distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

El Fe^{2+} pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

El Fe^{2+} presenta 4 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **c**.

12.29. El número total de electrones que pueden ocupar todos los orbitales atómicos correspondientes al número cuántico $n = 4$ es:

- a) 8
- b) 18
- c) 32
- d) 50
- e) 6

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Las diferentes combinaciones de números cuánticos para $n = 4$ son:

n	l	m	s	
4	0	0	$\frac{1}{2}$	1 orbital 4s (2 electrones)
4	0	0	$-\frac{1}{2}$	

n	l	m	s	
4	1	0	$\frac{1}{2}$	3 orbitales 4p (6 electrones)
4	1	0	$-\frac{1}{2}$	
4	1	1	$\frac{1}{2}$	
4	1	1	$-\frac{1}{2}$	
4	1	-1	$\frac{1}{2}$	
4	1	-1	$-\frac{1}{2}$	

n	l	m	s	
4	2	0	$\frac{1}{2}$	5 orbitales 4d (10 electrones)
4	2	0	$-\frac{1}{2}$	
4	2	1	$\frac{1}{2}$	
4	2	1	$-\frac{1}{2}$	
4	2	-1	$\frac{1}{2}$	
4	2	-1	$-\frac{1}{2}$	
4	2	2	$\frac{1}{2}$	
4	2	2	$-\frac{1}{2}$	
4	2	-2	$\frac{1}{2}$	
4	2	-2	$-\frac{1}{2}$	

n	l	m	s	
4	3	0	$\frac{1}{2}$	7 orbitales 4f (14 electrones)
4	3	0	$-\frac{1}{2}$	
4	3	1	$\frac{1}{2}$	
4	3	1	$-\frac{1}{2}$	
4	3	-1	$\frac{1}{2}$	
4	3	-1	$-\frac{1}{2}$	
4	3	2	$\frac{1}{2}$	
4	3	2	$-\frac{1}{2}$	
4	3	-2	$\frac{1}{2}$	
4	3	-2	$-\frac{1}{2}$	
4	3	3	$\frac{1}{2}$	
4	3	3	$-\frac{1}{2}$	
4	3	-3	$\frac{1}{2}$	
4	3	-3	$-\frac{1}{2}$	

Hay $(2 + 6 + 10 + 14) = 32$ combinaciones de números cuánticos que corresponden a 32 electrones.

La respuesta correcta es la **c**.

12.30. La longitud de onda de una radiación electromagnética:

- a) Es proporcional a su energía.
- b) Es proporcional al número de ondas.
- c) Es mayor en la región ultravioleta que en la de microondas.
- d) Es mayor en la región de rayos X que en la de microondas.
- e) Es inversamente proporcional a la frecuencia.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. De acuerdo con la ecuación:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

b) Falso. De acuerdo con la ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

$$E = h \cdot c \frac{1}{\lambda}$$

c-d) Falso. La radiación X y la UV tienen menor longitud de onda que las microondas.

e) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

La respuesta correcta es la **e**.

12.31. Sabiendo que la constante de Rydberg para el átomo de hidrógeno es 109678 cm^{-1} , el límite de la serie de Balmer en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno es:

- a) 912 \AA
- b) 3647 \AA
- c) 4683 \AA
- d) 6565 \AA
- e) 8206 \AA

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación del modelo de Bohr que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ \AA}$$

El límite de convergencia de la serie de Balmer corresponde al salto electrónico desde el nivel 2 hasta el ∞ .

$$\frac{1}{\lambda} = 109677,6 \text{ cm}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty} \right) = 27419,4 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{27419,4 \text{ cm}^{-1}} \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 3647 \text{ \AA}$$

La respuesta correcta es la **b**.

12.32. Los átomos de la primera serie de transición difieren entre sí en general en el número de electrones que ocupan los orbitales:

- a) s
- b) p
- c) s y p
- d) p y d
- e) d

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Los metales de transición, que envían su electrón diferenciador a un orbital d, se llaman así por que al estar colocados en el sistema periódico entre los metales alcalinos y alcalinotérreos, que envían su electrón diferenciador a un orbital s, y los no metales, que envían su electrón diferenciador a un orbital p, tienen propiedades que van variando de forma paulatina desde las de los metales hasta las de los no metales.

La respuesta correcta es la **e**.

12.33. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable del estado fundamental para el ion Mn^{2+} , sabiendo que $Z = 25$?

- a) $[Ar] 4s^2 3d^3$
- b) $[Ar] 4s^1 3d^4$
- c) $[Ar] 4s^0 3d^3 4p^3$
- d) $[Ar] 4s^0 4p^5$
- e) $[Ar] 4s^0 3d^5$

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La estructura electrónica abreviada del Mn ($Z = 25$) es $[Ar] 4s^2 3d^5$, ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que: "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos", le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

El Mn^{2+} pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s, $[Ar] 4s^0 3d^5$:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **e**.

12.34. El espectro atómico de un elemento es consecuencia de:

- a) La eliminación de protones.
- b) La eliminación de neutrones.
- c) La reflexión de la energía de excitación que recibe.
- d) La transición de electrones entre distintos niveles energéticos.
- e) La ruptura de la molécula en la que se encontraba dicho átomo.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

Los espectros atómicos son consecuencia de los saltos electrónicos entre los niveles cuánticos de energía existentes en el átomo.

Cuando el electrón absorbe energía salta a un nivel cuántico superior y produce una línea en el espectro de absorción. Si este electrón que se encuentra energéticamente excitado libera energía cae un nivel cuántico inferior y produce una o varias líneas en el espectro de emisión.

La respuesta correcta es la **d**.

12.35. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a la sonda Rosetta de 3 t que viaja a una velocidad de 37080 km/h?

- a) $2,14 \cdot 10^{-21} \text{ mm}$
 - b) $2,14 \cdot 10^{-35} \text{ km}$
 - c) $2,14 \cdot 10^{-21} \text{ nm}$
 - d) $2,14 \cdot 10^{-31} \text{ \AA}$
 - e) $2,14 \cdot 10^{-32} \text{ m}$
- ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación de De Broglie que relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{p}$$

Sustituyendo:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{3 \text{ t} \frac{10^3 \text{ kg}}{1 \text{ t}} \cdot 37080 \frac{\text{km}}{\text{h}} \frac{10^3 \text{ m}}{1 \text{ km}} \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}}} \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 2,14 \cdot 10^{-31} \text{ \AA}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a h (constante de Planck).

La respuesta correcta es la **d**.

12.36. El Cs se utiliza en fotocélulas y en cámaras de televisión porque tiene una energía de ionización muy baja. ¿Cuál es la energía cinética de un fotoelectrón desprendido del Cs con una luz de 5000 Å?

- a) $2,3 \cdot 10^{-31} \text{ cal}$
- b) $4,6 \cdot 10^{-16} \text{ J}$
- c) $2,3 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$
- d) $2,3 \cdot 10^{-26} \text{ kJ}$
- e) $2,3 \cdot 10^{-16} \text{ J}$

($\lambda_{\text{crítica Cs}} = 6600 \text{ \AA}$; $c = 2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación propuesta por Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h \cdot c \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right)$$

Sustituyendo:

$$E_k = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}) \left(\frac{1}{5000 \text{ \AA}} - \frac{1}{6600 \text{ \AA}} \right) \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 9,67 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

Cambiando unidades:

$$E_k = 9,67 \cdot 10^{-20} \text{ J} \frac{0,24 \text{ cal}}{1 \text{ J}} \frac{1 \text{ kcal}}{10^3 \text{ cal}} = 2,31 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.37. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) *La radiación emitida por una transición electrónica, $n = 4 \rightarrow n = 2$, tiene una longitud de onda mayor que la transición electrónica, $n = 5 \rightarrow n = 2$, para un mismo átomo.*
- b) *Un subnivel con $l = 3$ tiene una capacidad de 14 electrones.*
- c) *Un átomo de un elemento del grupo de los halógenos tiene un electrón sin aparear.*
- d) *Para un mismo valor de n , la energía de un electrón d es siempre mayor que la de uno p .*
- e) *La configuración de un átomo en su estado fundamental puede contener solamente los orbitales $1s$, $2p$, $3p$, $4s$, $5s$ y $4f$.*

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

a) Verdadero. La longitud de onda correspondiente a la radiación emitida en un salto electrónico se calcula mediante la ecuación de Bohr:

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

Para el salto electrónico $4 \rightarrow 2$:

$$\frac{1}{\lambda_{4 \rightarrow 2}} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) \quad \text{se obtiene} \quad \lambda_{4 \rightarrow 2} = \frac{5,33}{R_H} \text{ m}$$

Para el salto electrónico $5 \rightarrow 2$:

$$\frac{1}{\lambda_{5 \rightarrow 2}} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) \quad \text{se obtiene} \quad \lambda_{5 \rightarrow 2} = \frac{4,76}{R_H} \text{ m}$$

Como se observa, $\lambda_{2 \rightarrow 4} > \lambda_{2 \rightarrow 5}$.

b) Verdadero. El número cuántico $l = 3$ se corresponde con el subnivel f. Este subnivel tiene 7 orbitales f y en cada uno de los orbitales caben 2 electrones, en total 14.

c) Verdadero. Los halógenos tienen 7 electrones en su capa de valencia distribuidos de forma que presenta un electrón desapareado:

ns	np		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

d) Verdadero. Los electrones d se llaman electrones internos, mientras que los electrones p son llamados externos o de valencia. Los internos están más cerca del núcleo y por ello tienen más energía y cuestan más de arrancar a diferencia de los p que al ser externos tienen menos energía son más fáciles de eliminar.

e) **Falso**. De acuerdo con el diagrama de Moeller de subniveles de energía en la secuencia propuesta 1s 2p 3p 4s 5s 5f, faltan los orbitales 2s, 3s, 4s, 3d, 4p, 4d, 5p, 6s, 5d, 4f, 6p, 7s, 6d y 7p.

La respuesta correcta es la **e**.

12.38. Una señal de televisión tiene una longitud de onda de 10,0 km. ¿Cuál es su frecuencia en kilohercios?

- a) 30,0
 b) $3,00 \cdot 10^4$
 c) $3,00 \cdot 10^7$
 d) $3,33 \cdot 10^{-7}$
 e) $3,33 \cdot 10^{-2}$

(Velocidad de la luz = $2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Sustituyendo:

$$\nu = \frac{2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{10,0 \text{ km}} \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \frac{1 \text{ kHz}}{10^3 \text{ Hz}} = 30 \text{ kHz}$$

La respuesta correcta es la **a**.

12.39. Un detector de radiación expuesto a la luz solar detecta la energía recibida por segundo en una determinada área. Si este detector tiene una lectura de $0,430 \text{ cal}\cdot\text{cm}^{-2}\cdot\text{min}^{-1}$, ¿cuántos fotones de luz solar están incidiendo por cada cm^2 en un minuto? Suponga que la longitud de onda media de la luz solar es 470 nm .

- a) $2,02\cdot 10^7$
 b) $8,46\cdot 10^7$
 c) $4,26\cdot 10^{18}$
 d) $1,02\cdot 10^{27}$
 e) $4,25\cdot 10^{27}$

($4,184 \text{ J} = 1 \text{ cal}$; $h = 6,626\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $c = 2,99793\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

La energía asociada a un fotón se calcula mediante la expresión:

$$E_{\text{fotón}} = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Sustituyendo:

$$E_{\text{fotón}} = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (2,99793 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{470 \text{ nm}} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \frac{1 \text{ cal}}{4,184 \text{ J}} = 1,01 \cdot 10^{-19} \text{ cal}$$

Relacionando esta energía con la energía recibida por el colector se obtiene el número de fotones que impactan en él:

$$\frac{0,430 \text{ cal}\cdot\text{cm}^{-2}\cdot\text{min}^{-1}}{1,01 \cdot 10^{-19} \text{ cal}\cdot\text{fotón}^{-1}} = 4,26 \cdot 10^{18} \frac{\text{fotón}}{\text{cm}^2\cdot\text{min}^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.40. ¿Cuál es la notación adecuada para un ion que contiene 35 protones, 36 electrones y 45 neutrones?

- a) ${}_{35}^{45}\text{Br}^{1+}$
 b) ${}_{35}^{80}\text{Br}^{1-}$
 c) ${}_{35}^{80}\text{Br}^{1+}$
 d) ${}_{35}^{45}\text{Br}^{1-}$
 e) ${}_{36}^{45}\text{Br}^{1-}$

(O.Q.N. Luarca 2005)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Si tiene 35 protones su número atómico debe ser 35.

También debería tener 35 electrones, pero al tener 36 debe estar cargado negativamente.

Si tiene 45 neutrones, su número másico es $(35 + 45) = 80$.

Se trata de la especie ${}_{35}^{80}\text{Br}^{1-}$.

La respuesta correcta es la **b**.

12.41. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del Fe (III), sabiendo que $Z(\text{Fe}) = 26$?

- a) $[\text{Ar}] 3d^5$
- b) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^3$
- c) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^4$
- d) $[\text{Ar}] 4s^2 4p^3$
- e) $[\text{Ar}] 4p^5$

(O.Q.N. Luarca 2005)

La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$.

De acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que: "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos", la distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

El Fe^{3+} pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran dos en el orbital 4s y uno en el orbital 3d por lo que su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^5$:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **a**.

12.42. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tiene una longitud de onda más larga?

- a) $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ m}$
- b) 350 nm
- c) 1800 cm^{-1}
- d) 400 MHz
- e) 4800 \AA

(Velocidad de la luz, $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$)

(O.Q.N. Vigo 2006)

b) Cambiando unidades:

$$\lambda = 350 \text{ nm} \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 3,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

c) Dado el número de ondas, la longitud de la onda es:

$$\lambda = \frac{1}{1800 \text{ cm}^{-1}} \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} = 5,6 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

d) La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Sustituyendo:

$$\lambda = \frac{2,99793 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{400 \text{ MHz}} \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}} = 0,75 \text{ m}$$

e) Cambiando unidades:

$$\lambda = 4800 \text{ \AA} \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} = 4,8 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La onda cuya longitud es mayor es la de 0,75 m.

La respuesta correcta es la **d**.

12.43. En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas emite menor energía?

- a) Desde $n = 2$ a $n = 1$
- b) Desde $n = 4$ a $n = 2$
- c) Desde $n = 6$ a $n = 4$
- d) Desde $n = 6$ a $n = 2$
- e) Desde $n = 6$ a $n = 3$

(O.Q.N. Vigo 2006)

La energía, en kJ/mol, asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1312 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

- a) $\Delta E_{2 \rightarrow 1} = 1312 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 984 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- b) $\Delta E_{4 \rightarrow 2} = 1312 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 246 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- c) $\Delta E_{6 \rightarrow 4} = 1312 \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 45,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- d) $\Delta E_{6 \rightarrow 2} = 1312 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 291,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- e) $\Delta E_{6 \rightarrow 3} = 1312 \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 109,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Corresponde menor energía a la transición que tenga para un mayor valor de n_1 y un menor de n_2 , manteniéndose la condición de que $n_1 < n_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

*12.44. El número cuántico m_l para un electrón en el orbital **3p** es:*

- a) 2
- b) Puede tener cualquier valor entre +3 y -3
- c) 3
- d) Puede ser +1/2 o -1/2
- e) No es ninguno de los valores anteriores.

(O.Q.N. Vigo 2006)

Los números cuánticos de un electrón en un orbital 3p son:

$n = 3$ (se trata del 3^{er} nivel de energía)

$l = 1$ (se trata de un subnivel p)

$m_l = -1, 0, 1$

$s = 1/2$ o $-1/2$

La respuesta correcta es la **e**.

12.45. Señale la opción que está de acuerdo con el efecto fotoeléctrico.

- a) El número de electrones emitidos depende de la intensidad o brillo de la luz, pero sus energías no.
 b) El número de electrones emitidos depende de la energía de los fotones incidentes, y su velocidad de la intensidad de la luz.
 c) Una luz roja de alta intensidad libera electrones de mayor energía que una luz azul de baja intensidad.
 d) Los electrones emitidos pueden ser acelerados a cualquier velocidad si se emplea la fuente luminosa adecuada.
 e) La intensidad de la corriente producida sólo depende del tipo de luz incidente.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación propuesta por Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$h \cdot \nu - h \cdot \nu_0 = \frac{1}{2} m v^2$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica:

$$\nu > \nu_0 \quad \text{o} \quad \lambda < \lambda_0$$

a) **Verdadero**. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

La energía de los electrones depende de la diferencia $(h \cdot \nu - h \cdot \nu_0)$.

b) Falso. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

La energía de los electrones depende de la diferencia $(h \cdot \nu - h \cdot \nu_0)$.

c) Falso. $\lambda_{\text{azul}} < \lambda_{\text{roja}}$

por tanto, los electrones producidos con luz azul llevan más energía que los obtenidos con luz roja independientemente de cuales sean las intensidades de las mismas.

Si la luz roja es capaz de producir el efecto fotoeléctrico emitirá más electrones ya que su intensidad es mayor.

d) Falso. La velocidad con que los electrones son emitidos depende de la diferencia $(h \cdot \nu - h \cdot \nu_0)$.

e) El tipo de luz incidente determina la frecuencia de la radiación para arrancar electrones no su intensidad que es el número de fotones que llegan a la placa por unidad de tiempo.

La respuesta correcta es la **a**.

12.46. Indique la opción en la que los dos electrones están apareados.

- a) Electrón 1: $n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = 1/2$; Electrón 2: $n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = 1/2$
 b) Electrón 1: $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = 1/2$; Electrón 2: $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -1/2$
 c) Electrón 1: $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = 3/4$; Electrón 2: $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -3/4$
 d) Electrón 1: $n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = 1/2$; Electrón 2: $n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = -1/2$
 e) Electrón 1: $n = 2, l = 2, m_l = 0, m_s = 1/2$; Electrón 2: $n = 2, l = 2, m_l = 1, m_s = -1/2$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Para que dos electrones estén apareados es necesario que se encuentren en el mismo orbital. Para ello sólo se deben diferenciar en el número cuántico de espín (Principio de Exclusión de Pauli) y deben tener idénticos los números cuánticos principal, secundario y magnético.

a) Falso. Se trata del mismo electrón.

Electrón	n	l	m _l	m _s
1	1	0	1	1/2
2	1	0	1	1/2

b) Falso. Se trata de electrones que sólo se diferencian en el número cuántico de espín, solo que el valor del número cuántico secundario es incorrecto.

Electrón	n	l	m _l	m _s
1	1	1	1	1/2
2	1	1	1	-1/2

c) Falso. Se trata de electrones que sólo se diferencian en el número cuántico de espín, solo que el valor de este número es incorrecto.

Electrón	n	l	m _l	m _s
1	1	1	1	3/4
2	1	0	1	-3/4

d) **Verdadero**. Se trata de electrones apareados.

Electrón	n	l	m _l	m _s
1	3	2	0	1/2
2	3	2	0	-1/2

e) Falso. Se trata de electrones que se diferencian en los números cuánticos magnético y de espín.

Electrón	n	l	m _l	m _s
1	2	2	0	1/2
2	2	2	1	-1/2

La respuesta correcta es la **d**.

12.47. En el átomo de hidrógeno las energías de los distintos niveles según nos alejamos del núcleo son:

a) -13,6 eV, -3,4 eV, -1,5 eV.

b) -13,6 eV, -54,4 eV, -122,4 eV.

c) 13,6 eV, 3,4 eV, 1,51 eV.

d) -13,6 eV, -6,8 eV, -3,4 eV.

e) 13,6 eV, 54,4 eV, 122,4 eV.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La energía, en eV, de un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{13,6}{n^2}$$

Los valores de E para los tres primeros niveles cuánticos son, respectivamente:

$$E_1 = -\frac{13,6}{1^2} = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_2 = -\frac{13,6}{2^2} = -3,4 \text{ eV}$$

$$E_3 = -\frac{13,6}{3^2} = -1,5 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **a**.

12.48. Una configuración $4s^2 3d^9 5s^1$:

- a) No es posible porque los electrones tienden a ocupar niveles de mínima energía.
 b) Corresponde a un estado excitado de metal alcalino.
 c) Corresponde a un estado excitado de un elemento de transición.
 d) Correspondería a un estado excitado de un átomo paramagnético.
 e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Falso. Se trata de un estado excitado de un átomo cuya estructura electrónica externa en el estado fundamental es $4s^2 3d^{10}$.

b) Falso. Si la estructura electrónica externa del elemento en el estado fundamental es $4s^2 3d^{10}$:

- el valor $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo
- la suma de los superíndices ($2 + 10$) = 12 indica que el elemento pertenece al grupo 12

Por tanto, no se trata de un metal alcalino.

c) **Verdadero**. La estructura electrónica externa del elemento en el estado fundamental es $4s^2 3d^{10}$ que corresponde al cinc, un metal de transición.

d) Falso. La distribución de los electrones en los orbitales en el cinc es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, la estructura no presenta electrones desapareados por lo que el cinc es un átomo diamagnético.

La respuesta correcta es la **c**.

12.49. ¿Cuántos electrones con números cuánticos distintos pueden existir en un subnivel con $n = 2$ y $l = 1$?

- a) 3
 b) 6
 c) 4
 d) 8

(O.Q.L. Madrid 2003)

Si el número cuántico $n = 2$ indica que se trata del segundo nivel de energía.

Si el número cuántico $l = 1$ indica que se trata de un subnivel de energía p.

Si el número cuántico $l = 1$, los valores posibles del número cuántico magnético m , son 0, 1 y -1, lo que indica que el subnivel de energía p se encuentra triplemente degenerado o lo que es lo mismo que en este subnivel hay 3 orbitales 2p.

Como el número cuántico s sólo puede tener los valores $1/2$ y $-1/2$, quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos. Por tanto, el número total de electrones que caben en el subnivel 2p es 6.

La respuesta correcta es la **b**.

12.50. ¿Cuál es la energía, en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$, de los fotones asociados a la luz de longitud de onda $7\cdot 10^2$ nm?

a) $2,56\cdot 10^{-19}$

b) $1,71\cdot 10^5$

c) $4,72\cdot 10^{-43}$

d) $2,12\cdot 10^{42}$

($h = 6,63\cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3\cdot 10^8$ m·s⁻¹; $L = 6,023\cdot 10^{23}$ mol⁻¹; 1 m = 10^9 nm)

(O.Q.L. Madrid 2003)

La energía asociada a un fotón se calcula mediante la expresión:

$$E_{\text{fotón}} = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Sustituyendo:

$$E_{\text{fotón}} = \frac{(6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (3,0 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}{7 \cdot 10^2 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomo}}{1 \text{ mol}} = 1,71 \cdot 10^5 \frac{\text{J}}{\text{mol}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

12.51. El número máximo de electrones en un átomo que puede tener los siguientes números cuánticos, $n = 2$ y $m_s = 1/2$ es:

a) 2

b) 3

c) 4

d) 5

(O.Q.L. Madrid 2004)

Si el número cuántico $n = 2$ indica que se trata de un átomo de un elemento del segundo periodo o nivel de energía. Por tanto, tiene completo el primer nivel de energía con 2 electrones.

Si además $m_s = 1/2$ quiere decir que ha podido completar el orbital 2s por lo que tiene 2 electrones. El número total de electrones que tiene es 4.

La respuesta correcta es la **c**.

12.52. Indique los valores de los números cuánticos n , l y m que pueden ser correctos para describir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 31:

a) 4, 1, -2

b) 4, 1, -1

c) 4, 2, 1

d) 3, 1, -1

(O.Q.L. Madrid 2004)

La estructura electrónica abreviada del elemento de $Z = 31$ es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$. El electrón más externo se encuentra en un orbital 4p por lo que sus números cuánticos son:

▪ $n = 4$ (cuarto nivel de energía)

▪ $l = 1$ (subnivel de energía p)

▪ $m = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)

La respuesta correcta es la **b**.

12.53. La energía del electrón en el estado fundamental para el átomo de hidrógeno es $-13,6$ eV. ¿Cuál de los siguientes valores puede corresponder a un estado excitado?

- a) $-3,4$ eV
- b) $-6,8$ eV
- c) $+13,6$ eV
- d) $+27,2$ eV

(O.Q.L. Madrid 2004)

La energía, en eV, de un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{13,6}{n^2}$$

El valor correcto de la energía será el que corresponda a un valor entero de n :

$$-3,4 = -\frac{13,6}{n^2} \quad \text{se obtiene} \quad n = 2$$

$$-6,8 = -\frac{13,6}{n^2} \quad \text{se obtiene} \quad n = 1,4$$

Los otros dos valores son absurdos ya que se trata de valores positivos.

La respuesta correcta es la **a**.

12.54. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:

- a) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta del electrón.
- b) Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
- c) La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
- d) Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.

(O.Q.L. Murcia 1996)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por Heisenberg dice que "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado".

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

La respuesta correcta es la **a**.

12.55. El modelo de Bohr y el principio de incertidumbre son:

- a) Compatibles siempre.
- b) Compatibles si se supone que la masa del electrón es función de su velocidad.
- c) Compatibles para un número cuántico $n > 6$.
- d) Incompatibles siempre.

(O.Q.L. Murcia 1996)

El modelo atómico propuesto por Bohr habla de certezas, ya que permite conocer de forma exacta que el electrón del átomo de hidrógeno gira a una determinada distancia del núcleo, con una determinada velocidad y con una determinada energía.

Sin embargo, el principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por Heisenberg dice que "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado", por lo que al tratar de determinar la posición exacta de un electrón se altera su velocidad y energía.

La respuesta correcta es la **d**.

12.56. ¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos es imposible para un electrón en un átomo?

	n	l	m
a)	1	0	0
b)	3	1	2
c)	4	3	1
d)	2	1	0

(O.Q.L. Murcia 1996)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si $l = 1$, el valor de m sólo puede ser 1, 0, -1.

La respuesta correcta es la **b**.

12.58. La famosa experiencia de Millikan, realizada con gotas de aceite, permitió:

- Determinar la masa del protón y neutrón.
- Calcular la densidad relativa del aceite y del agua con una gran precisión.
- Establecer la carga del electrón.
- Medir la longitud del enlace C-C de los existentes en la molécula de aceite.
- Establecer el patrón internacional de densidades (IDP).
- Medir la constante de Planck.
- La relación carga/masa de la partícula alfa.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2004)

La experiencia de la gota de aceite realizada por Millikan en 1907 permitió determinar la carga del electrón, $e = -4,77 \cdot 10^{-10}$ u.e.e. ($-1,592 \cdot 10^{-19}$ C). Este valor fue corregido en los años treinta cuando se midió correctamente la viscosidad del aceite, $e = -1,602 \cdot 10^{-19}$ C.

La respuesta correcta es la **c**.

12.59. Uno de los postulados de Bohr establece que:

- La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
- No puede existir un electrón con los cuatro números cuánticos iguales.
- Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.
- Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El primer postulado de Bohr establece que "los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, sólo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización"

$$m \cdot v \cdot r = n \frac{h}{2\pi} \quad \text{donde} \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots, \infty \end{cases}$$

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman estacionarias.

La respuesta correcta es la **c**.

12.60. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos n , l y m es imposible para el electrón de un átomo?

	n	l	m
a)	4	2	0
b)	5	3	-3
c)	5	3	4
d)	3	1	1

(O.Q.L. Murcia 1997)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

a-b-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) **Prohibido**. Si $l = 3$, el valor de m sólo puede ser 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3.

La respuesta correcta es la **c**.

12.61. Las líneas del espectro de emisión de un elemento se deben a que los electrones:

- Saltan de un nivel de energía de un átomo a otro nivel de energía de otro átomo.
- Chocan entre sí en la órbita, elásticamente.
- Saltan de un nivel a otro de menor energía, en el mismo átomo.
- Saltan de un nivel a otro de mayor energía, en el mismo átomo.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Cuando los electrones de un átomo energéticamente excitado caen un nivel cuántico inferior (de menor energía) emiten la diferencia de energía existente entre los dos niveles en forma de radiación electromagnética

$$\Delta E = h \cdot \nu \quad \text{donde} \quad \begin{cases} \Delta E = \text{diferencia de energía entre niveles} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia de la radiación electromagnética emitida} \end{cases}$$

que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

La respuesta correcta es la **c**.

12.62. Rutherford realizó una famosa experiencia que le permitió proponer su modelo atómico. Para ello:

- Empleó electrones fuertemente acelerados y un ánodo de molibdeno.
- Usó un nuevo espectrómetro de masas que acababa de inventar Bohr.
- Hizo incidir radiación alfa sobre láminas de oro.
- Bombardeó una pantalla de sulfuro de cinc con la radiación obtenida en el tubo de rayos catódicos.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El experimento de Rutherford realizado por Geiger y Mariden que permitió demostrar la existencia del núcleo atómico consistió en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa y medir la gran desviación de unas pocas partículas al "chocar" contra la lámina metálica.

Rutherford explicó la desviación de estas partículas suponiendo la existencia en el átomo de un núcleo central, pequeño, másico y positivo que repelía a las partículas alfa cargadas positivamente.

La respuesta correcta es la **c**.

12.63. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:

- a) Los electrones se mueven describiendo órbitas circulares.
 b) Los electrones se mueven describiendo órbitas elípticas.
 c) Si el electrón está descrito por el orbital 1s, su movimiento está restringido a una esfera.
 d) No se puede conocer la trayectoria del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

De acuerdo con el principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por Heisenberg que dice que "es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado", tan pronto como se determine la posición del electrón en un punto, queda modificada su velocidad por lo que se altera su trayectoria.

La respuesta correcta es la **d**.

12.64. ¿Qué combinación de números cuánticos no puede corresponder a un electrón?

	n	l	m
a)	5	0	1
b)	3	1	-1
c)	5	3	-2
d)	3	1	0

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad s = \pm 1/2$$

a) **Prohibido**. Si $l = 0$, el valor de m sólo puede ser 0.

b-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **a**.

12.65. Una de las siguientes designaciones para un orbital atómico es incorrecta, ¿cuál es?

- a) 6s
 b) 3f
 c) 8p
 d) 4d

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

Además los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \qquad l = 1 \rightarrow \text{orbital p}$$

$$l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \qquad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

a) Verdadero. Orbital 6s ($n = 6, l = 0$).

b) **Falso**. Orbital 3f ($n = 3, l = 3$). Combinación prohibida.

c) Verdadero. Orbital 8p ($n = 8, l = 1$).

d) Verdadero. Orbital 4d ($n = 4, l = 2$).

La respuesta correcta es la **b**.

12.66. ¿Qué combinación de números cuánticos puede corresponderle al electrón d del Sc?

	n	l	m
a)	2	3	0
b)	4	2	1
c)	3	2	-2
d)	3	1	-1

(O.Q.L. Murcia 1999)

El elemento Sc, escandio, se encuentra en el grupo 3 y periodo 4 del sistema periódico. Por tanto, le corresponde una configuración electrónica abreviada [Ar] 4s² 3d¹. Los números cuánticos correspondientes al electrón 3d¹ son:

- n = 3 (tercer nivel de energía)
- l = 2 (subnivel de energía d)
- m = 2, 1, 0, -1, -2 (indistintamente, ya que el subnivel d está quintuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, d_{x²-y²}, d_{z²})

La respuesta correcta es la **c**.

12.67. La energía del electrón del átomo de hidrógeno, en julios, puede calcularse por medio de la expresión $E_n = -2,18 \cdot 10^{-18} / n^2$ (J), donde n indica el número cuántico principal. ¿Cuál será la frecuencia de la radiación absorbida para hacer pasar el electrón desde n = 2 hasta n = 4?

- a) 0,082 ciclos·s⁻¹
 - b) 6,023·10²³ Hz
 - c) 6,17·10¹⁴ s⁻¹
 - d) 1,09·10¹⁸ Hz
- (h = 6,626·10⁻³⁴ J·s)

(O.Q.L. Murcia 1999)

La energía asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Sustituyendo:

$$\Delta E_{2 \rightarrow 4} = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión:

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

Sustituyendo:

$$\nu = \frac{4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

12.68. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo en estado excitado?

- a) 1s² 2s³ 2p⁶ 3s²
- b) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹
- c) 1s² 2s² 2p⁶ 6p¹
- d) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d²

(O.Q.L. Murcia 2000)

a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el Principio de Exclusión de Pauli, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los spines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital 2s hay tres electrones.

b-d) Falso. Se trata de un estado fundamental ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero**. Se trata de un estado excitado ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 3s en lugar del 6p.

La respuesta correcta es la **c**.

12.69. Si [Ar] representa la estructura electrónica de un átomo de argón ($Z = 18$), el ion titanio (II) ($Z = 22$) puede entonces representarse por:

- a) $[Ar] 4s^1 3d^1$
- b) $[Ar] 4s^2$
- c) $[Ar] 3d^2$
- d) $[Ar] 3d^4$

(O.Q.L. Murcia 2000)

La estructura electrónica abreviada del Ti ($Z = 22$) es $[Ar] 4s^2 3d^2$, ya que de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund que dice que: "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los spines paralelos", le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑			

El Ti^{2+} pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s, $[Ar] 3d^2$:

4s	3d				
	↑	↑			

La respuesta correcta es la **c**.

12.70. Al hablar de isótopos nos estaremos refiriendo a:

- a) Átomos de la misma masa atómica.
- b) Átomos con distinto número de electrones.
- c) Átomos con el mismo número atómico pero con distinto número de neutrones.
- d) Átomos con el mismo número másico pero con distinto número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2000)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la **c**.

12.71. ¿En cuál de las siguientes parejas ambos átomos tienen el mismo número de neutrones?

- a) ${}^{12}_6C$ y ${}^{24}_{12}Mg$
- b) ${}^{19}_9F$ y ${}^{20}_{10}Ne$
- c) ${}^{23}_{11}Na$ y ${}^{39}_{19}K$
- d) ${}^{59}_{27}Co$ y ${}^{59}_{28}Ni$

(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de neutrones de un átomo se obtiene mediante la diferencia ($A - Z$).

- | | |
|----------------------------------|-------------------------------|
| a) C → (12 - 6) = 6 neutrones | Mg → (24 - 12) = 12 neutrones |
| b) F → (19 - 9) = 10 neutrones | Ne → (20 - 10) = 10 neutrones |
| c) Na → (23 - 11) = 12 neutrones | K → (39 - 19) = 20 neutrones |
| d) Co → (59 - 27) = 32 neutrones | Ni → (59 - 28) = 31 neutrones |

La pareja de átomos que posee igual número de neutrones es $^{12}_6\text{C}$ y $^{24}_{12}\text{Mg}$.

La respuesta correcta es la **b**.

12.72. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponderle a un átomo en su estado fundamental?

- a) $1s^2 2s^3 2p^6$
 b) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^6 3d^7$
 c) $1s^2 2s^2 2p^4$
 d) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$

(O.Q.L. Murcia 2001)

a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el Principio de Exclusión de Pauli, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los spines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital 2s hay tres electrones.

b) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el Principio de Exclusión de Pauli, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los spines opuestos y el subnivel 2p, triplemente degenerado, tiene tres orbitales por lo que caben seis electrones y no ocho. Además, se trata de un estado excitado, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el orbital 3d debería haberse completado el orbital 4s.

c) **Verdadero**. Se trata de un estado fundamental ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

d) Falso. Se trata de un estado excitado, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el orbital 3s debería haberse completado el orbital 2p.

La respuesta correcta es la **c**.

12.73. Por definición, el número de masa o "número másico" de un átomo indica:

- a) La suma de electrones más protones presentes en el átomo.
 b) La suma de neutrones más protones presentes en el átomo.
 c) El número de neutrones presentes en el átomo.
 d) El número de protones presentes en el átomo.

(O.Q.L. Murcia 2001)

De acuerdo con el concepto de número másico, la respuesta correcta es la **b**.

12.74. Un átomo de carbono-14 contiene:

- a) 8 protones, 6 neutrones y 6 electrones.
 b) 6 protones, 6 neutrones y 8 electrones.
 c) 6 protones, 8 neutrones y 8 electrones.
 d) 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones.

(O.Q.L. Murcia 2002)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El átomo de carbono-14 tiene 6 protones, por tanto su número atómico, $Z = 6$. Como la especie ^{14}C es neutra tiene 6 electrones. El número de neutrones es $(14 - 6) = 8$.

La respuesta correcta es la **d**.

12.75. ¿Cuántos números cuánticos determinan un orbital?

- 4
- 3
- 2
- 1

(O.Q.L. Murcia 2002)

Un orbital atómico viene determinado por el conjunto de tres números cuánticos (n, l, m).

La respuesta correcta es la **b**.

12.76. ¿Cuáles de las siguientes notaciones cuánticas están permitidas para un electrón de un átomo polieletrónico?

	n	l	m_l	m_s
1)	2	1	0	$\frac{1}{2}$
2)	3	2	0	$-\frac{1}{2}$
3)	3	3	2	$-\frac{1}{2}$
4)	3	2	3	$\frac{1}{2}$

- 1, 2 y 4
- 1 y 4
- 1 y 2
- 3 y 4

(O.Q.L. Murcia 2002)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad s = \pm \frac{1}{2}$$

1-2) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

3) Prohibido. Si $n = 3$, el valor de l sólo puede ser 0, 1 y 2.

4) Prohibido. Si $l = 2$, el valor de m sólo puede ser -2, -1, 0, 1 y 2.

La respuesta correcta es la **c**.

12.77. La energía del electrón del átomo de hidrógeno en estado fundamental es $-2,28 \cdot 10^{-18} \text{ J}$, y la del electrón excitado al nivel energético $n = 5$ es $-8,72 \cdot 10^{-20} \text{ J}$. ¿Cuál es la frecuencia de la radiación electromagnética originada al saltar el electrón desde $n = 5$ a $n = 1$?

- $3,30 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
 - $3,57 \cdot 10^{-15} \text{ s}^{-1}$
 - $2,19 \cdot 10^{-18} \text{ s}^{-1}$
 - No puede calcularse porque los electrones no saltan.
- ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$)

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía asociada a la transición electrónica $5 \rightarrow 1$ es:

$$\Delta E_{5 \rightarrow 1} = -2,28 \cdot 10^{-18} - (-8,72 \cdot 10^{-20}) = -2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

El signo menos de la energía se debe a que se trata de energía desprendida pero para cálculos posteriores se usa en valor absoluto.

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión:

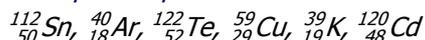
$$\Delta E = h \cdot \nu$$

Sustituyendo:

$$\nu = \frac{2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 3,31 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**. Además las respuestas b, c y d son absurdas.

12.78. Considerando las siguientes especies químicas:



se puede afirmar que el:

- a) ${}_{48}^{120}\text{Cd}$ posee el menor número de neutrones.
- b) ${}_{18}^{40}\text{Ar}$ es la especie de menor masa atómica.
- c) ${}_{18}^{40}\text{Ar}$ posee el menor número de electrones.
- d) ${}_{50}^{112}\text{Sn}$ posee el mayor número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2003)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia ($A - Z$) proporciona el número de neutrones.

Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente 1 u, y que la masa del electrón es despreciable frente a la de los anteriores, el número másico da la masa aproximada de un átomo.

En la siguiente tabla se indica el número de partículas y la masa atómica aproximada de cada uno de las especies propuestas:

	${}_{50}^{112}\text{Sn}$	${}_{18}^{40}\text{Ar}$	${}_{52}^{122}\text{Te}$	${}_{29}^{59}\text{Cu}$	${}_{19}^{39}\text{K}$	${}_{48}^{120}\text{Cd}$
Protones	50	18	52	29	19	48
Electrones	50	18	52	29	19	48
Neutrones	62	22	70	30	20	72
Masa aprox.	112	40	122	59	39	120

- a) Falso. La especie con menor número de neutrones es ${}_{19}^{39}\text{K}$.
- b) Falso. La especie con menor masa atómica es ${}_{19}^{39}\text{K}$.
- c) **Verdadero**. La especie con menor número de electrones es ${}_{18}^{40}\text{Ar}$.
- d) Falso. La especie con mayor número de protones es ${}_{52}^{122}\text{Te}$.

La respuesta correcta es la **c**.

12.79. El electrón más energético del elemento de número atómico 20 queda definido por la notación cuántica:

- a) (4, 1, -1, $\frac{1}{2}$)
 b) (4, 0, -1, $-\frac{1}{2}$)
 c) (3, 2, -2, $\frac{1}{2}$)
 d) (4, 0, 0, $-\frac{1}{2}$)

(O.Q.L. Murcia 2003)

El elemento de $Z = 20$ tiene la siguiente estructura electrónica abreviada: [Ar] $4s^2$.

Al electrón más energético, $4s^2$, le corresponden los siguientes números cuánticos:

$n = 4$ (cuarto nivel de energía)

$l = 0$ (subnivel s)

$m = 0$ (el subnivel de energía s no se encuentra energéticamente degenerado, tiene un único orbital s)

$s = \frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **d**.

12.80. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:

- a) La energía que posee un electrón del orbital 3s es diferente de la que posee un electrón del orbital 2s.
 b) Los electrones de cada orbital tienen el mismo número cuántico de spin.
 c) Cuando todos los electrones de un átomo poseen la mínima energía que pueden tener se dice que el átomo está en su estado fundamental.
 d) En el átomo de oxígeno no existen electrones desapareados.

(O.Q.L. Murcia 2003)

a) Verdadero. De acuerdo con el diagrama de Moeller, la energía del orbital 2s es inferior a la del orbital 3s.

b) **Falso**. De acuerdo con el Principio de Exclusión de Pauli, en un mismo orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines opuestos.

c) Verdadero. Si los electrones de un átomo cumplen el *Principio Aufbau o de construcción*, integrado por:

■ Principio de Mínima Energía:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

■ Principio de Exclusión de Pauli:

"dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

■ Principio de Máxima Multiplicidad de Hund:

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

se dice que el átomo se encuentra en su estado fundamental.

d) **Falso**. La estructura electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es [He] $2s^2 2p^4$, y de acuerdo con el Principio de Máxima Multiplicidad de Hund tiene la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados.

Las respuestas correctas son la **b** y la **d**.

12.81. Los átomos que se denominan isótopos:

- a) Difieren en el número atómico pero tienen la misma masa atómica.*
- b) Difieren en la masa atómica pero tienen el mismo número atómico.*
- c) Sólo pueden obtenerse en procesos radiactivos y su existencia fue predicha por Marie Curie.*
- d) Desvían la luz polarizada en distinta dirección.*

(O.Q.L. Murcia 2004)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones) y por tanto, distinta masa atómica.

- a) Falso. De acuerdo con la definición de isótopo.
- b) **Verdadero**. De acuerdo con la definición de isótopo.
- c) Falso. De los elementos no sintéticos de la tabla periódica sólo hay 21 que no tengan isótopos naturales. Los isótopos son definidos por Frederick Soddy en 1911.
- d) Falso. La luz polarizada sólo la pueden desviar los compuestos que tienen actividad óptica.

La respuesta correcta es la **b**.

12.82. Los rayos X tienen:

- a) Longitudes de onda muy pequeñas.*
- b) Frecuencias muy pequeñas.*
- c) Energías muy pequeñas.*
- d) Longitudes de onda grandes y, por tanto, energías grandes.*

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los rayos X son radiaciones electromagnéticas de muy pequeña longitud de onda y frecuencia y energía muy grande.

La respuesta correcta es la **a**.

12.83. La configuración electrónica que utilizamos habitualmente se basa en distribuir los electrones de un átomo en distintos orbitales (s, p, d, f,..) que pertenecen a distintas capas. ¿Qué relación existe entre estos orbitales y las órbitas de Bohr?

- a) Órbitas y orbitales son básicamente lo mismo.*
- b) En ambos los electrones están girando en torno al núcleo, aunque sólo en los orbitales s las trayectorias son circulares.*
- c) La energía del orbital 1s del átomo de H coincide con la energía de la primera órbita de Bohr.*
- d) En las órbitas, los electrones pueden excitarse y pasar a otra superior, mientras que en los orbitales es imposible que ocurra este proceso.*

(O.Q.L. Murcia 2004)

- a) Falso. Las órbitas son las trayectorias descritas por los electrones alrededor del núcleo en el modelo de Bohr-Sommerfeld y los orbitales son zonas del espacio con una determinada energía en las que existe una elevada probabilidad (> 90%) de encontrar a un electrón.
- b) Falso. No tiene sentido hablar de trayectorias en el modelo de probabilidad o de orbitales.
- c) **Verdadero**. La energía del electrón en la primera órbita de Bohr y del orbital 1s para el átomo de hidrógeno coinciden y son de -13,6 eV.
- d) Falso. Un estado atómico excitado se obtiene cuando un electrón pasa a una órbita o nivel de energía superior (modelo de Bohr) o bien cuando un electrón salta a un orbital de energía superior (modelo de orbitales).

La respuesta correcta es la **c**.

12.84. Un protón y un electrón se diferencian, entre otras cosas en que:

- La carga del electrón es el doble que la del protón.
- La masa del electrón es mucho menor que la del protón.
- El color del electrón es más oscuro que el del protón.
- Los protones son diferentes en átomos diferentes, mientras que los electrones son iguales.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. El protón y el electrón tienen la misma carga, $1,6 \cdot 10^{-19}$ C, solo que la del protón es positiva y la del electrón negativa.

b) **Verdadero**. La masa del electrón es aproximadamente 1837 veces menor que la del protón:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} \cong 1837$$

c) Falso. Es absurdo hablar de colores en las partículas subatómicas.

d) Falso. Protones y electrones son partículas elementales comunes a los átomos de todos los elementos.

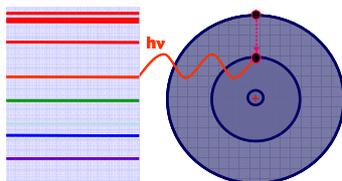
La respuesta correcta es la **b**.

12.85. El hecho de que los espectros atómicos sean un conjunto de líneas asociadas a diferentes valores de energía:

- Es consecuencia de que los átomos tengan más de un electrón.
- Es consecuencia de que los átomos tengan más de un protón.
- Es consecuencia de la cuantización de la energía del átomo.
- Está relacionado con el principio de exclusión de Pauli.

(O.Q.L. Murcia 2005)

De acuerdo con el segundo postulado de Bohr, los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición.



La energía asociada a cada uno de estos saltos cuánticos al ser analizada mediante un espectrómetro da lugar a una línea del espectro.

La respuesta correcta es la **c**.

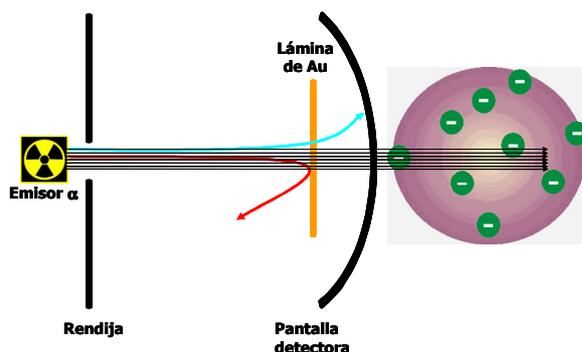
12.86. Si se lanza, contra una lámina de oro muy fina, distintos chorros de partículas α (He^{2+}) se observa que:

- La mayoría de ellas atraviesan la lámina sin que su trayectoria rectilínea se vea afectada.
- La mayoría de ellas se desvía de su trayectoria rectilínea.
- La mayoría de ellas rebota.
- En realidad, es un experimento que a nadie se le ocurriría realizar.

(O.Q.L. Murcia 2005)

En el experimento de Rutherford, realizado por Geiger y Marsden, se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de éstas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que Rutherford dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco

por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.



La respuesta correcta es la **a**.

12.87. Cuando los electrones atraviesan un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria:

- No se dispone de medios técnicos para conocer lo que sucede.*
- No sufren aceleración.*
- Se paran rápidamente.*
- Curvan su trayectoria.*

(O.Q.L. Murcia 2005)

Según experimentó Thomson con el tubo de rayos catódicos, cuando los rayos atravesaban un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria, la trayectoria de éstos se curvaba. Este hecho era prueba de que los rayos catódicos no eran partículas cargadas, ya que los campos eléctricos son capaces de desviar a las partículas cargadas, sin embargo, no ejercen ningún efecto sobre las ondas electromagnéticas.

La respuesta correcta es la **d**.

12.88. Las ondas de radio y los rayos X se propagan:

- Con una velocidad inversamente proporcional a su longitud de onda.*
- Con una velocidad inversamente proporcional a su frecuencia.*
- A la misma velocidad en el vacío.*
- Si existe un medio material a través del cual hacerlo.*

(O.Q.L. Murcia 2005)

Las ondas de radio y los rayos X son ondas electromagnéticas que se propagan con velocidad constante, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$, en el vacío y en cualquier medio material.

La respuesta correcta es la **c**.

12.89. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de H recibe radiación electromagnética:

- Puede obtenerse un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.*
- Puede producirse un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.*
- Puede producirse una disminución de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.*
- El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna forma.*

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) **Verdadero.** Si la radiación electromagnética tiene la energía suficiente, puede obtenerse un átomo excitado con un electrón en la cuarta órbita o cuarto nivel cuántico de energía.

b-c) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2h\epsilon_0} \frac{1}{n} \quad \text{donde} \quad \left\{ \begin{array}{l} m = \text{velocidad del electrón} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica del vacío} \\ h = \text{constante de Planck} \\ e = \text{carga del electrón} \\ n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots, \infty \end{array} \right.$$

donde la única variable es n , número cuántico principal = 1, 2, 3,... que determina la velocidad del electrón.

d) Falso. Según lo expresado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **a**.

12.90. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:

a) Los electrones están distribuidos en orbitales llamados s, p, d, f, etc.

b) En cada orbital puede haber un máximo de dos electrones.

c) Los electrones giran a velocidad constante.

d) Los electrones saltan de una órbita a otra sin emisión ni absorción de energía.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. El modelo de Bohr no habla para nada de orbitales.

b) Falso. Se trata del Principio de Exclusión de Pauli.

c) **Verdadero**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2h\epsilon_0} \frac{1}{n}$$

donde la única variable es n , número cuántico principal = 1, 2, 3,... que determina la velocidad del electrón en esa órbita.

d) Falso. Contradice el segundo postulado de Bohr que dice que *los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición.*

La respuesta correcta es la **c**.

*12.91. Sólo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos (n , l y m_l) corresponden a un orbital **d**:*

a) (3, 1, -1)

b) (4, 1, 0)

c) (4, 2, 3)

d) (3, 2, 1)

(O.Q.L. Murcia 2006)

Los orbitales d se caracterizan por que el número cuántico secundario, $l = 2$.

Los valores que puede tomar el número cuántico secundario son 0, 1, 2, ..., ($n - 1$).

Hay dos ternas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico secundario l . Una de ellas es (4, 2, 3) que sería incorrecta, ya que si $l = 2$, el número cuántico magnético m sólo puede valer -2, -1, 0, 1 y 2. La única combinación que corresponde al un orbital d es (3, 2, 1).

La respuesta correcta es la **d**.

12.92. La constante de Planck relaciona:

- El diámetro de la órbita del electrón con su periodo.
- La energía con la frecuencia de una radiación.
- La electronegatividad con el radio iónico.
- La longitud de onda con la frecuencia de una radiación.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con la hipótesis propuesta por Planck, la energía absorbida o liberada por un cuerpo sólo puede hacerse forma de radiación electromagnética, en cantidades discretas denominadas cuantos de energía cuyo valor se calcula mediante la expresión:

$$E = h \cdot \nu \quad \text{siendo} \quad \begin{cases} h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia de la radiación electromagnética} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **d**.

12.93. El modelo atómico de Bohr:

- Justifica la fórmula de Balmer para el espectro del hidrógeno.
- Indica que cuando $n = 2$ se pueden encontrar orbitales s y p .
- Explica que en el orbital $3s$ del K los electrones giran alrededor del núcleo.
- Se desarrolla enteramente dentro de la mecánica clásica.

(O.Q.L. Murcia 2006)

a) **Verdadero**. El modelo atómico propuesto por Bohr permite obtener la ecuación con la que se calcula la longitud de onda correspondiente a las líneas del espectro del hidrógeno:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{donde} \quad \begin{cases} R_H = \text{constante de Rydberg} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \\ n_1 = 2 \text{ para la serie de Balmer} \end{cases}$$

Los resultados obtenidos con esta ecuación son concordantes con los obtenidos por Balmer con su ecuación:

$$\lambda = \frac{3645,6}{n^2 - 4} \quad \text{siendo } n \geq 3.$$

b-c) Falso. En el modelo de Bohr no se habla para nada de orbitales.

d) Falso. El modelo de Bohr se basa en la mecánica cuántica de Planck y la constante de Planck aparece en todas las ecuaciones de dicho modelo.

La respuesta correcta es la **a**.

12.94. Puede decirse que:

- Dos iones de carga $+1$ de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.
- 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.
- Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.
- Los isótopos 23 y 24 del sodio se diferencian en el número de protones que poseen.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

a) **Verdadero.** El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa (valencia) de un átomo. Los iones $^{23}\text{Na}^+$ y $^{24}\text{Na}^+$ sólo se diferencian en el número de neutrones ($23 - 11$) = 12 el primero, y ($24 - 11$) = 13 el segundo.

b) Falso. El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa (valencia) de un átomo.

La estructura electrónica abreviada de cada ion es:



Como se observa ambos tienen diferente número de electrones de valencia, por tanto, diferente comportamiento químico.

c) Falso. Los isótopos ^{16}O y ^{18}O tienen el mismo número de electrones ya que tienen el mismo número atómico ($Z = 8$). Sin embargo, poseen diferente número de neutrones ($16 - 8$) = 8 el primero, y ($18 - 8$) = 10 el segundo.

d) Falso. Los isótopos ^{23}Na y ^{24}Na tienen el mismo número de protones ya que tienen el mismo número atómico ($Z = 11$).

La respuesta correcta es la **a**.

12.95. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr:

a) La distancia del núcleo al orbital aumenta con el valor de n .

b) La velocidad del electrón disminuye cuando aumenta el valor de n .

c) El momento angular del electrón = $n\pi/2h$.

d) Todas son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) **Verdadero.** De acuerdo con el modelo de Bohr, la ecuación que permite calcular el radio de la órbita, no del orbital, es:

$$r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} n^2 \quad \text{donde} \quad \left\{ \begin{array}{l} m = \text{masa del electrón} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica del vacío} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ e = \text{carga del electrón} \\ n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots, \infty \end{array} \right.$$

donde la única variable es n , número cuántico principal = 1, 2, 3,... que determina el radio de la órbita del electrón. El radio aumenta al aumentar n .

b) **Verdadero.** La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2h \epsilon_0} \frac{1}{n} \quad \text{donde} \quad \left\{ \begin{array}{l} v = \text{velocidad del electrón} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica del vacío} \\ h = \text{constante de Planck} \\ e = \text{carga del electrón} \\ n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots, \infty \end{array} \right.$$

donde la única variable es n , número cuántico principal = 1, 2, 3,... que determina la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n .

c) Falso. El primer postulado de Bohr establece que "los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, sólo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización"

$$m \cdot v \cdot r = n \frac{h}{2\pi} \quad \text{donde}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots, \infty \end{array} \right.$$

La condición de cuantización es que el momento angular $mvr = nh/2\pi$.

Las respuestas correctas son la **a** y **b**.

12.96. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de valores de los números cuánticos n , l y m_l no corresponden a un orbital?

	n	l	m_l
a)	2	1	0
b)	2	2	1
c)	3	1	-1
d)	1	0	0

(O.Q.L. Baleares 2003)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$s = \pm 1/2$$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l sólo puede ser 0 y 1.

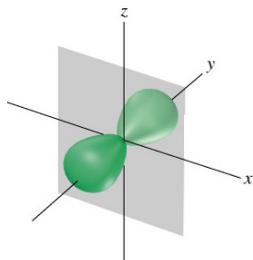
La respuesta correcta es la **b**.

12.97. Sobre la forma y el tamaño de los orbitales se puede afirmar que:

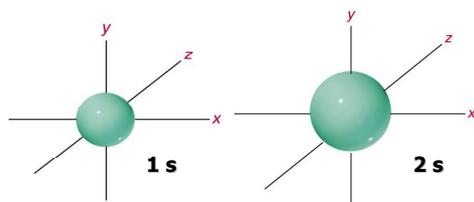
- Los orbitales p tienen simetría esférica.
- Los orbitales p tienen forma de tetraedro regular.
- Los orbitales aumentan de volumen al aumentar el nivel de energía.
- Los orbitales sp^2 están dirigidos según los vértices de un tetraedro.

(O.Q.L. Baleares 2003)

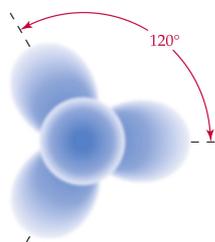
a-b) Falso. Los orbitales p tienen forma lobular. Por ejemplo, el orbital atómico p_y tiene la forma:



c) **Verdadero**. El tamaño del orbital aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal n . Así para los orbitales s :



d) La hibridación sp^2 es trigonal, por tanto, los orbitales híbridos sp^2 están dirigidos hacia los vértices de un triángulo.



La respuesta correcta es la **c**.

12.98. Considerando el átomo de rubidio en su estado fundamental de energía, ¿cuántos electrones tienen el número cuántico $m = 0$?

- a) 5
- b) 17
- c) 11
- d) Todos

(O.Q.L. Baleares 2004)

El rubidio es un elemento que se encuentra situado en el grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico, por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$.

En cada subnivel hay por lo menos un orbital al que le corresponde el valor del número cuántico $m = 0$ y en cada orbital dos electrones, excepto en el último que sólo hay uno. Como hay 9 orbitales, uno de ellos incompleto, el número de electrones con el número cuántico $m = 0$ es 17.

La respuesta correcta es la **b**.

12.99. De un átomo con la siguiente configuración electrónica:

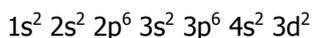


se puede afirmar que:

- a) Se encuentra en su estado fundamental de energía.
- b) Si un electrón $5s$ pasa a un nivel de energía inferior se producirá una línea de su espectro de emisión.
- c) Si un electrón $4s$ pasa a un nivel de energía superior se producirá una línea de su espectro de emisión.
- d) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. Baleares 2005)

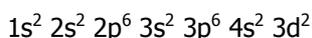
a) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que los electrones del subnivel $5s$ deberían estar situados en el $3d$ y la estructura electrónica en el estado fundamental sería:



b) **Verdadero**. Cuando un electrón situado en el subnivel $5s$ cae a subnivel de energía inferior, emite la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

c) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel $4s$ sube a subnivel de energía superior, debe absorber la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

d) Falso. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental:



Por tanto, pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) y grupo 4 (sumando los superíndices de los subniveles $4s$ y $3d$) del sistema periódico.

Los elementos alcalinotérreos están incluidos en el grupo 2 y tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental ns^2 .

La respuesta correcta es la **b**.

12.100. De las siguientes configuraciones electrónicas, indica las que corresponden a estados excitados:



a) 4, 6

b) 4, 5, 6

c) 2, 4, 5, 6

d) 2, 4

(O.Q.L. Baleares 2006)

1) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

2) La estructura $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel $3s$ debería haberse completado el $2p$.

3) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

4) La estructura $1s^2 3d^3$ corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel $3d$ debería haberse completado el $2s$ y comenzado a llenarse el $2p$.

5) La estructura $1s^2 2s^2 3p^7$ corresponde a un estado prohibido, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel $2p$ y no el $3p$ y además en este subnivel sólo caben seis electrones y no siete.

6) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$ corresponde a un estado prohibido, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel $3s$ y no el $2d$ que no existe.

La respuesta correcta es la **d**.

12.101. Bohr, en su modelo atómico, establece que:

a) Un átomo emite una radiación cuando está en un estado estacionario.

b) Un átomo emite un electrón cuando experimenta una transición a un estado fundamental.

c) Nada más se emite una radiación cuando el átomo experimenta una transición de un estado estacionario a otro de mayor energía.

d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006)

a) Falso. Un átomo cuando está en un estado estacionario no emite ni absorbe energía, sólo lo hace cuando pasa de un estado estacionario a otro distinto.

b) Falso. Un átomo cuando pasa de un estado estacionario a su estado fundamental o de mínima energía, emite la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.

c) Falso. Si un átomo cuando pasa de un estado estacionario a otro estado estacionario de mayor energía, absorbe la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.

La respuesta correcta es la **d**.

12.102. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) Pauling elaboró una escala de electronegatividades.
- b) Con la ley de Hess se pueden calcular los radios atómicos.
- c) Con el modelo atómico de Bohr se puede interpretar la estructura electrónica de cualquier átomo.
- d) Planck interpretó por primera vez el espectro del hidrógeno.

(O.Q.L. Baleares 2006)

a) **Verdadero**. La escala de electronegatividades más ampliamente utilizada fue elaborada por Pauling a partir de medidas de energías de enlace y relacionando éstas con la diferencia de electronegatividad existente entre los dos elementos enlazados. Su escala es relativa al elemento flúor al que asigna un valor máximo de 3,98.

b) Falso. Los radios se pueden calcular a partir de medidas con espectrometría de RX. Una aplicación de la ley de Hess es el ciclo de Born-Haber con el que se pueden calcular energías reticulares o bien afinidades electrónicas.

c) Falso. El modelo atómico propuesto por Bohr sólo es aplicable al hidrógeno y átomos hidrogenoides.

d) Falso. Planck propuso la teoría cuántica que proponía la discontinuidad de la energía radiada por los átomos.

La respuesta correcta es la **a**.

12.103. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en un estado excitado?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

b) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

c) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$ corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel 3p debería haber comenzado a llenarse el 3s.

d) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

La respuesta correcta es la **c**.

12.104. La función de onda $\psi(2, 2, 0)$ representa:

- 1) El orbital 2p
- 2) El orbital 3p
- 3) El orbital 2d
- 4) No representa ningún orbital.

Señale cuál de las siguientes propuestas es correcta:

- a) Sólo la 3 es falsa.
- b) Sólo la 4 es cierta.
- c) Sólo la 2 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Si $n = 2$, el valor de l sólo puede ser 0 y 1, por tanto, la función de onda propuesta no corresponde a ningún orbital atómico.

La respuesta correcta es la **b**.

12.105. Del siguiente grupo de números cuánticos, ¿cuál o cuáles son falsos?

- 1) (2, 1, 0, $\frac{1}{2}$)
- 2) (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$)
- 3) (2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$)
- 4) (2, 2, 1, $\frac{1}{2}$)

- a) Sólo 1 y 4.
- b) Sólo 2 y 3.
- c) Sólo 4.
- d) Ninguna es falso.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \\ m = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad s = \pm \frac{1}{2}$$

1-2-3) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l sólo puede ser 0 y 1.

La respuesta correcta es la **c**.

12.106. Indique cuáles de las siguientes proposiciones para el oxígeno ($Z = 8$) son ciertas:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ es un estado prohibido.
- 2) $1s^2 2s^2 2p^5$ es un estado prohibido.
- 3) $1s^2 2s^2 2p^4$ es un estado excitado.
- 4) $1s^2 2s^2 2p^4$ es un estado fundamental.

- a) 1 y 2 son ciertas.
- b) Sólo 3 es falsa.
- c) Sólo 1 y 3 son falsas.
- d) Sólo 4 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

1) Falso. La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

- 2) Falso. La estructura $1s^2 2s^2 2p^5$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.
- 3) Falso. La estructura $1s^2 2s^2 2p^4$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.
- 4) **Verdadero**. La estructura $1s^2 2s^2 2p^4$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el Principio de Mínima Energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

La respuesta correcta es la **d**.

12.107. El ion más estable que forma el sodio es isoelectrónico con:

- a) El átomo de magnesio.
b) El ion más estable del flúor.
c) El átomo de neón.
d) El átomo de sodio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El sodio es un elemento del grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Si pierde un electrón, el más externo, queda con una estructura muy estable, de gas inerte, $1s^2 2s^2 2p^6$.

- a) Falso. El magnesio es un elemento del grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$.
- b) **Verdadero**. El flúor es un elemento del grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Si gana un electrón queda con una estructura muy estable, de gas inerte, $1s^2 2s^2 2p^6$.
- c) **Verdadero**. El neón es un elemento del grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- d) Falso. Las estructuras electrónicas del sodio y de su ion más estable son diferentes ya que no poseen el mismo número de electrones.

Las respuestas correctas son la **c** y **d**.

12.108. Un orbital atómico es:

- a) Una función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
b) Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
c) Una circunferencia o una elipse dependiendo del tipo de electrón.
d) Útil para calcular la energía de una reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda, Ψ .

La respuesta correcta es la **a**.

12.109.Cuál de las siguientes respuestas define correctamente la idea de "degeneración energética orbital":

- a) Orbitales de la misma simetría.
b) Orbitales de la misma energía.
c) Orbitales con el mismo número cuántico l .
d) Orbitales con la misma orientación en el espacio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

La degeneración energética de orbitales se refiere a orbitales con idéntico valor de la energía. El número cuántico magnético, m , hace referencia a esta degeneración.

El número de orbitales degenerados que hay en cada subnivel de energía viene dado por el número de valores del número cuántico magnético, m , que su vez depende del valor del número cuántico secundario, l .

$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad \text{es decir,} \quad (2l + 1) \text{ orbitales degenerados.}$$

La respuesta correcta es la **b**.

12.110. Suponer dos átomos de hidrógeno, el electrón del primero está en la órbita de Bohr $n = 1$ y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr $n = 3$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) El electrón en $n = 1$ representa el estado fundamental.*
- b) El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ tiene mayor energía cinética.*
- c) El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ tiene mayor energía potencial.*
- d) El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ es un estado excitado.*
- e) La energía total del electrón situado en $n = 3$ es superior a la energía del electrón en $n = 1$.*

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. Si el electrón se encuentra en el nivel de energía más bajo, $n = 1$, se encuentra en su estado fundamental.

b) **Falso**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2h\epsilon_0} \frac{1}{n} \quad \text{donde} \quad \left\{ \begin{array}{l} v = \text{velocidad del electrón} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica del vacío} \\ h = \text{constante de Planck} \\ e = \text{carga del electrón} \\ n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots, \infty \end{array} \right.$$

donde la única variable es n , número cuántico principal = 1, 2, 3,... que determina la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n . Por tanto la energía cinética en el nivel $n = 3$ es menor que en el nivel $n = 1$.

c) Verdadero. La energía potencial de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$E_p = -\frac{m e^4}{4 h^2 \epsilon_0^2} \frac{1}{n^2} \quad \text{donde} \quad \left\{ \begin{array}{l} m = \text{masa del electrón} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica del vacío} \\ h = \text{constante de Planck} \\ e = \text{carga del electrón} \\ n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots, \infty \end{array} \right.$$

donde la única variable es n , número cuántico principal = 1, 2, 3,... que determina la energía potencial del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar n . Por tanto la energía cinética en el nivel $n = 3$ es mayor que en el nivel $n = 1$.

d) Verdadero. Si el electrón del átomo de hidrógeno se encuentra en el nivel de energía $n = 3$, se encuentra en un estado excitado.

e) Verdadero. La energía total de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$E_p = - \frac{m e^4}{8 h^2 \epsilon_0^2} \frac{1}{n^2} \quad \text{donde} \quad \left\{ \begin{array}{l} m = \text{masa del electrón} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica del vacío} \\ h = \text{constante de Planck} \\ e = \text{carga del electrón} \\ n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots, \infty \end{array} \right.$$

donde la única variable es n , número cuántico principal = 1, 2, 3,... que determina la energía del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar n . Por tanto la energía en el nivel $n = 3$ es mayor que en el nivel $n = 1$.

La respuesta correcta es la **b**.

12.111. Se dice que dos átomos son isótopos entre sí cuando tienen:

- a) Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.*
- b) Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.*
- c) Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.*
- d) Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.*

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z) por lo que tienen idéntica estructura electrónica.

b) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z) por lo que tienen idéntico número de protones.

c) **Verdadero**. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z y diferente A) por lo que tienen diferente número de neutrones.

d) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z y diferente A) por lo que tienen diferente composición del núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

12.112. Los diferentes isótopos de un elemento químico dado se caracterizan por

- a) Las mismas propiedades químicas, las mismas masas.*
- b) Las mismas propiedades químicas, las masas diferentes.*
- c) Las propiedades químicas diferentes, las masas diferentes.*
- d) Las propiedades químicas diferentes, las mismas masas.*
- e) Las propiedades físicas diferentes, las mismas masas.*

(O.Q.L. Extremadura 2005)

a) Falso. Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.

b) **Verdadero**. Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.

c) Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.

d) Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.

e) Falso. La masa es una propiedad física, por lo tanto, la propuesta es una contradicción.

La respuesta correcta es la **b**.