

Estudi teòric i experimental de l'espectre d'emissió de l'hidrogen

Alumna: Isabel Cordero
Profesor: Anicet Cosialls
Química de Segon de Batxillerat
IES GUINDÀVOLS
Curs 93-94

INDEX	1
1. PLANTEJAMENT DEL PROBLEMA	2
2. METODOLOGIA	
2.1. Coneixements previs	
2.1.1. <i>Espectroscopia</i>	2
2.1.2. <i>L' arc iris complet i els seus efectes sobre les molècules.</i>	2, 3
2.1.3. <i>Espectres atòmics. Series espectrals de l'hidrogen</i>	4
2.1.4. <i>Funcionament de l'espectroscopi</i>	4
2.1.5. <i>Teoria atòmica de Niels Borh</i>	5
2.1.6. <i>Formula de Balmer</i>	6
2.2. Disseny experimental	
2.2.1.	<i>Utillatge</i> 7
2.2.2. <i>Muntatge</i>	7, 8
3. EXPERIMENTACIÓ I OBTENCIÓ DE RESULTATS	9, 10
4. ANALISI DELS RESULTATS I CONCLUSIONS FINALS	11
5. BIBLIOGRAFIA	12

1. PLANTEJAMENT DEL PROBLEMA

El objectiu d'aquest experiment és identificar cadascuna de les ratlles que observem en l'espectre de l'àtom d'hidrogen. *A quin salt electrònic son degudes les ratlles observades?*

2. METODOLOGIA

2.1. Coneixements previs

2.1.1. Espectroscopia

L'espectroscopia es una rama de la Física y la Química que estudia la interacció de la llum, o de qualsevol radiació electromagnètica amb la matèria. Diferents ones porten diferents quantitats d'energia i condueixen a diferents interaccions. L'espectroscopia és una eina molt important per detectar i analitzar molècules per varies raons. L'espectroscopia:

- es sensible i per general requereix quantitats molt petites d'una substància per poder identificar-la.
- pot realitzar-se amb mostres que es troben molt lluny, pel que s'utilitza en l'astronomia.
- es en la seva major part, un mètode no destructiu per analitzar substàncies.

En realitat, l'ull és un "instrument" espectroscòpic perquè pot detectar diferències de color, però els equips científics poden veure objectes molt opacs i poden veure la llum en gran detall que nosaltres i els animals no podem.

2.1.2. L'arc iris complet i els seus efectes sobre les molècules.

Pot pensar-se en la radiació electromagnètica, de la qual la llum visible es un exemple, com si fossin ones. Les ones tenen una longitud d'ona, que es inversament proporcional a la seva freqüència. Com més curta sigui la longitud d'ona, major serà la freqüència, i la radiació portarà major energia. L'energia es transporta en petits paquets (cuants), també anomenats fotons. Veiem doncs, l'espectre electromagnètic, començant amb les ones curtes:

- Raigs còsmics (menors d'1 pm)
- Raigs Gamma (10 pm - 1 pm)
- Raigs X (10 nm - 1 nm)
- Radiació ultravioleta (UV) (380 nm - 10 nm)
- Llum visible (VIS) (vermell 780 nm - violeta 380 nm)
- Infraroig (IR) (1 mm - 1 μm)

- Microones (1 cm - 1 mm)
- Ones de radio (majors d'1 cm)

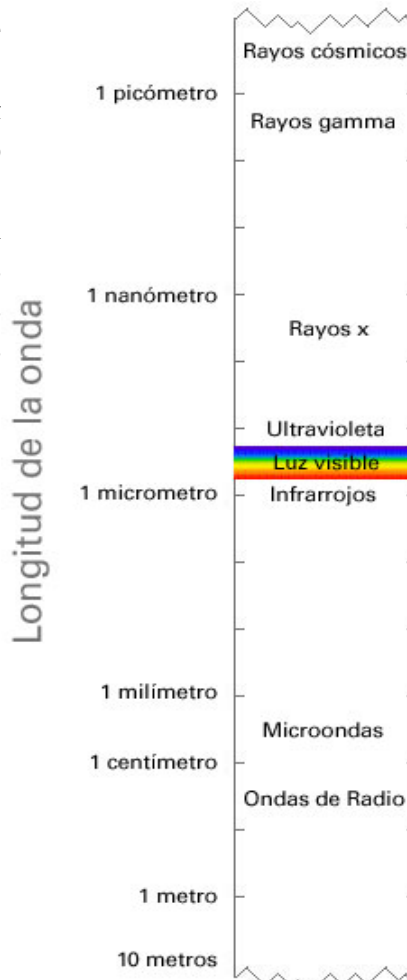
Com podem veure, la llum visible es tan sols una petita regió de aquest espectre.

Les molècules i els àtoms poden interactuar amb els fotons (ones electromagnètiques) absorbint la seva energia. Això redueix l'intensitat de la radiació que pot ser mesurada. A aquest fenomen l'anomenem *espectroscopia d'absorció* (els *espectres d'absorció* es caracteritzen per que estan formats per una seqüència de ratlles fosques que apareixen sobre un fons lluminós de l'espectre visible). També es possible que les molècules i els àtoms estiguin emitint fotons que poden ser detectats; l'anomenada *espectroscopia d'emissió* (els *espectres d'emissió* es caracteritzen per una serie de ratlles brillants damunt un fons negre) . Existeix una ampla varietat de tècniques, que es describen en los textos especializados.

La quantitat d'energia que transporta un fotó determina l'efecte que tindrà sobre les molècules i els àtoms. Les microones exciten a les molècules i les fan girar, la llum infrarroija origina vibracions dels enllaços dins de la molècula, la llum visible i la ultravioleta exciten als electrons dels enllaços. La radiació amb energia més alta interactua amb els electrons propers al núcli d'un àtom o amb el núcli del mateix.

A longituds d'ona molt petites l'energia de la "llum" es tan gran que pot trencar els enllaços i per aixó destruir o modificar les substancies químiques. (Aquesta es la raó per la qual, per exemple, la llum ultravioleta te un efecte dolent sobre la pell).

La relació existent entre la potència d'absorció i l'estructura química com sabem quin tipus en els nuvols de gas situats a enormes



entre la longitud d'ona i ("espectre") pot donar importants sobre de la molècula. Així es de molècules es troben interestelar que están distàncies.

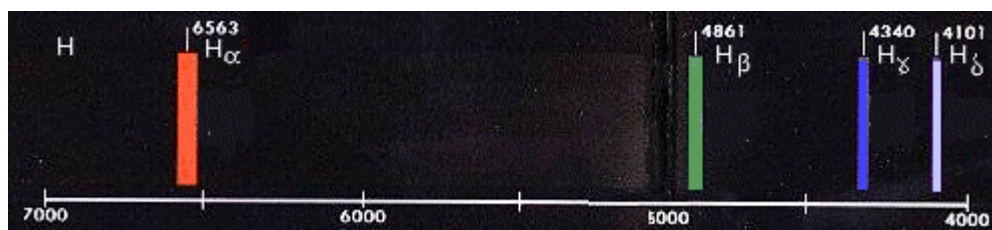
2.1.3. Espectres atòmics. Series espectrals de l'hidrogen

Quan un element químic en forma de gas o de vapor rep energia, emet llum que podem analitzar per mitjà d'un *espectroscopi*. Durant el s. XIX, els espectres es van convertir en mètodes d'identificació dels elements i dels àtoms que els constitueixen, per això, els anomenem espectres atòmics.

L'espectre d'hidrogen es tracta d'una sèrie formada per 115 ratlles, que s'adjunten cada cop més a mesura que es recorre la sèrie des de la regió amb força presició. L'any 1885, J.J. Balmer va trobar una fórmula senzilla que permetia reproduir cada ratlla:

$$\lambda = B \frac{n^2}{n^2 - 4}$$

On B és una constant igual a 3 646 Å i n, un nombre enter que té el valor 3 per a la primera ratlla, 4 per a la segona, 5 per a la tercera i així successivament.



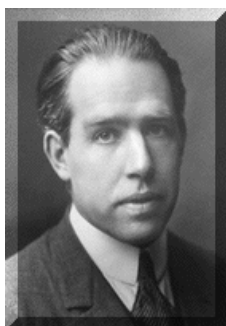
A la fotografia l'espectre de l'àtom d'hidrogen

2.1.4. Funcionament de l'espectroscopi:

La llum a analitzar, que penetra en l'instrument a través d'una ranura, es incidida aquesta sobre el prisma. L'espectre corresponent, superposat amb una escala graduada en Å, s'observa a través del telescopi. Per l'observació d'espectres continus s'utilitza l'equip directament. Per l'observació d'espectres de bandes es necessari utilitzar l'il·luminador d'escala que forma part del equip.

En el cas de l'espectroscopi que utilitzarem en el nostre experiment acoplarem al muntatge una llanterna per il·luminar-li l'escala.

2.1.5. Teoria atòmica de Niels Borh



Era necessari elaborar un model d'àtom que arrebregués totes les conseqüències de les experiències anteriors.

Bohr proposa un model de l'àtom de tipus planetari, on els electrons estarien

girant al voltant del nucli (model de Rutherford) en òrbites, encara que no podrien prendre qualsevol òrbita, sinó només aquelles que foren permeses és a dir, compatibles amb l'emissió i absorció discontinua d'energia dels àtoms que s'evidencia en les experiències en què apareixen els espectres electromagnètics dels gasos.

És a dir, que quan un electró salta entre dues òrbites contigües permeses, l'emissió o absorció d'energia, d'acord amb allò trobat experimentalment.

Doncs haurem de caracteritzar cada òrbita per un número n , que anirà augmentant segons ens allunyem del nucli de l'àtom, prenent valors $n= 0,1,2,3...$

Niels Borh va proposar un model de l'àtom, els seus primers postulats son:

- a) Els electrons només poden trobar-se en determinats i definits nivells d'energia.
- b) Mentres els electrons es mantenen en un determinat nivell, no guanyen ni perden energia.
- c) Els electrons poden saltar d'un nivell de major energia quan l'àtom

l'absorbeix i a un de menor energia quan l'atom la despren en forma de fotons.

d) Quan major sigui el salt dels electrons d'un nivell alt a un baix, més energètica (de longitud d'ona més curta) serà la radiació emetida.

Observant amb més precisió les ratlles dels espectres d'emissió i absorció dels gasos es va veure que allò que semblaven ratlles simples, en molts casos estaven desdoblades en varies.

Així calgué retocar el model:

En comptes de circulars, les òrbites podrien ser el·líptiques i l'excentricitat de les distintes òrbites podria explicar les diferències petites d'energia: una òrbita n podria estar formada per subòrbites de diferents excentricitats que classificaríem segons un número quàntic secundari l i que prendria valors $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$, de manera que si $n = 2$ llavors:

$l = 0$ òrbita circular

$n=2$

$l = 1$ òrbita el·líptica

Els salts entre aquestes subòrbites explicaria el desdoblament de les ratlles espectrals.

2.1.6. Formula de Balmer

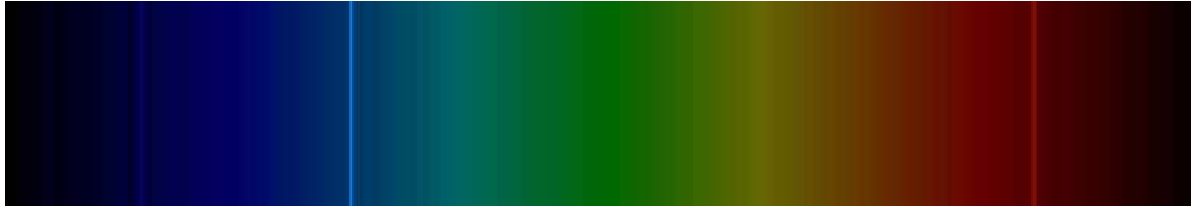
Balmer va examinar les quatre línies visibles en l'espectro de l'atomo d'hidrogen; les seves longituds d'ona son 410 nm, 434 nm, 486 nm y 656 nm. El va treballar amb aquestos nombres i eventualment va veure que todes les quatre longituds d'ona (simbolitzades per la lletra grega lambda) encaixaven en una ecuació.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, \dots$$

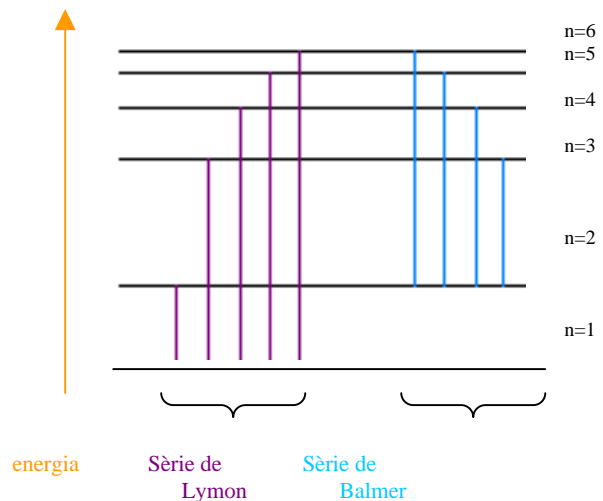
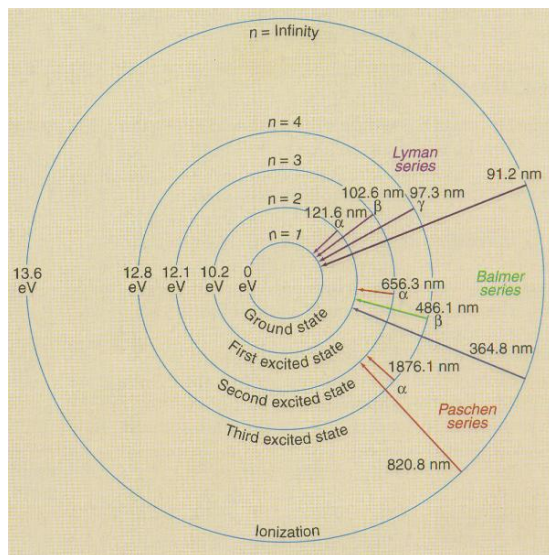
R es la *constant de Rydberg*, el valor de la qual es:

$$R = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

El nombre n es simplement un enter; la fórmula anterior dona la major longitud d'ona, 656 nm, quan $n = 3$, i dona cadascuna de les longituds d'ona menors a mesura que n augmenta hasta 6.



Les longituds d'ona més curtes corresponen a les línies blaves i al violeta que poden veure's. (La línia de 410nm es molt debil, però hi és si es mira amb molta cura). Aquest conjunt de línies va se anomenat la *Sèrie de Balmer*.



2.2. Disseny experimental

2.2.1. Utiltatge:

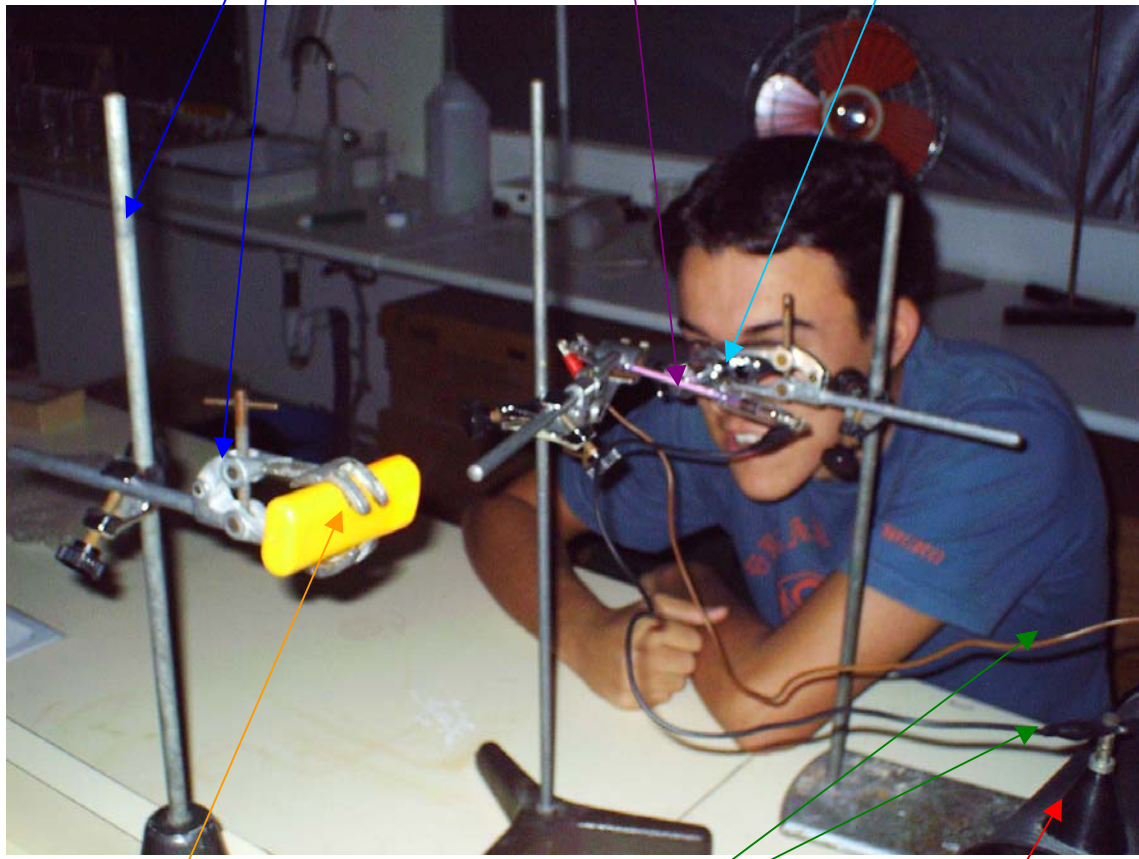
- Bonbina de Ruhmmkorff
- Tub de Geissler amb hidrogen
- Espectroscopi
- Llanterna per il·luminar l'escala
- Suports i pinces
- Cables de connexió

2.2.2. Muntatge

Suports i pinces

Tub Geissler amb hidrogen

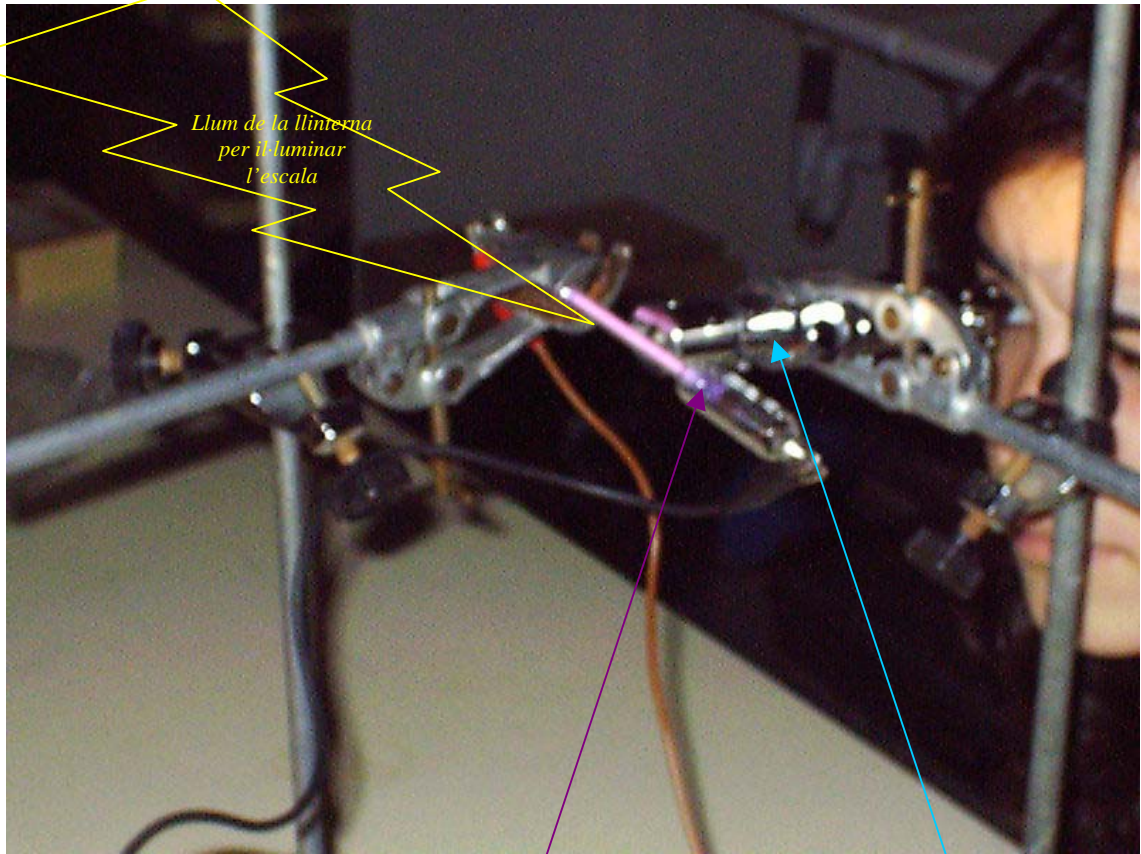
Espectroscopi



Llanterna

Cables de conexió

Bobina de Rummkorff



*Llum de la llinterna
per il·luminar
l'escala*

Tub Geissler amb
hidrogen

Espectroscopi

3. EXPERIMENTACIÓ I OBTENCIÓ DE RESULTATS

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

↓
 $n_1 \rightarrow n_2$

$c = \lambda \cdot f$
← velocitat de la llum
↙ longitud d'ona

$$f = 3 \cdot 29 \cdot 10^{15} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 4 \cdot 56 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$(n = 3 \rightarrow n = 2)$

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{4 \cdot 56 \cdot 10^{14}} = 6 \cdot 57 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$6 \cdot 57 \cdot 10^{-7} \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = \boxed{657 \text{ nm}}$$

$$f = 3 \cdot 29 \cdot 10^{15} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 6 \cdot 16 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$(n = 4 \rightarrow n = 2)$

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6 \cdot 16 \cdot 10^{14}} = 4 \cdot 87 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$4 \cdot 87 \cdot 10^{-7} \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = \boxed{487 \text{ nm}}$$

$$f = 3 \cdot 29 \cdot 10^{15} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 6 \cdot 9 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$(n = 5 \rightarrow n = 2)$

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6 \cdot 9 \cdot 10^{14}} = 4 \cdot 34 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$4 \cdot 34 \cdot 10^{-7} \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = \boxed{434 \text{ nm}}$$

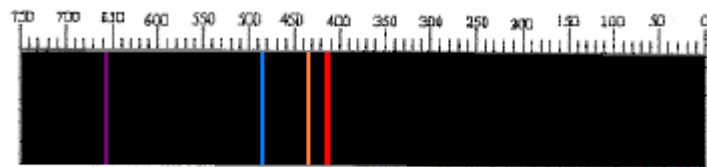
$$f = 3'29 \cdot 10^{15} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 7'31 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

(n=6 → n=2)

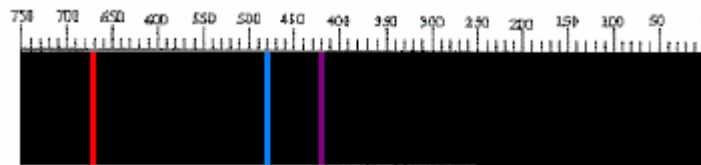
$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{7'31 \cdot 10^{14}} = 41 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$41 \cdot 10^{-7} \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = \boxed{410 \text{ nm}}$$

Transició electronica	λ (nm)	Color de la ratlla
n = 3 a n = 2	657	<i>violeta</i>
n = 4 a n = 2	487	<i>blava</i>
n = 5 a n = 2	434	<i>taronja</i>
n = 6 a n = 2	410	<i>vermella</i>



Espectre teoric de l'àtom d'hidrogen



Espectre observat experimentalment de l'àtom d'hidrogen

Ratlla vermella: 670 nm

Ratlla blava: 480 nm

Ratlla violeta: 425 nm

4. ANALISI DELS RESULTATS I CONCLUSIONS FINALS

Els estudis teòrics de les ratlles del espectre ha estat força acertats. Malgrat experimentalment ens va ser impossible donar-li un nombre a la línia taronja, el lloc d'aquesta s'intuïa. Així doncs podem afirmar a que corresponen a les mesures del quadre:

Transició electronica	λ (nm)	Color de la ratlla
n = 3 a n = 2	657	<i>violeta</i>
n = 4 a n = 2	487	<i>blava</i>
n = 5 a n = 2	434	<i>taronja</i>
n = 6 a n = 2	410	<i>vermella</i>

Les dades també coincideixen amb la λ (nm) que se li dona en altres fonts d'informació.

5. BIBLIOGRAFIA

- Química 2n de Btx. Ed. Mc Graw Hill.
- Apunts de classe i de l'experiment
- Pàgines web
- Guia Escolar VOX.