

The background features a series of vertical stripes in shades of blue, green, and yellow. On the left side, there are white circuit-like patterns consisting of lines and circles. On the right side, there are light blue circuit-like patterns.

# BASES DE SPECTROMÉTRIE ATOMIQUE

# 1. LES NIVEAUX D'ÉNERGIE D'UN ATOME

## 1.1 QUANTIFICATION DE L'ÉNERGIE

L'énergie d'un atome correspond à la somme des énergies potentielles et cinétiques du noyau et des électrons.

L'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs précises : les niveaux d'énergie de l'atome.

On dit que l'énergie d'un atome est quantifiée.

Un niveau d'énergie correspond à une distribution des électrons sur les différentes sous-couches électroniques de l'atome. Ils sont appelés  $E_1$ ,  $E_2$ ,  $E_3$  etc. (On commence parfois à  $E_0$ ).

La distribution **la plus stable** correspond à **l'état fondamental** : c'est l'énergie minimale que peut prendre un atome, **son état le plus stable**. C'est la distribution vue en chimie.

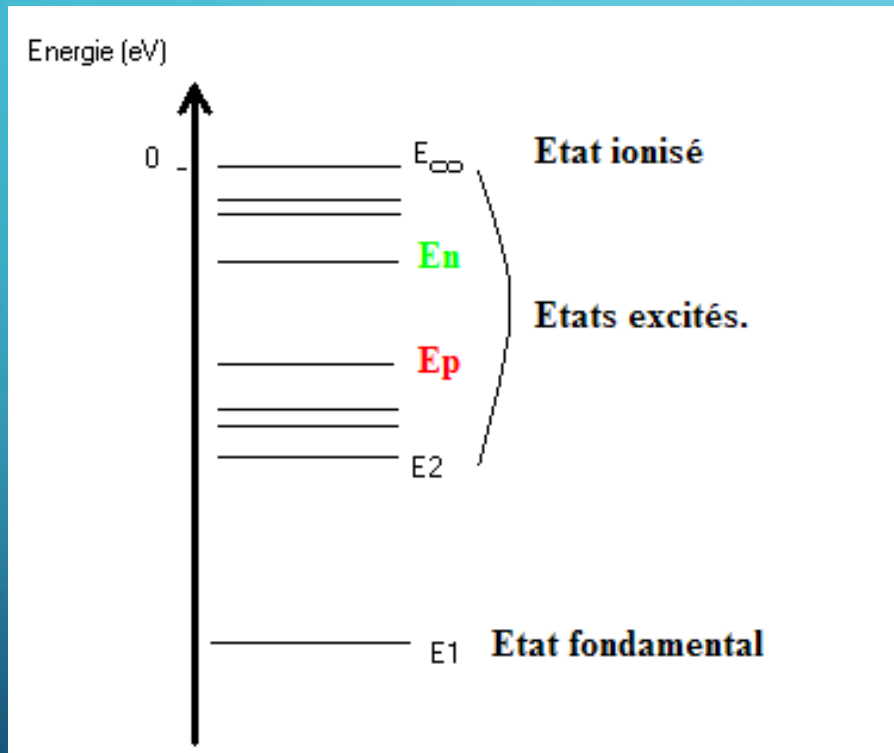
Toute autre distribution des électrons correspond à un état excité.

- Exemple: le lithium  $Z = 3$
- Etat fondamental :  $1s^2 2s^1$
- Un état excité possible :  $1s^2 3s^1$  ( Le dernier électron est plus éloigné du noyau que dans le cas précédent, il est donc moins lié et l'ensemble est moins stable).

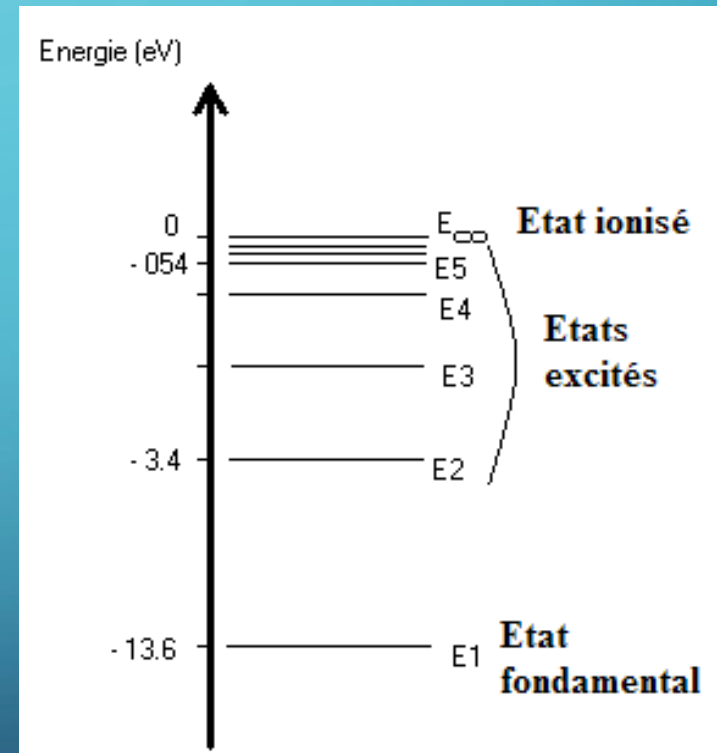
**Un atome peut passer de son état fondamental à un état excité si on lui apporte de l'énergie.**

# 1.2 DIAGRAMME DES NIVEAUX D'ÉNERGIE

Diagramme des niveaux d'énergie d'un atome :



Exemple : Diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.



## 2. L'ÉMISSION DE LUMIÈRE PAR UN ATOME

### 2.1 LE PHOTON

Certaines propriétés de la lumière ne peuvent être expliquées par le modèle ondulatoire (effet photoélectrique).

On modélise également la lumière comme un flux de particules (ou corpuscules) appelés photons.

Caractéristiques du photon :

Masse nulle, charge nulle, énergie :

$h = 6.63 \cdot 10^{-34}$  J.s, c'est la constante de Planck.

L'énergie du photon est donc fonction de sa longueur d'onde.

On emploie souvent l'**électronvolt** (eV) comme unité pour l'énergie des photons.

**1 eV =  $1.6 \cdot 10^{-19}$  J**, il s'agit de l'énergie acquise par un électron accéléré sous une tension de 1 V.

$$E = h \cdot \nu$$

Unités: J (for E), Hz (for  $\nu$ )

## 2.2 TRANSITION ÉNERGÉTIQUE

Un atome en état excité n'est pas stable.

Pour revenir à un état plus stable donc d'énergie moins élevé, l'atome peut émettre un photon, il s'agit d'une transition énergétique.

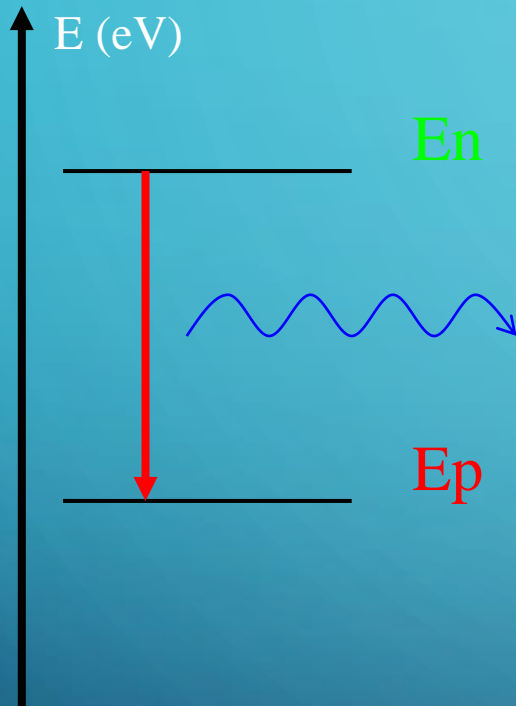
Cette transition est représentée par une flèche vers le bas, sur le diagramme des niveaux d'énergie.

L'énergie du photon émis correspond exactement à la différence d'énergie entre les deux niveaux.

Dans le cas d'un atome, les niveaux d'énergie étant dus à la distribution des électrons sur les différentes sous-couches, on parle également de transitions électroniques.

## 2.3 REPRÉSENTATION D'UNE ÉMISSION

On considère deux niveaux d'énergie d'un atome tel que  $E_n > E_p$ .



L'énergie du Photon émis, est exactement égale à la différence d'énergie entre les deux états d'énergie de l'atome :

$$E_{\text{photon}} = E_n - E_p.$$

$$E_{\text{photon}} = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

⚡ Attention aux unités ! Ici E sera souvent exprimé en eV

⚡ Attention aux unités ! Ici E (J),  $\nu$  (Hz) et  $\lambda$  (m)

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

L'atome est passé d'un état d'énergie excité vers un état d'énergie moins élevé.

# EXERCICE 1 :

On donne le diagramme des niveaux d'énergie de l'hydrogène.

1. Représenter sur le diagramme la transition électronique de E5 vers l'état fondamental.
2. Déterminer l'énergie de ce photon.
3. Déterminer la fréquence puis la longueur d'onde de ce photon.

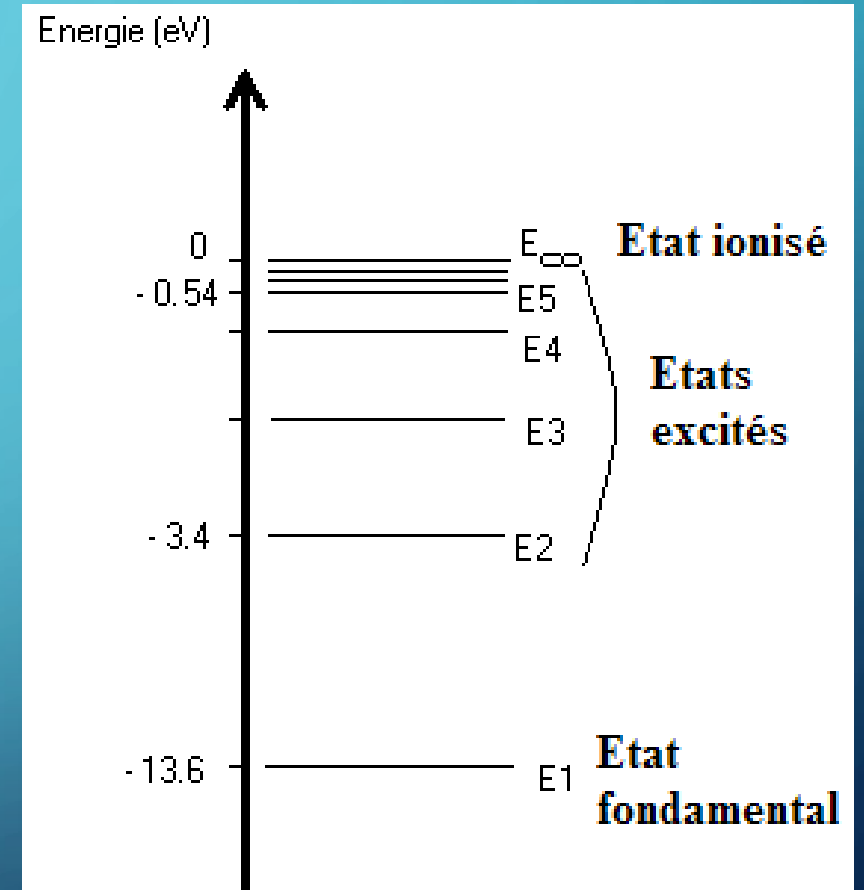


Diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.



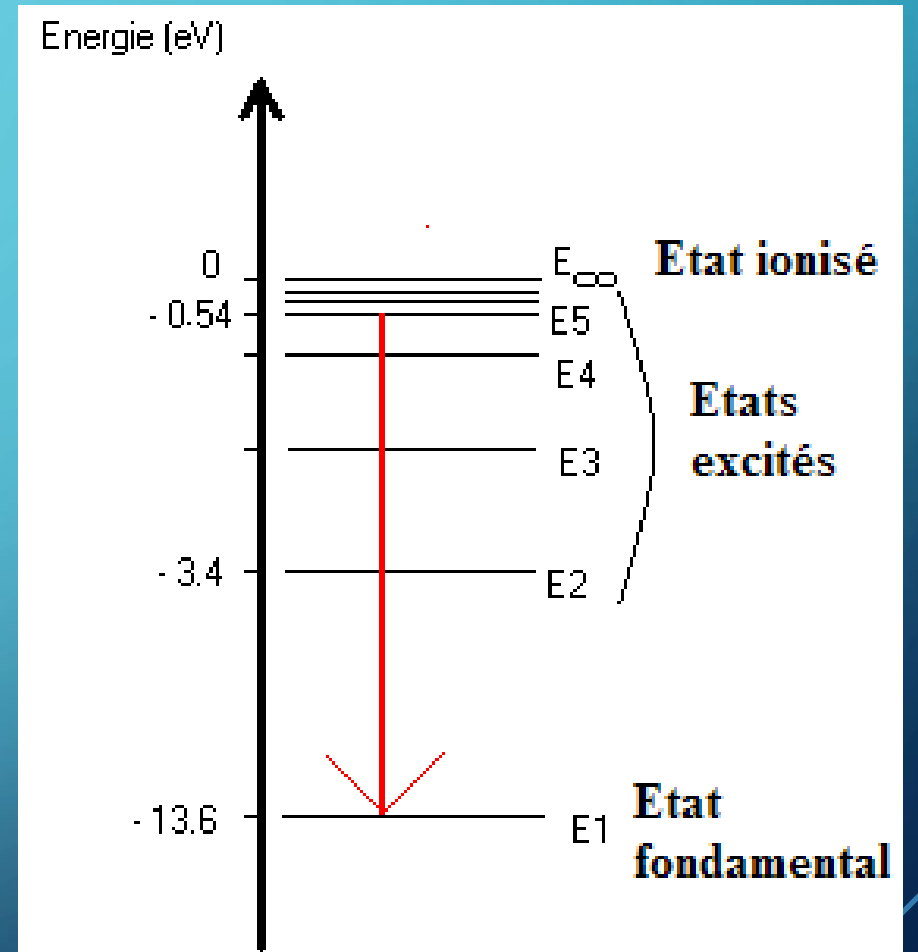
# CORRECTION :

$$\begin{aligned} E_{ph} &= E_5 - E_1 = 13.06 \text{ eV} \\ &= 13,06 \times 1,6 \cdot 10^{-19} \\ &= 2,1 \cdot 10^{-18} \text{ J} \end{aligned}$$

$$E_{ph} = h\nu \quad \text{donc}$$

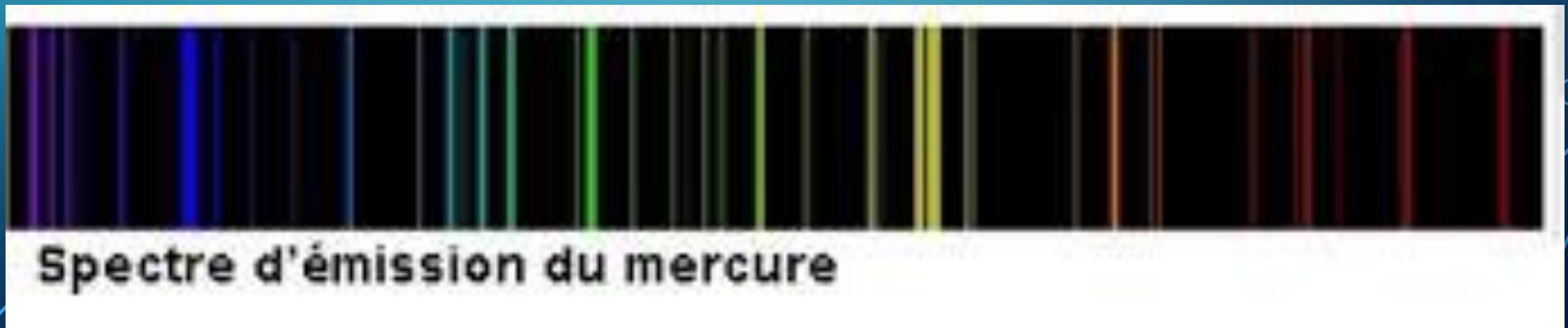
$$\nu = \frac{E_{ph}}{h} = 3,2 \cdot 10^{15} \text{ Hz.}$$

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{E_{ph}} = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ m.}$$



## 2. 4 SPECTRE D'ÉMISSION

L'énergie d'un atome est quantifiée, il ne peut donc émettre que certains photons de longueurs d'ondes précises. Le spectre d'une telle lumière est donc composé de raies colorées correspondants à ces différentes longueurs d'ondes sur un fond noir.



# 3. ABSORPTION DE LUMIÈRE PAR UN ATOME

Un atome en état fondamental peut passer en état excité si on lui apporte de l'énergie.

Ce passage est également une transition énergétique puisque l'atome passe d'un niveau d'énergie à un autre.

Cette énergie peut être apportée par l'absorption d'un photon, mais elle peut également être apportée par des collisions avec d'autres particules ou par énergie thermique.

L'absorption d'un photon permet une transition énergétique, l'atome passe du niveau d'énergie où il était à un niveau plus élevé.

Cette transition est représentée par une flèche dirigée vers le haut sur le diagramme des niveaux d'énergie.

# 3.1 REPRÉSENTATION D'UNE ABSORPTION DE LUMIÈRE PAR UN ATOME

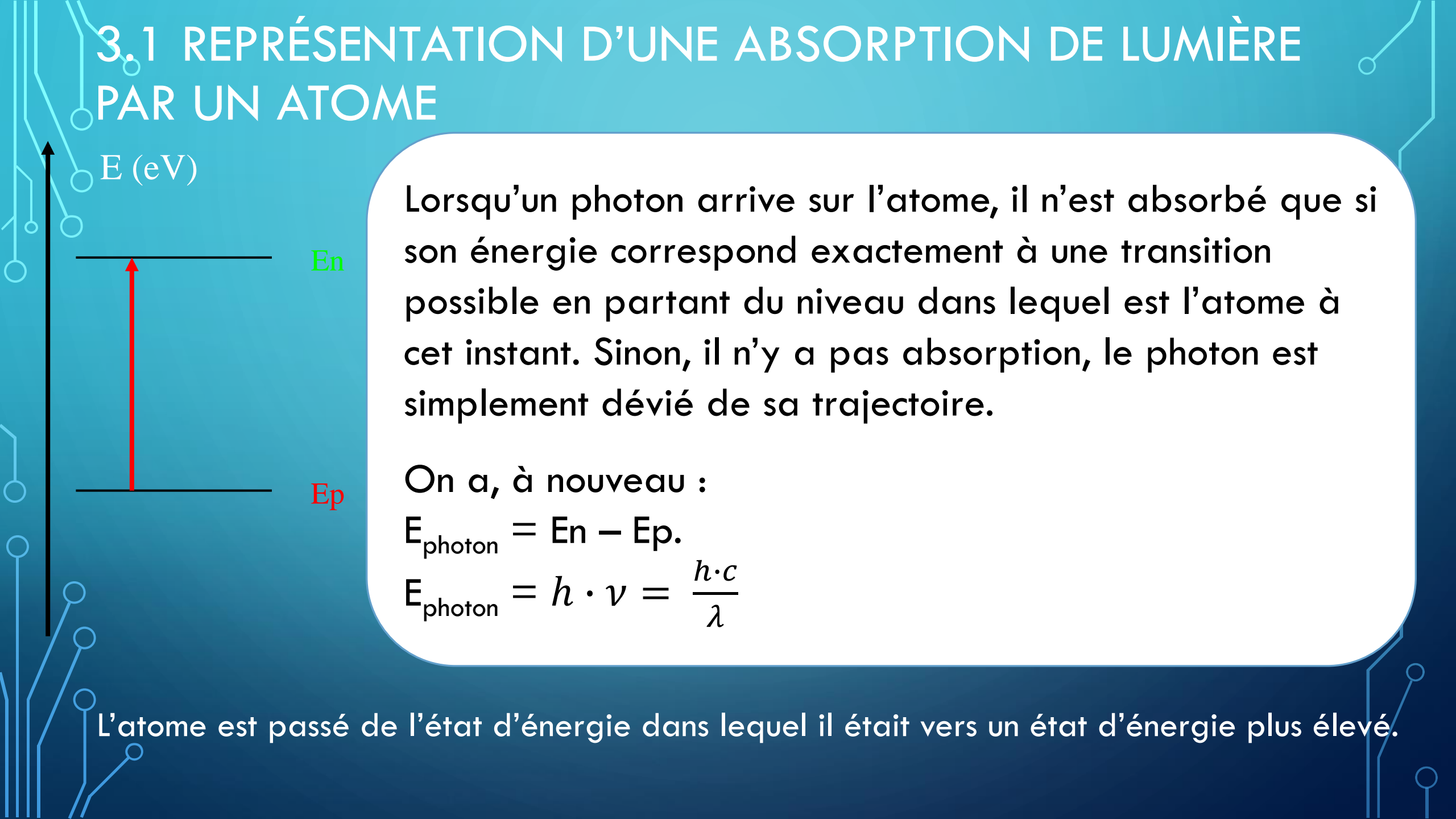
Lorsqu'un photon arrive sur l'atome, il n'est absorbé que si son énergie correspond exactement à une transition possible en partant du niveau dans lequel est l'atome à cet instant. Sinon, il n'y a pas absorption, le photon est simplement dévié de sa trajectoire.

On a, à nouveau :

$$E_{\text{photon}} = E_n - E_p.$$

$$E_{\text{photon}} = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

L'atome est passé de l'état d'énergie dans lequel il était vers un état d'énergie plus élevé.



## EXERCICE 2 :

L'atome d'hydrogène est dans son état fondamental. Il absorbe un photon et passe en état  $E_3$ . La longueur d'onde du photon est de 102,6 nm.

1. Représenter cette absorption sur le diagramme.
2. Déterminer l'énergie de  $E_3$  en joules et en électronvolts.
3. L'atome d'hydrogène, en état fondamental, peut-il absorber un photon de longueur d'onde 150 nm ?

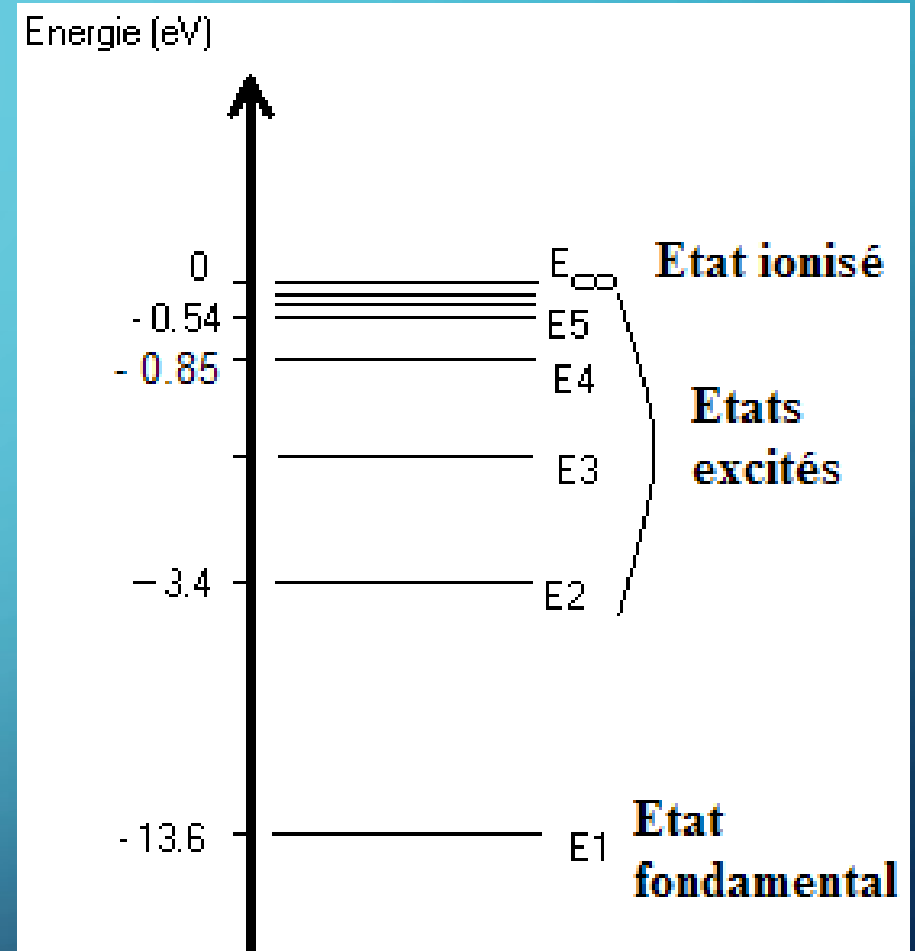


Diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.

# CORRECTION

Question 2:

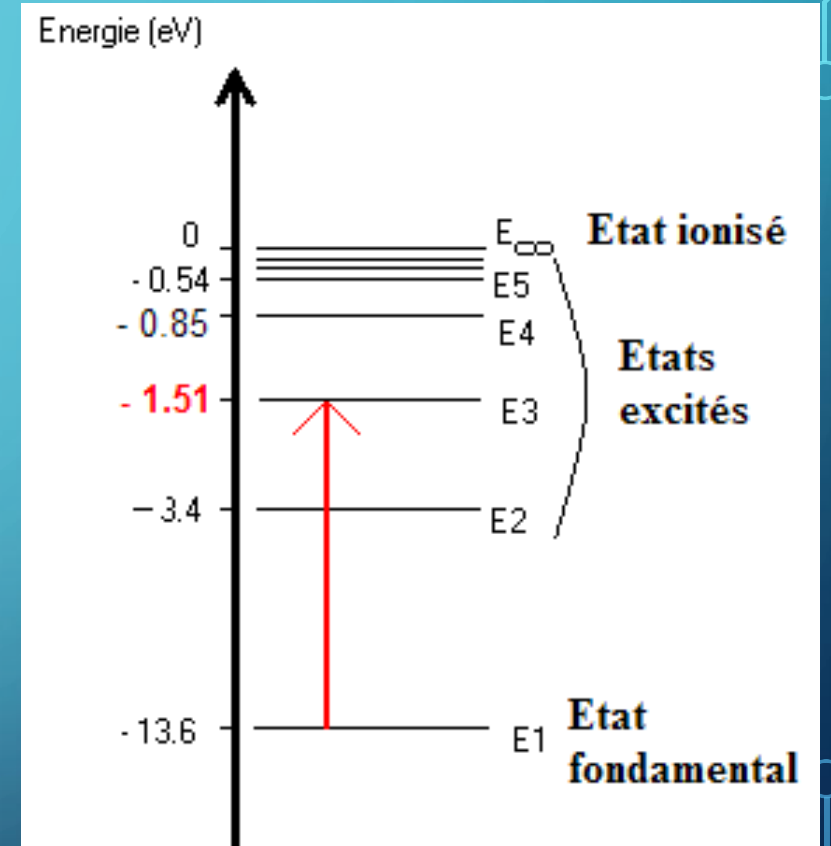
$$E_{\text{photon}} = \frac{h \cdot c}{\lambda} = 1.94 \cdot 10^{-18} \text{ J } (\text{attention ! } \lambda \text{ en m !})$$
$$= 1.94 \cdot 10^{-18} / 1.6 \cdot 10^{-19} = 12.1 \text{ eV.}$$

$$E_{\text{photon}} = E_3 - E_1.$$

$$E_3 = E_{\text{photon}} + E_1 = -1.5 \text{ eV}$$

Question 3:

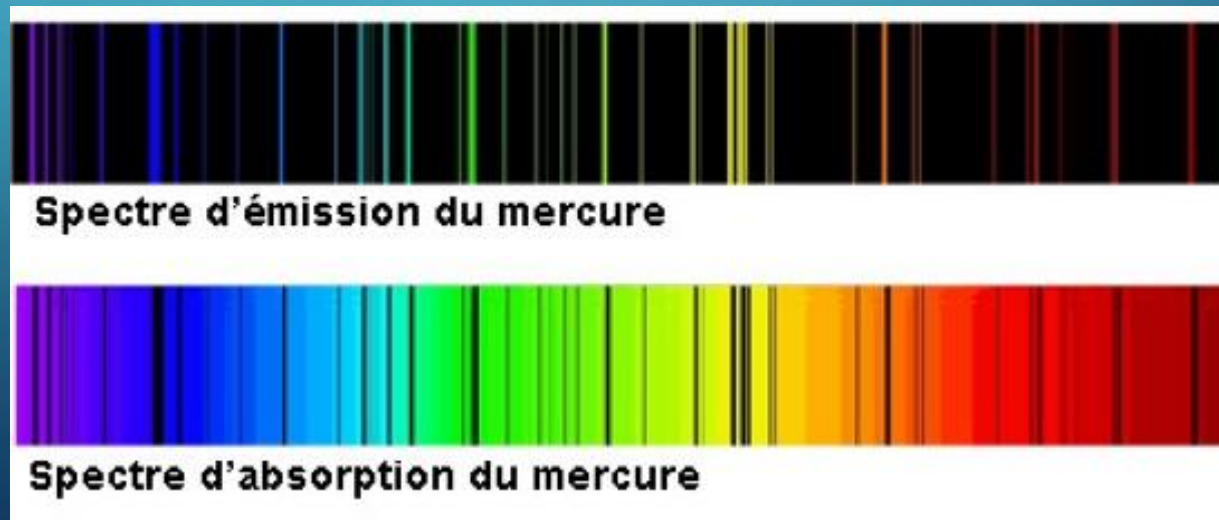
Non, un tel photon ne peut être absorbé, son énergie,  $1.32 \cdot 10^{-18} \text{ J}$  ou  $8.28 \text{ eV}$ , ne permet pas à l'atome de passer, depuis l'état fondamental, vers un de ses autres niveaux d'énergie.



## 3.2 SPECTRE D'ABSORPTION

Les états d'énergie d'un atome étant quantifié, il ne peut absorber que des photons de longueurs d'ondes précises (les mêmes que celles qu'il peut émettre).

Lorsqu'on fait le spectre de la lumière blanche passant à travers un gaz monoatomique, on obtient un spectre continu avec des raies sombres correspondant aux diverses longueurs d'ondes absorbées par l'atome.



# FIN

