



Anexo Ondas electromagnéticas y átomo de Bohr

- Indique de forma razonada si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - Un fotón con frecuencia 2000 s^{-1} tiene menor longitud de onda que uno con frecuencia 1500 s^{-1} .
 - El electrón del hidrógeno emite energía cuando pasa del estado fundamental al nivel energético $n = 3$.
 - Si al irradiar la superficie de un metal con una lámpara de 300 nm de longitud de onda no se consigue la emisión electrónica, será necesaria una lámpara con mayor longitud de onda.
- Calcular en eV la energía de una lámpara ultravioleta cuya longitud de onda es de 230 nm .
Datos: $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $h = 6,626 \text{ J}\cdot\text{s}$
- Calcular el nivel energético al que va a parar el electrón del átomo de hidrógeno cuando se irradia sobre el átomo una energía de $13,08 \text{ eV}$.
Datos: $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$
- Calcular la longitud de onda máxima en nm de la radiación necesaria para ionizar un átomo del elemento X sabiendo que su primera energía de ionización es de 500 KJ/mol . Indicar a qué parte del espectro corresponde la radiación utilizada para la ionización.
Datos: $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $h = 6,626 \text{ J}\cdot\text{s}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Calcular la energía absorbida en el espectro del átomo de hidrógeno para el salto electrónico correspondiente a la tercera línea de Paschen.
Dato: La energía en $n = 1$ son $-13,6 \text{ eV}$
- Calcular la frecuencia umbral de un determinado metal si al hacer incidir sobre su superficie una radiación de 500 nm de longitud de onda, se emiten electrones con una velocidad de 80000 m/s .
Datos: $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $h = 6,626 \text{ J}\cdot\text{s}$; masa del electrón $= 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$

» Ondas y átomo de Bohr.

Soluciones ejercicios.

① a) verdadero. La frecuencia (ν) y la longitud de onda son inversamente proporcionales según: $\lambda = \frac{c}{\nu}$ por lo que la radiación de mayor frecuencia será la que tenga menor longitud de onda.

b) Falso. Al pasar a un nivel más externo y por tanto menos estable, se absorbe energía.

c) Falso. Si no hay emisión de electrones, será necesaria una lámpara con mayor energía, y por tanto con menor λ al ser inversamente proporcionales según la ecuación de Planck: $E = \frac{c \cdot h}{\lambda}$

② $\lambda = 230 \text{ nm} = 2,3 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ ∇ Pasar a metros

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{2,3 \cdot 10^{-7}} = 8,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 8,64 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = \boxed{5,4 \text{ eV}}$$

③ Utilizaremos la ecuación de Rydberg:

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

∇ Paramos la energía a Julios antes de substituir:

$$13,08 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19}}{1 \text{ eV}} = \underline{\underline{2,09 \cdot 10^{-18} \text{ J}}}$$

$$2,09 \cdot 10^{-18} = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$-\frac{1}{n_2^2} = \frac{2,09 \cdot 10^{-18}}{2,18 \cdot 10^{-18}} - 1; \quad n_2 = \sqrt{\frac{1}{4,13 \cdot 10^{-2}}} \Rightarrow \boxed{n=5} \text{ Va a pasar al nivel } n=5$$

- ④ Paramos la energía de ionización a Julius:

$$500 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ KJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23}} = \boxed{8,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$$

da λ máxima que puede tener una radiación para emitir una energía igual o superior a la energía de ionización es:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda} ; \quad \lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{8,3 \cdot 10^{-19}} = \underline{2,39 \cdot 10^{-7} \text{ m}} \quad \boxed{= 239 \text{ nm}}$$

la radiación pertenece al ultravioleta.

- ⑤ La serie de Paschen son las líneas de emisión que van a parar al $n=3$.
La tercera línea de esta serie será el salto electrónico del $n=6$ al $n=3$.



Energía de un nivel
energético $\rightarrow E_n = \frac{E_1}{n^2}$

$$E_{n=6} = \frac{-13,6 \text{ eV}}{6^2} = -0,378 \text{ eV}$$

$$E_{n=3} = \frac{-13,6 \text{ eV}}{3^2} = -1,51 \text{ eV}$$

Como el enunciado indica que la energía es absorbida, el salto se produce del nivel 3 al nivel 6.

$$\Delta E = E_6 - E_3 ; \quad \Delta E = -0,378 - (-1,51)$$

$$\boxed{\Delta E = 1,132 \text{ eV}}$$

$$\Delta E = E_{\text{nivel final}} - E_{\text{nivel inicial}}$$

- ⑥ Emisión para el efecto fotoeléctrico:

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{umbral}} + \frac{1}{2} m_e \cdot v^2$$

Podemos escribir la energía incidente en función de la longitud de onda (dato que tenemos) y la energía umbral en función de la frecuencia umbral (dato que piden):

$$\frac{h \cdot c}{\lambda_{\text{inc}}} = h \cdot \nu_{\text{umbral}} + \frac{1}{2} m_e \cdot v^2 ; \quad \text{despejando } \nu_{\text{umbral}} \text{ y sustituyendo:}$$

$$\frac{h \cdot c}{\lambda_{\text{inc}}} - \frac{1}{2} m_e \cdot v^2 = \nu_{\text{umbral}} \quad ; \quad \nu_{\text{umbral}} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{500 \cdot 10^{-9}} - 0,5 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 80000^2$$

$$\boxed{\nu_{\text{umbral}} = 5,96 \cdot 10^{15} \text{ Hz}}$$



Ondas electromagnéticas y átomo de Bohr

“Para los que están en la “onda” y necesitan hacer ejercicios de esta parte con mayor “frecuencia” 😊

Ejercicio 1. En el espectro del átomo hidrógeno hay una línea situada a 434 nm. Calcule ΔE , en kJ/mol, para la transición asociada a esa línea.

Datos: $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J·s; $NA = 6,022 \cdot 10^{23}$; $c = 3 \cdot 10^8$ m/s.

SOLUCIÓN: 276 kJ/mol.

Ejercicio 2. Determine para el átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr qué transición electrónica requiere una mayor absorción de energía, la de $n=2$ a $n=3$, la de $n=5$ a $n=6$ o la de $n=9$ a $n=2$.

SOLUCIÓN: El salto de 9 a 2 queda descartado, pues no requiere absorción de energía; entre los otros dos el de mayor variación de energía es entre 2 y 3.

Ejercicio 3. Determine la longitud de onda máxima (en nm) de la radiación necesaria para ionizar un átomo del elemento X, sabiendo que su primer potencial de ionización es 419 kJ/mol.

Datos: $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3 \cdot 10^8$ m/s; $NA = 6,022 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹.

SOLUCIÓN: 286 nm.

Ejercicio 4. Calcule la velocidad de los electrones emitidos al irradiar con luz ultravioleta una muestra de potasio si se utiliza radiación con $\lambda = 200$ nm, sabiendo que el valor del primer potencial de ionización es 418,8 kJ/mol.

Datos: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg; $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3 \cdot 10^8$ m/s; $NA = 6,022 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹.

SOLUCIÓN: $8,1 \cdot 10^5$ m/s

Ejercicio 5. ¿Por qué los átomos presentan espectros de líneas y no continuos?

SOLUCIÓN: Porque las líneas indican valores de frecuencias asociadas a las energías de los saltos de electrones entre orbitales y estos orbitales tienen energías cuantizadas.



Ejercicio 6. En el espectro de emisión del átomo de hidrógeno hay una línea situada en la zona visible cuya energía asociada es 291,87 kJ/mol. Calcule a qué transición corresponde si la línea corresponde a la serie de Balmer.

Datos. $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $R_H = 2,180 \times 10^{-18} \text{ J}$; $R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$; $c = 3 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$.

SOLUCIÓN: Transición entre los niveles $n = 6$ y $n = 2$.

Ejercicio 7. Calcule la menor longitud de onda en nm de la radiación absorbida del espectro de hidrógeno.

Datos: $R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$.

SOLUCIÓN: 91,16 nm.

Ejercicio 8. El potencial de ionización del Litio es 520 kJ/mol. ¿Con qué frecuencia luminosa deberíamos bombardear un átomo de dicho elemento para que comenzara a emitir electrones con una energía cinética de $2,2 \cdot 10^{-20} \text{ J}$?

SOLUCIÓN: $1,27 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$

Ejercicio 9. Un electrón va a parar a la sexta órbita de un átomo de hidrógeno. Si emite una radiación de longitud de onda 10940 Å.

- a) ¿De qué órbita proviene?
- b) ¿A qué zona del espectro magnético corresponde?
- c) ¿Cuál es la energía en eV y la frecuencia en Hz de esta radiación?

SOLUCIÓN: a) $n = 3$; b) IR; c) $E = 1,82 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; frecuencia = $2,75 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$

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

- a) Determinar el trabajo de extracción del metal.
- b) Explica qué ocurriría si la frecuencia de la luz incidente fuera el doble.
- c) Explica qué ocurriría si la frecuencia de la luz incidente fuera la mitad.

SOLUCIÓN: a) $W_{ext} = 9,0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; b) $E_c = 1,7 \cdot 10^{-18} \text{ J}$; c) No hay emisión.



Ejercicio 11. El espectro visible corresponde a radiaciones de longitudes de onda comprendida entre 450 y 700 nm.

- a) Calcula la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.
- b) Sabiendo que la primera energía de ionización para el Litio es de 5,4 eV, razona si es posible o no conseguir la ionización del átomo de Litio con dicha radiación.

SOLUCIÓN: a) $4,42 \cdot 10^{-19}$ J; b) No es posible

Ejercicio 12. Si la energía de ionización del K gaseoso es de 418 kJ/mol:

- a) Calcula la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de K.
- b) Calcula la frecuencia asociada a esta radiación. ¿A qué región del espectro pertenece?
- c) ¿Podría ionizarse un átomo con luz de otra región espectral? Razona tu respuesta y en caso afirmativo indica la zona del espectro.

SOLUCIÓN: a) $6,94 \cdot 10^{-19}$ J; b) $1,04 \cdot 10^{15}$ s⁻¹; c) Sí, si es una radiación más energética.

Ejercicio 13. Indica qué línea de la serie de Lyman aparece a una longitud de onda de 103 nm.

Dato: Constante de Rydberg = $1,097 \cdot 10^7$ m⁻¹.

SOLUCIÓN: Segunda línea (transición entre los niveles 1 y 3).

Ejercicio 14. El electrón excitado del átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental tras emitir un fotón cuya longitud de onda es de 1250 Å. Calcula la diferencia energética en eV entre los niveles de movimiento del electrón.

SOLUCIÓN: 9,9 eV.

Ejercicio 15. Calcular la energía de ionización del átomo de hidrógeno según la teoría de Bohr.

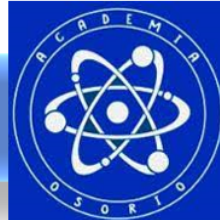
SOLUCIÓN: 1320 KJ/mol.

Ejercicio 16. El átomo de Bohr emite un fotón de 10,2 eV al pasar su electrón de un estado excitado al fundamental cuya energía es de -13,6 eV. Indica cuál es este estado excitado.

SOLUCIÓN: $n = 2$

Ejercicio 17. La energía necesaria para arrancar un electrón de cierto metal es de $8,2 \cdot 10^{-19}$ J. ¿Causaría fotoemisión de electrones una radiación de longitud de onda de 2000 Å? En caso afirmativo, calcula la energía cinética con la que saldrá el electrón.

SOLUCIÓN: hay fotoemisión; la $E_c = 1,7 \cdot 10^{-19}$ J



Ejercicio 18. El cátodo de una célula fotoeléctrica se ilumina simultáneamente con dos radiaciones monocromáticas. La primera tiene longitud de onda de 288 nm y la segunda de 524 nm. El trabajo de extracción de un electrón en este cátodo es $W = 3,4$ eV.

- a) ¿Cuál de las radiaciones produce efecto fotoeléctrico?
- b) ¿Cómo variaría la velocidad de salida de los electrones al duplicar la intensidad de la radiación luminosa incidente?

SOLUCIÓN: a) Solo la primera radiación produce efecto fotoeléctrico; b) La velocidad es la misma puesto que la cantidad de energía es la misma, pero saldrá un mayor número de electrones.