

QUÍMICA

2º BACHILLERATO

Ejercicios resueltos Química cuántica

www.tipsacademy.es

EJERCICIOS QUÍMICA CUÁNTICA RESUELTOS

2019-Modelo Pregunta B1.- c) 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⁻¹. Calcule a qué transición corresponde. Datos. $h = 6,626 \times 10^{-34}$ J·s; $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ mol⁻¹; $R_H = 2,180 \times 10^{-18}$ J; $R_H = 1,097 \times 10^7$ m⁻¹; $c = 3 \times 10^8$ m·s⁻¹.

Datos

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

$$291,87 \cdot 10^3 \text{ J/mol}$$

La unidad de energía está expresada en J/mol, por lo que debemos cambiarla a Julios

$$291,87 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot \frac{\text{mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 4,847 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Se nos indica que se trata de H y la serie de Balmer asociada a $n_i = 2$

$$4,847 \cdot 10^{-19} = 2,180 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right); \quad n = \sqrt{\frac{1}{\frac{1}{4} - \frac{4,847 \cdot 10^{-19}}{2,180 \cdot 10^{-18}}}} \approx 6$$

2018-Julio Pregunta A1.- c) Calcule la menor longitud de onda en nm de la radiación absorbida del espectro de hidrógeno. Datos. $R_H = 1,097 \times 10^7$ m⁻¹.

Datos

$$R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

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

En el enunciado nos preguntan por la mínima longitud de onda. Para ello tenemos que recurrir a la fórmula $c = \lambda \cdot f$. Como podemos ver, si despejamos $f = \frac{c}{\lambda}$ se entiende que cuanto menor sea λ , mayor será f . Este concepto es clave pues si λ es mínima, f será máxima. La frecuencia máxima está asociada al salto de nivel más grande, es decir, desde 1 hasta ∞ .

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right); \quad \frac{1}{1,097 \cdot 10^7} = 9,116 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

2018-Modelo Pregunta B1.

d) En el espectro del átomo hidrógeno hay una línea situada a 434 nm. Calcule ΔE , en kJ·mol⁻¹, para la transición asociada a esa línea. Datos. $h = 6,62 \times 10^{-34}$ J·s; $N_A = 6,023 \times 10^{23}$; $c = 3,00 \times 10^8$ m·s⁻¹

Datos

$$h = 6,62 \cdot 10^{-34}$$

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$c = 3 \cdot 10^8$$

Se nos pide ΔE asociada a una transición e^- y gracias a la longitud de onda (λ) podemos saber la energía asociada a esa transición.

$$E = h \cdot f; \quad f = \frac{c}{\lambda} \Rightarrow E = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,62 \cdot 10^{-34} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m}}{434 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$434 \text{ nm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} = 434 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

$$\Delta E = 4,58 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 276 \text{ kJ/mol}$$

El resultado obtenido son J, pero se nos pide kJ/mol. Cuidado con las unidades!!!

2015-Junio-Coincidentes Pregunta A1.- c) 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⁻¹. Datos. h = 6,626·10⁻³⁴ J·s; c = 3·10⁸ m·s⁻¹; 1 nm = 10⁻⁹ m; NA = 6,022·10²³ mol⁻¹.

Datos
 Primer potencial de ionización = 419 kJ/mol
 $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$
 $c = 3 \cdot 10^8$ m/s
 $NA = 6,022 \cdot 10^{23}$

El primer potencial de ionización es la energía a aportar para extraer el electrón más externo. Para ello debemos calcular la energía asociada a cada átomo y también la del fotón.

La energía asociada viene expresada en $\frac{kJ}{mol}$, por lo que realizamos un factor de conversión

$$E = 419 \cdot 10^3 \frac{J}{mol} \cdot \frac{1 mol}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 6,96 \cdot 10^{-19} J$$

Ahora que conocemos la energía necesaria, podemos determinar la frecuencia con la que debe incidir mediante la expresión $E = h \cdot f$. Sin embargo el ejercicio nos pide longitud de onda (λ), por lo que realizamos el cambio

$$f = \frac{c}{\lambda} \quad E = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda}; \quad \lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{6,96 \cdot 10^{-19}} = 2,86 \cdot 10^{-7} m$$

2014-Modelo Pregunta A1.- c) Calcule la velocidad de los electrones emitidos si se utiliza radiación con $\lambda = 200$ nm, sabiendo que el valor del primer potencial de ionización es 418,8 kJ·mol⁻¹. Datos. me = 9,11·10⁻³¹ kg; h = 6,626·10⁻³⁴ J·s; c = 3·10⁸ m·s⁻¹; NA = 6,022·10²³ mol⁻¹

Datos
 Masa $e^- = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg
 $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s
 $c = 3 \cdot 10^8$ m/s
 $NA = 6,022 \cdot 10^{23}$

La energía asociada viene expresada en $\frac{kJ}{mol}$, por lo que realizamos un factor de conversión

$$418,8 \frac{kJ}{mol} \cdot \frac{1 mol}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{10^3 J}{1 kJ} = 6,95 \cdot 10^{-19} J$$

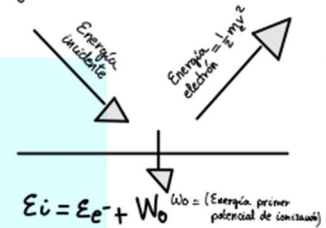
Calculamos la energía incidente mediante $E = h \cdot f$; $E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{200 \cdot 10^{-9}} = 9,94 \cdot 10^{-19} J$$

La energía se conserva, de manera que la energía incidente se emplea en la ionización.

Despejamos $E_e \Rightarrow E_e = E_i - W_0$

$$E_e = 9,94 \cdot 10^{-19} - 6,95 \cdot 10^{-19} = 2,99 \cdot 10^{-19} J \quad E_e = \frac{1}{2} m_e v^2; \quad v = \sqrt{\frac{2 \cdot 2,99 \cdot 10^{-19}}{9,11 \cdot 10^{-31}}} = 8,10 \cdot 10^5 m/s$$



2008-Modelo Problema 1A.- En el espectro del átomo hidrógeno hay una línea situada a 434,05 nm. a) Calcule ΔE para la transición asociada a esa línea expresándola en kJ·mol⁻¹. b) Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es n=2, determine cuál será el nivel superior. Datos: h = 6,62·10⁻³⁴ J·s; NA = 6,023·10²³; RH = 2,180·10⁻¹⁸ J; c = 3·10⁸ m·s⁻¹

Datos
 $\lambda = 434,05 \cdot 10^{-9}$ m
 $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$
 $NA = 6,023 \cdot 10^{23}$
 $RH = 2,18 \cdot 10^{-18}$ J
 $c = 3 \cdot 10^8$ m/s

a) Se nos pide la energía en $\frac{kJ}{mol}$, así que primero calculamos en J y después realizamos un factor de conversión

$$\Delta E_{fotón} = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{434,05 \cdot 10^{-9}} = 4,576 \cdot 10^{-19}$$

$$\Delta E_{mol} = \Delta E_{fotón} \cdot NA = \frac{4,576 \cdot 10^{-19} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{10^3 (J)} = 275,58 \frac{kJ}{mol}$$

b) Interpretamos que el nivel inferior (2) es el inicial

$$\Delta E = RH \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_f^2} \right); \quad n_f = \sqrt{\frac{-1}{\frac{4,576 \cdot 10^{-19}}{2,180 \cdot 10^{-18}} - \frac{1}{2^2}}} \approx 5$$

2006-Septiembre Problema 1B.- Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es 13,625 eV. calcule: a) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno. 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.- $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

Datos

$$E_e = 13,625 \text{ eV}$$

$$n_i = 2$$

$$n_f = 4$$

$$h = 6,62 \cdot 10^{-34}$$

$$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$c = 3 \cdot 10^8$$

a) Se nos pide la frecuencia, la cual puede ser obtenida mediante la expresión $E = h \cdot f$. Sin embargo la energía viene expresada en eV, por lo que debemos realizar el factor de conversión $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$$E = h \cdot f; f = \frac{E}{h} = \frac{13,625 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz (s}^{-1}\text{)}$$

b) El ejercicio no proporciona el dato de la constante de Rydberg, por lo que debemos calcularla. Los 13,625 eV son precisamente la ΔE entre el primer nivel (1) y el ∞ . De esta manera despejamos:

$$E = RH \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right); E = RH \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) E = RH; 13,625 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 2,18 \cdot 10^{-18}$$

De nuevo utilizamos la expresión $E = RH \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$ para obtener la energía necesaria, y una vez obtenida la expresión $E = h \cdot f$ nos proporcionará f . Para obtener la longitud de onda (λ) despejamos $f = \frac{c}{\lambda}$

$$E = RH \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} (0,25 - 0,0625) = 4,0875 \cdot 10^{-19} \text{ J} \Rightarrow E = h \cdot f; f = \frac{E}{h} = \frac{4,0875 \cdot 10^{-19}}{6,62 \cdot 10^{-34}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$f = \frac{c}{\lambda}; \lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8}{6,17 \cdot 10^{14}} = 4,86 \cdot 10^{-7}$$

2004-Modelo Problema 1B.- Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número cuántico principal $n = 3$ a otro de $n = 1$. Calcule: a) La energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y en Hz respectivamente. b) Si la energía de la transición indicada incide sobre un átomo de rubidio y se arranca un electrón que sale con una velocidad de $1670 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$ ¿Cuál será la energía de ionización del rubidio?

Datos

$$RH = 2,18 \cdot 10^{-18}$$

$$h = 6,62 \cdot 10^{-34}$$

$$NA = 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$$

a) Para calcular la energía de un salto de nivel utilizamos la ecuación de Rydberg

$$E_{\text{fotón}} = RH \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(1 - \frac{1}{9} \right) = 1,938 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Despejamos f de la expresión $E = h \cdot f$ y calculamos

$$E = h \cdot f; f = \frac{E}{h} = \frac{1,938 \cdot 10^{-18}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 2,923 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

El enunciado pide la energía en $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, por lo que realizamos un factor de conversión

$$1,938 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 1167 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

b) Planteamos la ecuación del efecto fotoeléctrico. La energía de ionización es la mínima energía necesaria para "arrancar o liberar un e^- ". También se puede expresar como trabajo de extracción (W_0)

$$E_{\text{fotón}} = E_{\text{cinética}} + E_{\text{ionización}} (W_0) \quad W_0 = E_f - E_c = 1,938 \cdot 10^{-18} - \frac{1}{2} \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot (1670 \cdot 10^3)^2 = 6,68 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$6,68 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 402,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$