

Diagramme énergétique de l'atome de sodium

1 Documents

Doc. 1. (Caractéristiques d'une onde électromagnétique sinusoïdale)

Une onde électromagnétique sinusoïdale est caractérisée par sa fréquence ν (en hertz) et sa longueur d'onde λ (en mètre). La relation entre ces deux grandeurs est :

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

où c est la célérité de l'onde dans le milieu dans lequel elle se propage ($c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ dans le vide).

Doc. 2. (Photon)

En 1900, pour comprendre comment la matière et les ondes électromagnétiques échangent de l'énergie, le physicien Max Planck énonce que ces échanges ne peuvent se faire que par « paquets » d'énergie bien définis qu'il nomme **quanta** (pluriel de **quantum**, plus petite mesure indivisible).

En 1905, Albert Einstein comprend que limiter la notion de quanta aux seuls échanges d'énergie entre la matière et le rayonnement est trop réducteur : *les quanta d'énergie sont portés par des particules associées au rayonnement* (indépendamment à tout échange d'énergie).

En 1926, Gilbert Newton Lewis invente le mot **photon** pour nommer les particules qui transportent les quanta d'énergie.

Il existe donc deux modèles **complémentaires** pour décrire le comportement d'un rayonnement :

- *ondulatoire* : un rayonnement est une *onde périodique sinusoïdale* de fréquence ν se propageant à la célérité c dans le milieu ;
- *corpusculaire* : un rayonnement est constitué par des *photons, particules sans masse* se propageant à la célérité c dans le milieu et possédant l'énergie (en joule J) :

$$E_r = h \nu$$

où ν est la fréquence de l'onde associée au photon et h la constante de Planck ($h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$).

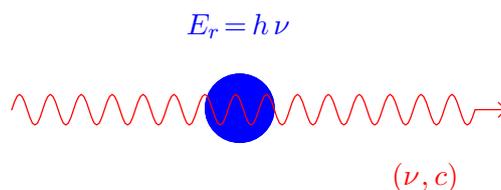


Figure 1. En fonction des problèmes, il peut être plus pratique de considérer un rayonnement soit comme une onde, soit comme un corpuscule : **dualité onde-particule**.

Doc. 3. (Quantification de l'énergie des atomes)

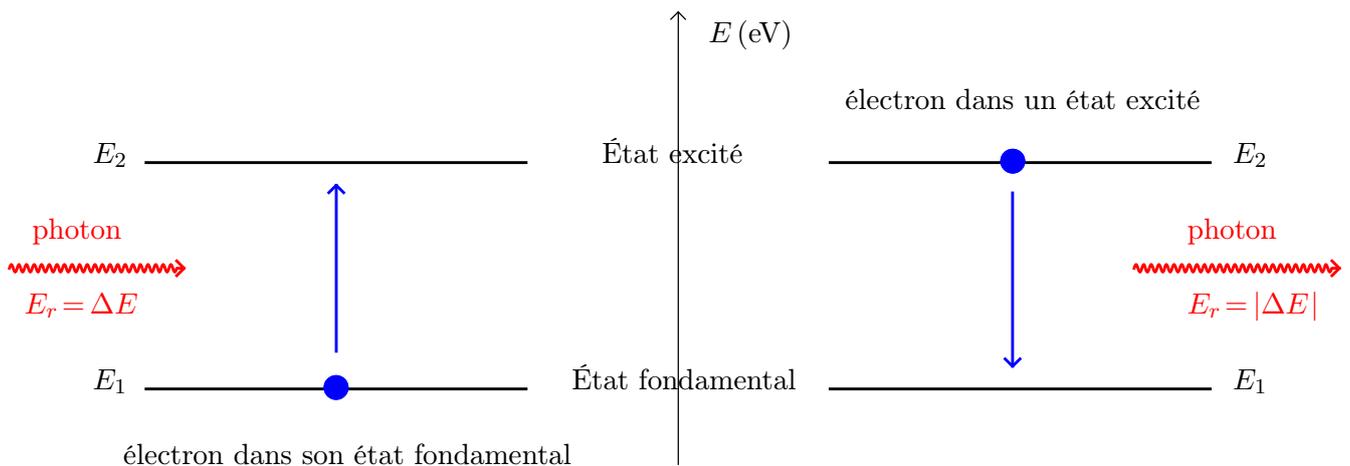
Les physiciens de la première partie du XX^{ème} siècle ont montré qu'un atome, *comme tous les édifices microscopiques*, ne peut se trouver que dans des **états d'énergie bien déterminés**. Les électrons s'organisent donc sur des niveaux d'énergie ; le cortège électronique possède une structure bien déterminée. L'atome est alors dans son **état fondamental**.

Doc. 4. (Échanges d'énergie entre un atome et son environnement)

Lorsqu'un atome reçoit de l'énergie de l'environnement, les électrons (préférentiellement les électrons de valence) peuvent « sauter » vers des niveaux d'énergie supérieure. L'atome est alors dans un **état excité** (ou plus simplement : **est excité**).

L'énergie nécessaire au « saut » de l'électron d'un niveau d'énergie vers un autre doit être exactement égale à la différence d'énergie entre les niveaux d'énergie concernés. Cette énergie est communiquée à l'atome par un photon qui est alors absorbé.

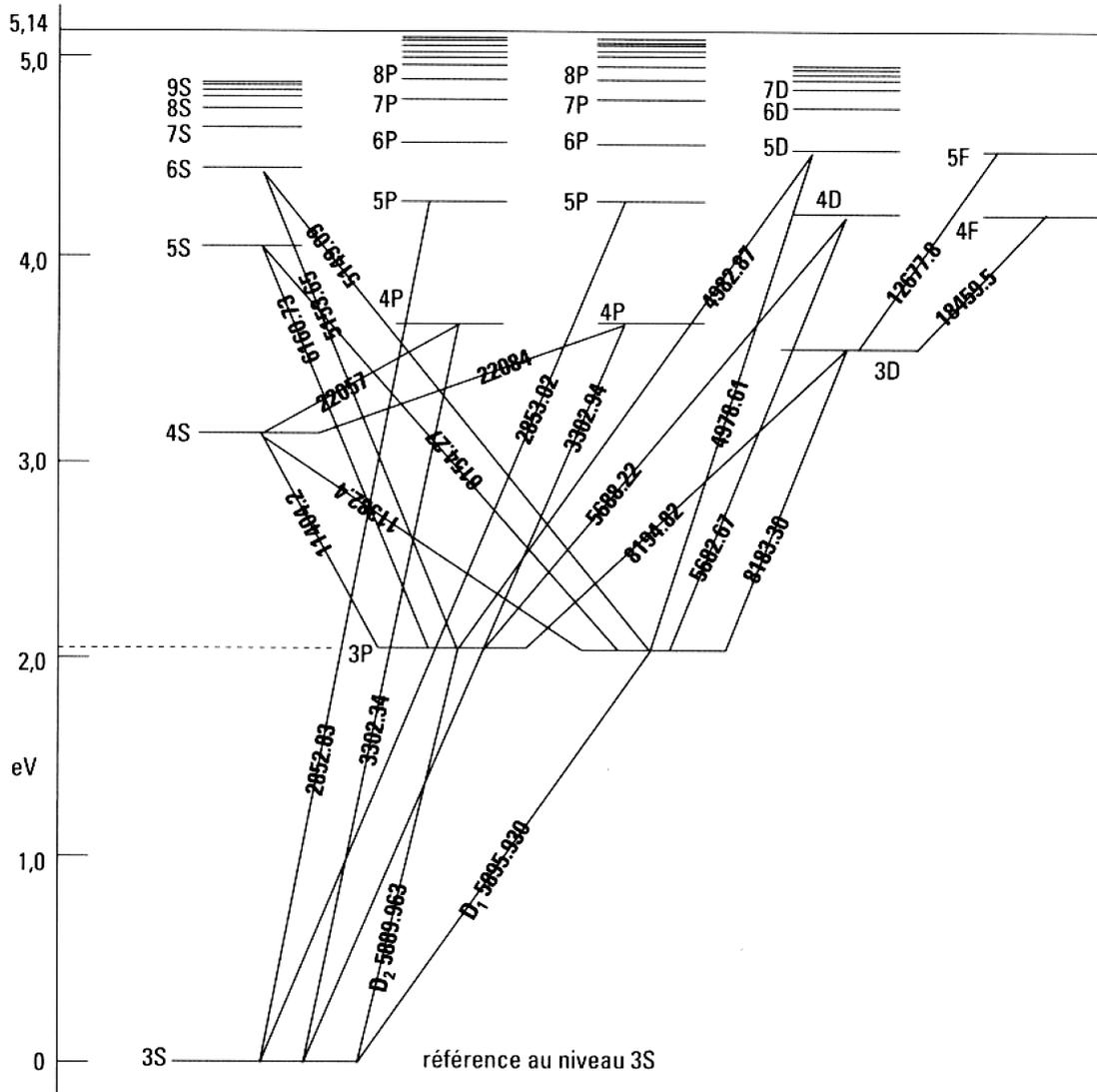
Un atome finit toujours par restituer l'énergie reçue au milieu extérieur. *Lorsqu'un électron « saute » vers un niveau d'énergie inférieure, un photon, possédant une énergie égale à la différence d'énergie entre ces niveaux, est émise par l'atome.*

**Absorption d'un photon : excitation****Émission d'un photon : désexcitation****Doc. 5. (Diagramme de Gotrian du sodium)**

Un diagramme de Gotrian indique les niveaux d'énergie d'un atome et les transitions possibles pour les électrons dans son cortège électronique.

Dans le diagramme du sodium (ci-dessous), les longueurs d'onde sont données en angström au niveau des traits de transition ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

Le doublet du sodium correspond aux longueurs d'onde 589,0 nm et 589,6 nm. Les autres raies visibles à l'œil nu ont pour longueur d'onde respectivement 498 nm, 515 nm, 569 nm et 615 nm.



2 Exploitation des documents

1) Le numéro atomique du sodium est $Z=11$. Décrire la structure du cortège électronique de l'atome de sodium, dans son état fondamental avec les notations introduites dans le cours de chimie.

► Structure du cortège électronique dans l'état fondamental : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

2) En déduire à quoi correspond le nombre 3 de la couche 3S présente dans le diagramme de Gotrian.

► Le nombre 3 est le *nombre quantique principal*, il correspond à la troisième couche (M) de la classification périodique. C'est ici la couche de valence (couche externe).

3) Quelle est la particularité de la position de la sous-couche 3d comparativement à la sous-couche 4s ?

► La sous-couche 3d est plus haute en énergie que la sous-couche 4s. Pour un électron excité il est donc plus « facile » d'atteindre la sous-couche 4s que la sous-couche 3d.

4) Comment sont dénommés les transitions d'énergie correspondants au doublet jaune du sodium dans le diagramme de Gotrian ?

► D1 et D2.

5) Identifier toutes les transitions correspondants aux radiations observables à l'œil nu.

Transition	Longueur d'onde (Å)	Fréquence (Hz)	Énergie (J)	Énergie (eV)	Couleur
3s vers 3p	5889,963	5,09E+14	3,38E-19	2,11E+00	orange
	5895,93	5,09E+14	3,37E-19	2,11E+00	orange
3p vers 4d	5688,22	5,27E+14	3,50E-19	2,19E+00	jaune - vert
	5682,67	5,28E+14	3,50E-19	2,19E+00	jaune - vert
3p vers 5d	4978,61	6,03E+14	4,00E-19	2,50E+00	vert
3p vers 5s	6160,73	4,87E+14	3,23E-19	2,02E+00	rouge
	6154,27	4,87E+14	3,23E-19	2,02E+00	rouge
3p vers 6s	5153,65	5,82E+14	3,86E-19	2,41E+00	vert clair
	5149,09	5,83E+14	3,86E-19	2,41E+00	vert clair

6) Déterminer la fréquence de chacune de ces radiations.

► Cf. tableau ci-dessus. Pour le calcul, $\nu = \frac{c}{\lambda}$.

7) Expliquer pourquoi un atome ne peut absorber que des radiations qu'il est capable d'émettre.

► L'absorption et l'émission d'énergie correspondent aux mêmes transitions. Dans le premier cas, l'atome gagne de l'énergie (c'est le milieu environnant qui la lui fournit), dans le second, il en perd (c'est le milieu environnant qui la récupère).

8) Déterminer la valeur de l'énergie des photons associés à chacune des radiations situées dans le visible. Y a-t-il accord avec les grandeurs indiquées sur les graduations ?

Remarque. L'électronvolt (eV) est une unité d'énergie (l'unité légale étant le joule J) :

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

► Cf. tableau ci-dessus. Pour le calcul, $E_r = h\nu = \Delta E$ (pour le cas de l'absorption).

$$\text{Conversion de l'énergie : } \Delta E(\text{eV}) = \frac{\Delta E(\text{J})}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}\cdot\text{eV}^{-1}}$$

9) Quelles sont les radiations, présentes dans ce diagramme, qui appartiennent au domaine de l'ultraviolet ? À quel domaine appartiennent les autres raies citées ?

► UV : toutes les radiations de longueur d'onde inférieure à 4000 Å.

Les radiations de longueur d'onde supérieure à 8000 Å se situent dans le domaine des IR.