

# PHYSIQUE



## Leçon – L'atome d'hydrogène

L'applet *Atome d'hydrogène* simule un modèle de mécanique quantique de l'atome d'hydrogène.

---

### Préalables

L'élève devrait avoir une connaissance élémentaire des événements historiques qui ont précédé les travaux de Bohr. Il devrait être au courant de la découverte de l'électron et de l'élaboration de la théorie quantique à la fin du XX<sup>e</sup> siècle.

### Résultats d'apprentissage

L'élève pourra expliquer (et souligner les limites) des principaux modèles de la structure atomique, en commençant par le modèle de Thomson et en terminant par le modèle quantique. Il pourra expliquer le modèle de l'atome proposé par Bohr, y compris ses postulats et leur incidence en ce qui concerne la physique classique et les concepts de quantification. L'élève pourra également calculer les niveaux d'énergie, les rayons et les données relatives aux transitions, et indiquer comment le modèle de Bohr explique les spectres d'émission et d'absorption.

L'élève découvrira le modèle de l'atome d'hydrogène fondé sur la mécanique quantique, et pourra expliquer qualitativement les concepts d'orbitale et de densité de probabilité.

### Directives

L'élève devrait connaître les fonctions de l'applet, telles que décrites dans l'option Aide.

L'applet devrait être ouvert. Les directives point par point présentées dans le texte qui suit doivent être exécutées dans l'applet. Il pourrait être nécessaire de basculer des directives à l'applet et inversement si l'espace écran est limité.

---

### Contenu

[Les premiers modèles de l'atome](#)

## [Les spectres atomiques](#)

### [Le modèle de Bohr de l'atome d'hydrogène](#)

- Postulats de Bohr
- Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène
- Spectres d'émission et d'absorption de l'hydrogène

### [Le modèle quantique de l'atome d'hydrogène](#)

#### [Résumé](#)

---

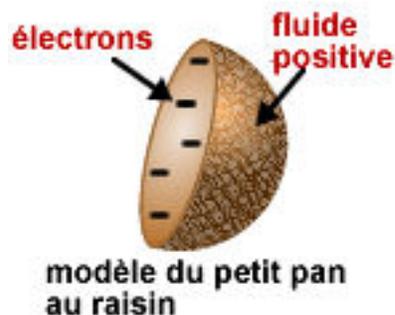
## Les premiers modèles de l'atome

Aujourd'hui, nous connaissons bien le concept de l'atome, du noyau et des particules subatomiques. Cependant, ces notions n'ont fait surface qu'au cours des deux derniers siècles. Elles font référence à la **structure atomique**, c'est-à-dire aux éléments qui constituent la matière. Même aujourd'hui, la recherche en **mécanique quantique** et en **physique subatomique** nous oblige à réviser nos connaissances courantes de la structure atomique et de la matière.

Bien que la théorie atomique de la matière ait vu le jour chez les Grecs de l'Antiquité, ce n'est qu'au début des années 1800, au moment où Charles Dalton a proposé sa théorie atomique, qu'elle a été généralement acceptée. Dalton, un homme de sciences anglais, a élaboré sa théorie après avoir étudié et analysé minutieusement les réactions chimiques et physiques. Selon cette théorie, toute matière est composée d'atomes, l'atome étant la plus petite unité indivisible de matière. Le modèle de Dalton est souvent appelé **modèle de la boule de billard**, parce que l'atome est comparé à une boule de billard, c'est-à-dire une unité complète, indivisible, de matière.



**modèle de la boule de billard**



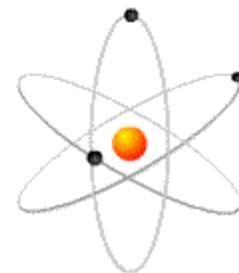
**modèle du petit pain au raisin**

La théorie atomique de Dalton a été acceptée pendant presque tout le XIX<sup>e</sup> siècle. Cependant, quand J.J. Thomson découvrit l'électron en 1897, il est devenu évident que l'atome **n'était pas** la plus petite unité de matière. D'ailleurs, puisque les électrons portent une charge négative, mais que les atomes sont neutres, les atomes doivent également contenir une substance chargée positivement. Thomson a donc élaboré un autre modèle dans lequel l'atome était rempli d'une substance portant une charge positive dans laquelle étaient dispersés les électrons. Le modèle de Thomson est souvent appelé **modèle du petit pain au raisin** ou **pouding**

au raisin.

Peu après que Thomson a proposé son modèle, celui-ci aussi a dû être révisé. En 1911, Ernest Rutherford, Hans Geiger et Ernest Marsden ont réalisé une série d'expériences indiquant qu'il existait dans l'atome un noyau minuscule, mais très massif, portant une charge positive. Rutherford conclut que l'atome n'était pas rempli d'une substance chargée positivement (comme l'avait décrit Thomson), mais plutôt que toute la charge positive de l'atome était située dans un **noyau**, au centre de l'atome. Ce noyau était petit, mais contenait presque toute la masse de l'atome. Donc, Rutherford proposa un **modèle nucléaire** de l'atome.

Cependant, le modèle nucléaire de l'atome posait un problème. Comme tu le sais, des charges positives et négatives s'attirent. Si le noyau était chargé positivement, pourquoi les électrons n'étaient-ils pas attirés dans le noyau? Pour résoudre ce problème, Rutherford suggéra que **les électrons étaient en orbite autour du noyau**, de façon fort semblable aux satellites qui sont en orbite autour de la terre ou de la terre qui tourne autour du soleil. La force d'attraction entre les électrons et le noyau fournissait la force nécessaire pour maintenir les électrons en orbite. Rutherford a donc proposé un **modèle planétaire** de l'atome.



Modèle planétaire de l'atome

Néanmoins, le modèle planétaire présentait aussi un grave défaut. Vois si tu peux découvrir quel était ce défaut en répondant aux questions suivantes.

**Exercice 1**

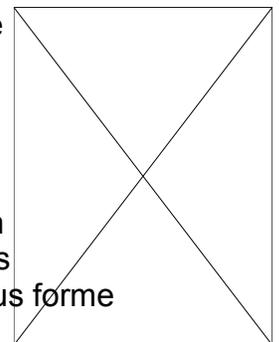
D'après les lois de l'électromagnétisme, que se passe-t-il lorsqu'un électron subit une accélération? Qu'est-ce qui est libéré?

**Exercice 2**

Dans le modèle planétaire de l'atome de Rutherford, les électrons subissent-ils une accélération? Si oui, quelle force cause cette accélération?

**Exercice 3**

Qu'arriverait-il à un atome si les électrons émettaient un rayonnement pendant qu'ils sont en orbite autour du noyau? Les atomes pourraient-ils même exister s'ils perdaient constamment de l'énergie sous forme de rayonnement émis?



Tu devrais avoir découvert que l'atome décrit par le modèle de Rutherford n'est

pas stable et finit par s'effondrer sur lui-même. Lorsque des électrons subissent une accélération, ils émettent un rayonnement électromagnétique. Les électrons qui tournent en orbite autour du noyau subissent une accélération centripète, si bien qu'ils devraient émettre un rayonnement. Or, s'ils émettent un rayonnement, les électrons devraient perdre de l'énergie. S'ils perdent de l'énergie, ils finiront par percuter le noyau. Que se passait-il alors? À la fin du XIX<sup>e</sup> siècle, aucun modèle approprié de l'atome n'avait encore été proposé.

## Les spectres atomiques

Dans leurs efforts en vue d'élaborer un modèle de l'atome, les chercheurs devaient aussi tenir compte des **spectres atomiques**. Au début des années 1800, on savait que chaque élément émettait un spectre unique. Pourquoi chaque élément avait-il son propre spectre et pourquoi s'agissait-il d'un spectre de raies? D'une façon ou d'une autre, ces phénomènes devaient être liés au mystère de la structure atomique.

Avant de poursuivre notre discussion sur l'atome, examinons de plus près les spectres atomiques. Il en existe trois types : continu, à raies scintillantes (émission) et à raies sombres (absorption). Un solide ou un liquide porté à l'incandescence produira un spectre continu. Seuls les gaz produisent des spectres de raies.

### Spectres continus :

Toutes les longueurs d'onde (et les fréquences) de la lumière sont représentées. Dans le domaine visible (400 nm à 700 nm), toutes les couleurs sont visibles.



Spectre continu dans le domaine visible.

### Spectre de raies scintillantes :

Un gaz dont les atomes sont excités produit un spectre de raies scintillantes. Le spectre ne contient que des raies d'une longueur d'onde particulière. Un spectre de raies scintillantes est appelé **spectre d'émission**, parce que le gaz émet certaines longueurs d'onde (fréquences).



Spectre d'émission de l'hydrogène, dans le domaine visible.

### Spectre de raies sombres :

Un spectre de raies sombres est créé lorsque la lumière émise par un

solide ou un liquide incandescent passe à travers un gaz non excité (froid). Il manque dans le spectre continu type (produit par le solide ou le liquide incandescent) certaines longueurs d'onde auxquelles correspondent les raies sombres. Un spectre de raies sombres est appelé **spectre d'absorption**, parce que le gaz absorbe certaines longueurs d'onde (fréquences).



Spectre d'absorption de l'hydrogène, dans le domaine visible.

#### Exercice 4

Les spectres d'émission et d'absorption de l'hydrogène sont affichés ci-dessus. Compare la position des raies. Que remarques-tu?

Il est intéressant de repenser le modèle planétaire de l'atome de Rutherford à la lumière des spectres atomiques. Souviens-toi que le modèle de Rutherford violait les lois de l'électromagnétisme de Maxwell. Ne tenons pas compte de ce défaut pour le moment et évaluons le modèle de Rutherford en examinant ce qu'il prédit au sujet des spectres atomiques.

#### Exercice 5

D'après les lois de l'électromagnétisme de Maxwell, la fréquence orbitale (le nombre d'orbites complètes par seconde) d'un électron est égale à la fréquence du rayonnement émis. Si un électron descend en spirale et percute le noyau...

- que deviendra sa fréquence orbitale?
- que deviendra la fréquence du rayonnement émis?
- quel genre de spectre sera produit – continu ou spectre de raies? Explique.
- Examine le spectre d'émission de l'hydrogène. De quel genre de spectre s'agit-il? Le modèle de Rutherford permet-il de prédire correctement le spectre?

En plus de l'instabilité de l'atome, le modèle de Rutherford sous-entend que les spectres atomiques devraient être continus. Or, il existe des preuves que les gaz produisent des spectres de raies. Par conséquent, le modèle de Rutherford ne tient pas face aux données spectrales expérimentales. De toute évidence, un modèle planétaire de l'atome n'était pas suffisant. Il fallait donc proposer un nouveau modèle.

## Le modèle de Bohr de l'atome d'hydrogène

Au début du XX<sup>e</sup> siècle, un modèle qui, enfin, commençait à répondre à certaines questions soulevées par la structure et les spectres atomiques a été avancé. En 1913, Neils Bohr a proposé un modèle de structure atomique en prenant comme exemple le modèle de l'hydrogène. Son modèle décrivait non seulement la structure de l'atome, mais il expliquait aussi les spectres atomiques et, de surcroît, prédisait correctement l'existence d'un plus grand nombre de raies atomiques. Le modèle de Bohr semblait être tout ce que les physiciens recherchaient. Pourtant, il y avait un problème – le modèle de Bohr dépassait le cadre de la physique classique et s'aventurait dans le nouveau monde de la physique quantique. Par conséquent, de nombreux hommes de science demeuraient sceptiques. Néanmoins, le modèle de Bohr était de loin supérieur à tout modèle antérieur et il a été accepté à titre de modèle semi-classique de l'atome. Examinons maintenant le modèle de Bohr.

### Postulats de Bohr

Bohr est parti d'un modèle planétaire de l'atome. Cependant, pour contourner les problèmes qu'avait rencontrés Rutherford, il a émis plusieurs hypothèses :

- Les électrons tournent en orbite autour du noyau. Ils sont maintenus en orbite par une force électrostatique.
- Les électrons ne peuvent se trouver que sur certaines orbites permises et un électron **n'émet pas** de rayonnement lorsqu'il est sur l'une de ces orbites. Sur ces orbites permises, l'énergie de l'électron est constante. Ces orbites sont appelées **états stationnaires**, puisque l'énergie de l'électron est constante. Autrement dit, l'énergie de l'électron est **quantifiée** – elle ne peut prendre que certaines valeurs. Par conséquent, les orbites permises peuvent être appelées « états énergétiques ».
- Un électron n'émet un rayonnement que s'il « tombe » d'un état énergétique élevé à un état plus faible. La variation de l'énergie de l'électron (lors du passage de l'état élevé à l'état plus faible) est égale à l'énergie du photon **émis**. De la même façon, un électron n'absorbe un rayonnement que s'il « saute » jusqu'à un niveau énergétique plus élevé.

Maintenant, la variation de l'énergie de l'électron est égale à l'énergie du photon **absorbé**.

- Les rayons des orbites permises sont également quantifiés – chaque état énergétique correspond à un rayon particulier.

### Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

En appliquant ses hypothèses, Bohr a pu établir des expressions pour les niveaux d'énergie permis et les rayons orbitaux permis pour l'atome d'hydrogène. L'énergie peut être exprimée en joules (J) ou en électrons-volts (eV). De même, l'unité utilisée pour exprimer le rayon orbital peut être le mètre (m) ou le Bohr ( $a_0$ ).

<p>Les <b>niveaux d'énergie</b> permis d'un atome d'hydrogène se calculent en prenant pour référence l'énergie du premier niveau.</p>	<p>Le <b>rayon</b> permis de chaque niveau d'énergie dans un atome d'hydrogène se calcule en prenant pour référence le rayon du premier niveau.</p>																								
<p>Sous forme d'équation, l'énergie s'exprime :</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block; margin: 10px 0;"> <math display="block">E_n = (-13,6 \text{ eV}) \left( \frac{1}{n^2} \right)</math> </div> <p style="text-align: right;">(1)</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th>Quantité</th> <th>Symbole</th> <th>Unité</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Énergie d'un niveau permis</td> <td><math>E_n</math></td> <td>J ou eV</td> </tr> <tr> <td>Énergie du premier niveau</td> <td><math>E_1</math></td> <td><math>-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}</math> <b>ou</b> <math>-13,6 \text{ eV}</math></td> </tr> <tr> <td>Nombre quantique</td> <td><math>n</math></td> <td><math>n = 1,2,3,\dots</math></td> </tr> </tbody> </table>	Quantité	Symbole	Unité	Énergie d'un niveau permis	$E_n$	J ou eV	Énergie du premier niveau	$E_1$	$-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ <b>ou</b> $-13,6 \text{ eV}$	Nombre quantique	$n$	$n = 1,2,3,\dots$	<p>Sous forme d'équation, le rayon s'exprime :</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block; margin: 10px 0;"> <math display="block">r_n = n^2 a_0</math> </div> <p style="text-align: right;">(2)</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th>Quantité</th> <th>Symbole</th> <th>Unité</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Rayon d'un niveau permis</td> <td><math>r_n</math></td> <td>m</td> </tr> <tr> <td>Rayon du premier niveau</td> <td><math>r_1</math></td> <td><math>5,29 \times 10^{-11} \text{ m}</math></td> </tr> <tr> <td>Nombre quantique</td> <td><math>n</math></td> <td><math>n = 1,2,3,\dots</math></td> </tr> </tbody> </table>	Quantité	Symbole	Unité	Rayon d'un niveau permis	$r_n$	m	Rayon du premier niveau	$r_1$	$5,29 \times 10^{-11} \text{ m}$	Nombre quantique	$n$	$n = 1,2,3,\dots$
Quantité	Symbole	Unité																							
Énergie d'un niveau permis	$E_n$	J ou eV																							
Énergie du premier niveau	$E_1$	$-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$ <b>ou</b> $-13,6 \text{ eV}$																							
Nombre quantique	$n$	$n = 1,2,3,\dots$																							
Quantité	Symbole	Unité																							
Rayon d'un niveau permis	$r_n$	m																							
Rayon du premier niveau	$r_1$	$5,29 \times 10^{-11} \text{ m}$																							
Nombre quantique	$n$	$n = 1,2,3,\dots$																							

Au moyen de l'expression de l'énergie (équation 1), il est possible de calculer les niveaux permis pour l'atome d'hydrogène. Par exemple, on peut utiliser l'équation 1 pour calculer l'énergie des électrons au deuxième niveau d'énergie :

$$E_2 = -13,6 \text{ eV} \left( \frac{1}{2^2} \right) = -3,40 \text{ eV}$$

Les niveaux d'énergie sont souvent illustrés par un diagramme de niveau d'énergie, comme celui présenté à la figure 1. Un diagramme de niveau d'énergie permet d'observer plusieurs choses :

- Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène ne sont pas espacés uniformément – à mesure qu'un électron passe à des niveaux plus élevés, la différence d'énergie entre les niveaux devient de plus en plus faible.
- L'énergie à chaque niveau est indiquée par un nombre négatif. À mesure qu'un électron passe à des niveaux d'énergie plus élevés, son énergie **augmente** (devient moins négative).
- Quand un électron fait une transition, il passe d'un niveau d'énergie à un autre. L'espace entre les niveaux d'énergie représente la grandeur de la variation de l'énergie de l'électron. Par exemple, un électron qui passe du niveau  $n = 3$  au niveau  $n = 1$  subit une plus grande variation d'énergie qu'un électron qui passe de  $n = 3$  à  $n = 2$ .

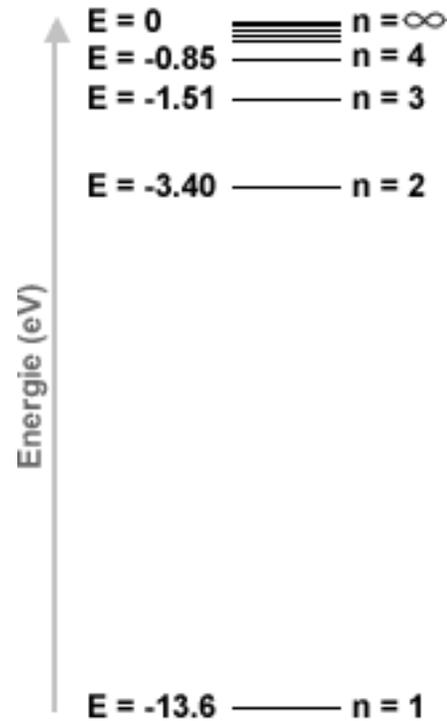


Fig. 1: Diagramme de niveaux d'énergie pour hydrogène

### Spectres d'émission et d'absorption de l'hydrogène

Le modèle de l'atome d'hydrogène de Bohr permettait de bien expliquer les spectres d'émission et d'absorption. Non seulement il fournissait une description conceptuelle de ces spectres, mais il prédisait également correctement la longueur d'onde des raies spectrales des spectres d'émission et d'absorption de l'hydrogène. D'ailleurs, le modèle de Bohr expliquait pourquoi les raies d'absorption correspondent aux raies d'émission. Explorons ces notions plus en détails.

Selon le modèle de Bohr, un électron n'émet ou n'absorbe de l'énergie que s'il se déplace entre des niveaux d'énergie. L'énergie qui est émise ou absorbée par un atome se présente sous forme de photons.

La **quantité** d'énergie qui est émise ou absorbée est égale à la **différence** d'énergie entre les niveaux énergétiques.

La **fréquence** ou la **longueur d'onde** d'un photon est reliée à son énergie.

Sous forme d'équation, elle s'exprime :

$$\Delta E = E_i - E_f = hf = \frac{hc}{\lambda} \quad (3)$$

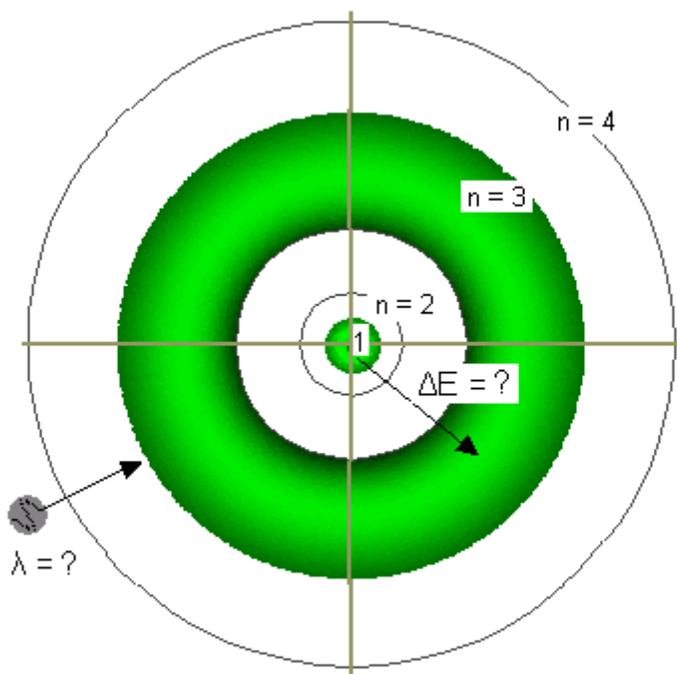
Quantité	Symbol e	Unité SI
Variation d'énergie	$\Delta E$	J ou eV
Énergie initiale	$E_i$	J ou eV
Énergie finale	$E_f$	J ou eV

Sous forme d'équation, elle s'exprime :

$$E = hf = \frac{hc}{\lambda} \quad (4)$$

Quantité	Symbol e	Unité SI
Énergie du photon	E	J ou eV
Constante de Planck	h	x 6,63 10 <sup>-34</sup> J.s ou 4,14 x 10 <sup>-15</sup> eV.s
Fréquence	f	Hz
Longueur d'onde	$\lambda$	m
Vitesse de la lumière	c	3,00 x 10 <sup>8</sup> m/s

**Exemple de problème :** Un atome d'hydrogène absorbe un photon qui fait sauter un électron du niveau d'énergie  $n = 1$  au niveau d'énergie  $n = 3$ . Quelle est la variation d'énergie de l'électron et quelle est la longueur d'onde du photon absorbé?



Pour commencer, calcule l'énergie de l'électron à chaque niveau.

$$E_1 = -13,6 \text{ eV} \left( \frac{1}{1^2} \right) = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_3 = -13,6 \text{ eV} \left( \frac{1}{3^2} \right) = -1,51 \text{ eV}$$

Ensuite, calcule la variation de l'énergie de l'électron causée par la transition.

$$\Delta E = E_f - E_i$$

$$\Delta E = (-1,51 \text{ eV}) - (-13,6 \text{ eV}) = 12,09 \text{ eV}$$

La variation de l'énergie de l'électron est égale à l'énergie du photon.

Enfin, calcule la longueur d'onde du photon en te fondant sur son énergie.

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(4,14 \times 10^{-15} \text{ eV}\cdot\text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{12,09 \text{ eV}}$$

$$\lambda = 1,03 \times 10^{-7} \text{ m}$$

### Résumé du modèle de Bohr

- **Absorption ( $n_i > n_f$ ).** Quand un électron « saute » sur un niveau d'énergie plus élevé, il doit absorber de l'énergie. Chacune des transitions possibles nécessite une quantité particulière d'énergie. Les raies sombres d'un spectre d'absorption correspondent aux longueurs d'onde de photon particulières qui sont nécessaires pour qu'un électron passe d'un niveau d'énergie inférieur à un niveau d'énergie plus élevé.
- **Émission ( $n_i < n_f$ ).** Quand un électron « tombe » à un niveau d'énergie plus bas, il émet de l'énergie. Chacune des transitions possibles produit l'émission d'une quantité spécifique d'énergie. Les raies observées dans un spectre d'émission correspondent aux longueurs d'onde de photon spécifiques qui sont émises lorsqu'un électron saute d'un niveau d'énergie élevé à un niveau plus faible.
- Les raies d'absorption et d'émission concordent. Par exemple, la **grandeur** de la variation d'énergie ( $\Delta E$ ) quand un électron passe du niveau  $n = 1$  au niveau  $n = 2$  est égale à la **grandeur** de la variation d'énergie ( $\Delta E$ ), quand un électron tombe du niveau  $n = 2$  au niveau  $n = 1$ .

- La **valeur absolue**, ou **grandeur**, de la variation d'énergie se calcule d'après les énergies initiale et finale de l'électron qui subit la transition :

$$\Delta E = E_i - E_f = hf = \frac{hc}{\lambda}$$

- La fréquence, ou la longueur d'onde, d'un photon absorbé ou émis peut

$$E = hf = \frac{hc}{\lambda}$$

être calculée au moyen de la formule :

Réponds aux questions qui suivent pour voir si tu as compris le modèle de l'atome d'hydrogène de Bohr. Pour vérifier tes réponses aux questions qui nécessitent des calculs, sers-toi de l'applet.

**Exercice 6**

Examine les hypothèses faites par Bohr. Lesquels de ces postulats « concordent » avec la physique classique et lesquels appuient les notions de la physique quantique?

**Exercice 7**

Selon Bohr, pourquoi un atome ne s'effondre-t-il pas sur lui-même pendant que les électrons tournent autour du noyau?

**Exercice 8**

Selon Bohr, que se produit-il dans un atome quand un photon lumineux est :

a) émis?

b) absorbé?

**Exercice 9**

En te servant des expressions de Bohr, calcule les trois premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène. Inscris tes réponses en joules et en électrons-volts. Vérifie tes réponses au moyen de l'applet.

$E_1$ :	$E_2$ :	$E_3$ :
---------	---------	---------

**Exercice 10**

Calcule les rayons des 4<sup>e</sup>, 5<sup>e</sup> et 6<sup>e</sup> niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène. Vérifie tes réponses au moyen de l'applet.

$r_4$ :	$r_5$ :	$r_6$ :
---------	---------	---------

--	--	--

### Exercice 11

Précédemment, quand on a présenté les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène, on t'a aussi présenté un diagramme de niveau d'énergie. Dans ce diagramme, on a représenté le niveau d'énergie  $n = \infty$ . Dans l'applet, réalise une transition du niveau  $n = 1$  au niveau  $n = \infty$  et observe les données sur l'état d'énergie.

- D'après l'applet, quelle est l'énergie du niveau énergétique  $n = \infty$ ?
- Si un électron se trouve au départ à l'état fondamental, combien d'énergie l'atome doit-il absorber pour que cette transition ait lieu?
- Quel est le rayon de l'orbite de niveau énergétique  $n = \infty$ ?
- Qu'arrive-t-il à l'atome** si l'électron « saute » jusqu'au niveau énergétique  $n = \infty$ ? Indice : Examine le rayon de ce niveau d'énergie. L'électron fait-il encore réellement partie de l'atome?

### Exercice 12

Dans l'atome d'hydrogène, l'électron saute du niveau  $n = 1$  au niveau  $n = 4$ . Durant cette transition, un photon est-il émis ou absorbé? Quelle est la variation d'énergie de l'électron et quelle est la longueur d'onde du photon émis ou absorbé? Vérifie ta réponse au moyen de l'applet.

**Exercice 13**

Quel est le photon de longueur d'onde la plus courte émis dans l'atome d'hydrogène? Quelle transition donne lieu à l'émission de ce photon?

**Indice :** Examine l'équation 4. Si la longueur d'onde est faible, alors l'énergie est \_\_\_\_\_? L'examen du diagramme de niveau d'énergie t'aidera également.

**Exercice 14**

Le modèle de l'atome de Bohr explique pourquoi les raies d'émission et d'absorption concordent. Prouve-le pour l'atome d'hydrogène. Sélectionne n'importe quelle transition (et son opposé) et calcule la longueur d'onde du photon émis et celle du photon absorbé. Vérifie ta réponse au moyen de l'applet.

### Le modèle quantique de l'atome d'hydrogène

Au XX<sup>e</sup> siècle, à mesure que s'est développée la théorie de la mécanique quantique, un modèle quantique de l'atome a été mis au point. Le modèle de l'atome d'hydrogène de Bohr était un modèle semi-classique, qui s'inspirait des notions de la physique classique et les étendait à la physique quantique. Le modèle quantique de l'atome d'hydrogène ne se fonde pas sur les principes de la physique classique, mais s'appuie plutôt sur les notions de fonction d'onde et de probabilité.

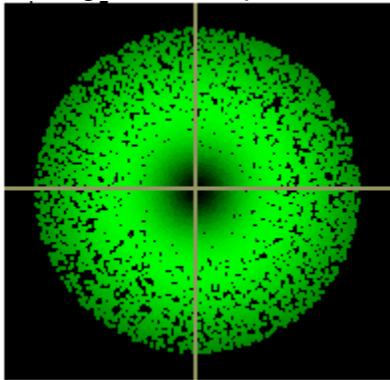
Dans le modèle quantique de l'atome, les électrons n'existent pas sur des orbites particulières autour du noyau. Le modèle quantique consiste à calculer les **probabilités** d'emplacement d'un électron autour d'un noyau. Souviens-toi que le modèle de Bohr énonçait qu'un électron ne pouvait exister que sur des orbites particulières, ayant un niveau d'énergie et un rayon particulier. Le modèle quantique rejette ces notions « absolues ». Il énonce au contraire qu'un électron peut exister n'importe où autour du noyau et que la densité de probabilité représente l'emplacement le plus probable de l'électron.

Au moyen de l'applet, compare le modèle quantique de l'atome d'hydrogène au modèle de l'atome d'hydrogène de Bohr. Les rayons permis de Bohr sont tracés dans l'applet. Souviens-toi que les scintillations (éclairs lumineux) représentent les probabilités, l'éclair étant d'autant plus brillant que la probabilité est grande.

#### Exercice 15

Mets l'applet en marche. Assure-toi que l'électron est à l'état fondamental ( $n = 1$ ). Fais varier le taux de scintillations, et active et désactive le mode Nuage de probabilité.

- a) Le diagramme qui suit montre les trois premiers rayons de Bohr permis pour l'atome d'hydrogène. Sur ce diagramme, dessine la **densité de probabilité pour un électron qui se trouve à l'état fondamental ( $n = 1$ )**, conformément au modèle quantique de l'atome d'hydrogène. Indique la ou les régions où la probabilité est la plus forte sur ton diagramme.

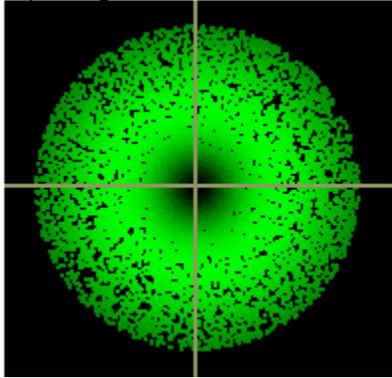


- b) Comment le modèle quantique de l'état fondamental de l'atome d'hydrogène se compare-t-il au modèle de l'état fondamental de Bohr?

#### Exercice 16

Réinitialise l'applet de sorte que l'électron soit à l'état fondamental ( $n = 1$ ). Exécute une transition jusqu'au deuxième niveau d'énergie. De nouveau, fais varier le taux de scintillations, et active et désactive le nuage de probabilité.

- a) Dessine la densité de probabilité pour un électron au deuxième niveau d'énergie sur le diagramme qui suit. Indique la ou les régions où les probabilités sont les plus fortes sur le diagramme.



- b) Comment le modèle quantique d'un électron au deuxième niveau de l'atome d'hydrogène se compare-t-il au modèle de Bohr pour l'état fondamental?

### Exercice 17

Les atomes sont tridimensionnels. Cependant, l'applet montre une coupe transversale de la densité de probabilité. Quelle serait la forme tridimensionnelle de l'orbitale si l'électron était :

- a) à l'état fondamental?
- b) au deuxième niveau d'énergie?

### Résumé

Les mystères de l'atome continuent d'échapper aux hommes de science. De nouveaux modèles sont sans cesse mis au point, chacun poussant les connaissances plus loin et allant au-delà des modèles précédents. Durant cette leçon, tu as examiné plusieurs modèles de l'atome (et leurs défauts) qui ont été élaborés depuis les années 1800. Ils incluent :

- le modèle de la boule de billard de Dalton, où l'atome est la plus petite unité indivisible de matière;
- le modèle du pouding au raisin de Thomson, où l'atome est constitué d'une substance chargée positivement dans laquelle sont répartis des électrons;
- le modèle planétaire de Rutherford, où l'atome contient un noyau très petit, très dense et chargé positivement, et où des électrons tournent sur des orbites autour de ce noyau;
- le modèle semi-classique de Bohr, où les électrons tournent autour du noyau dans certains états stables (niveaux d'énergie) sur des orbites ayant une énergie et un rayon spécifique, et où de l'énergie est émise ou absorbée uniquement quand un électron passe d'un niveau d'énergie à un autre;
- le modèle quantique, où, au lieu d'être absolu, l'emplacement d'un électron autour du noyau suit une loi de probabilité. Cette loi indique où l'électron est le plus « susceptible » de se trouver.

Les théories concernant la composition et la structure de l'atome évoluent constamment et il est important de se souvenir que les modèles scientifiques sont des inventions de l'homme. Il s'agit d'outils conçus pour faciliter l'explication des phénomènes physiques. Par conséquent, les modèles ne sont pas une représentation littérale du monde. Ils illustrent plutôt un moyen d'examiner le monde et de comprendre certains phénomènes. À mesure que les hommes de science continueront de découvrir les secrets de l'atome, ils proposeront de nouveaux modèles.