

Estructura atómica de la materia

PRESENTACIÓN

- Este tema es muy conocido entre los alumnos, ya que vienen estudiándolo desde 2.º curso de ESO, pero aun así sigue siendo uno de los más difíciles de comprender, por la gran capacidad de abstracción necesaria para entender cómo está formado el interior del átomo. Su estudio en este curso sirve de refuerzo final para sentar la base más teórica de la química y poder aplicarla en estudios superiores, tanto del ámbito de las ingenierías como de las ciencias.
- Resulta especialmente importante hacer hincapié en la diferencia entre átomos que son isótopos, iones (o ambas cosas a la vez) de otro átomo tomado como referencia. Los alumnos se confunden mucho y es fácil de solucionar si manejan con soltura las configuraciones atómica y electrónica de cada átomo, expresada en su notación química. También hay que destacar el empleo adecuado de la calculadora y de los cambios de unidades en las relaciones de energía, longitud de onda y frecuencia para una radiación. Por último, hacer referencia al uso de las condiciones matemáticas para asignar los números cuánticos a un electrón de la corteza atómica.

OBJETIVOS

- Distinguir y comprender los hechos experimentales que llevaron al descubrimiento de las partículas subatómicas (electrón, protón y neutrón) y a la formulación de los modelos atómicos.
- Diferenciar una estructura atómica de una estructura electrónica para un mismo átomo y su relación con los iones o isótopos existentes para un determinado elemento químico.
- Comparar los modelos atómicos clásicos de Rutherford-Bohr con el actual de Schrödinger-Heisenberg.
- Saber la diferencia entre los conceptos de órbita electrónica y orbital atómico.
- Conocer el fundamento de los espectros atómicos y la información que proporcionan sobre la materia.
- Comprender qué es un salto entre niveles energéticos y calcular los parámetros de la radiación asociada.
- Obtener los números cuánticos que describen la situación de los electrones en un átomo y comprender su significado.
- Conocer los principios que rigen el llenado de orbitales atómicos (Aufbau, Pauli y Hund).

CONTENIDOS

Conceptos

- Magnitudes atómicas. $N.$ º atómico y $n.$ º másico. Iones e isótopos.
- Historia de los modelos atómicos.
- Orígenes de la teoría cuántica. Radiación del cuerpo negro. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos.
- El modelo atómico de Bohr. Modificaciones al modelo de Bohr. Modelo de Bohr-Sommerfeld. Efecto Zeeman. Espín electrónico.
- Mecánica cuántica. Dualidad onda-corpúsculo. Principio de incertidumbre. Orbitales atómicos y números cuánticos.
- Configuración electrónica. Energía de los orbitales. Proceso Aufbau. Configuración electrónica de los iones.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Determinación de la configuración atómica de un elemento o ion a partir de su notación química.
- Cálculo de la masa relativa de un elemento a partir de las masas de sus isótopos y su abundancia.
- Cálculo de parámetros (E , λ y ν) asociados a una radiación electromagnética.
- Situación de una radiación en su correspondiente lugar del espectro electromagnético.
- Cálculo de energías de transición entre niveles energéticos según el modelo de Bohr.
- Cálculo de la energía necesaria para arrancar un electrón en un metal según el efecto fotoeléctrico.
- Asignación de números cuánticos al electrón en los orbitales a partir del modelo mecano-cuántico.

- Determinación de los posibles valores de los números cuánticos para el electrón dentro de un átomo.
- Establecimiento de configuraciones electrónicas de átomos e iones en estado fundamental.
- Observación del espectro de algunos elementos.

Actitudes

- Valoración de los avances en la química atómica durante el siglo XX.
- Reflexión sobre el carácter dinámico de la ciencia a través de la evolución de los modelos atómicos.
- Valoración de la repercusión en la vida cotidiana de los descubrimientos y dispositivos relacionados con la investigación atómica (tubos de televisión, fluorescentes, rayos X, radiactividad, etc.).

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación para la paz

Hacer referencia a la historia del atomismo, desde la parte más teórica a la más aplicada en forma de energía nuclear, que puede ser utilizada para proporcionar energía a la humanidad a través de las centrales nucleares o para producir bombas atómicas o termonucleares. Es importante destacar que científicos destacados como Bohr recibieron el premio Átomos para la paz por oponerse al uso bélico de la energía atómica.

2. Educación para la salud

Es muy importante que los alumnos analicen las posibles consecuencias de estar constantemente sometidos a tanta radiación electromagnética (móviles, arcos de seguridad, torres de alta tensión...), incluso cuando no sea ionizante y en principio no suponga un peligro inmediato para la salud.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Describir y valorar de forma crítica cómo los hechos experimentales justifican la evolución en el planteamiento de los diferentes modelos atómicos.
2. Obtener las configuraciones atómica y electrónica de un átomo o ion a partir de Z .
3. Explicar las diferencias entre átomos isótopos o iones utilizando la cantidad de partículas subatómicas.
4. Señalar diferencias entre modelos atómicos clásicos y el modelo mecano-cuántico.
5. Explicar la diferencia entre el concepto de órbita electrónica y orbital atómico.
6. Explicar el fundamento y la diferencia entre espectros atómicos de absorción y emisión.
7. Calcular E , λ y ν asociadas a un salto electrónico y relacionarlo con una región del espectro.
8. Comprender el concepto de número cuántico y aplicarlo para conocer el estado energético del electrón.
9. Escribir correctamente la configuración electrónica de una especie química.

Estructura atómica de la materia

1. Indica el número de protones, electrones y neutrones en $^{138}_{56}\text{Ba}$.

Al ser eléctricamente neutra, la especie presenta 56 protones, 56 electrones y 82 neutrones.

2. Escribe un símbolo adecuado para la especie con 53 protones, 54 electrones y 78 neutrones.

Al presentar un exceso en un electrón, será una especie cargada negativamente; su símbolo será: $^{131}_{53}\text{X}^-$.

El elemento con número atómico 53 es el yodo; luego el símbolo será: $^{131}_{53}\text{I}^-$.

3. Un ion negativo tiene carga -3 , siendo su número total de electrones 36, y su número másico, 75. Calcula su número de protones y de neutrones.

Al tener carga iónica -3 , habrá ganado 3 electrones. El número de electrones en la especie neutra será, por tanto, 33, que coincidirá con el número de protones.

Se tratará del arsénico: $^{75}_{33}\text{As}^{3-}$.

El número de neutrones será:

$$N = A - Z \rightarrow N = 75 - 33 = 42$$

4. El litio de masa atómica 6,941 u posee dos isótopos naturales, litio-6 y litio-7, con masas atómicas 6,01513 y 7,01601 u, respectivamente. ¿Cuál de ellos tiene mayor abundancia natural?

A simple vista podemos comprobar que el valor de la masa atómica, 6,941 u, está más cercano al valor del isótopo litio-7, y que este será el que se encuentre en mayor abundancia. Para comprobarlo aplicamos la fórmula de la media ponderal, teniendo en cuenta que si el isótopo litio-7 tiene una abundancia $\%_1$; el otro tendrá una abundancia $100 - \%_1$.

$$\begin{aligned} \text{masa atómica} &= \left(\frac{\text{abundancia isótopo 1 (\%)}}{100} \cdot \text{masa del isótopo 1} \right) + \\ &+ \left(\frac{\text{abundancia isótopo 2 (\%)}}{100} \cdot \text{masa del isótopo 2} \right) \\ 6,941 &= \left(\frac{\%_1}{100} \cdot 7,01601 \right) + \left(\frac{100 - \%_1}{100} \cdot 6,01513 \right) \end{aligned}$$

Calculamos y obtenemos; $\%_1 = 92,51\%$, lo que confirma que el isótopo más abundante es el litio-7.

5. Conteste breve y razonadamente las siguientes preguntas:
- ¿Cómo llegó Rutherford a la conclusión de que toda la masa de un átomo estaba en el centro del mismo?
 - ¿Cómo se descubrieron los neutrones?
 - ¿Cómo se distribuyen los electrones en el modelo de Thomson?
 - ¿Por qué es tan importante la existencia de neutrones en el núcleo atómico?

(C. Madrid, 1998)

- Mediante el experimento de la lámina de oro. Al bombardear dicha lámina con partículas alfa, la mayoría pasaba sin ningún problema, indicando que la mayor parte del átomo estaba vacío. Por otro lado, que alguna de las partículas rebotara indicaba la presencia en el átomo de una zona muy pequeña donde se encontraba la mayor parte de la masa del átomo y la carga positiva.
- Fueron descubiertos por E. Chadwick en 1932, tras detectar su presencia en una serie de radiaciones que eran emitidas tras bombardear berilio con partículas alfa.
- En el modelo de Thomson los electrones se encuentran embebidos dentro de la masa positiva.
- Los neutrones son importantes porque ayudan a compensar las repulsiones que se producirían entre los protones dentro del núcleo.

6. La radiación de longitud de onda 242,4 nm es la longitud de onda más larga que produce la fotodisociación del O_2 . ¿Cuál es la energía del fotón? ¿Y la de un mol de fotones?

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$.

La energía de un fotón viene determinada por la ecuación de Planck.

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

Sustituimos los datos:

$$E = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{242,4 \cdot 10^{-9} \text{ m}}$$

$$E = 8,196 \cdot 10^{-19} \text{ J/fotón}$$

Para calcular la energía de 1 mol de fotones utilizamos el número de Avogadro.

$$E = 8,196 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{fotón}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotón}}{1 \text{ mol}}$$

$$E = 4,936 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

7. **Determina la energía cinética y la velocidad de los electrones arrancados de un metal cuando sobre él incide luz de frecuencia 1000 Hz. La frecuencia umbral del metal es de 500 Hz.**

Datos: $h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

Calculamos la energía cinética de los electrones arrancados con la fórmula:

$$E_c = E - E_0 = h\nu - h\nu_0 = h \cdot (\nu - \nu_0)$$

Sustituimos los datos:

$$E_c = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot (1000 - 500) \text{ Hz} \rightarrow E_c = 3,3 \cdot 10^{-31} \text{ J}$$

De la expresión de la energía cinética obtenemos la velocidad de salida:

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 \rightarrow v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 3,3 \cdot 10^{-31}}{9,11 \cdot 10^{-31}}} \rightarrow v = 0,85 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

8. **La lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color ligeramente azul-verdoso. Estos colores proceden de radiaciones de longitudes de onda 4348 Å (azul) y 5461 Å (verde).**

Calcula la energía de un fotón de cada una de estas radiaciones.

Datos: $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

Calculamos las energías de un fotón de las radiaciones de color verde y azul a través de la expresión de Planck.

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

Sustituimos los datos para ambos casos:

$$E_{\text{azul}} = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{4348 \cdot 10^{-10} \text{ m}}$$

$$E_{\text{azul}} = 4,57 \cdot 10^{-19} \text{ J/fotón}$$

$$E_{\text{verde}} = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{5461 \cdot 10^{-10} \text{ m}}$$

$$E_{\text{verde}} = 3,64 \cdot 10^{-19} \text{ J/fotón}$$

Lógicamente la radiación de mayor longitud de onda presenta menor energía, ya que ambas magnitudes son inversamente proporcionales.

9. **En el espectro del hidrógeno se detecta una línea a 1880 nm. ¿Es una línea de la serie de Balmer? Justifícalo.**

Aplicando la ecuación de Rydberg:

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

y teniendo en cuenta que para ser una línea de la serie de Balmer, $n_1 = 2$, sustituimos los datos:

$$\frac{1}{1880 \cdot 10^{-9}} = 1,097 \cdot 10^7 \cdot \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Obtenemos un valor de $n_2 = 2,2$.

Se trata de un valor no entero y, además, coincide prácticamente con el valor de n_1 ; por tanto, podemos concluir que no se trata de una línea de la serie de Balmer.

- 10. El R28 de Fernando Alonso, incluido el piloto, tiene una masa de 605 kg. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a él si en una recta del circuito de Monza adquirió una velocidad de 320 km/h?**

Dato: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

En primer lugar expresamos el valor de la velocidad en unidades del SI:

$$v = 320 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{\cancel{\text{km}}} \cdot \frac{\cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} = 88,9 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Sustituimos los datos en la ecuación de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-1}}{605 \text{ kg} \cdot 88,9 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} \rightarrow \lambda = 1,23 \cdot 10^{-38} \text{ m}$$

- 11. ¿A qué velocidad debe acelerarse un haz de protones para poseer una longitud de onda de De Broglie de 20,0 pm?**

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Tenemos en cuenta que:

$$\lambda = 20,0 \cancel{\text{pm}} \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10^{12} \cancel{\text{pm}}} = 20 \cdot 10^{-12} \text{ m}$$

y que:

$$m_{\text{protón}} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Despejamos la velocidad de la ecuación de De Broglie y sustituimos los datos:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \rightarrow v = \frac{h}{m \cdot \lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 20 \cdot 10^{-12} \text{ m}}$$

$$v = 1,98 \cdot 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

12. **Conteste breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes:**
- ¿Qué son los modelos atómicos y qué utilidad tienen?**
 - Cita dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón.**
 - La distribución de todas las partículas que forman parte de los átomos está descrita por los modelos atómicos que ha citado en el apartado b).**
 - Explique si hay diferencia entre órbita y orbital.**

(C. Madrid, 2002)

- Los modelos atómicos son explicaciones teóricas sobre la estructura interna de los átomos que nos ayudan a comprender el comportamiento de los átomos, su reactividad y sus propiedades.
- El primer modelo que explicó la situación energética del electrón fue el modelo atómico de Bohr; los siguientes modelos: Bohr-Sommerfeld y Schrödinger, también explican la energía del electrón dentro del átomo.
- Sí, en todos los modelos citados se sitúa a protones y neutrones dentro del núcleo atómico y a los electrones girando en órbitas, en los modelos de Bohr y Bohr-Sommerfeld y en orbitales, en el modelo de Schrödinger.
- La diferencia radica en que la posición de los electrones en una órbita está definida perfectamente, mientras que un orbital se define como una zona de máxima probabilidad de encontrar al electrón y no se define su posición con exactitud.

13. **Dados los siguientes grupos de valores de números cuánticos, indicar cuáles son posibles y cuáles no:**

- | | |
|---------------------|---------------------|
| a) (3, 2, -2, +1/2) | c) (2, 2, -1, -1/2) |
| b) (4, 0, 1, +1/2) | d) (2, -1, 0, 0) |

- Sí es posible.
- No es posible, ya que al ser $l = 0$, m_l solo puede ser 0.
- No es posible, ya que si $n = 2$, $l = 0, 1$.
- No es posible; ya que l ha de tener un valor positivo y, además, $m_s = -1/2, +1/2$.

14. **Indica los valores posibles de los números cuánticos n , l , m_l y m_s para un electrón situado en un orbital 4f.**

(Castilla-La Mancha, 2002)

Para un orbital 4f, $n = 4$; al tratarse de un orbital tipo f, $l = 3$, y por tanto: $m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ y $m_s = -1/2, +1/2$.

15. **¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que el ion Na^+ ? (Na , $Z = 11$).**

(Castilla y León, 2006)

La configuración electrónica del catión Na^+ , que posee 10 electrones, será: $1s^2 2s^2 2p^6$. El elemento neutro con la misma configuración que él será aquel con número atómico $Z = 10$, y este elemento es el neón.

16. **Enuncia el principio de máxima multiplicidad de Hund y explícalo con algún ejemplo.**

(Aragón, 2004)

Este principio nos dice:

«Los electrones que entran en orbitales degenerados lo hacen ocupando el mayor número posible de ellos, de tal forma que los electrones se coloquen lo más desapareados posible, mientras puedan».

Por ejemplo, en el caso del carbono, con $Z = 6$, los electrones se situarán: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$; así ocupan los dos orbitales p y están lo más desapareados posible.

17. **Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: a) $1s^2 2s^2 2p^4$; b) $1s^2 2s^3$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; d) $1s^2 2p^7$. Indica las que no son posibles y por qué.**

La configuración b) no es posible, dado que hay tres electrones en el orbital 2s, lo que incumple el principio de exclusión de Pauli, que nos dice que no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

La d) tampoco es posible, ya que hay siete electrones en los orbitales 2p, lo que incumple de nuevo el principio de exclusión de Pauli.

18. **Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de: nitrógeno, argón, magnesio, hierro, ion hierro (II) e ion hierro (III). Indica e identifica los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones anteriores.**

N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. El nitrógeno presenta tres electrones desapareados en los orbitales 2p.

Ar ($Z = 18$): $1s^2 s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. El argón no presenta ningún electrón desapareado.

Mg ($Z = 12$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. El magnesio no presenta ningún electrón desapareado.

Estructura atómica de la materia

Fe ($Z = 26$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Los electrones d se dispondrán de la siguiente manera:



Como se puede observar, el hierro presenta cuatro electrones desapareados.

Fe^{2+} . El catión hierro 2+ habrá perdido los dos electrones más externos, en este caso los del orbital 4s, quedando su configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$. Al igual que en el caso del átomo neutro, también presenta cuatro electrones desapareados.

Fe^{3+} . El catión hierro 3+ ha perdido los tres electrones más externos quedando su configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$. La disposición de los electrones d será:



En este caso habrá cinco electrones desapareados, y los orbitales d aparecen semillenos, lo que le conferirá una estabilidad adicional.

- 19. Enuncia el principio de exclusión de Pauli. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en los orbitales 3d?, ¿y en los 5p? Razona la respuesta.**

El principio de exclusión de Pauli nos dice:

«Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales».

Por tanto, en un mismo subnivel, con un mismo valor de m , no puede haber más de dos electrones y estos no pueden tener el mismo valor en los cuatro números cuánticos, diferenciándose al menos, en el valor de m_s .

Así, si en cada uno de los cinco orbitales 3d que existen no puede haber más de dos electrones, el total de electrones en los orbitales 3d será de 10. Para los tres orbitales 5p, el razonamiento será análogo, por lo que el número máximo de electrones en estos orbitales será de 6.

- 20. Determina el número de protones, neutrones y electrones en el ion $^{228}\text{Ra}^{2+}$.**

El radio tiene de número atómico $Z = 88$, luego tendrá 88 protones.

Al ser su carga +2, habrá perdido dos electrones, por tanto, tendrá 86.

El número de neutrones será: $N = A - Z = 228 - 88 = 140$.

- 21. ¿Cuál de las siguientes especies: $^{24}\text{Mg}^{2+}$, ^{47}Cr , $^{60}\text{Co}^{3+}$, $^{35}\text{Cl}^-$, $^{120}\text{Sn}^{2+}$, ^{225}Th y ^{90}Sr ...**

- ... tiene igual número de protones que de neutrones?
- ... tiene igual número de neutrones y electrones?
- ... tiene un número de neutrones igual al número de protones más la mitad del número de electrones?

Primero elaboramos una tabla con los datos de todas las especies:

Especie	Z	Protones	Neutrones	Electrones
$^{24}\text{Mg}^{2+}$	12	12	12	10
^{47}Cr	24	24	23	24
$^{60}\text{Co}^{3+}$	27	27	33	24
$^{35}\text{Cl}^{-}$	17	17	18	18
$^{120}\text{Sn}^{2+}$	50	50	70	48
^{225}Th	90	90	135	90
^{90}Sr	38	38	52	38

- a) Al revisar la tabla, vemos que la especie que cumple este requisito es: $^{24}\text{Mg}^{2+}$.
- b) Tras observar la tabla, la especie que cumple este requisito es: $^{35}\text{Cl}^{-}$.
- c) En este caso, tras hacer los cálculos apropiados, vemos que la especie que cumple este requisito es: ^{225}Th .

- 22. El cromo tiene cuatro isótopos naturales. Sus masas y porcentajes de abundancia natural son 49,9461 u, 4,35%; 51,9405 u, 83,79%; 52,9407, 9,50%, y 53,9389 u, 2,36%. Calcula la masa atómica media ponderada del cromo.**

Utilizamos la fórmula de la media ponderal y sustituimos los datos:

$$\text{masa atómica} = \left(\frac{\text{abundancia isótopo 1 (\%)}}{100} \cdot \text{masa del isótopo 1} \right) + \left(\frac{\text{abundancia isótopo 2 (\%)}}{100} \cdot \text{masa del isótopo 2} \right) + \dots$$

$$\text{masa atómica} = \left(\frac{4,35}{100} \cdot 49,9461 \right) + \left(\frac{83,79}{100} \cdot 51,9405 \right) + \left(\frac{9,50}{100} \cdot 52,9407 \right) + \left(\frac{2,36}{100} \cdot 53,9389 \right)$$

$$\text{masa atómica (Cr)} = 51,9961 \text{ u}$$

- 23. Considerando los siguientes datos:**

Átomo	Protones	Neutrones	Electrones
I	40	40	40
II	42	38	42

Los átomos I y II:

- a) Son isótopos.
- b) Pertenecen al mismo elemento.
- c) Tienen el mismo número atómico.

Estructura atómica de la materia

Tras revisar las opciones, no hay ninguna verdadera. Son elementos isóbaros, ya que estos son elementos con distinto número de protones, pero el mismo número másico. Si sumamos protones y neutrones de ambas especies, vemos que el número másico de ambas es 80.

- 24. Uno de los isótopos del hierro es $^{56}_{26}\text{Fe}$. En algunos compuestos, como la hemoglobina de la sangre, el hierro se encuentra con estado de oxidación +2. Calcula el número de protones, electrones y neutrones de este isótopo en la hemoglobina.**

El ion $^{56}_{26}\text{Fe}^{2+}$ de la hemoglobina posee 26 protones, 24 electrones y 30 neutrones.

- 25. El silicio tiene un isótopo mayoritario, ^{28}Si (27,97693 u, 92,21%), y dos minoritarios, ^{29}Si (28,97649 u) y ^{30}Si (29,97376 u). ¿Cuál es el porcentaje de abundancia natural de los dos isótopos minoritarios? Dato: masa atómica (silicio) = 28,08550 u.**

Si consideramos que el isótopo ^{29}Si tiene una abundancia x ; el isótopo ^{30}Si tendrá una abundancia $100 - 92,21 - x$.

Utilizamos la fórmula de la media ponderal y sustituimos los datos:

$$\begin{aligned} \text{masa atómica} &= \left(\frac{\text{abundancia isótopo 1 (\%)}}{100} \cdot \text{masa del isótopo 1} \right) + \\ &+ \left(\frac{\text{abundancia isótopo 2 (\%)}}{100} \cdot \text{masa del isótopo 2} \right) + \dots \\ 28,08550 &= \left(\frac{92,21}{100} \cdot 27,97693 \right) + \left(\frac{x}{100} \cdot 28,97649 \right) + \\ &+ \left(\frac{7,79 - x}{100} \cdot 29,97376 \right) \end{aligned}$$

Las abundancias serán: $^{29}\text{Si} \rightarrow 4,7\%$ y $^{30}\text{Si} \rightarrow 3,09\%$.

- 26. Indique, justificando brevemente la respuesta, qué relación existe entre las especies químicas de cada una de las siguientes parejas:**

a) ^{108}Rh y ^{108}Ag b) ^{76}Kr y ^{75}Kr c) $^{54}\text{Co}^{2+}$ y $^{54}\text{Co}^{3+}$

Según las definiciones que se vieron en la teoría para átomos isótopos, isóbaros, isótonos e isoelectrónicos, tendremos:

- Distintos elementos con el mismo número másico: son isóbaros.
- Mismo elemento con distinto número másico: son isótopos.
- Mismo elemento y mismo número másico con distinta carga: son iones distintos.

27. Indique razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) Dos iones de carga $+1$ de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.
- b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z = 8$) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- c) La masa atómica aproximada del cloro es 35,5, siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia 75 y 25 %, respectivamente.
- d) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

(C. Madrid, 2002)

- a) Verdadera, ya que son iones del mismo elemento con la misma carga. Los isótopos presentan una reactividad química análoga.
- b) Falsa, ya que al presentar carga distinta su reactividad también lo será. Tendrán distinto número de electrones desapareados, con lo que presentarán distinta tendencia a formar enlaces.
- c) Verdadera. Si realizamos el cálculo de la masa atómica del cloro a través de la media ponderal con la abundancia y masas atómicas de sus isótopos, vemos que obtenemos un valor de 35,5.
- d) Falsa. Al ser isótopos, se diferencian en el número de neutrones que poseen. Si tuviesen distinto número de electrones, serían iones de distinta carga.

28. Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- a) La masa de un átomo es la media ponderada de las masas de sus iones.
- b) Los isótopos 35 y 37 del cloro ($Z = 17$) se diferencian en el número de electrones.
- c) El ion de carga -2 del oxígeno ($Z = 8$) y el ion de carga -1 del oxígeno son isótopos.

(C. Madrid, 2003)

- a) Falsa. Es la media ponderada de las masas de sus isótopos.
- b) Verdadera. Al tener la misma carga, son isoelectrónicos y tendrán la misma reactividad química.
- c) Falsa. Los isótopos se diferencian en el número de neutrones.
- d) Falsa. Al ser iones de distinta carga, tienen distinto número de electrones, pero no de neutrones y, por tanto, no son isótopos.

29. Explica la hipótesis de Planck. Una de las frecuencias utilizadas en telefonía móvil (sistema GSM) es 900 MHz. Las frecuencias de la luz visible varían entre $4,3 \cdot 10^8$ MHz (rojo) y $7,5 \cdot 10^8$ MHz (violeta). ¿Cuántos fotones GSM necesitamos para obtener la misma energía que transmite un solo fotón de luz violeta?

(Cantabria, 2002)

Max Planck propuso que la energía que emitía un cuerpo negro era independiente de la temperatura y además era discreta, solo podría adquirir valores que fueran múltiplos de una cantidad elemental que llamó «cuanto» de energía.

Para una radiación de frecuencia ν , la energía correspondiente será múltiplo de ella:

$$E = h \cdot \nu$$

Siendo h la llamada constante de Planck, $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J · s.

Con esta expresión calculamos la energía emitida por un fotón de luz violeta y por un fotón GSM.

$$E_{\text{violeta}} = h \cdot \nu_{\text{violeta}} = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 7,5 \cdot 10^8 \cdot 10^6 = 4,9725 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{GSM}} = h \cdot \nu_{\text{GSM}} = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 900 \cdot 10^6 = 5,967 \cdot 10^{-25} \text{ J}$$

El número de fotones GSM necesarios para emitir la misma energía que un fotón violeta será igual a:

$$n_{\text{fotones GSM}} = \frac{E_{\text{violeta}}}{E_{\text{GSM}}} = \frac{4,9725 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{5,967 \cdot 10^{-25} \text{ J}} = 8,3 \cdot 10^5 \text{ fotones GSM}$$

30. El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendidas entre 450 y 700 nm.

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

b) Razone si es o no posible conseguir la ionización del átomo de litio con dicha radiación.

Datos: $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C; $c = 3 \cdot 10^8$ m · s⁻¹; 1 nm = 10⁻⁹ m; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J · s; primera energía de ionización del litio = 5,40 eV.

(C. Madrid, 2002)

a) La radiación de mayor frecuencia será la de menor longitud de onda, 450 nm. Calculamos su energía con la expresión de Planck.

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

Sustituimos los datos:

$$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{450 \cdot 10^{-9} \text{ m}}$$

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

- b) Primero expresamos el valor de la energía de ionización en julios y la comparamos con el valor de la energía de la luz de 450 nm:

$$E_{\text{ionización}} = 5,40 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 8,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Como la energía de los fotones de 450 nm es menor que la energía de ionización del litio, esta luz no será capaz de arrancar un electrón al litio.

31. ¿Qué valor de n_2 en la ecuación de Rydberg corresponde a la línea de la serie de Balmer a 389 nm?

Aplicamos la ecuación de Rydberg:

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

y sustituimos los datos:

$$\frac{1}{389 \cdot 10^{-9}} = 1,097 \cdot 10^7 \cdot \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Obtenemos un valor de $n_2 = 8$.

32. La serie de Lyman del espectro del hidrógeno puede representarse por la ecuación:

$$\nu = 3,2881 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ (donde } n = 2, 3, \dots)$$

- a) **Calcula las líneas de esta serie de longitudes de onda máxima y mínima, en nanómetros.**
 b) **¿Cuál es el valor de n que corresponde a la línea espectral a 95,0 nm?**
 c) **¿Hay alguna línea a 108,5 nm?**

- a) La longitud de onda máxima corresponderá al salto de menor energía, es decir, del nivel 1 al nivel 2. La frecuencia de esta radiación será:

$$\begin{aligned} \nu &= 3,2881 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) = \\ &= 3,2881 \cdot 10^{15} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 2,4661 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \end{aligned}$$

La longitud de onda correspondiente a esta frecuencia será:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2,4661 \cdot 10^{15} \text{ Hz}}$$

$$\lambda_{\text{máx.}} = 1,216 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 121,6 \text{ nm}$$

La longitud de onda mínima corresponderá al salto de mayor energía, es decir, del nivel 1 al infinito; la frecuencia de esta radiación será:

$$\begin{aligned}\nu &= 3,2881 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = \\ &= 3,2881 \cdot 10^{15} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = 3,2881 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}\end{aligned}$$

La longitud de onda correspondiente a esta frecuencia será:

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{3,2881 \cdot 10^{15} \text{ Hz}} \\ \lambda_{\text{mín.}} &= 9,124 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 91,24 \text{ nm}\end{aligned}$$

b) Calculamos la frecuencia correspondiente a esta longitud de onda:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{95 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,158 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Sustituimos este valor en la expresión anterior para calcular el valor de n al que corresponde:

$$3,158 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 3,2881 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \rightarrow n = 5$$

c) Actuamos de la misma forma que en el apartado b):

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{108,5 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 2,765 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Sustituimos este valor en la expresión anterior, para calcular el valor de n al que corresponde:

$$2,765 \cdot 10^{15} = 3,2881 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \rightarrow n = 2,5$$

Al no obtener un número entero podemos concluir que no habrá ninguna línea a 108,5 nm.

33. Si el trabajo de extracción de la superficie de un determinado material es $E_0 = 2,07 \text{ eV}$:

a) **¿En qué rango de longitudes de onda del espectro visible puede utilizarse este material en células fotoeléctricas? Las longitudes de onda de la luz visible están comprendidas entre 380 nm y 775 nm.**

b) **Calcula la velocidad de extracción de los electrones emitidos para una longitud de onda de 400 nm.**

Datos: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

(Castilla y León, 2002)

a) Primero expresamos el valor de la energía umbral en julios.

$$E_0 = 2,07 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 3,312 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Para que podamos extraer electrones de este material necesitamos que la energía de los fotones que inciden sobre él sea mayor que la energía umbral:

$$E_{\text{fotón}} \geq E_0 \rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda} \geq E_0$$

Despejamos la longitud de onda y sustituimos:

$$\lambda \leq \frac{h \cdot c}{E_0} \rightarrow \lambda \leq \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{3,312 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$$

$$\lambda \leq 600 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 600 \text{ nm}$$

Dentro del espectro visible arrancarán electrones las radiaciones comprendidas entre 380 y 600 nm.

b) Según las ecuaciones del efecto fotoeléctrico:

$$h \cdot \nu = h \cdot \nu_0 + \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda} = E_0 + \frac{1}{2} m v^2$$

Sustituimos los datos:

$$\frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{400 \cdot 10^{-9}} = 3,312 \cdot 10^{-19} + \frac{1}{2} \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot v^2 \rightarrow$$

$$\rightarrow v = 6,03 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

34. Utiliza la descripción del átomo de Bohr para determinar:

a) El radio de la sexta órbita de Bohr para el hidrógeno.

b) La energía del electrón cuando está en esa órbita.

a) Utilizamos la ecuación:

$$r = n^2 \cdot a; \text{ siendo } a = 0,53 \text{ \AA}$$

y sustituimos:

$$r = 6^2 \cdot 0,53 = 19,08 \text{ \AA} = 1,908 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

b) Utilizamos la ecuación:

$$E_n = -\frac{A}{n^2}; \text{ siendo } A = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

y sustituimos:

$$E_6 = -\frac{2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6^2} = -6,053 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

35. Un haz de luz monocromática, de longitud de onda en el vacío 450 nm, incide sobre un metal cuya longitud de onda umbral, para el efecto fotoeléctrico, es de 612 nm. Determina:
- La energía de extracción de los electrones del metal.
 - La energía cinética máxima de los electrones que se arrancan del metal.

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

- a) Utilizamos la ecuación de Planck:

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

Sustituimos el dato de la longitud de onda umbral:

$$E_{\text{extracción}} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{612 \cdot 10^{-9} \text{ m}}$$

$$E_{\text{extracción}} = 3,25 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- b) Utilizando las fórmulas del efecto fotoeléctrico:

$$h \cdot \nu = h \cdot \nu_0 + E_c \rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda} = E_{\text{extracción}} + E_c$$

$$\frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{450 \cdot 10^{-9}} = 3,25 \cdot 10^{-19} + E_c \rightarrow$$

$$\rightarrow E_c = 1,17 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

36. Sin hacer cálculos detallados, indique cuál de las siguientes transiciones electrónicas requiere que un átomo de hidrógeno absorba mayor cantidad de energía, desde:

a) $n = 1$ a $n = 2$

c) $n = 3$ a $n = 6$

b) $n = 2$ a $n = 5$

d) $n = 9$ a $n = 2$

En el supuesto d) al pasar de un nivel de mayor energía a otro de menor se producirá una emisión y no una absorción.

Para el resto de supuestos, teniendo en cuenta que:

$$E = \text{cte.} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

el valor de la energía depende del valor de la diferencia de fracciones. Hacemos el cálculo para cada uno de estos casos:

- a) $n = 1$ a $n = 2$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} = \frac{3}{4} = 0,75$$

b) $n = 2$ a $n = 5$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} = \frac{21}{100} = 0,21$$

c) $n = 3$ a $n = 6$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} = \frac{3}{36} = 0,08$$

Vemos que la transición que necesitará mayor energía es la a):

$$0,75 > 0,21 > 0,08$$

37. Determina para el átomo de hidrógeno de Bohr:

a) El radio de la órbita $n = 3$.

b) Si existe una órbita con un radio de $4,00 \text{ \AA}$ ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

c) La energía del nivel correspondiente a $n = 5$.

d) Si existe un nivel de energía de $-25,00 \cdot 10^{-17} \text{ J}$.

a) Utilizamos la ecuación:

$$r = n^2 \cdot a; \text{ siendo } a = 0,53 \text{ \AA}$$

y sustituimos:

$$r = 3^2 \cdot 0,53 = 4,77 \text{ \AA}$$

b) Utilizamos la misma ecuación y despejamos n :

$$n = \sqrt{\frac{r}{a}} = \sqrt{\frac{4,00}{0,53}} \rightarrow n = 2,7$$

Al no ser un número entero, este radio no es posible.

c) Utilizamos la ecuación:

$$E_n = -\frac{A}{n^2}; \text{ siendo } A = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

y sustituimos:

$$E_5 = -\frac{2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{5^2} = -8,716 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

d) Utilizamos la misma ecuación y despejamos n :

$$n = \sqrt{\frac{-A}{E_n}} = \sqrt{\frac{-2,179 \cdot 10^{-18}}{-25 \cdot 10^{-17}}}$$

$$n = 0,09$$

Al igual que en el apartado b), al no ser un número entero no existirá un nivel con esa energía.

38. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es 13,625 eV, calcula:

- a) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el H.
 b) La longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$.

Datos: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

(C. Madrid, 2006)

En primer lugar expresamos la energía del electrón de hidrógeno en julios:

$$E = 13,625 \cancel{\text{ eV}} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \cancel{\text{ eV}}} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

- a) Utilizamos la expresión de Planck, despejamos la frecuencia necesaria y sustituimos los datos:

$$E = h \cdot \nu \rightarrow \nu = \frac{E}{h} = \frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{6,62 \cdot 10^{-34}} \rightarrow \nu = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

- b) Utilizamos la expresión de Rydberg:

$$\nu = 3,2881 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) = 3,2881 \cdot 10^{15} \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16} \right)$$

$$\nu = 6,16 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Para la longitud de onda:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{6,16 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} \rightarrow \lambda = 4,87 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 487 \text{ nm}$$

39. La frecuencia mínima que ha de tener la luz para extraer electrones de un cierto metal es de $8,5 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$.

- a) Halla la energía cinética máxima de los electrones que emite el metal cuando se ilumina con luz de $1,3 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ y exprésala en eV.
 b) ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie asociada a esos electrones?

Datos: $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

(C. Valenciana, 2002)

- a) Utilizamos las ecuaciones del efecto fotoeléctrico y sustituimos los datos:

$$h \cdot \nu = h \cdot \nu_0 + E_c \rightarrow E_c = h \cdot (\nu - \nu_0)$$

$$E_c = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot (1,3 \cdot 10^{15} - 8,5 \cdot 10^{14}) = 2,98 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La expresamos en eV:

$$E_c = 2,98 \cdot 10^{-19} \cancel{\text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \cancel{\text{ J}}} = 1,86 \text{ eV}$$

b) Con el dato de la energía cinética calculamos la velocidad de salida del electrón:

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow$$

$$\rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 2,98 \cdot 10^{-19}}{9,1 \cdot 10^{-31}}} = 8,09 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Para calcular la longitud de onda asociada utilizamos la expresión de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 8,09 \cdot 10^5} \rightarrow \lambda = 9 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

40.

¿Qué velocidad ha de tener un electrón para que su longitud de onda de De Broglie sea 200 veces la correspondiente a un neutrón de energía cinética 6 eV?

Datos: $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $m_n = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$;
 $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

(C. Madrid, 2002)

Calculamos la velocidad del neutrón:

$$E_c = 6 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 9,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow$$

$$\rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 9,6 \cdot 10^{-19}}{1,7 \cdot 10^{-27}}} = 3,36 \cdot 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Utilizamos la expresión de De Broglie para calcular la longitud de onda asociada al neutrón:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{1,7 \cdot 10^{-27} \cdot 3,36 \cdot 10^4} \rightarrow \lambda = 1,16 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

La longitud de onda del electrón será 200 veces mayor:

$$\lambda_e = 200 \cdot 1,16 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 2,32 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

Calculamos su velocidad asociada:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \rightarrow v = \frac{h}{m \cdot \lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 2,32 \cdot 10^{-9}}$$

$$v = 3,14 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

41. a) Explica brevemente la hipótesis de De Broglie.
 b) ¿Qué dice el principio de indeterminación?
 c) Calcula la longitud de onda asociada a una pelota de golf de 50 g de masa que se mueve a una velocidad de 500 km/h.
 Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

(Cantabria, 2006)

- a) En 1923 Louis de Broglie sugirió que los electrones llevan asociada en su movimiento una onda y dedujo que la longitud de onda asociada a ese movimiento ondulatorio del electrón vendría dada por la ecuación:

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

Siendo m y v la masa y la velocidad del electrón.

- b) Este principio enunciado por Heisenberg en 1927 indica que: «Es conceptualmente imposible conocer simultáneamente y con exactitud el momento lineal, $p = m \cdot v$, y la posición, x , de una partícula en movimiento», siendo el producto de las incertidumbres de la posición y del momento:

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

- c) Expresamos la velocidad en unidades SI y calculamos la longitud de onda asociada con la expresión de De Broglie:

$$v = 500 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = 138,9 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{0,05 \cdot 138,9}$$

$$\lambda = 9,55 \cdot 10^{-35} \text{ m}$$

42. Justificar si es posible o no que existan en un átomo electrones con los siguientes números cuánticos.

- a) (2, -1, 1, 1/2) c) (2, 1, -1, 1/2)
 b) (3, 1, 2, 1/2) d) (1, 1, 0, -1/2)

- a) No es posible, ya que l ha de ser positivo.
 b) No es posible; para $l = 1$, $m_l = -1, 0, 1$.
 c) Sí es posible; cumple todas las condiciones.
 d) No es posible; para $n = 1$, $l = 0$.

43. Indica los posibles valores de los tres primeros números cuánticos correspondientes a los orbitales 2p y 4d.

(Canarias, 2004)

Para el orbital 2p, $n = 2$; al tratarse de un orbital p, $l = 1$ y, por tanto, $m_l = -1, 0, 1$.

Para el orbital 4d, $n = 4$; al tratarse de un orbital d, $l = 2$ y, por tanto, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$.

44. Dadas las configuraciones electrónicas para átomos neutros:
M: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y N: $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$.

Explique cada una de las siguientes afirmaciones e indique si alguna de ellas es falsa:

- La configuración M corresponde a un átomo de sodio.
- M y N representan elementos diferentes.
- Para pasar de la configuración M a la N necesita energía.

(Aragón, 2002)

- Verdadera. Se trata de un alcalino, al presentar en su último nivel un único electrón. Además, al ser este último nivel el 3, se corresponderá con el sodio.
- Falsa. Ambos representan un átomo de sodio. En el caso de N se trata de un átomo de sodio excitado.
- Verdadera. Como ya hemos dicho, M es un átomo de sodio en su estado fundamental, y N, un átomo de sodio excitado; luego para pasar de M a N necesitaremos aportar energía.

45. Sea el elemento X de número atómico 33.

- ¿Cuál es su configuración electrónica?
- ¿Qué tipo de elemento es?
- ¿Cuál es su electrón diferenciador?
- ¿Cuáles son los números cuánticos correspondientes al orbital 4s?

(Extremadura, 1995)

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.
- Dada su configuración electrónica externa, $4s^2 4p^3$, se trata de un elemento del grupo 15 situado en el cuarto periodo. Se trata del arsénico, un semimetal.
- Su electrón diferenciador se encontrará en el orbital $4p_z$, por lo que presentará como números cuánticos (4, 1, 1).
- El orbital 4s presenta como números cuánticos (4, 0, 0, $\pm 1/2$).

46. Dadas las configuraciones electrónicas: I) $1s^23s^1$; II) $1s^22s^3$; III) $1s^22s^22p^63s^23p^5$ y IV) $1s^22s^22p_x^22p_y^02p_z^0$. Indica razonadamente:
- La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.**
 - La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.**
 - La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.**
 - Este principio nos dice: «Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales». La que no cumple este principio es la opción b) con tres electrones en un orbital s.
 - Este principio nos dice: «Los electrones que entran en orbitales degenerados lo hacen ocupando el mayor número posible de ellos». La opción que no cumple esta regla es la d); la configuración correcta sería: $1s^22s^22p_x^12p_y^12p_z^0$.
 - Las opciones que presentan electrones desapareados son: a), con un electrón desapareado en un orbital 3s (esta es una opción permitida, aunque en un estado excitado), y c), con un electrón desapareado en un orbital $3p_z$.