

Exercice III-17 : Etude de l'hydrogène atomique

1 Déplacement isotopique du spectre de l'hydrogène

On a relevé en nm les 4 longueurs d'onde les plus élevées des séries de Balmer pour l'hydrogène (^1H) et son isotope naturel, le deutérium D (^2H).

I_H	656,11	486,01	433,94	410,07	Données à titre indicatif
I_D	655,93	485,88	433,82	409,96	Données pour le 1-b

- a- Rappeler la formule de Ritz.
- b- On rappelle que la série de Balmer correspond à la désexcitation de l'atome vers le niveau d'énergie E_2 . Déterminer à cinq chiffres significatifs la constante de Rydberg R_D pour le deutérium. On précisera obligatoirement la méthode de calcul employée.

2 Niveaux énergétiques

En notant n le nombre quantique principal, préciser sans démonstration le nombre de spin-orbitales (ou nombre maximal d'électrons) d'un niveau d'énergie E_n .

Préciser pour $n = 3$, la nomenclature ainsi que le nombre de spin-orbitales.

3 Affinité électronique de l'hydrogène

- a- Définir l'affinité A de l'hydrogène en écrivant la réaction associée.
- b- Sachant que la constante d'écran de la sous-couche 1s est $s_{1s} = 0,30$, calculer A en eV.
- c- Les tables de données chimiques nous donnent : $A = 70 \text{ kJ.mol}^{-1} > 0$. Comment expliquer cette valeur très surprenante par rapport au **3-b** ?
- d- Cette affinité faible, mais positive, limite l'existence des ions hydrures aux éléments les plus électropositifs. A quelle famille appartiennent ces derniers ?

Correction :

1a- Lors du phénomène d'émission d'un photon, le photon émis a une énergie égale à un écart permis entre 2 niveaux d'énergie permis, d'où la formule de Ritz :

$$h \cdot \nu = (E_j - E_i)$$

avec $j > i$ nombres entiers naturels non-nuls

$$\text{soit } h \cdot \frac{c}{\lambda_{j \rightarrow i}} = -13,6 \times 1,6 \cdot 10^{-19} \times \left(\frac{1}{j^2} - \frac{1}{i^2} \right)$$

$$\text{soit } \frac{1}{\lambda_{j \rightarrow i}} = -\frac{13,6 \times 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8} \times \left(\frac{1}{j^2} - \frac{1}{i^2} \right)$$

On en déduit donc la constante de Rydberg pour l'atome d'hydrogène : $R_H =$

$$\frac{13,6 \times 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8} = 1,09402 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} = 10940 \text{ mm}^{-1}$$

A partir des valeurs de longueurs d'onde donnée, on en déduit une valeur expérimentale de la constante de Rydberg :

$$R_H = \left[\lambda_{j \rightarrow 2} \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{j^2} \right) \right]^{-1} \text{ avec } \lambda \text{ en cm}$$

n	3	4	5	6
λ en cm	$656,11 \cdot 10^{-7}$	$486,01 \cdot 10^{-7}$	$433,94 \cdot 10^{-7}$	$410,07 \cdot 10^{-7}$
R_H	109738	109737	109736	109737

Soit une valeur de la constante de Rydberg moyenne de 109737 cm^{-1} ou 10974 mm^{-1}

soit 0,3% d'erreur

b- Pour la série de Balmer, la désexcitation de l'atome se faisant vers le niveau d'énergie E_2 :

$$\frac{1}{\lambda_{j \rightarrow 2}} = -\frac{13,6 \times 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8} \times \left(\frac{1}{j^2} - \frac{1}{2^2} \right)$$