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 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: $h = 6{,}63 \times 10^{-34}$ Js ; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ; $c = 3 \times 10^{8}$ 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: $\Delta E(1 \to \infty) = 2{,}18 \times 10^{-18}$ J.

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

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

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:

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

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

$$\Delta E_{ionización} = \left|R_H\left(\frac{1}{\infty^2} - \frac{1}{1^2}\right)\right| = |R_H(0-1)| = R_H = 2{,}18\times10^{-18}\ J$$

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:

$$\nu = \frac{|\Delta E(4\to2)|}{h} = \frac{R_H\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right)}{h} = \frac{2{,}18\times10^{-18}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right)}{6{,}63\times10^{-34}}$$

$$\boxed{\nu = 6{,}17\times10^{14}\ s^{-1} : \text{RESULTADO}}$$

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

$$\boxed{\lambda(4\to2) = \frac{c}{\nu} = \frac{3\times10^8}{6{,}17\times10^{14}} = 4{,}87\times10^{-7}\,m = 487\,nm : \text{RESULTADO}}$$

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

a) Calcule ΔE para la transición asociada a esa línea, expresándola en $kJmol^{-1}$.

b) Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es: n = 2, determine cuál será el nivel superior.

Datos: $h = 6{,}63 \times 10^{-34}$ Js ; $N_A = 6{,}023 \times 10^{23}$ mol^{-1}
$R_H = 2{,}18 \times 10^{-18}$ J ; $c = 3 \times 10^{8}$ 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: λ y la frecuencia: ν, así como que: $1\,nm = 10^{-9}\,m$, tenemos:

- Para un átomo de hidrógeno:

$$\Delta E = h\nu = h\frac{c}{\lambda} = 6{,}63\times10^{-34}\,\frac{3\times10^{8}}{434{,}05\times10^{-9}} = 4{,}58\times10^{-19}\,J$$

- Para un mol de átomos de hidrógeno:

$$1\,mol = N_A\ \text{átomos} = 6{,}023\times10^{23}\ \text{átomos}$$

$$\Delta E = 6{,}023\times10^{23}\,\frac{\text{átomos}}{mol}\times\frac{4{,}58\times10^{-19}\,J/\text{átomo}}{10^{3}\,J/kJ} = 276\,kJ\cdot mol^{-1}$$

RESULTADO

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

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:

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

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

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

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

$$\boxed{E_{máx} = h\nu_{máx} = h\frac{c}{\lambda_{mín}} = 6{,}63\times10^{-34}\,\frac{3\times10^{8}}{450\times10^{-9}} = 4{,}42\times10^{-19}\text{ J}}$$

RESULTADO

Recordando que un electronvoltio: 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:

$$1\text{ eV} = |1e^-|\times 1\text{V} = 1{,}6\times10^{-19}\text{C}\cdot 1\text{V} = 1{,}6\times10^{-19}\text{ J} \;.$$

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

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

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

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 $kJmol^{-1}$:

a) Calcule la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de K.

b) Calcule la frecuencia asociada a esta radiación y, a la vista de la tabla, indique a qué región del espectro electromagnético pertenece.

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

λ (m)	10^{-1}		10^{-3}	10^{-6}	4×10^{-7}	3×10^{-9}	10^{-12}
	Radio	Microondas	Infrarrojo	Visible	Ultravioleta	Rayos X	Rayos γ

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

SOLUCIÓN:-

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

$$K(g) + E.I. \rightarrow K^+(g) + e^-$$

se necesita:

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

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

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

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:

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

RESULTADO

La velocidad de la luz en el vacío: c, la frecuencia: ν y la longitud de onda: λ están relacionadas por la expresión:

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

(λ y ν son inversamente proporcionales).

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

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

que corresponde a una radiación ultravioleta

RESULTADO

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

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

por lo que:

También se conseguiría ionización con rayos X y rayos γ : 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	$= 6{,}63 \times 10^{-34}$ J·s
	Velocidad de la luz en el vacío:	c	$= 3{,}0 \times 10^{8}$ m·s^{-1}
	1 eV		$= 1{,}6 \times 10^{-19}$ J
	1 nm		$= 10^{-9}$ m .

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

SOLUCIÓN.-

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

$$\boxed{\nu = \frac{E}{h} = \frac{4{,}2\,\text{eV} \times 1{,}6\times10^{-19}\,\text{J/eV}}{6{,}63\times10^{-34}\,\text{Js}} = 1{,}01\times10^{15}\,\text{s}^{-1} : \text{RESULTADO}}$$

Recordando ahora la relación entre la velocidad de la luz en el vacío: c, la longitud de onda: λ y la frecuencia: ν encontramos ésta para la luz naranja:

$$\nu_{naranja} = \frac{c}{\lambda_{naranja}} = \frac{3\times10^{8}\,\text{ms}^{-1}}{600\times10^{-9}\,\text{m}} = 5\times10^{14}\,\text{s}^{-1}$$

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

$$\boxed{\text{Irradiando el átomo de rubidio con luz naranja no se consigue ionizarlo : RESULTADO}}$$

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 $kJmol^{-1}$ 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 kms^{-1}, ¿cuál será la energía de ionización del rubidio?.

Datos: $R_H = 2,18 \times 10^{-18}$ J ; $N_A = 6,023 \times 10^{23}$ átomos·mol^{-1}

$h = 6,63 \times 10^{-34}$ Js; $m_{electrón} = 9,11 \times 10^{-31}$ 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:

$$|\Delta E| = R_H\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right) = 2,18\times10^{-18}\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 1,94\times10^{-18}\,J$$

Al tratarse de energía emitida, tenemos:

$$\Delta E = -1,94\times10^{-18}\,J = -1,94\times10^{-21}\,kJ$$

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

$$\Delta E(mol) = N_A \cdot \Delta E(un\ átomo) = 6,023\times10^{23}\times(-1,94\times10^{-21})\ kJ$$

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

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. Ionización + $E_k(e^-$ emitido), con lo cual la energía de ionización del **rubidio**:

$$Rb\,(g) + \text{E. Ionización} \rightarrow Rb^+(g) + e^-$$

será:

$$\text{E. Ionización (Rb)} = h\nu - E_k(e^-) = h\nu - \frac{1}{2} m_{e^-} v_{e^-}^2$$

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

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

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

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

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