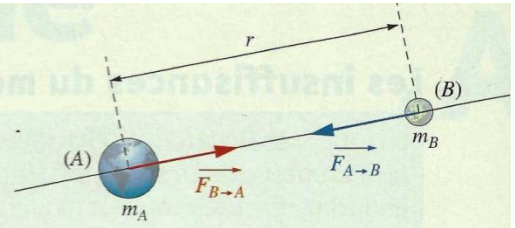


## Physique 15 : Ouverture au monde quantique

### 1. Les prévisions de la mécanique de NEWTON

En classe de Première, nous avons vu que quatre interactions fondamentales régissent le monde : l'interaction gravitationnelle, l'interaction électrique, l'interaction forte et l'interaction faible.

Les deux premières interactions permettent d'interpréter et de prévoir les mouvements des systèmes macroscopiques.



Doc. 1 Interaction gravitationnelle :  $\vec{F}_{A \rightarrow B} = -\vec{F}_{B \rightarrow A}$ .

#### 1.1 Les interactions gravitationnelles et électriques

##### > Interaction gravitationnelle

Entre deux masses  $m_A$  et  $m_B$ , les forces d'interaction gravitationnelle sont [Doc. 1] :

- toujours attractives ;
- de valeur proportionnelle aux masses ;
- de valeur inversement proportionnelle au carré de la distance ;

$$F = G \cdot \frac{m_A \cdot m_B}{r^2}$$

G est la constante universelle de gravitation de valeur  $6,7 \times 10^{-11} \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$ .

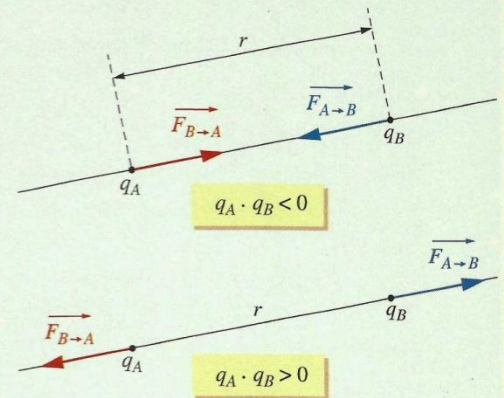
##### > Interaction électrique

Entre deux charges  $q_A$  et  $q_B$ , les forces d'interaction électrique sont [Doc. 2] :

- attractives ou répulsives ;
- de valeur proportionnelle aux charges ;
- de valeur inversement proportionnelle au carré de la distance ;

$$F = k \cdot \frac{|q_A| \cdot |q_B|}{r^2}$$

avec  $k = 9,0 \times 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$ .



Doc. 2 Interaction électrique :  $\vec{F}_{A \rightarrow B} = -\vec{F}_{B \rightarrow A}$ .  
a)  $q_A$  et  $q_B$  sont de signes opposés : attraction ;  
b)  $q_A$  et  $q_B$  sont de même signe : répulsion.

##### > Analogie entre les forces gravitationnelle et électrique [Doc. 1 et 2] :

- Leur droite d'action joint les corps en interaction.
- Leur valeur est proportionnelle à  $\frac{1}{r^2}$ ,  $r$  représentant la distance séparant les deux corps en interaction.

Elles sont dites forces newtoniennes.

#### 1.2 La mécanique de NEWTON appliquée à l'atome

Le monde microscopique est le domaine de l'infiniment petit, celui des atomes.

Dans un atome, l'interaction électrique est toujours prépondérante devant l'interaction gravitationnelle. C'est l'interaction électrique qui devrait régir le mouvement des électrons autour du noyau, comme l'interaction gravitationnelle régir le mouvement des satellites autour de la Terre, et des planètes autour du Soleil [Doc. 3].

En 1911, en utilisant l'analogie formelle entre les forces d'interaction gravitationnelle et les forces électriques (forces newtoniennes), Ernest RUTHERFORD élabore un modèle planétaire de l'atome [Doc. 4 et 5] (voir l'activité préparatoire A, page 333).



Doc. 3 L'interaction gravitationnelle régir le mouvement des satellites autour de la Terre.



La loi de la gravitation appliquée à un satellite permet de prévoir un mouvement circulaire (ou elliptique). L'énergie mécanique du satellite, somme de son énergie cinétique et de son énergie potentielle, peut varier de façon continue. Toutes les trajectoires sont donc possibles. Il devrait donc en être de même pour l'énergie d'un électron en mouvement autour d'un noyau.

Le modèle de RUTHERFORD, utilisant la mécanique de NEWTON, permet-il d'interpréter l'énergie émise par les atomes et mise en évidence par les spectres atomiques ?

> Pour s'entraîner : Ex. 1

## 2. Les limites de la mécanique newtonienne

### 2.1 Étude du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

L'atome d'hydrogène, constitué d'un seul proton et d'un seul électron, est le plus simple des atomes. Étudions la lumière émise par une lampe à hydrogène.

#### Activité 1

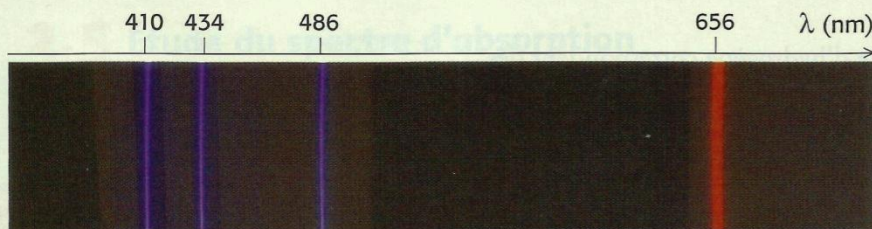
##### Comment interpréter le spectre d'émission de l'hydrogène ?

Analyser, avec un prisme ou un réseau, la lumière émise par une lampe à hydrogène.

Décrire le spectre.

##### > Observation

Nous observons un spectre de raies d'émission [Doc. 6]. Seules sont émises des radiations de longueurs d'onde particulières.



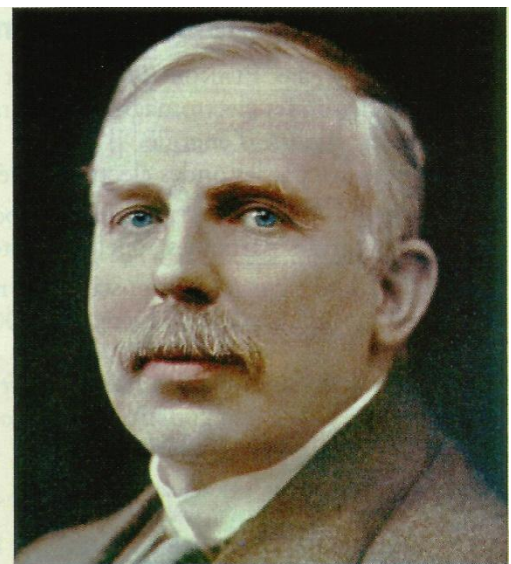
Doc. 6 Spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène.

##### > Interprétation

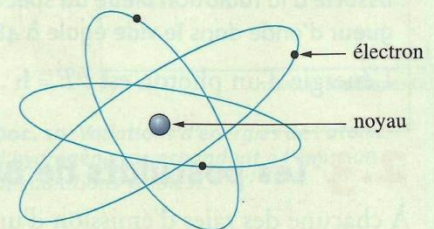
Dans la lampe, de l'énergie électrique est transférée aux atomes d'hydrogène. Les atomes possédant un surplus d'énergie sont dans un état excité, donc dans un état instable. Ils se déséxcitent pour retrouver une énergie plus basse et donc un état plus stable en émettant de l'énergie lumineuse.

Le fait que l'on observe un spectre de raies, et non un spectre continu, montre que les longueurs d'onde, et donc les fréquences des radiations émises, ne peuvent prendre que des valeurs discrètes. On dit que les fréquences sont quantifiées.

Comment déterminer l'énergie de l'atome à partir des fréquences des radiations émises ?



Doc. 4 Ernest RUTHERFORD (1871-1937), prix Nobel de chimie en 1908.



Doc. 5 Modèle planétaire, de RUTHERFORD, d'un atome.

**Discrètes : en opposition à « continues ».**



## 2.2 Le modèle du photon

En 1900, Max PLANCK [Doc. 7] émet l'hypothèse que la lumière, comme toutes les ondes électromagnétiques, transporte de l'énergie par « paquets », appelés **quanta d'énergie**. Il postule alors la **quantification de l'énergie** transportée par les ondes électromagnétiques.

En 1905, Albert EINSTEIN émet l'hypothèse que ces quanta d'énergie sont portés par des particules appelées **photons**.

Les photons sont des corpuscules de masse nulle, non chargés, se propageant à la vitesse de la lumière,  $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ , dans le vide.

**Une onde électromagnétique, de fréquence  $\nu$  et de longueur d'onde dans le vide  $\lambda$ , est constituée de photons. L'énergie de chaque photon est donnée par la relation :**

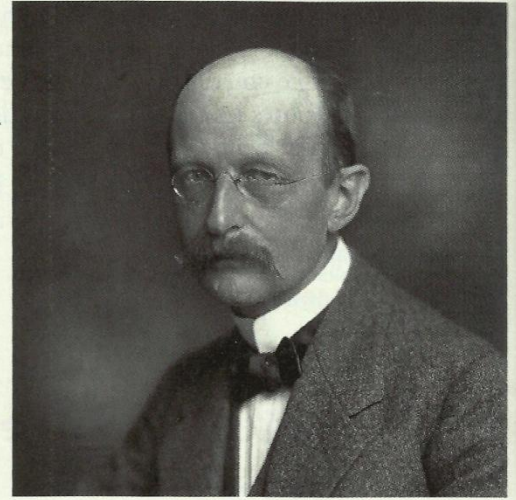
$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

L'énergie  $E$  s'exprime en joule (J), la fréquence  $\nu$  en hertz (Hz) et la longueur d'onde  $\lambda$  en mètre (m).

La constante  $h$  est appelée constante de PLANCK;  $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

Le joule étant une unité inadaptée à la valeur de l'énergie d'un photon, on utilise couramment l'électronvolt (eV) :

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



Doc. 7 Max PLANCK (1858-1947), prix Nobel de physique en 1918.

### Exercice d'entraînement 1

Calculer, en joule puis en électronvolt, l'énergie d'un photon associé à la radiation bleue du spectre de l'hydrogène, de longueur d'onde dans le vide égale à 486 nm.

L'énergie d'un photon est :  $E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ .

Numériquement, en joule :

$$E = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{486 \times 10^{-9}} = 4,09 \times 10^{-19} \text{ J}$$

En électronvolt :  $E = \frac{4,09 \times 10^{-19}}{1,60 \times 10^{-19}} = 2,56 \text{ eV}$ .

## 2.3 Les postulats de BOHR

À chacune des raies d'émission d'un atome d'hydrogène correspondent des photons d'énergie donnée par :  $E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ .

L'énergie de l'atome ne peut donc prendre que certaines valeurs discrètes, c'est-à-dire bien déterminées.

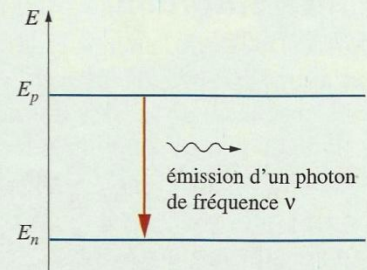
En 1913, Niels BOHR, élève de Ernest RUTHERFORD, énonce les postulats qui permettent d'interpréter les raies du spectre de l'atome d'hydrogène (voir l'activité préparatoire A, page 333) :

- Les variations d'énergie de l'atome sont quantifiées.
- L'atome ne peut exister que dans certains états d'énergie bien définis; chaque état est caractérisé par un niveau d'énergie.
- Un photon de fréquence  $\nu$  est émis lorsque l'atome se désexcite en effectuant une transition d'un niveau d'énergie  $E_p$  vers un niveau inférieur  $E_n$  tel que [Doc. 8] :

$$E_p - E_n = h \cdot \nu$$

Ainsi, contrairement à l'énergie d'un système {planète, satellite}, l'énergie d'un atome d'hydrogène correspondant au système {proton, électron} ne peut pas varier continûment; elle ne peut prendre que des valeurs discrètes.

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



Doc. 8 Désexcitation d'un atome et émission d'un photon de fréquence  $\nu$  donnée par :  $E_p - E_n = h \cdot \nu$ .



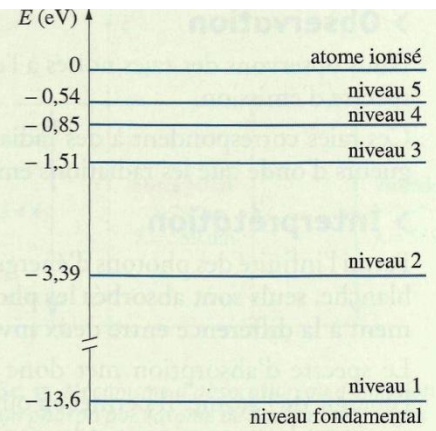
Le modèle planétaire de l'atome n'est pas satisfaisant.  
La mécanique newtonienne n'est pas adaptée à l'étude des atomes.

## 2.4 Le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène

D'après les postulats de N. BOHR, les variations d'énergie de l'atome d'hydrogène sont quantifiées. En prenant un état de référence (état d'énergie nulle), on en déduit les énergies des autres états.

Le **document 9** est appelé **diagramme énergétique** de l'atome d'hydrogène. L'état de référence correspond à l'état d'excitation maximale : celui de l'atome ionisé (proton et électron immobiles, séparés d'une distance infinie) dont l'énergie est prise égale à zéro. Cet état correspond à une énergie maximale : en effet, il a fallu fournir de l'énergie à l'atome pour l'ioniser. De ce fait, les énergies des autres niveaux sont négatives. Cela n'a aucune importance, car on calcule toujours des variations d'énergie.

Nous verrons, dans les exercices, que seules les premières désexcitations aboutissant au niveau 2 correspondent à des raies dans le domaine du visible **[Doc. 10]**.



**Doc. 9** Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène. L'énergie de référence correspond à l'atome ionisé.

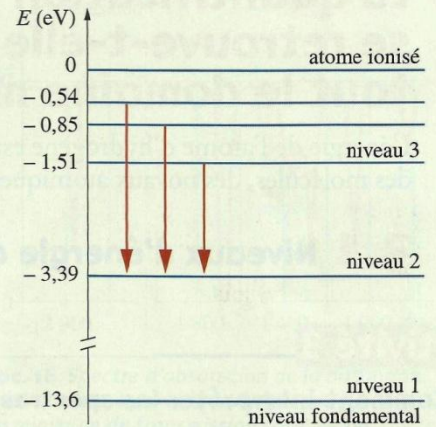
### Exercice d'entraînement 2

Calculer la longueur d'onde du photon émis lors de la transition, du niveau 3 vers le niveau 2, de l'atome d'hydrogène.

L'énergie  $E$  du photon est égale à  $E = E_3 - E_2 = -1,51 - (-3,39) = 1,88 \text{ eV}$  ; soit en joule :  $E = 1,88 \times 1,60 \times 10^{-19} = 3,01 \times 10^{-19} \text{ J}$ .

La longueur d'onde du photon émis se déduit de la relation :  $\lambda = \frac{h \cdot c}{E}$ .

Numériquement, on trouve  $\lambda = 6,60 \times 10^{-7} \text{ m} = 661 \text{ nm}$ . Cette radiation appartient au domaine visible, elle correspond à la raie rouge du spectre **[Doc. 6]**.



**Doc. 10** Variations d'énergies de l'atome d'hydrogène correspondant à l'émission de radiations visibles.

## 2.5 Étude du spectre d'absorption de l'atome d'hydrogène

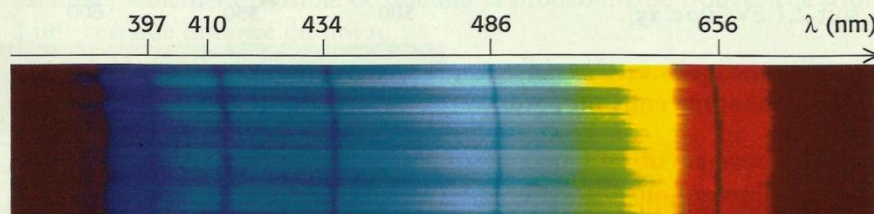
La quantification des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène permet-elle d'interpréter le spectre d'absorption ?

### Activité 2

#### Comment interpréter le spectre d'absorption de l'hydrogène ?

Le **document 11** a été obtenu en laboratoire en éclairant de l'hydrogène par une lumière blanche, puis en réalisant le spectre de la lumière transmise.

Comparer ce spectre avec celui du **document 6**.



**Doc. 11** Spectre d'absorption de l'hydrogène.



### > Observation

Nous observons des raies noires à l'emplacement exact des raies colorées du spectre d'émission.

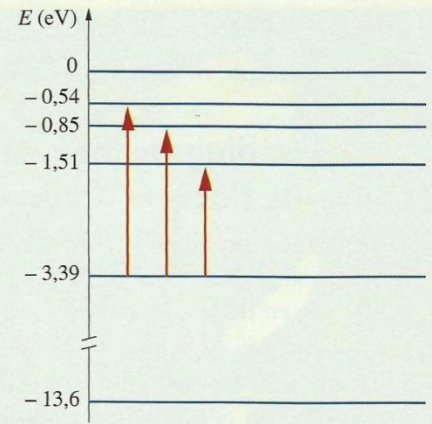
Ces raies correspondent à des radiations absorbées qui ont les mêmes longueurs d'onde que les radiations émises par une lampe à hydrogène.

### > Interprétation

Parmi l'infinité des photons d'énergies différentes correspondant à la lumière blanche, seuls sont absorbés les photons dont l'énergie correspond exactement à la différence entre deux niveaux d'énergie de l'atome.

Le spectre d'absorption met donc aussi en évidence la quantification de l'énergie de l'atome. Il permet en outre de constater que les transferts d'énergie, entre le rayonnement et la matière, sont quantifiés [Doc. 12].

> Pour s'entraîner : Ex. 2



Doc. 12 Variations de l'énergie de l'atome d'hydrogène correspondant à l'absorption de radiations visibles.

## 3. La quantification d'énergie se retrouve-t-elle dans tout le domaine microscopique ?

L'énergie de l'atome d'hydrogène est quantifiée. L'énergie des autres atomes, des molécules, des noyaux atomiques, est-elle aussi quantifiée ?

### 3.1 Niveaux d'énergie des atomes

#### Activité 3

##### Comment interpréter les spectres du sodium ?

Réaliser les spectres d'émission et d'absorption du sodium

[Doc. 13].

Analyser les spectres.

### > Observation

Le spectre d'émission de la vapeur de sodium présente essentiellement une raie jaune orangée, de longueur d'onde dans le vide  $\lambda = 589 \text{ nm}$  [Doc. 14a].

Le spectre d'absorption de la vapeur de sodium présente une raie noire, correspondant à la même longueur d'onde [Doc. 14b].

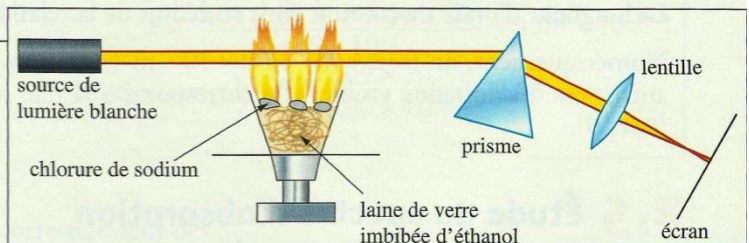
### > Interprétation

La radiation de longueur d'onde  $\lambda = 589 \text{ nm}$  correspond à une différence entre deux niveaux d'énergie  $E_p$  et  $E_n$  de l'atome de sodium telle que :

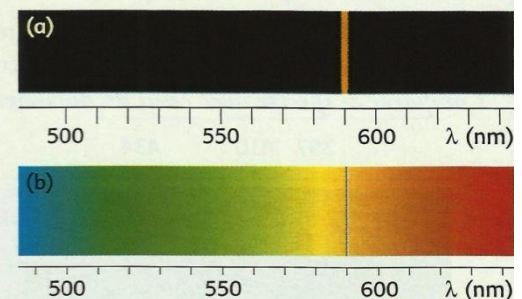
$$E_p - E_n = \frac{h \cdot c}{\lambda} = 3,38 \times 10^{-19} \text{ J, soit } 2,1 \text{ eV [Doc. 15].}$$

Les niveaux d'énergie affectant les couches électroniques externes d'un atome sont de l'ordre de l'électronvolt (eV) ; les photons émis ou absorbés peuvent être dans le domaine du visible.

**L'énergie d'un atome est quantifiée : ses variations sont de l'ordre de l'électronvolt (eV).**



Doc. 13 Dispositif expérimental pour obtenir le spectre d'absorption du sodium.



Doc. 14 Spectre d'émission (a) et d'absorption (b) du sodium.



Tous les atomes d'un même élément chimique ont le même spectre caractéristique de cet élément.

**Un spectre d'émission ou d'absorption permet d'identifier un élément chimique.**

C'est ainsi qu'en analysant la lumière des étoiles ou des nébuleuses, on détermine leur composition chimique (voir l'activité préparatoire B, page 333). On constate que l'Univers est essentiellement constitué d'hydrogène.

### 3.2 Niveaux d'énergie des molécules

Le spectre d'absorption d'une molécule [Doc. 16] est constitué de raies et de bandes d'absorption. En effet, une molécule étant constituée d'atomes, l'interaction entre les atomes a pour effet de multiplier et d'élargir les niveaux d'énergie.

Les bandes d'absorption se situent très souvent dans l'infrarouge. L'infrarouge n'étant pas visible, pour analyser le spectre, on doit l'enregistrer en utilisant des détecteurs sensibles à ces radiations.

**L'énergie d'une molécule est quantifiée.**

L'analyse du spectre d'absorption d'une molécule peut permettre d'identifier cette molécule.

### 3.3 Niveaux d'énergie des noyaux

En radioactivité, les noyaux fils résultant d'une désintégration radioactive sont souvent dans un état excité. Leur désexcitation s'accompagne de l'émission de photons de grande énergie (rayonnement  $\gamma$ ).

Les énergies de ces photons sont caractéristiques des noyaux émetteurs.

Comme l'atome, le noyau possède des niveaux d'énergie quantifiés.

**L'énergie d'un noyau est quantifiée. Les variations d'énergie dans le noyau sont de l'ordre du mégaelectronvolt (MeV) [Doc. 17].**

➤ Pour s'entraîner : Ex. 5 et 6

## 4. À quoi s'applique la mécanique quantique ?

La mécanique newtonienne ne permet pas d'interpréter la quantification de l'énergie des atomes, ni celle des molécules et des noyaux. Une nouvelle théorie, appelée **mécanique quantique**, permet d'interpréter cette quantification.

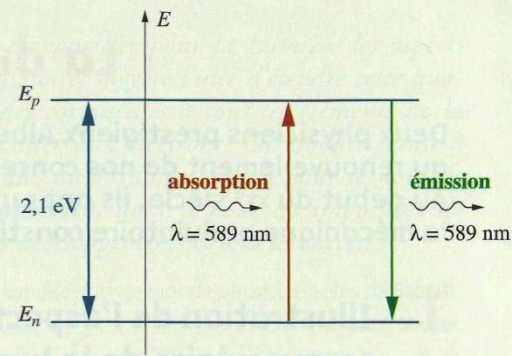
En mécanique quantique, les photons sont un des aspects de la lumière, l'aspect corpusculaire. La lumière n'est ni une onde, ni un ensemble de particules. Elle est en fait les deux à la fois : c'est la dualité onde-corpuscule.

En mécanique quantique, la notion de trajectoire n'a pas de sens : il est, par exemple, seulement possible de calculer la probabilité de trouver l'électron à une certaine distance du noyau.

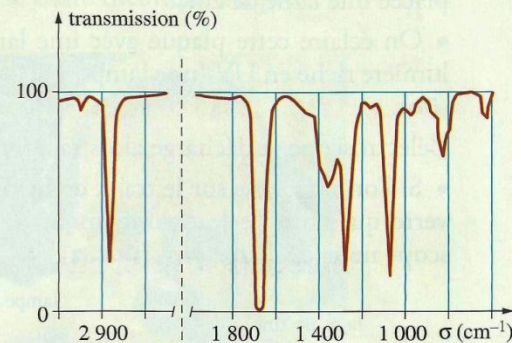
La mécanique quantique est *probabiliste* et non *déterministe* contrairement à la mécanique newtonienne.

**La mécanique de NEWTON est adaptée au domaine du macroscopique.  
La mécanique quantique est adaptée au domaine microscopique.**

➤ Pour s'entraîner : Ex. 9



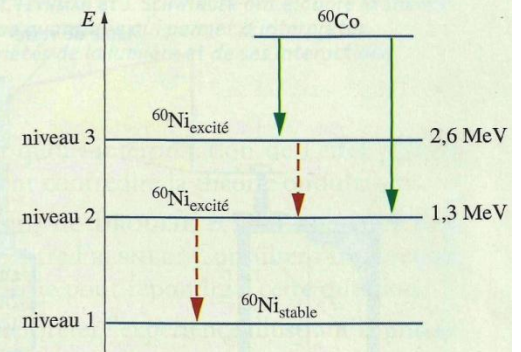
**Doc. 15** Mécanisme d'absorption ou d'émission d'un photon par l'atome de sodium : échanges d'énergie quantifiée.



**Doc. 16** Spectre d'absorption de la butanone. En abscisse est porté  $\sigma = 1/\lambda$  (en  $\text{cm}^{-1}$ ).

Un minimum de transmission correspond à un maximum d'absorption.

Un pic d'absorption à  $2900 \text{ cm}^{-1}$  est caractéristique des liaisons C-H et celui vers  $1720 \text{ cm}^{-1}$  est caractéristique d'une liaison C=O.



**Doc. 17** Niveaux d'énergie du noyau de nickel. Lors de la désintégration  $\beta^-$  d'un noyau de cobalt, il se forme un noyau de nickel dans un état excité. Les variations d'énergie sont de l'ordre du MeV.