

Les premiers modèles de l'atome

Le modèle de Rutherford (1911)

La conception de la structure des atomes qui émerge au début du vingtième siècle emprunte pour l'essentiel à un modèle classique de type planétaire. A la suite des travaux d'Ernest Rutherford (1911), il est admis que l'atome peut s'apparenter à un noyau de charge positive autour duquel orbitent des particules chargées négativement : les électrons. La cohésion de l'édifice atomique résulte de la force de Coulomb jouant pour l'atome le rôle de la force de gravitation dans un système planétaire.

Soit un atome hydrogénoïde constitué d'un noyau de charge $+Ze$ et d'un électron, tous deux étant considérés comme des masses ponctuelles.

Q1. Ecrire la force de Coulomb F_c qui s'exerce entre ces deux charges lorsqu'elles sont à une distance r l'une de l'autre.

Q2. Dans l'hypothèse d'un noyau fixe autour duquel l'électron décrit une orbite circulaire avec une vitesse constante v , écrire l'équilibre des forces qui s'exercent sur l'électron. En déduire son énergie cinétique $E_c = f(r)$.

Q3. Exprimer l'énergie potentielle E_p de l'électron sachant que la force électrostatique de Coulomb dérive de cette énergie, soit $F_c = -dE_p/dr$. On prendra l'énergie potentielle de référence $E_p = 0$ lorsque $r = \infty$.

Q4. Quel est le rapport entre E_p et E_c ?

Q5. Quelle est l'expression de l'énergie totale du système $E = f(r)$?

Q6. Pourquoi ce modèle est-il inadapté à la description de l'atome ?

Le modèle de Bohr (1913)

En 1913, Niels Bohr publie un article intitulé "De la constitution des atomes et des molécules" dans lequel il tente de concilier un modèle atomique planétaire pour l'atome d'hydrogène et la quantification observée sur son spectre d'émission. Son hypothèse de base repose sur les postulats suivants :

1. L'électron circule à vitesse et énergie constante sur des orbites circulaires particulières sur lesquelles il y a exacte compensation entre l'attraction coulombienne du noyau et la force centrifuge.

2. Ces orbites particulières se limitent à celles pour lesquelles l'action, produit de la quantité de mouvement et de la longueur de l'orbite, est un multiple de la constante de Planck.

3. Le changement d'orbite se produit par absorption ou émission d'un photon. L'énergie du photon absorbé ou émis correspond à la différence d'énergie des deux orbites.

Le modèle de Bohr de l'atome d'hydrogène est un modèle construit avant tout pour rendre compte de l'existence des spectres de raies atomiques. Il conjugue le modèle planétaire classique de Rutherford et une condition de quantification des orbites permises. Son mérite principal tient à sa capacité à reproduire théoriquement les spectres de raies observés.

Les travaux de Bohr furent une avancée considérable dans l'établissement de la théorie quantique, bien qu'il ne présentent qu'une juxtaposition d'une condition de quantification sur un modèle classique. En suggérant de distinguer, dans la notion de grandeur physique, le concept et les valeurs permises, il ouvrait la voie à une théorie formellement plus aboutie qui allait apparaître plus tard avec les travaux de Heisenberg et Schrödinger.

Q1. Ecrire la condition de quantification énoncée par le postulat 2.

Q2. Montrer que le rayon des orbites stationnaires peut s'écrire sous la forme $r = a_0 n^2 / Z$, et calculer la constante a_0 .

Q3. Exprimer l'énergie totale $E = f(n)$, et calculer les constantes intervenant dans cette expression pour les trois unités couramment utilisées : Joule, eV, cm^{-1} .

Q4. Calculer les rayons des trois premières orbites stationnaires possibles pour l'atome d'hydrogène.

Q5. Quelle valeur doit-on modifier dans les expressions précédentes pour tenir compte du fait que l'électron tourne autour du barycentre du système et non du noyau ?

Spectroscopie de l'atome d'hydrogène

Q1. Quelle est l'expression de la différence d'énergie entre les deux niveaux les plus bas de l'atome d'hydrogène ? Calculer sa valeur.

Q2. En appliquant la relation de Planck, calculer la fréquence, la longueur d'onde et le nombre d'ondes de la transition lumineuse associée à la différence d'énergie précédemment calculée.

Q3. Quelle est l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène ?

Q4. Retrouver la valeur de la constante déterminée expérimentalement par Rydberg.