BURHAN

Atome et mécanique de Newton

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Version en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/atome-et-mecanique-de-newton/cours

Chapitre	Semestre
Atome et mécanique de Newton	Semestre 2

Comparer les interactions gravitationnelle et électrostatique dans l'atome

Le système solaire et l'atome d'hydrogène

Compare deux systèmes liés. Dans le système solaire, la Terre tourne autour du Soleil, à environ $1{,}50 \times 10^{11}\,\mathrm{m}$ de lui. Dans l'atome d'hydrogène, un électron se tient autour d'un proton, à environ $10^{-10}\,\mathrm{m}$.

Dans les deux cas, un corps léger reste lié à un corps lourd, sans contact. Une différence compte pourtant : le proton et l'électron portent des charges électriques.

Devine : L'interaction qui domine dans l'atome

Le proton et l'électron s'attirent de deux façons : par leurs masses et par leurs charges. Laquelle de ces deux attractions l'emporte dans l'atome d'hydrogène ?

A. L'attraction due aux masses, comme pour la Terre et le Soleil.

Faux.
Les masses du proton et de l'électron sont minuscules : leur attraction gravitationnelle l'est aussi.

B. L'attraction due aux charges électriques.

Juste.
Juste : à cette échelle, l'attraction des charges écrase celle des masses. Le calcul de la section le confirme.

C. Les deux attractions ont des valeurs voisines.

Faux.
Elles suivent la même loi en distance, mais leurs valeurs diffèrent d'un facteur immense.

Correction
L'attraction électrostatique l'emporte, et de très loin. Tu vas le vérifier en calculant les deux forces, puis leur rapport.

Deux lois d'interaction à distance

Rappel : tu connais la loi de gravitation universelle, vue avec les satellites et les planètes. En 1BAC, tu as rencontré la loi de Coulomb, qui donne la force entre deux charges ponctuelles.

Les deux lois ont la même forme. L'énoncé suivant les réunit ; elles sont admises.

Propriété : Forces d'interaction gravitationnelle et électrostatique

Deux corps ponctuels A et B, séparés par la distance $d = AB$, exercent l'un sur l'autre des forces opposées, portées par la droite (AB).

- **Interaction gravitationnelle.** Pour des masses m_A et m_B, les forces sont toujours attractives et ont pour valeur

$$F_g = G\,\frac{m_A\,m_B}{d^2},$$

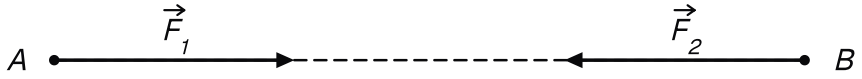
avec $G = 6{,}67 \times 10^{-11}\,\mathrm{N\cdot m^2\cdot kg^{-2}}$.

- **Interaction électrostatique.** Pour des charges q_A et q_B, les forces sont attractives si les charges sont de signes contraires, répulsives si elles sont de même signe, et ont pour valeur

$$F_e = k\,\frac{|q_A\,q_B|}{d^2},$$

avec $k = 9{,}00 \times 10^{9}\,\mathrm{N\cdot m^2\cdot C^{-2}}$.

Les deux valeurs varient comme l'inverse du carré de la distance.



Proton A et électron B : F_1, exercée par l'électron sur le proton, et F_2, exercée par le proton sur l'électron. Schéma non à l'échelle.

Exemple : Les deux forces entre le proton et l'électron

Prends $d = 1{,}00 \times 10^{-10}\,\mathrm{m}$, l'ordre de grandeur de la taille de l'atome. Les charges valent $+e$ et $-e$, avec $e = 1{,}60 \times 10^{-19}\,\mathrm{C}$. Les masses valent $m_p = 1{,}67 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}$ et $m_e = 9{,}11 \times 10^{-31}\,\mathrm{kg}$.

$$\begin{aligned} F_e &= k\,\frac{e^2}{d^2} = 9{,}00 \times 10^{9} \\ &\quad \times \frac{(1{,}60 \times 10^{-19})^2}{(1{,}00 \times 10^{-10})^2} \\ &\approx 2{,}30 \times 10^{-8}\,\mathrm{N} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} F_g &= G\,\frac{m_p\,m_e}{d^2} = 6{,}67 \times 10^{-11} \\ &\quad \times 1{,}67 \times 10^{-27} \\ &\quad \times \frac{9{,}11 \times 10^{-31}}{(1{,}00 \times 10^{-10})^2} \\ &\approx 1{,}01 \times 10^{-47}\,\mathrm{N} \end{aligned}$$

Les deux forces sont attractives. La première dépasse la seconde d'un facteur énorme.

À retenir : Chiffres significatifs d'un résultat

Dans un calcul, la donnée qui a le moins de chiffres significatifs fixe la précision du résultat. Ici, chaque donnée en a trois : k, e, d, G, m_p et m_e. Les deux forces s'écrivent donc avec trois chiffres significatifs.

Garde les valeurs non arrondies pour la suite d'un calcul ; arrondis seulement le résultat écrit. Cette règle vaut pour tout le chapitre.

Le rapport des deux forces dans l'atome

Propriété : Interaction gravitationnelle négligeable dans l'atome d'hydrogène

Dans l'atome d'hydrogène, le proton (charge $+e$, masse $m_p = 1{,}67 \times 10^{-27}\,\text{kg}$) et l'électron (charge $-e$, masse $m_e = 9{,}11 \times 10^{-31}\,\text{kg}$) s'attirent par les deux interactions. Le rapport des valeurs des deux forces ne dépend pas de la distance :

$$\frac{F_e}{F_g} = \frac{k\,e^2}{G\,m_p\,m_e} \approx 2{,}27 \times 10^{39}.$$

À l'échelle de l'atome, l'interaction gravitationnelle est donc négligeable devant l'interaction électrostatique, qui assure la cohésion de l'atome.

Démonstration

Étape 1. Système : on considère le proton et l'électron de l'atome d'hydrogène, séparés par une distance d quelconque.

Étape 2. Valeurs des deux forces : d'après les expressions des forces d'interaction, $F_g = G\,\dfrac{m_p\,m_e}{d^2}$ et $F_e = k\,\dfrac{|(+e)(-e)|}{d^2} = k\,\dfrac{e^2}{d^2}$.

Étape 3. Rapport : en divisant, le facteur $\dfrac{1}{d^2}$ se simplifie : $\dfrac{F_e}{F_g} = \dfrac{k\,e^2}{G\,m_p\,m_e}$, indépendant de d.

Étape 4. Application numérique : avec $k = 9{,}00 \times 10^{9}\,\text{N}\cdot\text{m}^2\cdot\text{C}^{-2}$, $e = 1{,}60 \times 10^{-19}\,\text{C}$, $G = 6{,}67 \times 10^{-11}\,\text{N}\cdot\text{m}^2\cdot\text{kg}^{-2}$, $m_p = 1{,}67 \times 10^{-27}\,\text{kg}$ et $m_e = 9{,}11 \times 10^{-31}\,\text{kg}$:

$$\frac{F_e}{F_g} \approx 2{,}27 \times 10^{39}.$$

Étape 5. Conclusion : la force électrostatique dépasse la force gravitationnelle d'un facteur de l'ordre de 10^{39} : la seconde est négligeable.

Méthode : Comparer deux forces d'interaction à l'échelle atomique

1. **Convertis** les charges, les masses et la distance en unités SI : coulomb, kilogramme, mètre.
2. **Calcule** chaque force avec sa loi, en newtons.
3. **Forme** le rapport $\frac{F_e}{F_g}$: le facteur $\frac{1}{d^2}$ disparaît.
4. **Conclus** : un rapport très supérieur à 1 rend la force gravitationnelle négligeable.

À toi : Le rapport à une distance double

Le proton et l'électron sont maintenant à $d' = 2{,}00 \times 10^{-10}\,\mathrm{m}$. Calcule F_e et F_g à cette distance, puis leur rapport. Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
Reprends les deux lois d'interaction avec la nouvelle distance.
Indice 2
Doubler la distance divise chaque force par $2^2 = 4$.
Indice 3
Point délicat : compare le rapport obtenu à celui de l'énoncé précédent, pas les forces seules.

Réponse
Avec $d' = 2{,}00 \times 10^{-10}\,\mathrm{m}$:

$$\begin{aligned} F_e &= 9{,}00 \times 10^{9} \\ &\quad \times \frac{(1{,}60 \times 10^{-19})^2}{(2{,}00 \times 10^{-10})^2} \\ &= 5{,}76 \times 10^{-9}\,\mathrm{N} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} F_g &= 6{,}67 \times 10^{-11} \\ &\quad \times 1{,}67 \times 10^{-27} \\ &\quad \times \frac{9{,}11 \times 10^{-31}}{(2{,}00 \times 10^{-10})^2} \\ &\approx 2{,}54 \times 10^{-48}\,\mathrm{N} \end{aligned}$$

Chaque force est quatre fois plus faible qu'à $1{,}00 \times 10^{-10}\,\mathrm{m}$. Le rapport vaut toujours $\frac{F_e}{F_g} \approx 2{,}27 \times 10^{39}$: il ne dépend pas de la distance.

La force qui assure la cohésion de l'atome

En clair. Dans l'atome, la force électrostatique retient l'électron près du noyau : elle assure la **cohésion de l'atome**. La force gravitationnelle y est négligeable.

Pourtant, la gravitation gouverne le mouvement des planètes et des satellites. La question suivante t'en fait chercher la raison.

Devine : La gravitation à l'échelle des astres

Pourquoi la Lune tourne-t-elle autour de la Terre sous l'effet de la gravitation, et non de l'interaction électrostatique ?

A. L'interaction électrostatique n'agit qu'entre les particules d'un même atome.
Faux.
Elle agit entre deux charges quelconques, à toute distance, avec la même loi.

B. La force électrostatique décroît plus vite avec la distance.
Faux.
Les deux forces varient comme $\frac{1}{d^2}$: aucune ne décroît plus vite.

C. La Terre et la Lune sont globalement neutres : leurs charges se compensent.
Juste.
Juste : autant de charges positives que négatives, donc presque aucune force électrostatique globale.

D. La constante G est plus grande que la constante k.
Faux.
C'est l'inverse en valeur, et les deux constantes n'ont pas la même unité : la comparaison ne prouve rien.

Correction
Un astre contient autant de charges positives que de charges négatives : il est globalement neutre. Les forces électrostatiques s'y compensent presque exactement. Les masses, elles, s'ajoutent toujours : l'attraction gravitationnelle des astres est énorme. Dans l'atome, c'est l'inverse : les charges ne se compensent pas, et les masses sont infimes.

Modèle planétaire de l'atome et limites de la mécanique de Newton

L'atome vu comme un système planétaire

Rappel : un satellite en orbite circulaire de rayon r autour de la Terre a la vitesse $v = \sqrt{\frac{G\,M_T}{r}}$, où M_T est la masse de la Terre. Tout rayon convient, pourvu que la vitesse soit la bonne.

Le **modèle planétaire** transpose cette image à l'atome d'hydrogène. L'électron décrit un cercle autour du proton. La force électrostatique joue le rôle de la force de gravitation.

Devine : Les orbites permises par Newton

Dans le modèle planétaire, traité par la mécanique de Newton, l'électron peut-il tourner sur un cercle de n'importe quel rayon ?

A. Non, seulement sur quelques cercles bien choisis.
Faux.

Les lois de Newton ne trient aucun rayon : pour chaque cercle, elles donnent une vitesse convenable.

B. Oui, comme un satellite autour de la Terre.

Juste.

Juste : à chaque rayon correspond une vitesse, et rien n'interdit un rayon particulier.

C. Non, sur un seul cercle, fixé par la masse du proton.

Faux.

La masse du proton fixe la vitesse sur un cercle donné, pas le rayon du cercle.

Correction

Oui. La mécanique de Newton autorise toutes les orbites circulaires : il suffit que la vitesse corresponde au rayon. Le modèle ne fixe donc aucun rayon particulier.

Une énergie continue d'après Newton

L'énergie de l'atome dépend du rayon de l'orbite. Le rayon pouvant varier sans saut, l'énergie le pourrait aussi : elle prendrait **n'importe quelle valeur**.

Un tel atome pourrait émettre ou absorber de la lumière de toute fréquence. Son spectre serait continu, comme celui d'une lampe à filament.

Ce que montre l'expérience. Un tube à décharge contient de l'hydrogène sous faible pression. Une décharge électrique excite ses atomes : le tube brille d'une lueur rose.

À travers un prisme, cette lumière ne donne pas une bande continue. On observe quelques raies colorées, isolées, sur fond noir. Chaque élément chimique donne ses propres raies.

Ce que la mécanique de Newton n'explique pas

Propriété : Limites de la mécanique de Newton à l'échelle de l'atome

Le **modèle planétaire** décrit l'électron de l'atome d'hydrogène en orbite circulaire autour du noyau, retenu par la force électrostatique, comme une planète autour du Soleil.

Dans ce modèle, la mécanique de Newton autorise n'importe quel rayon d'orbite, donc n'importe quelle valeur de l'énergie de l'atome : l'énergie pourrait varier de façon continue.

Or l'expérience montre que l'atome n'émet et n'absorbe la lumière qu'à certaines fréquences bien déterminées, propres à chaque élément. La mécanique de Newton ne permet donc pas d'expliquer la **quantification de l'énergie de l'atome** : à cette échelle, elle cesse d'être valable.

Vérifie : Le constat qui met le modèle en défaut

Quel fait met en défaut le modèle planétaire traité par la mécanique de Newton ?

A. Un gaz d'atomes n'émet que des raies de fréquences déterminées.

Juste.

Juste : le modèle prévoit un spectre continu, l'expérience montre des raies.

B. La force électrostatique dépasse de loin la force gravitationnelle.

Faux.

Le modèle en tient compte : c'est justement cette force qui retient l'électron.

C. L'électron est bien plus léger que le proton.

Faux.

La Terre est aussi bien plus légère que le Soleil : ce n'est pas un obstacle.

Correction

Le modèle prévoit une énergie continue, donc un spectre continu. L'expérience donne un spectre de raies : l'atome n'échange de l'énergie qu'en quantités déterminées. La mécanique de Newton n'explique pas cette quantification.

À toi : Répondre à un argument sur le modèle planétaire

Une camarade affirme : « Le modèle planétaire est faux, parce qu'un électron n'est pas une planète. » Explique en deux ou trois phrases ce qui met vraiment ce modèle en défaut. Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1

Demande-toi ce que le modèle prévoit pour l'énergie de l'atome.

Indice 2

Compare cette prévision au spectre de l'hydrogène observé au prisme.

Indice 3

Point délicat : une analogie n'est pas fausse parce que les objets diffèrent ; elle l'est si ses prévisions contredisent l'expérience.

Réponse

Une analogie peut rapprocher des objets très différents : ce n'est pas un défaut. Le modèle planétaire, traité par la mécanique de Newton, prévoit une énergie continue, donc un spectre continu. Or l'hydrogène donne des raies isolées. C'est ce désaccord avec l'expérience qui met le modèle en défaut.

Remarque : Un nouveau modèle pour les échanges d'énergie

Le modèle planétaire reste une image commode de l'atome. Pour décrire ses échanges d'énergie avec la lumière, il faut un autre modèle : celui des niveaux d'énergie, admis dans la section suivante.

Niveaux d'énergie, état fondamental et ionisation d'un atome

La raie jaune d'une lampe à vapeur de sodium

Une lampe à vapeur de sodium éclaire certaines routes d'une lumière jaune orangé. Envoie sa lumière dans un spectroscope : tu observes une raie jaune très brillante, sur fond noir.

Sa longueur d'onde mesurée vaut $589\,\mathrm{nm}$. Les autres raies visibles du sodium sont bien plus faibles.

Devine : L'origine d'une raie si fine

Pourquoi les atomes de sodium émettent-ils surtout à $589\,\mathrm{nm}$, et non toutes les couleurs ?

A. Le verre de la lampe arrête les autres couleurs.

Faux.
Le verre transparent laisse passer tout le visible : une lampe à filament garde toutes ses couleurs.

B. La vapeur est trop froide pour émettre d'autres couleurs.

Faux.
Chauffer la vapeur ne remplit pas le spectre : les raies restent à leurs places.

C. L'énergie de l'atome ne prend que certaines valeurs.

Juste.
Juste : un saut d'énergie précis donne une radiation précise.

Correction
L'énergie d'un atome de sodium ne prend que certaines valeurs. En passant d'une valeur à une autre, il émet une lumière d'une longueur d'onde précise. La raie jaune correspond au saut le plus fréquent dans la lampe.

Les énergies d'un atome sont minuscules en joules. On emploie une unité adaptée, l'**électronvolt** :

$$1\,\mathrm{eV} = 1{,}60 \times 10^{-19}\,\mathrm{J}.$$

Les énergies des atomes s'écrivent alors avec des nombres de quelques unités.

Niveaux d'énergie, état fondamental et états excités

Propriété : Quantification de l'énergie de l'atome

L'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs bien déterminées, notées $E_1 < E_2 < E_3 < \ldots$: on dit qu'elle est **quantifiée**. Chaque valeur permise est un **niveau d'énergie** de l'atome.

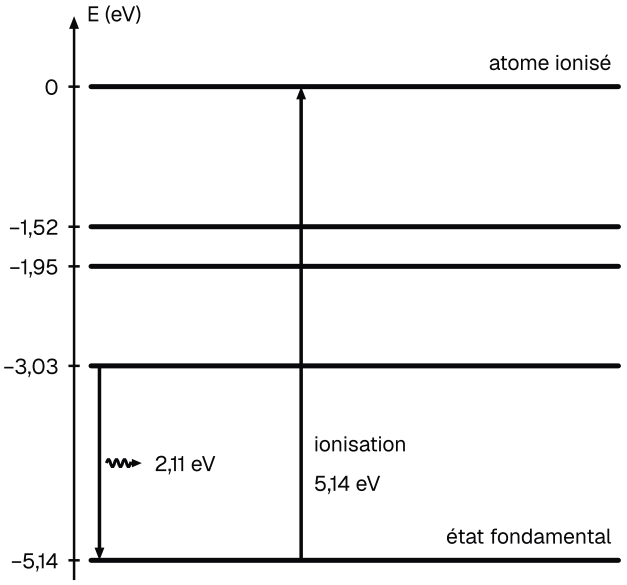
Un atome ne change d'état qu'en passant d'un niveau à un autre : il échange alors avec l'extérieur une énergie égale à l'écart entre les deux niveaux, ni plus ni moins.

En clair. On représente chaque niveau par un trait horizontal, sur un axe vertical des énergies : c'est un **diagramme de niveaux**. Plus un trait est haut, plus l'énergie est grande.

Le passage d'un niveau à un autre est une **transition**. Une flèche la représente.

Définition : État fondamental, états excités et ionisation

- L'**état fondamental** est l'état de plus basse énergie E_1 : c'est l'état stable de l'atome.
- Les **états excités** sont les états d'énergie E_n avec $n \geq 2$: l'atome ne s'y maintient pas et revient vers des niveaux inférieurs.
- L'énergie de l'atome **ionisé**, électron séparé du noyau et immobile, est prise comme référence : $E_\infty = 0$. Les énergies des niveaux sont donc négatives.
- L'**énergie d'ionisation** est l'énergie minimale à fournir à l'atome dans l'état fondamental pour l'ioniser : $E_{\text{ion}} = E_\infty - E_1 = -E_1$.



Niveaux d'énergie du sodium, en eV, à l'échelle : émission de la raie jaune, avec son photon, et ionisation depuis l'état fondamental. Écarts calculés.

Exemple : Lecture du diagramme du sodium

Les quatre premiers niveaux du sodium valent $-5{,}14\,\text{eV}$, $-3{,}03\,\text{eV}$, $-1{,}95\,\text{eV}$ et $-1{,}52\,\text{eV}$.

- L'état fondamental est le plus bas : $-5{,}14\,\text{eV}$. Les trois autres niveaux sont des états excités.
- L'énergie d'ionisation vaut $E_{\text{ion}} = 0 - (-5{,}14) = 5{,}14\,\text{eV}$.

- La raie jaune vient du retour du premier état excité vers l'état fondamental. L'atome perd $-3{,}03 - (-5{,}14) = 2{,}11\,\text{eV}$.

Passer des électronvolts aux joules

Méthode : Changer d'unité d'énergie entre électronvolt et joule

1. **Repère** l'unité de la donnée et celle qu'exige la relation employée.
2. **Multiplie** par $1{,}60 \times 10^{-19}$ pour passer des électronvolts aux joules.
3. **Divise** par $1{,}60 \times 10^{-19}$ pour le passage inverse.
4. **Contrôle** l'ordre de grandeur : quelques électronvolts font quelques $10^{-19}\,\text{J}$.

Exemple : L'énergie perdue par l'atome de sodium, en joules

Pour la raie jaune, l'atome perd $2{,}11\,\text{eV}$. En joules :

$$\begin{aligned}\Delta E &= 2{,}11 \times 1{,}60 \times 10^{-19} \\ &\approx 3{,}38 \times 10^{-19}\,\text{J}\end{aligned}$$

L'ordre de grandeur, $10^{-19}\,\text{J}$, est celui d'une transition atomique.

Attention : Un niveau plus haut a une énergie moins négative

✗ « Le niveau $-1{,}95\,\text{eV}$ est sous le niveau $-3{,}03\,\text{eV}$, car $1{,}95 < 3{,}03$. »

✓ $-1{,}95 > -3{,}03$: le niveau $-1{,}95\,\text{eV}$ est **au-dessus**, plus près de la référence $E_\infty = 0$.

Un écart entre deux niveaux se calcule « niveau haut moins niveau bas » : il est positif.

À toi : Énergie reçue par un atome de sodium

Un atome de sodium passe de l'état fondamental au niveau $-1{,}95\,\text{eV}$. Calcule l'énergie qu'il reçoit, en électronvolts puis en joules. Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
L'énergie reçue est l'écart entre le niveau d'arrivée et le niveau de départ.
Indice 2
Calcule l'écart en électronvolts, puis multiplie par $1{,}60 \times 10^{-19}$.
Indice 3
Point délicat : les deux énergies sont négatives ; retire la plus basse de la plus haute.

Réponse
L'énergie reçue est l'écart entre les deux niveaux :

$$\begin{aligned}\Delta E &= -1{,}95 - (-5{,}14) \\ &= 3{,}19\,\mathrm{eV}\end{aligned}$$

En joules :

$$\begin{aligned}\Delta E &= 3{,}19 \\ &\quad \times 1{,}60 \times 10^{-19} \\ &\approx 5{,}10 \times 10^{-19}\,\mathrm{J}\end{aligned}$$

Vérifie : Le niveau le plus proche de l'ionisation

Un atome de sodium se trouve sur l'un de ses quatre premiers niveaux. Depuis lequel faut-il le moins d'énergie pour l'ioniser ?

A. Depuis $-5{,}14\,\mathrm{eV}$.

Faux.

C'est l'état fondamental : il demande le plus d'énergie, $5{,}14\,\mathrm{eV}$.

B. Depuis $-3{,}03\,\mathrm{eV}$.

Faux.

Il faut encore $3{,}03\,\mathrm{eV}$: d'autres niveaux sont plus hauts.

C. Depuis $-1{,}95\,\mathrm{eV}$.

Faux.

Il faut $1{,}95\,\mathrm{eV}$; un niveau est encore plus haut.

D. Depuis $-1{,}52\,\mathrm{eV}$.

Juste.

Juste : c'est le plus haut des quatre, à $1{,}52\,\mathrm{eV}$ seulement de $E_\infty = 0$.

Correction

Ioniser l'atome, c'est l'amener à $E_\infty = 0$. L'énergie à fournir vaut $0 - E$: elle est la plus petite pour le niveau le plus haut, $-1{,}52\,\mathrm{eV}$. Il suffit alors de $1{,}52\,\mathrm{eV}$.

Diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

Un modèle admis pour l'hydrogène

L'hydrogène est l'atome le plus simple : un proton et un électron. Son spectre d'émission compte des raies dans l'ultraviolet, le visible et l'infrarouge.

Leurs longueurs d'onde ont permis de dresser la liste de ses niveaux d'énergie. Une formule simple les résume ; elle est **admise**.

Devine : Les niveaux quand n grandit

Le modèle admis donne, en électronvolts, $E_n = -\dfrac{13{,}6}{n^2}$, où n est un entier naturel non nul. Que devient E_n quand n devient très grand ?

A. Elle devient de plus en plus négative.

Faux.

Le signe moins trompe : diviser par un n^2 plus grand donne un nombre plus proche de 0.

B. Elle finit par devenir positive.

Faux.

La fraction reste positive, donc E_n reste négative.

C. Elle s'approche de 0 en restant négative.

Juste.

Juste : n^2 grandit, la fraction tend vers 0.

Correction

Quand n grandit, $\dfrac{13{,}6}{n^2}$ tend vers 0 : E_n s'approche de $E_\infty = 0$ en restant négative. L'atome se rapproche de l'ionisation.

Propriété : Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2},$$

où n est un entier naturel non nul et $E_0 = 13{,}6\,\text{eV}$.

On obtient $E_1 = -13{,}6\,\text{eV}$ (état fondamental), $E_2 = -3{,}40\,\text{eV}$, $E_3 \approx -1{,}51\,\text{eV}$, $E_4 = -0{,}850\,\text{eV}$. Les niveaux se resserrent quand n augmente et tendent vers $E_\infty = 0$. L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène vaut $13{,}6\,\text{eV}$.

Les premiers niveaux de l'hydrogène

Les premiers niveaux, arrondis à trois chiffres significatifs :

n	E_n (eV)
1	$-13{,}6$
2	$-3{,}40$
3	$-1{,}51$
4	$-0{,}850$
5	$-0{,}544$
∞	0

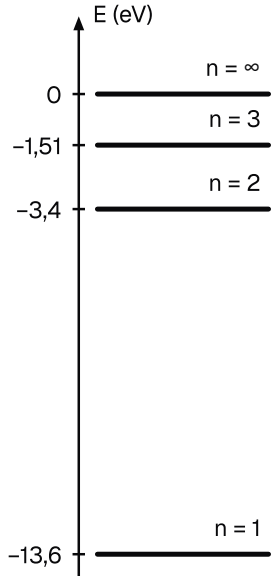
Dans un calcul, garde la valeur exacte $E_3 = -\dfrac{13{,}6}{9}\,\mathrm{eV}$, sans l'arrondir.

Attention : Le carré de n dans l'expression des niveaux

✗ $E_3 = -\dfrac{13{,}6}{3} \approx -4{,}53\,\mathrm{eV}$.

✓ $E_3 = -\dfrac{13{,}6}{3^2} = -\dfrac{13{,}6}{9} \approx -1{,}51\,\mathrm{eV}$.

L'oubli du carré place le niveau 3 sous le niveau 2, à $-3{,}40\,\mathrm{eV}$: le diagramme serait faux.



Premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène, en eV, à l'échelle, avec la référence de l'atome ionisé.

Vérifie : Deux écarts entre niveaux voisins

Compare l'écart $E_2 - E_1$ à l'écart $E_4 - E_3$ de l'atome d'hydrogène.

A. Les deux écarts sont égaux : les niveaux sont numérotés de un en un.

Faux.

Les numéros sont réguliers, pas les énergies : le diagramme le montre.

B. $E_2 - E_1$ vaut environ quinze fois $E_4 - E_3$.

Juste.

Juste : $10{,}2\,\mathrm{eV}$ contre environ $0{,}661\,\mathrm{eV}$.

C. $E_4 - E_3$ est le plus grand, car ses niveaux sont plus hauts.

Faux.

Être plus haut ne rend pas l'écart plus grand : les niveaux se resserrent vers le haut.

Correction

$E_2 - E_1 = -3{,}40 - (-13{,}6) = 10{,}2\,\text{eV}$ et $E_4 - E_3 = -0{,}850 + \dfrac{13{,}6}{9} \approx 0{,}661\,\text{eV}$. Le premier écart vaut environ quinze fois le second : les niveaux se resserrent quand n augmente.

Énergie d'ionisation depuis un état excité

Exemple : Ioniser l'hydrogène depuis le niveau 2

Depuis l'état fondamental, l'énergie d'ionisation vaut $E_{\text{ion}} = 0 - (-13{,}6) = 13{,}6\,\text{eV}$.

Un atome déjà au niveau $n = 2$ s'ionise plus facilement. Il lui suffit de recevoir $0 - E_2 = 3{,}40\,\text{eV}$, soit en joules :

$$\begin{aligned} E &= 3{,}40 \times 1{,}60 \times 10^{-19} \\ &= 5{,}44 \times 10^{-19}\,\text{J} \end{aligned}$$

Méthode : Lire les transitions sur un diagramme de niveaux

1. **Repère** le niveau de départ et le niveau d'arrivée de chaque flèche.
2. **Reconnais** la nature : une flèche vers le bas est une émission, une flèche vers le haut une absorption.
3. **Calcule** l'écart, positif, en électronvolts : niveau haut moins niveau bas.
4. **Compare** : la flèche la plus longue correspond à l'écart le plus grand.

À toi : Ioniser l'hydrogène depuis le niveau 6

Calcule l'énergie E_6 du niveau $n = 6$ de l'hydrogène. Déduis-en l'énergie à fournir, en joules, pour ioniser l'atome depuis ce niveau. Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
Remplace n par 6 dans l'expression des niveaux.
Indice 2
L'énergie à fournir vaut $0 - E_6$; convertis-la ensuite en joules.
Indice 3
Point délicat : élève 6 au carré, puis garde la valeur non arrondie pour la conversion.

Réponse
$E_6 = -\dfrac{13{,}6}{36} \approx -0{,}378\,\text{eV}$. L'énergie à fournir vaut $0 - E_6 \approx 0{,}378\,\text{eV}$, soit :

$$\begin{aligned} E &= \frac{13{,}6}{36} \\ &\quad \times 1{,}60 \times 10^{-19} \\ &\approx 6{,}04 \times 10^{-20}\,\text{J} \end{aligned}$$

Le mot du prof. Tu sais placer les niveaux de l'hydrogène et calculer une énergie d'ionisation. Reste à voir comment l'atome échange cette énergie avec la lumière : c'est le rôle du photon.

Émission et absorption d'un photon : relation ΔE = h·ν

La lumière échangée par quanta

Reprends la lampe à sodium. En descendant de $-3{,}03\,\mathrm{eV}$ à $-5{,}14\,\mathrm{eV}$, l'atome perd $2{,}11\,\mathrm{eV}$. Cette énergie part sous forme de lumière jaune, de longueur d'onde $589\,\mathrm{nm}$.

Un écart d'énergie précis donne donc une radiation précise. Une loi relie les deux.

Devine : Un écart plus grand, quelle radiation ?

Un atome descend entre deux niveaux plus écartés que ceux de la raie jaune du sodium. Que peux-tu prévoir pour la radiation émise ?

A. Une fréquence plus grande.
Juste.
Juste : l'énergie du photon est proportionnelle à sa fréquence.

B. Même fréquence, mais une lumière plus intense.
Faux.
L'intensité dépend du nombre d'atomes qui émettent, pas de l'écart de chaque transition.

C. Une fréquence plus petite.
Faux.
C'est l'inverse : l'énergie du photon croît avec la fréquence.

Correction
L'énergie emportée par la lumière est proportionnelle à sa fréquence. Un écart plus grand donne donc une fréquence plus grande, vers le bleu ou l'ultraviolet.

Propriété : Relation entre la variation d'énergie et la fréquence du photon

La lumière échange de l'énergie avec la matière par quanta : les **photons**. Un photon associé à une radiation de fréquence ν transporte l'énergie $h\,\nu$, où $h = 6{,}63 \times 10^{-34}\,\mathrm{J\cdot s}$ est la constante de Planck.

- **Émission.** Quand un atome passe d'un niveau E_p à un niveau inférieur E_n, il émet un photon de fréquence ν telle que

$$\Delta E = E_p - E_n = h\,\nu.$$

- **Absorption.** Un atome au niveau E_n absorbe un photon de fréquence ν seulement si $h\,\nu = E_p - E_n$, où E_p est un niveau supérieur. L'atome passe alors au niveau E_p. Un photon dont l'énergie ne correspond à aucun écart n'est pas absorbé, sauf s'il suffit à ioniser l'atome.

Les énergies s'expriment en joules (J) ou en électronvolts (eV) : $1\,\mathrm{eV} = 1{,}60 \times 10^{-19}\,\mathrm{J}$.

Fréquence de la raie rouge de l'hydrogène

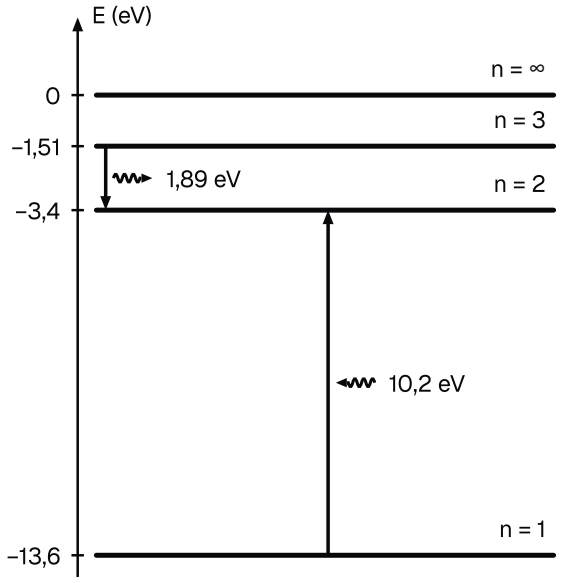
Exemple : Le photon émis de n = 3 vers n = 2

L'atome d'hydrogène passe du niveau $n = 3$ au niveau $n = 2$. L'écart vaut

$$\begin{aligned}\Delta E &= E_3 - E_2 \\ &= \frac{E_0}{4} - \frac{E_0}{9} \approx 1{,}89\,\mathrm{eV}\end{aligned}$$

soit $\Delta E \approx 3{,}02 \times 10^{-19}\,\mathrm{J}$. La fréquence du photon émis vaut

$$\begin{aligned}\nu &= \frac{\Delta E}{h} \\ &= \frac{3{,}02 \times 10^{-19}}{6{,}63 \times 10^{-34}} \\ &\approx 4{,}56 \times 10^{14}\,\mathrm{Hz}\end{aligned}$$



Hydrogène, en eV, à l'échelle : émission de n = 3 vers n = 2 et absorption de n = 1 vers n = 2, chacune avec son photon. Écarts calculés.

Longueur d'onde d'une transition

Propriété : Longueur d'onde de la radiation émise ou absorbée

Lors d'une transition entre deux niveaux d'énergie $E_p > E_n$, la radiation émise ou absorbée a pour longueur d'onde dans le vide

$$\lambda = \frac{h\,c}{E_p - E_n},$$

où $c = 3{,}00 \times 10^{8}\,\mathrm{m\cdot s^{-1}}$ et l'écart $E_p - E_n$ est exprimé en joules. Plus l'écart entre les niveaux est grand, plus la longueur d'onde est courte.

Pour la transition de $n = 3$ à $n = 2$ de l'atome d'hydrogène, $E_3 - E_2 \approx 1{,}89\,\mathrm{eV}$ et $\lambda \approx 658\,\mathrm{nm}$: une radiation rouge du spectre visible.

Démonstration

Étape 1. Relation de départ : d'après la relation entre la variation d'énergie et la fréquence du photon, $E_p - E_n = h\,\nu$.

Étape 2. Fréquence et longueur d'onde : dans le vide, une radiation de fréquence ν a pour longueur d'onde $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$ (modèle ondulatoire de la lumière), soit $\nu = \dfrac{c}{\lambda}$.

Étape 3. Expression de la longueur d'onde : en reportant, $E_p - E_n = \dfrac{h\,c}{\lambda}$, donc $\lambda = \dfrac{h\,c}{E_p - E_n}$.

Étape 4. Application numérique : avec les niveaux de l'atome d'hydrogène, $E_3 - E_2 = \dfrac{E_0}{4} - \dfrac{E_0}{9} = \dfrac{5\,E_0}{36} \approx 1{,}89\,\mathrm{eV}$, soit $3{,}022 \times 10^{-19}\,\mathrm{J}$. Alors

$$\lambda = \frac{6{,}63 \times 10^{-34} \times 3{,}00 \times 10^{8}}{3{,}022 \times 10^{-19}}\,\mathrm{m},$$

soit $\lambda \approx 6{,}58 \times 10^{-7}\,\mathrm{m} = 658\,\mathrm{nm}$, calculée sans arrondi intermédiaire.

À toi : Le photon absorbé de n = 1 vers n = 2

Un atome d'hydrogène dans l'état fondamental absorbe un photon et passe au niveau $n = 2$. Calcule la longueur d'onde de la radiation absorbée, puis situe-la dans le spectre. Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
Pars de l'écart entre les deux niveaux, puis de la longueur d'onde d'une transition.
Indice 2
L'écart vaut $E_2 - E_1$; convertis-le en joules avant le calcul.
Indice 3
Point délicat : compare le résultat aux bornes du visible, $400\,\mathrm{nm}$ et $800\,\mathrm{nm}$.

Réponse
L'écart vaut $E_2 - E_1 = -3{,}40 - (-13{,}6) = 10{,}2\,\mathrm{eV}$, soit $\Delta E = 1{,}632 \times 10^{-18}\,\mathrm{J}$.

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{h\,c}{\Delta E} \\ &= \frac{6{,}63 \times 10^{-34}}{1{,}632 \times 10^{-18}} \\ &\quad \times 3{,}00 \times 10^{8} \\ &\approx 1{,}22 \times 10^{-7}\,\mathrm{m}\end{aligned}$$

Soit environ $122\,\text{nm}$, moins de $400\,\text{nm}$: la radiation est ultraviolette, invisible à l'œil.

Méthode : Calculer la fréquence et la longueur d'onde d'une raie

1. **Lis** les énergies des deux niveaux et calcule l'écart positif $\Delta E = E_p - E_n$.
2. **Convertis** ΔE en joules.
3. **Calcule** $\nu = \dfrac{\Delta E}{h}$ en hertz, puis $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$ en mètres.
4. **Situe** la radiation : visible entre $400\,\text{nm}$ et $800\,\text{nm}$, ultraviolette en deçà, infrarouge au-delà.

Unités et ordre des longueurs d'onde

Attention : Une énergie en joules avant de diviser par h

✗ $\nu = \dfrac{1{,}89}{6{,}63 \times 10^{-34}} \approx 2{,}85 \times 10^{33}\,\text{Hz}$.

✓ $\nu = \dfrac{3{,}02 \times 10^{-19}}{6{,}63 \times 10^{-34}} \approx 4{,}56 \times 10^{14}\,\text{Hz}$.

La constante h est en $\text{J} \cdot \text{s}$: l'écart doit être en joules. Une fréquence de $10^{33}\,\text{Hz}$ est absurde pour une raie atomique.

Attention : Grand écart d'énergie, courte longueur d'onde

✗ « La raie de $10{,}2\,\text{eV}$ a une plus grande longueur d'onde que celle de $1{,}89\,\text{eV}$, car son énergie est plus grande. »

✓ Dans $\lambda = \dfrac{h\,c}{\Delta E}$, la longueur d'onde varie comme l'inverse de l'écart. La transition de $n = 3$ à $n = 2$ donne $658\,\text{nm}$; celle entre $n = 1$ et $n = 2$ donne $122\,\text{nm}$.

Vérifie : La raie la plus courte de trois transitions

Trois émissions de l'hydrogène : de $n = 3$ à $n = 2$, de $n = 2$ à $n = 1$, de $n = 3$ à $n = 1$. Laquelle donne la plus courte longueur d'onde ?

A. De $n = 3$ à $n = 2$.

Faux.

C'est l'écart le plus petit des trois : sa longueur d'onde est la plus grande.

B. De $n = 2$ à $n = 1$.

Faux.

Son écart est grand, mais l'atome part ici de moins haut qu'en partant de $n = 3$.

C. De $n = 3$ à $n = 1$.

Juste.

Juste : c'est la flèche la plus longue, donc l'écart le plus grand.

D. Les trois sont égales : c'est le même atome.

Faux.

Chaque transition a son écart d'énergie, donc sa longueur d'onde.

Correction

La flèche de $n = 3$ à $n = 1$ est la plus longue : $E_3 - E_1 = (E_3 - E_2) + (E_2 - E_1)$ dépasse chacun des deux autres écarts. D'après $\lambda = \dfrac{h\,c}{\Delta E}$, sa longueur d'onde est la plus courte.

Absorption sélective et ionisation

Un atome n'absorbe un photon que si l'énergie du photon égale l'écart entre le niveau occupé et un niveau supérieur. Sinon, le photon traverse le gaz sans être absorbé.

Une exception : un photon dont l'énergie atteint au moins l'énergie d'ionisation depuis le niveau occupé est absorbé. Il ionise l'atome, et l'électron libéré emporte le surplus.

Attention : Un photon n'est pas absorbé en partie

✗ « Un photon de $11{,}0\,\mathrm{eV}$ porte l'atome d'hydrogène fondamental au niveau $n = 2$ et garde le reste. »

✓ Depuis $n = 1$, le plus petit écart vaut $10{,}2\,\mathrm{eV}$; celui vers $n = 3$ est plus grand que $11{,}0\,\mathrm{eV}$. Aucun écart ne vaut $11{,}0\,\mathrm{eV}$, et l'ionisation demande $13{,}6\,\mathrm{eV}$: le photon n'est pas absorbé.

Méthode : Décider si un photon est absorbé

1. **Calcule** l'énergie du photon, $h\,\nu$ ou $\dfrac{h\,c}{\lambda}$, puis exprime-la en électronvolts.
2. **Calcule** les écarts entre le niveau occupé et chacun des niveaux supérieurs.
3. **Compare** : le photon est absorbé si son énergie égale l'un de ces écarts, à la précision des données.
4. **Examine** l'ionisation : une énergie au moins égale à $0 - E_n$ ionise l'atome depuis le niveau E_n.

Vérifie : Un photon ultraviolet de 103 nm

Un atome d'hydrogène dans l'état fondamental reçoit un photon de longueur d'onde $\lambda = 103\,\mathrm{nm}$. Que se passe-t-il ?

A. Le photon n'est pas absorbé : son énergie ne correspond à aucun écart.

Faux.
Calcule-la : environ $12{,}1\,\mathrm{eV}$, l'écart entre $n = 1$ et $n = 3$.

B. L'atome passe au niveau $n = 2$ et le photon repart avec le reste.
Faux.
Un photon est absorbé en entier ou pas du tout.

C. L'atome est ionisé.
Faux.
Il faudrait au moins $13{,}6\,\mathrm{eV}$; le photon apporte environ $12{,}1\,\mathrm{eV}$.

D. Le photon est absorbé et l'atome passe au niveau $n = 3$.
Juste.
Juste : l'énergie du photon égale l'écart $E_3 - E_1$, à la précision des données.

Correction
L'énergie du photon vaut

$$\begin{aligned} E &= \frac{h\,c}{\lambda} \\ &= \frac{6{,}63 \times 10^{-34} \times 3{,}00 \times 10^{8}}{1{,}03 \times 10^{-7}} \\ &\approx 1{,}93 \times 10^{-18}\,\mathrm{J} \end{aligned}$$

soit environ $12{,}1\,\mathrm{eV}$. Or $E_3 - E_1 = 13{,}6 - \dfrac{13{,}6}{9} \approx 12{,}1\,\mathrm{eV}$. Les deux valeurs sont égales à la précision des données : le photon est absorbé, et l'atome passe au niveau $n = 3$.

Expliquer et exploiter un spectre de raies

Le spectroscope et son protocole

Méthode **: Montage du spectroscope : fente, lentille et système dispersif**

Montage. Une source éclaire une fente fine. Une lentille forme l'image de la fente sur un écran ; un prisme ou un réseau, placé après la lentille, disperse la lumière. Chaque radiation donne une image colorée de la fente, à sa place : une raie.

Devine : La lumière du tube à hydrogène

Le tube à décharge d'hydrogène remplace la lampe à filament. Qu'observes-tu sur l'écran ?

A. Quelques raies colorées, isolées, sur fond noir.
Juste.
Juste : chaque raie vient d'une transition entre deux niveaux de l'hydrogène.

B. Un spectre continu, du rouge au violet.
Faux.

Un spectre continu vient d'un corps chaud et dense, comme le filament, pas d'un gaz sous faible pression.

C. Une seule raie jaune très brillante.

Faux.
Cette raie est propre au sodium : chaque élément a ses raies.

D. Un spectre continu barré de raies noires.

Faux.
C'est un spectre d'absorption : il faut un gaz éclairé en lumière blanche.

Correction
Le gaz excité, sous faible pression, émet quelques radiations seulement. L'écran montre un spectre de raies d'émission : quelques raies colorées sur fond noir.

Méthode **: Protocole d'observation d'un spectre d'émission puis d'absorption**

Protocole. Place d'abord une lampe à filament : tu observes un spectre continu. Remplace-la par un tube à décharge d'hydrogène. Note la couleur et la position de chaque raie. Pour l'absorption, fais traverser à la lumière blanche une vapeur de sodium, avant la fente.

Méthode **: Exploitation des raies : longueurs d'onde lues et comparées**

Exploitation. Repère les longueurs d'onde des raies sur une échelle étalonnée. Compare-les aux valeurs calculées depuis les niveaux d'énergie, ou à un tableau de raies connues.

Les raies visibles de l'hydrogène

Propriété **: Spectres de raies d'émission et d'absorption**

- Le **spectre d'émission** d'un gaz d'atomes excités, sous faible pression, est un **spectre de raies** : quelques raies colorées sur fond noir.
- Le **spectre d'absorption** de ce gaz, éclairé en lumière blanche, est un spectre continu barré de **raies noires**.
- Les raies d'absorption d'un élément occupent les mêmes longueurs d'onde que certaines de ses raies d'émission. Chaque élément a son propre spectre de raies, qui permet de l'identifier.

Ces spectres s'expliquent par la quantification de l'énergie : chaque raie correspond à une transition entre deux niveaux d'énergie de l'atome.

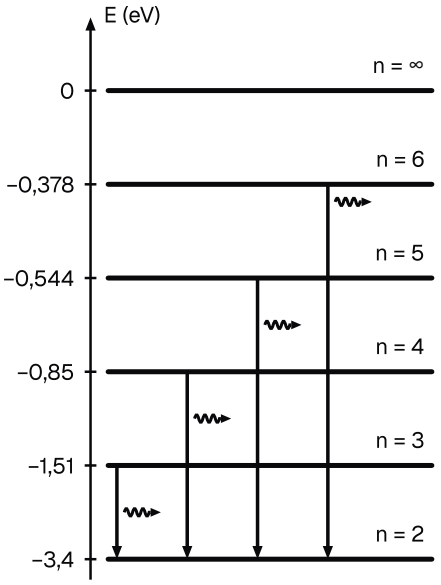
Démonstration

Étape 1. Niveaux discrets : d'après la quantification de l'énergie de l'atome, les énergies permises forment une suite de valeurs isolées ; les écarts $E_p - E_n$ entre deux niveaux sont donc en nombre limité.

Étape 2. Raies d'émission : un atome excité revient vers des niveaux inférieurs en émettant des photons. D'après la longueur d'onde de la radiation émise, chaque transition donne une seule longueur d'onde $\lambda = \dfrac{h\,c}{E_p - E_n}$: le spectre est formé de raies isolées, et non d'une bande continue.

Étape 3. Raies d'absorption : éclairé en lumière blanche, un atome au niveau E_n, le plus souvent l'état fondamental, n'absorbe que les photons dont l'énergie égale un écart $E_p - E_n$ vers un niveau supérieur ; l'ionisation, qui accepte toute énergie suffisante, ne donne aucune raie. Les radiations absorbées manquent dans la lumière transmise : des raies noires apparaissent aux longueurs d'onde $\lambda = \dfrac{h\,c}{E_p - E_n}$. Ce sont celles des raies d'émission qui aboutissent au niveau E_n : le spectre d'absorption ne montre donc que certaines raies d'émission.

Étape 4. Conclusion : les niveaux d'énergie étant propres à chaque élément, les longueurs d'onde des raies le sont aussi : le spectre de raies identifie l'élément.



Hydrogène, en eV, échelle schématique (les niveaux hauts sont trop serrés pour l'échelle) : retours vers n = 2 depuis n = 3, 4, 5 et 6, qui donnent les raies visibles.

Exemple : La raie bleu-vert de l'hydrogène

Pour la transition de $n = 4$ à $n = 2$, l'écart vaut $\Delta E = E_0\left(\dfrac{1}{4} - \dfrac{1}{16}\right) = 2{,}55\,\text{eV}$, soit $4{,}08 \times 10^{-19}\,\text{J}$.

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{h\,c}{\Delta E} \\ &= \frac{6{,}63 \times 10^{-34} \times 3{,}00 \times 10^{8}}{4{,}08 \times 10^{-19}} \\ &\approx 4{,}88 \times 10^{-7}\,\text{m}\end{aligned}$$

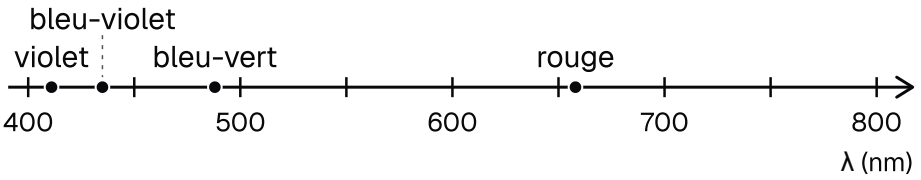
Soit $488\,\text{nm}$: une raie bleu-vert, dans le visible.

Les quatre retours vers $n = 2$ donnent des raies visibles :

Transition	ΔE (eV)	λ (nm)	Couleur
3 vers 2	$1{,}89$	658	rouge
4 vers 2	$2{,}55$	488	bleu-vert
5 vers 2	$2{,}86$	435	bleu-violet
6 vers 2	$3{,}02$	411	violet

Toutes ces longueurs d'onde sont comprises entre $400\,\text{nm}$ et $800\,\text{nm}$.

Spectre d'émission calculé et spectre mesuré



Spectre de raies d'émission visible de l'hydrogène : quatre raies colorées sur fond noir, placées à leurs longueurs d'onde calculées, en nm. Les couleurs sont écrites, non dessinées.

Remarque : Longueurs d'onde calculées et mesurées

Les longueurs d'onde mesurées de ces raies valent 656, 486, 434 et $410\,\text{nm}$. Les valeurs calculées s'en écartent de moins de $0{,}5\,\%$: l'écart vient des arrondis des constantes et de E_0.

Dans un exercice, une longueur d'onde mesurée est une donnée. Ne la confonds pas avec un résultat de calcul.

À toi : La raie du retour de n = 7 vers n = 2

L'atome d'hydrogène passe du niveau $n = 7$ au niveau $n = 2$. Cette radiation est-elle visible ? Calcule sa longueur d'onde pour conclure. Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1

Commence par l'écart $E_7 - E_2$, avec l'expression des niveaux de l'hydrogène.

Indice 2

Convertis l'écart en joules, puis calcule la longueur d'onde de la transition.

Indice 3

Point délicat : garde $E_7 = -\dfrac{13{,}6}{49}\,\mathrm{eV}$ sans l'arrondir avant le calcul.

Réponse

L'écart vaut

$$\begin{aligned}\Delta E &= \frac{13{,}6}{4} - \frac{13{,}6}{49}\\ &\approx 3{,}12\,\mathrm{eV}\end{aligned}$$

soit $\Delta E \approx 4{,}996 \times 10^{-19}\,\mathrm{J}$.

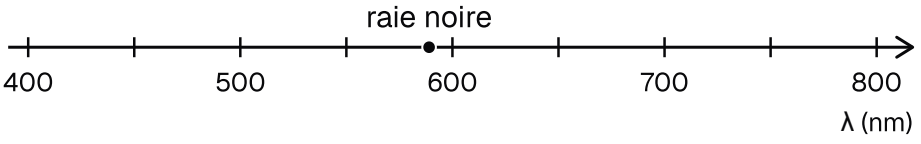
$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{h\,c}{\Delta E}\\ &= \frac{6{,}63 \times 10^{-34}}{4{,}996 \times 10^{-19}}\\ &\quad \times 3{,}00 \times 10^{8}\\ &\approx 3{,}98 \times 10^{-7}\,\mathrm{m}\end{aligned}$$

Soit $398\,\mathrm{nm}$, juste sous $400\,\mathrm{nm}$: la radiation est dans le proche ultraviolet. Elle est à la limite du visible, et l'œil la perçoit à peine.

Le spectre d'absorption du sodium

Éclaire une vapeur de sodium en lumière blanche. Le spectre transmis est continu, mais barré d'une raie noire dans le jaune, à $589\,\mathrm{nm}$.

Les atomes dans l'état fondamental absorbent les photons de $2{,}11\,\mathrm{eV}$, qui les portent au niveau $-3{,}03\,\mathrm{eV}$. Ils les réémettent ensuite dans toutes les directions : très peu repartent vers la fente.



Spectre de raies d'absorption de la vapeur de sodium : spectre continu de la lumière blanche, barré d'une raie noire dans le jaune, placée à sa longueur d'onde en nm.

Attention : Une raie noire n'est pas la couleur complémentaire

X « La vapeur de sodium absorbe le violet, couleur complémentaire du jaune qu'elle émet. »

✓ La raie noire du sodium est à $589\,\mathrm{nm}$, à la place exacte de sa raie jaune d'émission. Un gaz froid absorbe des radiations qu'il sait émettre : celles des transitions qui partent de son état fondamental.

Vérifie : Reconnaître un gaz par ses raies mesurées

Le spectre d'une lampe inconnue montre quatre raies visibles, mesurées à 410, 434, 486 et $656\,\mathrm{nm}$. Quel gaz contient-elle ?

A. De la vapeur de sodium.

Faux.

Le sodium donnerait sa raie jaune intense à $589\,\mathrm{nm}$, absente ici.

B. De l'hydrogène.

Juste.

Juste : ce sont, à moins de 0,5 % près, les quatre raies calculées pour les retours vers le niveau 2.

C. Un mélange de tous les gaz connus.

Faux.

Un mélange donnerait bien plus de raies, celles de chaque élément.

D. On ne peut rien dire sans la température.

Faux.

La position des raies dépend des niveaux de l'élément, pas de la température.

Correction

Les raies d'un élément sont fixées par ses niveaux d'énergie : elles l'identifient. Les longueurs d'onde mesurées coïncident, à moins de $0{,}5\,\%$ près, avec les raies calculées de l'hydrogène : 411, 435, 488 et $658\,\mathrm{nm}$. La lampe contient de l'hydrogène.

Bilan du chapitre. Tu sais maintenant :

- comparer les forces électrostatique et gravitationnelle dans un atome ;
- expliquer pourquoi la mécanique de Newton ne rend pas compte des raies ;
- lire un diagramme de niveaux : état fondamental, états excités, ionisation ;
- relier l'écart d'énergie, la fréquence et la longueur d'onde d'une raie ;
- expliquer un spectre de raies d'émission ou d'absorption, et identifier un élément.

SOURCES

Référentiel BURHAN du chapitre « Atome et mécanique de Newton » (2bac · pc · physique-chimie)