REPASO GENERAL DE LO APRENDIDO

Cuestiones.

1. Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
   a) Cuando un electrón pasa de un estado fundamental a un excitado emite energía.
   Falso. Para pasar de un estado fundamental, que es el de menor energía, a uno excitado, que es de mayor energía, el electrón debe absorber energía en lugar de emitirla.
   b) La energía de cualquier electrón de un átomo es siempre negativa.
   Verdadero. Por convenio, se asigna una energía nula ($E = 0$) a un electrón que está infinitamente lejos del núcleo, es decir, libre del átomo. Un electrón ligado al núcleo está en un estado más estable, por lo que su energía es menor que cero.
   c) En el espectro de absorción los electrones pasan de un estado fundamental a uno excitado y $\Delta E > 0$.
   Verdadero. Un espectro de absorción se produce cuando los electrones absorben energía y promocionan a niveles energéticos superiores. La variación de la energía es: $\Delta E = E_f - E_i$. Como $E_f > E_i$, el resultado es que la variación de energía es positiva.

2. Contesta breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes:
   a) ¿Qué son los modelos atómicos y qué utilidad tienen?
   Los modelos atómicos son representaciones gráficas que buscan describir la estructura, composición y comportamiento de los átomos. Sirven para explicar las observaciones experimentales, predecir las propiedades de los elementos y entender cómo los átomos interactúan entre sí.
   b) Cita dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón.
   El **modelo de Bohr**, que introduce el concepto de niveles de energía cuantizados para los electrones y el **modelo mecano-cuántico**, que describe la energía del electrón de forma mucho más precisa mediante los números cuánticos n, l y m, que definen los orbitales.
   c) ¿La distribución de todas las partículas que forman parte de los átomos está descrita por los modelos atómicos que has descrito en el apartado b)?
   No. Esos modelos describen cómo se distribuyen los electrones según la energía que tienen en el interior de los átomos, pero no da cuenta de qué pasa con los nucleones. Esa parte corresponde a la física nuclear.
   d) Explica las diferencias entre los conceptos de órbita y orbital.
   La órbita es un concepto **determinista**. Se refiere a una trayectoria fija, cerrada y circular por la que el electrón gira alrededor del núcleo. De ese modo, se podría conocer la posición y velocidad del electrón simultáneamente.

El orbital es un concepto **probabilístico**. Es una región del espacio alrededor del núcleo donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón. Es una solución matemática de la función de onda de Schrödinger.

3. ¿Son continuas la masa y la energía de los sistemas materiales? Explica tu respuesta.
   No, no son continuas. Ambas están cuantizadas.
   La masa de un sistema es la suma de partículas elementales que lo forman, con valores de masa muy pequeñas, como los electrones o los quarks. No puede tomar cualquier valor, sino que será siempre un múltiplo de la masa de esas partículas.
   La energía solo puede ser absorbida o emitida en pequeños paquetes de energía que llamamos «cuantos», por lo que tampoco puede tomar cualquier valor, sino múltiplos de ese valor mínimo.

4. Explica brevemente en qué consisten los principios de «dualidad onda-corpúsculo» e «indeterminación» y cómo influyen en el cambio conceptual entre el concepto de órbita y orbital.
   La «dualidad onda-corpúsculo» establece que cualquier partícula que se mueve tiene propiedades de onda. Esto quiere decir que los electrones llevan una onda asociada a su movimiento en el interior de los átomos.
   El «principio de indeterminación» establece la imposibilidad de conocer a la vez, y con exactitud, propiedades conjugadas de una partícula. Es imposible determinar con precisión y simultaneidad la posición y la velocidad de un electrón.
   Si los electrones llevan ondas asociadas en su movimiento no tiene sentido localizarlos en un punto de una trayectoria porque estará distribuido en una zona tridimensional, como ocurre con las ondas. Si no podemos determinar su posición y su velocidad a la vez, tampoco podemos considerar una trayectoria definida de su movimiento, por lo que carece de sentido el concepto de órbita de Bohr. Para poder dar cuenta de ambas características, es Schrödinger quien define el orbital como la zona del espacio en la que existe la máxima probabilidad de encontrar al electrón.

5. Responde razonadamente:
   a) ¿Los orbitales «$2p_x$», «$2p_y$» y «$2p_z$» tienen la misma energía?
      Sí. Los tres orbitales ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$) pertenecen a la misma subcapa, con valores n=2 y l=1 y por eso tienen la misma energía. Son «orbitales degenerados» y solo los podemos identificar cuando hay un campo magnético externo que los orienta.
   b) ¿Por qué hay cinco orbitales de tipo «d»?
      Los orbitales «d» son aquellos para los que el valor del número cuántico secundario es l=2. En este caso, el número cuántico puede tomar los valores -2, -1, 0, 1 y 2, que se corresponden con **cinco orientaciones** distintas en el espacio.

6. ¿El orbital descrito por la terna (3, 0, 3) es posible? ¿Y el orbital descrito por la terna (3, 2, -2)? Justifica tus respuestas.

   La terna (3, 0, 3) **no es posible** porque los valores de «m» dependen del valor de «l» y están comprendidos entre los valores «-l» y «+l». Al ser l=0, el único valor posible de «m» es el cero.

   La terna (3, 2, -2) **sí es posible** porque cumple con todas las condiciones de cada uno de los números cuánticos.

7. Indica los números cuánticos de:
   a) Dos de los últimos electrones del átomo de oxígeno.
      La configuración electrónica externa del oxígeno es «$2s^2 2p^4$». Los números cuánticos para el nivel «2p» son n=2 y l=1. Como hay cuatro electrones en ese nivel, y siguiendo la regla de Hund, habrá electrones en cada uno de los orbitales «p», así que puedes asignar el valor de «m» permitido que quieras. Dos de las cuaternas posibles serían **(2, 1, -1, -½)** y **(2, 1, 1, ½)**.
   b) Los electrones de la capa más externa del titanio.
      La configuración electrónica externa del titanio es «$4s^2 3d^2$». Para el nivel «4s», que es la capa más externa por tener mayor valor de «n», tienes que escribir las cuaternas de números cuánticos de los electrones que están apareados: **(4, 0, 0, ½)** y **(4, 0, 0, -½)**.
   c) Los seis últimos electrones del átomo de molibdeno.
      La configuración electrónica externa <u>más estable</u> del molibdeno es «$5s^1 4d^5$». Los números cuánticos que corresponden a esos electrones, teniendo en cuenta que se trata de niveles semillenos por cumplirse el principio de Hund, son: **(5, 0, 0, ½)**, **(4, 2, -2, ½)**, **(4, 2, -1, ½)**, **(4, 2, 0, ½)**, **(4, 2, 1, ½)** y **(4, 2, 2, ½)**.

8. Enuncia el principio de Aufbau, la regla de máxima multiplicidad y el principio de exclusión de Pauli. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli?

   Principio de Aufbau: Los electrones ocupan los orbitales atómicos en orden creciente de energía, es decir, van ocupando primero los orbitales de menor energía y, cuando completan un nivel, se colocan en el siguiente.

   Regla de máxima multiplicidad: Al llenar orbitales degenerados, de igual energía, los electrones se colocan primero de forma desapareada y con espines paralelos. Solo después de que todos los orbitales degenerados tengan un electrón.

   Principio de exclusión de Pauli: No pueden existir dos electrones en un mismo átomo con los cuatro números cuánticos idénticos. Esto implica que, si dos electrones están en el mismo orbital, sus espines deben ser opuestos.

   a) $1s^2 3s^1$
   b) $1s^2 2s^2 2p^7$
   c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$

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

Las configuraciones que son incompatibles con el principio de exclusión son **b)** y **c)**. El nivel «2p» solo puede contener seis electrones como máximo y el nivel «3s» solo puede albergar dos electrones como máximo.

9. Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos:

a) (3, -1, 1, -½)

No es posible porque «l» no puede tener valor negativo.

b) (3, 2, 0, +½)

Es posible porque cumple con todas las condiciones de los números cuánticos.

c) (2, 1, 2, +½)

No es posible porque «m» no puede ser mayor que «l».

d) (1, 1, 0, -½)

No es posible porque «l» es siempre menor que «n».

10. Justifica si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos:

a) (2, -1, 1, +½)

No es posible porque «l» no puede ser negativo.

b) (3, 1, 2, +½)

No es posible porque «m» no puede ser mayor que «l».

c) (2, 1, -1, +½)

Sí es posible porque cumple con todas las condiciones de los números cuánticos.

d) (1, 1, 0, -2)

No es posible porque el número «l» no puede ser igual que «n» y el número cuántico espín solo puede ser ½ o -½.

Problemas.

1. El color amarillo de la luz del sodio posee una longitud de onda de 5 890 Å. Calcula la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que se produce, expresada en eV.

La diferencia de energía se corresponde con la energía del fotón de color amarillo. A partir de la ecuación de Planck, en función de la longitud de onda:

$$\left.\begin{array}{l}\Delta E = h\cdot\nu \\ \nu = \dfrac{c}{\lambda}\end{array}\right\} \rightarrow \Delta E = h\cdot\frac{c}{\lambda} = 6.626\cdot10^{-34}\ \mathrm{J}\cdot\cancel{\mathrm{s}}\cdot\frac{3\cdot10^{8}\ \cancel{\mathrm{m}}\cdot\cancel{\mathrm{s}^{-1}}}{5.89\cdot10^{-7}\ \cancel{\mathrm{m}}} = 3.375\cdot10^{-19}\ \mathrm{J}$$

El resultado obtenido lo debes convertir a la unidad pedida en el enunciado:

$$\Delta E = 3.375 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J} \cdot \frac{1\ eV}{1.6 \cdot 10^{-19}\ \cancel{J}} = \boxed{2.11\ eV}$$

2. Calcula la energía emitida, expresada en julios, por 0.2 moles de fotones producidos por una radiación de 60 s^{-1} de frecuencia.
   La energía de un fotón con ese valor de frecuencia es:

$$E = h \cdot \nu = 6.626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s} \cdot 60\ \cancel{s^{-1}} = 3.98 \cdot 10^{-32}\ J$$

   Si tomas en cuenta 0.2 moles:

$$3.98 \cdot 10^{-32}\ \frac{J}{\cancel{fotón}} \cdot 0.2\ \cancel{mol} \cdot \frac{6.022 \cdot 10^{23}\ \cancel{fotones}}{1\ \cancel{mol}} = \boxed{4.8 \cdot 10^{-9}\ J}$$

3. ¿Qué energía cinética tendrán 1 mol de electrones desprendidos de la superficie metálica del sodio al iluminarla con una radiación de 4 800 Å, si la frecuencia umbral del sodio es de $5 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$?
   La expresión que relaciona la energía cinética de los fotoelectrones con la energía incidente y la energía umbral o trabajo de extracción es, a partir de los datos del enunciado, es:

$$\left.\begin{array}{l} E_i = \dfrac{h \cdot c}{\lambda_i} \\ W_u = h \cdot \nu_u \end{array}\right\} \rightarrow E_C = E_i - W_u \rightarrow E_C = h\left(\frac{c}{\lambda_i} - \nu_u\right)$$

   Sustituyes y calculas, pero expresando los datos en las unidades correctas para que el cálculo sea homogéneo:

$$E_C = 6.626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s}\left(\frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}}}{4.8 \cdot 10^{-7}\ \cancel{m}} - 5 \cdot 10^{14}\ \cancel{s^{-1}}\right) = 8.28 \cdot 10^{-20}\ J$$

   Es la energía cinética de un fotoelectrón. Para calcular la energía cinética asociada a un mol de esos fotoelectrones solo tienes que multiplicar por el número de Avogadro:

$$E_C^{mol} = E_C \cdot N_A = 8.28 \cdot 10^{-20}\ J \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = \boxed{4.99 \cdot 10^{4}\ J}$$

4. Calcula:
   a) La energía de un fotón cuya longitud de onda es de 5 500 Å.
      A partir de la ecuación de Planck, y relacionando la frecuencia con la longitud de onda y la velocidad de propagación, calculas la energía de un fotón:

$$\left.\begin{array}{l} E = h \cdot \nu \\ \nu = \dfrac{c}{\lambda} \end{array}\right\} \rightarrow E = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6.626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}}}{5.5 \cdot 10^{-7}\ \cancel{m}} = 3.61 \cdot 10^{-19}\ J$$

b) La energía de un mol de esos fotones.

Para calcular la energía de un mol de fotones solo tienes que multiplicar el resultado anterior por el número de Avogadro:

$$E_{mol} = E \cdot N_A = 3.61 \cdot 10^{-19}\ J \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = \boxed{2.17 \cdot 10^{5}\ J}$$

5. Calcula la energía de un fotón de una lámpara de vapor de mercurio cuya longitud de onda es de 546 nm.

   Si escribes la energía en función de la longitud de onda y sustituyes su valor expresado en metros:

$$\left.\begin{array}{l} E = h \cdot \nu \\ \nu = \dfrac{c}{\lambda} \end{array}\right\} \rightarrow E = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6.626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}}}{546 \cdot 10^{-9}\ \cancel{m}} = \boxed{3.64 \cdot 10^{-19}\ J}$$

6. Calcula frecuencia y la longitud de onda de la radiación emitida por un electrón que pasa de un estado excitado, cuya energía es de -3.4 eV, al estado fundamental de energía -13.6 eV.

   En primer lugar, calculas la variación de energía entre los dos estados en los que transita el electrón. Puedes hacer la conversión a julios en el mismo paso:

$$\Delta E = E_{final} - E_{inicial} = [-13.6 - (-3.4)]\ \cancel{eV} \cdot \frac{1.6 \cdot 10^{-19}\ J}{1\ \cancel{eV}} = -1.63 \cdot 10^{-18}\ J$$

   El signo menos indica que es energía que se emite, por lo que puedes tomarla en valor absoluto para el resto de los cálculos. La frecuencia la obtienes a partir de la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot \nu \rightarrow \nu = \frac{E}{h} \rightarrow \nu = \frac{1.63 \cdot 10^{-18}\ \cancel{J}}{6.626 \cdot 10^{-34}\ \cancel{J} \cdot s} = \boxed{2.46 \cdot 10^{15}\ s^{-1}}$$

   La longitud de onda la obtienes a partir de la ecuación de la velocidad de propagación de una onda:

$$v = \lambda \cdot \nu \rightarrow \lambda = \frac{v}{\nu} \rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^{8}\ m \cdot \cancel{s^{-1}}}{2.46 \cdot 10^{15}\ \cancel{s^{-1}}} = \boxed{1.22 \cdot 10^{-7}\ m}$$

7. La capa de ozono absorbe gran parte de la radiación ultravioleta, que puede producir alteraciones en las células de la piel, cuya longitud de onda está comprendida entre 200 y 300 nm. Calcula la energía de un mol de fotones de luz ultravioleta de longitud de onda 250 nm.

   Usando la ecuación de la energía de un fotón en función de su longitud de onda, y teniendo en cuenta el número de Avogadro para referirla a un mol de fotones, puedes hacer el cálculo en un único paso:

$$E = N_A \cdot h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6.022 \cdot 10^{23} \cdot 6.626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot \cancel{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot \cancel{s^{-1}}}{250 \cdot 10^{-9}\ \cancel{m}} = \boxed{4.79 \cdot 10^{5}\ J}$$

8. Una línea de la serie de Balmer de un espectro de emisión tiene una longitud de onda igual a 434 nm. ¿Cuál será el nivel de energía desde el que se produce la transición electrónica?

   A partir de la ley de Rydberg puedes despejar el valor del nivel de energía inicial:

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

   Al ser la serie de Balmer, el valor de «n_1» es 2. Sustituyes y obtienes:

$$\frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4.34 \cdot 10^{-7}\ \cancel{m} \cdot 1.097 \cdot 10^{7}\ \cancel{m^{-1}}} \rightarrow \frac{1}{n_2^2} = 4 \cdot 10^{-2}$$

   Despejas el valor de «n_2» y calculas:

$$n_2 = \sqrt{\frac{1}{4 \cdot 10^{-2}}} = \boxed{5}$$

9. Basándote en la hipótesis de De Broglie, calcula:

   a) La longitud de onda de la onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de $4.7 \cdot 10^{6}\ m \cdot s^{-1}$.

   La longitud de onda depende de la cantidad de movimiento de la partícula y la puedes calcular a partir de la ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6.626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s}{9.1 \cdot 10^{-31}\ kg \cdot 4.7 \cdot 10^{6}\ m \cdot s^{-1}} = \boxed{1.55 \cdot 10^{-10}\ m}$$

   b) La frecuencia de esa onda y la zona del espectro a la que pertenece.

   La frecuencia la calculas al despejar de la ecuación de la velocidad de propagación:

$$v = \lambda \cdot \nu \rightarrow \nu = \frac{v}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^{8}\ \cancel{m} \cdot s^{-1}}{1.55 \cdot 10^{-10}\ \cancel{m}} = \boxed{1.94 \cdot 10^{18}\ s^{-1}}$$

Con esos valores de longitud de onda y frecuencia se trata de una radiación que está en la zona del espectro que corresponde a los Rayos X.

10. ¿Cuál sería la velocidad a la que ha de moverse un protón para que la longitud de onda de su onda asociada tenga un valor de $8.63 \cdot 10^{-13}$ m?
A partir de la ecuación de De Broglie puedes despejar el valor de velocidad y calcularla:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \rightarrow v = \frac{h}{m \cdot \lambda} = \frac{6.626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s}{1.67 \cdot 10^{-27}\ kg \cdot 8.63 \cdot 10^{-13}\ m} = \boxed{4.6 \cdot 10^{5}\ m \cdot s^{-1}}$$

11. Según el modelo de Bohr, ¿qué tránsito electrónico es más energético, desde el nivel 2 al nivel 1 o desde el nivel 4 al nivel 2 del átomo? Razona la respuesta.
Según el modelo atómico de Bohr, la energía asociada a un tránsito electrónico es proporcional a la diferencia de las inversas de los cuadrados de los niveles energéticos, según la ecuación:

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

Analizas qué ocurre en cada una de las transiciones propuestas y qué valor de la variación de la energía obtienes:

$$\left.\begin{aligned} \Delta E_1 &= k\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right) = k \cdot \frac{3}{4} = 0.75\,k \\ \Delta E_2 &= k\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right) = k \cdot \frac{3}{16} = 0.19\,k \end{aligned}\right\} \rightarrow \boxed{\Delta E_1 > \Delta E_2}$$

12. El potencial de ionización del hidrógeno es 1 310 kJ/mol. Explica si una radiación ultravioleta de λ = 50 nm, al incidir sobre átomos de hidrógeno en estado gaseoso y fundamental, provocará su ionización.
El primer paso puede ser calcular la energía necesaria para ionizar un solo átomo de hidrógeno:

$$E_{ion} = 1310\ \frac{\cancel{kJ}}{\cancel{mol}} \cdot \frac{10^{3}\ J}{1\ \cancel{kJ}} \cdot \frac{1\ \cancel{mol}}{6.022 \cdot 10^{23}\ at} = 2.18 \cdot 10^{-18}\ \frac{J}{at}$$

Ahora debes calcular la energía de la radiación ultravioleta para poder compararla con la energía de ionización que acabas de calcular:

$$E=\frac{h\cdot c}{\lambda}=\frac{6.626\cdot 10^{-34}\ J\cdot \cancel{s}\cdot 3\cdot 10^{8}\ \cancel{m}\cdot \cancel{s^{-1}}}{5\cdot 10^{-8}\ \cancel{m}}=\boxed{3.98\cdot 10^{-18}\ J}$$

Como puedes ver, la energía de la radiación es mayor que la energía de ionización y eso implica que sí que provocará su ionización.

13. Una radiación con λ = 200 nm incide sobre la superficie de una lámina de magnesio. Determina la velocidad y la longitud de onda asociada a los fotoelectrones emitidos, si el trabajo de extracción es 3.7 eV.

La energía cinética de los fotoelectrones será la diferencia entre la energía de la radiación incidente y el trabajo de extracción:

$$\left.\begin{array}{l} E_i=\dfrac{h\cdot c}{\lambda}=\dfrac{6.626\cdot 10^{-34}\ J\cdot \cancel{s}\cdot 3\cdot 10^{8}\ \cancel{m}\cdot \cancel{s^{-1}}}{2\cdot 10^{-7}\ \cancel{m}}=9.94\cdot 10^{-19}\ J \\ W_{ext}=3.7\ \cancel{eV}\cdot\dfrac{1.6\cdot 10^{-19}\ J}{1\ \cancel{eV}}=5.92\cdot 10^{-19}\ J \end{array}\right\} E_C=(9.94-5.92)\cdot 10^{-19}\ J=4.02\cdot 10^{-19}\ J$$

A partir de la ecuación de la energía cinética puedes obtener la velocidad de los fotoelectrones:

$$E_C=\frac{mv^2}{2}\rightarrow v=\sqrt{\frac{2E_C}{m}}=\sqrt{\frac{2\cdot 4.02\cdot 10^{-19}\ J}{9.1\cdot 10^{-31}\ kg}}=\boxed{9.4\cdot 10^{5}\ m\cdot s^{-1}}$$

La longitud de onda la obtienes a partir de la ecuación de De Broglie:

$$\lambda=\frac{h}{m\cdot v}=\frac{6.626\cdot 10^{-34}\ J\cdot s}{9.1\cdot 10^{-31}\ kg\cdot 9.4\cdot 10^{5}\ m\cdot s^{-1}}=\boxed{7.75\cdot 10^{-10}\ m}$$

14. La velocidad de un electrón se estima en $6.2\cdot 10^5\ m\cdot s^{-1}$ con una incertidumbre del 12 %. ¿Cuál será la indeterminación en su posición? Considera la masa del electrón constante.

Dado que conoces la incertidumbre en la velocidad, puedes calcular la incertidumbre en la cantidad de movimiento del electrón:

$$\Delta p=m\cdot\Delta v=9.1\cdot 10^{-31}\ kg\left(6.2\cdot 10^{5}\ m\cdot s^{-1}\cdot 0.12\right)=6.77\cdot 10^{-26}\ kg\cdot m\cdot s^{-1}$$

La indeterminación en la posición la obtienes a partir de la ecuación de Heisenberg:

$$\Delta x\cdot\Delta p=\frac{h}{4\pi}\rightarrow \Delta x=\frac{h}{4\pi\cdot\Delta p}=\frac{6.626\cdot 10^{-34}\ J\cdot s}{4\pi\cdot 6.77\cdot 10^{-26}\ kg\cdot m\cdot s^{-1}}=\boxed{7.79\cdot 10^{-10}\ m}$$

15. Un electrón es acelerado en el seno de un campo eléctrico cuya diferencia de potencial es 1 800 V.

a) ¿Cuál será la longitud de onda asociada al electrón en movimiento?

El trabajo eléctrico que se realiza sobre el electrón es invertido en aumentar su energía cinética, es decir, su velocidad. La ecuación de la velocidad es:

$$\left.\begin{aligned} W &= q \cdot \Delta V \\ E_C &= \frac{m \cdot v^2}{2} \end{aligned}\right\} \rightarrow q \cdot \Delta V = \frac{m \cdot v^2}{2} \rightarrow v = \sqrt{\frac{2q \cdot \Delta V}{m}}$$

Si sustituyes este valor de la velocidad en la ecuación de De Broglie puedes calcular la longitud de su onda asociada:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{h}{\sqrt{2q \cdot \Delta V \cdot m}} = \frac{6.626 \cdot 10^{-34}\ \mathrm{J \cdot s}}{\sqrt{2 \cdot 1.6 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{C} \cdot 1.8 \cdot 10^{3}\ \mathrm{V} \cdot 9.1 \cdot 10^{-31}\ \mathrm{kg}}} = \boxed{2.89 \cdot 10^{-11}\ \mathrm{m}}$$

b) ¿Cuál será la indeterminación en la posición del electrón si la precisión en la velocidad calculada es del 10 %?

La cantidad de movimiento del electrón es el denominador de la expresión que está en verde en la ecuación anterior. Si la indeterminación es del 10 % el valor es:

$$\Delta p = 0.1\sqrt{2q \cdot \Delta V \cdot m} = 0.1\sqrt{2 \cdot 1.6 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{C} \cdot 1.8 \cdot 10^{3}\ \mathrm{V} \cdot 9.1 \cdot 10^{-31}\ \mathrm{kg}} = 2.29 \cdot 10^{-24}\ \mathrm{kg \cdot m \cdot s^{-1}}$$

La indeterminación en la posición del electrón será, por lo tanto:

$$\Delta x \cdot \Delta p = \frac{h}{4\pi} \rightarrow \Delta x = \frac{h}{4\pi \cdot \Delta p} = \frac{6.626 \cdot 10^{-34}\ \mathrm{J \cdot s}}{4\pi \cdot 2.29 \cdot 10^{-24}\ \mathrm{kg \cdot m \cdot s^{-1}}} = \boxed{2.3 \cdot 10^{-11}\ \mathrm{m}}$$