

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es  $-13,625 \text{ eV}$ , calcule:

- La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno.
- 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:  $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}$ ;  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ ;  $c = 3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2006)

### SOLUCIÓN.-

La configuración electrónica del **hidrógeno: H** en el estado fundamental es:  $1s^1$ . En este orbital  $1s$  el electrón posee una energía:

$$E_1 = -13,625 \text{ eV} = -13,625 \text{ eV} \times 1,6 \times 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{eV}} = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

(Hemos recordado que un **electronvoltio: eV** es la energía cinética que adquiere un electrón, inicialmente en reposo, tras ser acelerado por una diferencia de potencial eléctrico de un voltio:  $1 \text{ eV} = |1e^-| \times 1 \text{ V}$ ).

Cuando se ioniza el átomo el electrón sale de él, con lo cual su energía es:  $E_\infty = 0$ . Por tanto, para ionizar el átomo de **H** hay que suministrarle una energía:  $\Delta E(1 \rightarrow \infty) = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ .

Con la relación de Planck:  $\Delta E = h\nu$  obtenemos la **frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el átomo de hidrógeno:**

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{2,18 \times 10^{-18}}{6,63 \times 10^{-34}} = 3,29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Cuando el electrón del átomo de **hidrógeno** pasa de un nivel  $n_i$  a otro nivel  $n_f$  inferior pierde energía, emitiendo radiación cuya energía de los fotones coincide con la diferencia entre las energías inicial y final del electrón y vale:

$$|\Delta E| = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = h\nu = h \frac{c}{\lambda} \quad \left( \begin{array}{l} \Delta E < 0 \\ \text{emisión} \end{array} \right).$$

La constante  $R_H$  es, precisamente, la energía de ionización del átomo de hidrógeno, calculada antes:

$$\Delta E_{\text{ionización}} = \left| R_H \left( \frac{1}{\infty^2} - \frac{1}{1^2} \right) \right| = \left| R_H (0 - 1) \right| = R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

La frecuencia de la radiación emitida por el átomo de H, cuando su electrón desciende del nivel:  $n_i = 4$  al nivel:  $n_f = 2$  será, entonces:

$$\nu = \frac{|\Delta E(4 \rightarrow 2)|}{h} = \frac{R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)}{h} = \frac{2,18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right)}{6,63 \times 10^{-34}}$$

$$\nu = 6,17 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Por último, recordando la relación -escrita arriba- entre la velocidad de la luz en el vacío:  $c$ , la frecuencia:  $\nu$  y la **longitud de onda**:  $\lambda$ , y que  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ , determinamos la longitud de onda de la radiación emitida:

$$\lambda(4 \rightarrow 2) = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \times 10^8}{6,17 \times 10^{14}} = 4,87 \times 10^{-7} \text{ m} = 487 \text{ nm} : \text{RESULTADO}$$

En el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea asociada a 434,05 nm.

- a) Calcule  $\Delta E$  para la transición asociada a esa línea, expresándola en  $\text{kJ mol}^{-1}$ .
- b) Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es:  $n = 2$ , determine cuál será el nivel superior.

Datos:  $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}$  ;  $N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$   
 $R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$  ;  $c = 3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$ .

(Pruebas de acceso a estudios universitarios – Madrid, modelo 2008)

### SOLUCIÓN:-

Recordando la fórmula de Planck para la energía del fotón:

$$E = h\nu$$

y la relación entre la velocidad de la luz en el vacío:  $c$ , la longitud de onda:  $\lambda$  y la frecuencia:  $\nu$ , así como que:  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ , tenemos:

- Para un átomo de hidrógeno:

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = 6,63 \times 10^{-34} \frac{3 \times 10^8}{434,05 \times 10^{-9}} = 4,58 \times 10^{-19} \text{ J}$$

- Para un mol de átomos de hidrógeno:

$$1 \text{ mol} = N_A \text{ átomos} = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

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

RESULTADO

Al tratarse de una energía emitida:  $\Delta E = -276 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

RESULTADO

Cuando el electrón del átomo de hidrógeno pasa de un nivel  $n_i$  a otro nivel  $n_f$  inferior pierde energía, emitiendo radiación cuya energía de los fotones coincide con la diferencia entre las energías inicial y final del electrón, y vale:

$$|\Delta E| = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) .$$

En nuestro caso, para un átomo de hidrógeno:

$$4,58 \times 10^{-19} = 2,18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) .$$

Despejando, obtenemos:  $n_i = 5,01$ , es decir:

$$n_i = 5 : \text{ RESULTADO}$$

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

- Calcule la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.
- Razone si es o no posible conseguir la ionización del átomo de litio con dicha radiación.

Datos:	Valor absoluto de la carga del electrón:	$e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$
	Velocidad de la luz en el vacío:	$c = 3,0 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$
	Constante de Planck:	$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
	Primera energía de ionización del litio	$= 5,40 \text{ eV}$
	1 nm	$= 10^{-9} \text{ m}$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2002)

### SOLUCIÓN.-

Con la relación entre la velocidad de la luz en el vacío:  $c$ , la longitud de onda:  $\lambda$  y la frecuencia:  $\nu$ :

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

y utilizando la fórmula de Planck para la energía del fotón:  $E = h\nu$ , calculamos esta última para los fotones de luz cuya  $\lambda = 450 \text{ nm}$  (a menor longitud de onda, mayor frecuencia):

$$E_{\text{máx}} = h\nu_{\text{máx}} = h \frac{c}{\lambda_{\text{mín}}} = 6,63 \times 10^{-34} \frac{3 \times 10^8}{450 \times 10^{-9}} = 4,42 \times 10^{-19} \text{ J}$$

### RESULTADO

Recordando que un electronvoltio:  $\text{eV}$  es la energía cinética que adquiere un electrón, partiendo del reposo, tras ser acelerado por una diferencia de potencial eléctrico de un voltio, tenemos:

$$1 \text{ eV} = |1e^-| \times 1 \text{ V} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C} \cdot 1 \text{ V} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J} .$$

Para ionizar un átomo de **litio** se requiere, entonces, una energía:  $\text{Li(g)} + E_{\text{ionización}} \rightarrow \text{Li}^+(\text{g}) + e^-$

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

$$E_{\text{ionización}} = 8,64 \times 10^{-19} \text{ J.}$$

Dado que esta energía es **superior** a la energía máxima de los fotones de luz visible, calculada anteriormente:

**No es posible ionizar un átomo de litio con luz visible : RESULTADO**

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Si la energía de ionización del K gaseoso es de  $418 \text{ kJmol}^{-1}$ :

- Calcule la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de K.
- Calcule la frecuencia asociada a esta radiación y, a la vista de la tabla, indique a qué región del espectro electromagnético pertenece.
- ¿Podría ionizarse este átomo con luz de otra región espectral?. Razone la respuesta. En caso afirmativo, indique una zona del espectro que cumpla dicho requisito.

Datos:  $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}$ ;  $c = 3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$   
 Número de Avogadro:  $6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

$\lambda$ (m)	$10^{-1}$	$10^{-3}$	$10^{-6}$	$4 \times 10^{-7}$	$3 \times 10^{-9}$	$10^{-12}$
	Radio	Microondas	Infrarrojo	Visible	Ultravioleta	Rayos X
					Rayos X	Rayos $\gamma$

(Pruebas de acceso a estudios universitarios – Madrid, modelo 2005)

### SOLUCIÓN.-

Para poder ionizar un mol ( $= N_A$  átomos) de átomos de potasio (gaseoso):



se necesita:

$$\text{E.I.} = 418 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 4,18 \times 10^5 \frac{\text{J}}{\text{mol}}.$$

Para ionizar un átomo de potasio (gaseoso) hace falta que el fotón de la radiación iluminante tenga, al menos, esta energía:

$$E_{\text{mín}} = \frac{\text{E.I.}}{N_A} = \frac{4,18 \times 10^5}{6,023 \times 10^{23}} = 6,94 \times 10^{-19} \text{ J}$$

RESULTADO

Con la relación de Planck encontramos la **frecuencia** de la radiación que ioniza el potasio, asociada a esta energía mínima que acabamos de calcular:

$$E = h\nu; \quad \nu_{\text{mín}} = \frac{E_{\text{mín}}}{h} = \frac{6,94 \times 10^{-19}}{6,63 \times 10^{-34}} = 1,05 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

RESULTADO

La velocidad de la luz en el vacío:  $c$ , la frecuencia:  $\nu$  y la longitud de onda:  $\lambda$  están relacionadas por la expresión:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

( $\lambda$  y  $\nu$  son inversamente proporcionales).

A la frecuencia-mínima que hemos calculado le corresponde una **longitud de onda** -máxima-:

$$\lambda_{\text{máx}} = \frac{c}{\nu_{\text{mín}}} = \frac{3 \times 10^8}{1,05 \times 10^{15}} = 2,87 \times 10^{-7} \text{ m}$$

que corresponde a una **radiación ultravioleta**

RESULTADO

Para ionizar un átomo de potasio (gaseoso) hace falta una energía:  $E \geq E_{\text{mín}}$ , es decir:

$$\nu \geq \nu_{\text{mín}} \quad \leftrightarrow \quad \lambda \leq \lambda_{\text{máx}},$$

por lo que:

También se conseguiría ionización con rayos X y rayos  $\gamma$  : RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa de 4,2 eV.

- a) Determine la frecuencia de la radiación utilizada.  
 b) Si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?.

Datos:	Constante de Planck:	$h$	$= 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
	Velocidad de la luz en el vacío:	$c$	$= 3,0 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$
	1 eV		$= 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$
	1 nm		$= 10^{-9} \text{ m}$

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2002)

SOLUCIÓN.-

De la relación de Planck:  $E = h\nu$ , despejamos la frecuencia:

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{4,2 \text{ eV} \times 1,6 \times 10^{-19} \text{ J/eV}}{6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}} = 1,01 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Recordando ahora la relación entre la velocidad de la luz en el vacío:  $c$ , la longitud de onda:  $\lambda$  y la frecuencia:  $\nu$  encontramos ésta para la luz naranja:

$$\nu_{\text{naranja}} = \frac{c}{\lambda_{\text{naranja}}} = \frac{3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{600 \times 10^{-9} \text{ m}} = 5 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Dado que la frecuencia -y por tanto la energía- de la luz naranja es inferior a la necesaria para ionizar el átomo de rubidio:

Irradiando el átomo de rubidio con luz naranja no se consigue ionizarlo : RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

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  $\text{kJ mol}^{-1}$  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  $1.670 \text{ km s}^{-1}$ , ¿cuál será la energía de ionización del rubidio?.

Datos:  $R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ ;  $N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}$ ;  $m_{\text{electrón}} = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2004)

### SOLUCIÓN:-

Cuando el electrón del átomo de hidrógeno pasa de un nivel  $n_i$  a otro nivel  $n_f$  inferior pierde energía, emitiendo radiación cuya energía de los fotones coincide con la diferencia entre las energías inicial y final del electrón, y vale, para un átomo de H:

$$|\Delta E| = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 2,18 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1,94 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Al tratarse de energía emitida, tenemos:

$$\Delta E = -1,94 \times 10^{-18} \text{ J} = -1,94 \times 10^{-21} \text{ kJ}$$

Para un mol (=  $N_A$  átomos) de átomos de H queda:

$$\Delta E(\text{mol}) = N_A \cdot \Delta E(\text{un átomo}) = 6,023 \times 10^{23} \times (-1,94 \times 10^{-21}) \text{ kJ}$$

$$\Delta E = -1.167,12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

Con la energía correspondiente a la transición en un átomo de hidrógeno, y mediante la relación de Planck, encontramos la **frecuencia** de la radiación emitida:

$$\nu = \frac{|\Delta E(\text{un átomo})|}{h} = \frac{1,94 \times 10^{-18} \text{ J}}{6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}} = 2,92 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

RESULTADO

Si ahora se ilumina rubidio con la radiación emitida anteriormente, y se produce emisión de electrones - **efecto fotoeléctrico** -, para un fotón de radiación y un átomo de este metal tendremos:

$h\nu = E. \text{ionización} + E_k(e^- \text{ emitido})$ , con lo cual la energía de ionización del **rubidio**:



será:

$$E. \text{ionización (Rb)} = h\nu - E_k(e^-) = h\nu - \frac{1}{2} m_e v_e^2$$

$$E. \text{ionización (Rb)} = (6,63 \times 10^{-34} \times 2,92 \times 10^{15}) - \frac{1}{2} 9,11 \times 10^{-31} (1,67 \times 10^6)^2$$

$$E. \text{ionización (Rb)} = 6,67 \times 10^{-19} \text{ J}$$

En  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  esta **energía de ionización** vale:

$$E. \text{ionización (Rb)} = 6,023 \times 10^{23} \frac{\text{átomo}}{\text{mol}} \times \frac{6,67 \times 10^{-19} \text{ J}}{10^3 \frac{\text{J}}{\text{kJ}}} =$$

$$= 402 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} : \text{RESULTADOS}$$