

Transcription traduite de la bande sonore de la vidéo Mécanique quantique – chapitre 2

CHAUCER: Maintenant, nous allons voir comment la mécanique quantique nous aide à comprendre la structure atomique.

KEVIN: Ah - Bohr et de Broglie sont deux de mes héros.

DIANA: Boron qui ?

CHAUCER: mignon, Diana, mignon. Jeeves ?

205-Structure atomique.

C'est au cours des premières décennies du 19^{ème} siècle que la structure de l'atome devient un véritable centre d'intérêt scientifique.

On savait par exemple que l'atome d'hydrogène était constitué d'un proton et d'un électron. Cependant les scientifiques de l'époque n'avaient pas trouvé un modèle décrivant un arrangement stable de ces deux particules.

On savait également que les protons d'un atome étaient regroupés dans une petite région centrale appelée le noyau et que les électrons étaient comparativement disposés à des distances relativement importantes hors du noyau.

Or, pour l'hydrogène, si son électron (chargé négativement) était stationnaire, il tomberait sur le noyau (chargé positivement), puisque la charge de ces particules les amènerait à s'attirer.

Pourtant, l'électron ne pouvait pas non plus se trouver sur une orbite circulaire autour du noyau. Le mouvement circulaire exige une accélération constante de la particule pour l'empêcher de s'échapper. Comme l'électron possède une charge et que les particules chargées émettent de la lumière lorsqu'elles sont accélérées, un électron sur une orbite circulaire devrait émettre de la lumière (donc perdre de l'énergie) et s'écraser dans un mouvement spiralaire sur le noyau.

210-Atome de Bohr.

Niels Bohr proposa le premier un modèle fonctionnel de l'atome d'hydrogène. Dans le modèle de Bohr, l'électron tourne autour du noyau comme s'il s'agissait d'une planète se déplaçant autour du soleil.

En tenant compte de la quantification de l'énergie que Max Planck a imaginé pour résoudre la catastrophe ultraviolette, Bohr précisa qu'à l'intérieur de l'atome d'hydrogène, l'électron ne peut être autorisé à avoir que des valeurs discrètes du moment angulaire dans son orbite autour du noyau. Plus simplement, cela signifie que les électrons peuvent occuper des orbites situées seulement à une certaine distance du noyau.

Mais Bohr éluda le problème de l'électron dissipant son énergie par rayonnement en déclarant que « ça ne s'est pas produit jusqu'à présent » (même de grands scientifiques trichent parfois!).

Il postule alors qu'à l'intérieur d'un atome, les électrons n'émettent de l'énergie sous forme de rayonnement que lorsqu'ils sautent d'une orbite permise à une autre, et que l'énergie de ce rayonnement révèle les orbites permises.

Les longueurs d'onde de la lumière absorbée par l'hydrogène quand il est éclairé par la lumière blanche, ainsi que les longueurs d'onde de la lumière quand elle est plus tard ré-émise, ont été précisément étudié à l'époque, mais jamais expliqué. Voici l'exemple d'un spectre d'absorption et d'un spectre d'émission.

En prévoyant les valeurs des orbites qu'un électron pourrait posséder, le modèle de Bohr a également prévu les longueurs d'onde des raies dans le spectre de l'hydrogène. Et son modèle a été un franc succès. Il a expliqué dans les moindres détails les spectres atomiques de l'hydrogène.

Lorsque l'énergie des longueurs d'onde des raies spectrales est comparée aux différences d'énergie des orbites autorisées dans l'atome de Bohr - elles sont identiques. Ainsi, l'approche quantique a bien fonctionné pour expliquer les orbites permises, mais personne n'a bien compris pourquoi seules ces orbites ont été autorisées.

215-Onde et corpuscules.

En 1924, dans sa thèse de doctorat, Louis de Broglie a présenté une idée simple qui a fait progresser la compréhension de l'extrêmement petit (un bond en avant pourrait-on dire).

Depuis Einstein, Planck et Compton, il était clairement établi que la lumière pouvait avoir des caractéristiques à la fois ondulatoire et corpusculaire, de Broglie a suggéré que les particules de matière ... protons, électrons, atomes, boules de billard, etc., pouvaient parfois se comporter comme des ondes. Et quand cette idée fut appliquée à l'atome de Bohr, cela a permis de répondre à de nombreuses questions.

Tout d'abord, les orbites permises devaient être des multiples exacts des longueurs d'ondes calculées pour les électrons, les autres orbites produisant des interférences d'ondes destructives, empêchant ainsi l'électron d'y exister.

Ainsi, en premier lieu, la circonférence de l'orbite doit être égale à la longueur d'onde ... Ou deux fois la longueur d'onde ... Ou 3 fois la longueur d'onde ... Ou, d'ailleurs, tout multiple de la longueur d'onde.

En second lieu, ces orbites ne sont pas vraiment des orbites dans le sens traditionnel du terme. Ces électrons ne circulent pas en cercle autour du noyau. Ils prennent la forme d'une onde stationnaire qui entoure le noyau entièrement. La position exacte et la vitesse de l'électron ne peuvent pas être spécifiés à un instant donné.