

UE Atomistique

CUPGE

1

Valérie Bouquet
Maître de Conférences

rattachée à:

- à l'Institut des Sciences Chimiques de Rennes (ISCR) pour la recherche
Equipe "Chimie du Solide et Matériaux"
Bat 10a (rez-de-chaussée, porte 43)
- à l'ESIR pour l'enseignement
 - CUPGE 1^{ère} et 2^{ème} année
 - Cycle ingénieur ESIR1, ESIR2 et ESIR3 spécialité Matériaux

E-mail: valerie.bouquet@univ-rennes.fr

2

UE Atomistique

- Cours 16h (10 créneaux d'1h30 + 1CC d'1h) - V. Bouquet
 - en général 1 créneau tous les lundis
 - dernière séance le 23/10
- TD 22h - (14 créneaux d'1h30 + 1CC de 2h) - 2 groupes - V. Bouquet / S. Chenu
 - en général 1 créneau le vendredi
 - dernière séance le 15/12
 - poly de TD
- Contrôles continus:
 - 1 CC (1h) le mardi 24/10 portant sur la 1^{ère} partie du cours (L'atome)
 - 1 CC (2h) le vendredi 22/12 portant sur l'ensemble du cours
(partie 1: « L'atome » + partie 2 « Les liaisons chimiques »)

3

UE Atomistique

1^{ère} partie : L'atome

- Chap. I : Structure de l'atome
- Chap. II : Les spectres atomiques
Cas de l'atome d'hydrogène et des hydrogénoïdes
- Chap. III : Le modèle quantique de l'atome
Bases de la mécanique quantique
- Chap. IV : Les atomes polyélectroniques
- Chap. V : Tableau périodique - propriétés

2^{ème} partie : Les liaisons chimiques

- Chap. I : La liaison de covalence
Modèle de Lewis de la covalence
- Chap. II : Approche quantique de la liaison de covalence
Théorie de l'hybridation
- Chap. III : La géométrie des molécules par la méthode de la VSEPR
- Chap. IV : La liaison métallique - les cristaux métalliques
- Chap. V : La liaison ionique - les cristaux ioniques

4

1^{ère} partie : L'atome

- Chap. I : **Structure de l'atome**
- Chap. II : Les spectres atomiques
Cas de l'atome d'hydrogène et des hydrogénoïdes
- Chap. III : Le modèle quantique de l'atome
Bases de la mécanique quantique
- Chap. IV : Les atomes polyélectroniques
- Chap. V : Tableau périodique - propriétés

5

Chap. I : Structure de l'atome

Un peu d'histoire :

Origine du mot « atome » : philosophes grecs (400 av J.C.)
Atome = a-tomos = insécable

XVII^{ème} et XVIII^{ème} siècles : **premières théories atomiques**, les atomes s'associent en molécules (Lavoisier, Dalton, ...)

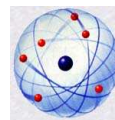


1869 : **Mendeleïev** introduit le tableau périodique des éléments (classement en fonction de la masse atomique)

1897 : **découverte de l'électron**
premier modèle subatomique (Thomson)



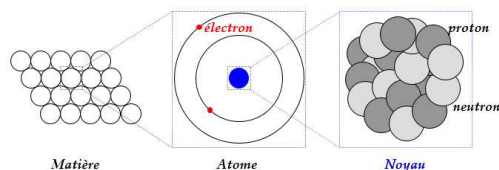
1912 : **découverte du noyau**
Modèle de Rutherford (modèle planétaire)



Puis découverte de la physique quantique (Bohr, Sommerfeld,...)

6

Chap. I : Structure de l'atome



Modèle de l'atome : 1 noyau + 1 cortège électronique

<u>Noyau :</u>	Z protons	+	N neutrons	A nucléons A = Z + N
	chargé +e (+e = $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$) diamètre $\sim 10^{-14} \text{ m}$ $m_p = 1,6727 \times 10^{-27} \text{ kg}$		neutre diamètre $\sim 10^{-14} \text{ m}$ $m_n = 1,6749 \times 10^{-27} \text{ kg}$	

La cohésion du noyau \Leftrightarrow forces nucléaires fortes (très courte portée)
beaucoup plus fortes que les interactions électrostatiques et gravitationnelles

Cortège électronique : Z électrons

chargé -e (-e = $-1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$) diamètre $\sim 10^{-18} \text{ m}$ $m_e = 9,1095 \times 10^{-31} \text{ kg}$	} gravitent à environ 1 \AA (10^{-10} m) du noyau
--	--

7

Chap. I : Structure de l'atome

Symbole d'un atome X :



- **X** : symbole de l'élément chimique
- **Z** : numéro atomique, nombre de charges, nombre de protons
- **A** : nombre de masse, nombre de nucléons, $A = Z + N$
- **N** : nombre de neutrons

Exemple : $^{12}_6\text{C}$ $^{35}_{17}\text{Cl}$

- * L'atome est **électriquement neutre**
- * Quasiment toute la **masse** est concentrée dans le **noyau**
- * La matière est essentiellement constituée de vide

8

Chap. I : Structure de l'atome

Elément chimique :

Un **élément chimique** est caractérisé par Z uniquement

Son symbole est ${}_Z X$ ou X

Exemple : ${}_6 C$ ou C

Atomes isobares : deux atomes de même A , mais avec un nombre de protons et de neutrons différents \Rightarrow nombre d'électrons différents
 \rightarrow Ces atomes correspondent à 2 **éléments chimiques différents**

Atomes isotopes : deux atomes avec un même nombre de protons (Z) mais des nombres de neutrons différents $\Rightarrow A$ différents
 \rightarrow Ces atomes correspondent au **même élément chimique**

Exemple : ${}^{12}_6 C$ ${}^{14}_6 C$

Rq. 1 : 118 éléments chimiques connus (92 naturels). A chaque élément peut être associé un grand nombre d'atomes isotopes : 1500 nucléides (300 naturels).

Rq. 2 : La masse d'un atome est trop faible et son diamètre trop petit pour que l'on puisse les comptabiliser un à un !

\rightarrow **Unité de quantité de matière : la mole (symbole : mol)**

9

Chap. I : Structure de l'atome

Définition de la mole : quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a de nombre d'atomes dans 12 g de carbone (${}^{12}_6 C$), c'est à dire $6,02205 \times 10^{23}$ atomes.

On définit le nombre d'Avogadro (N_A) avec $N_A = 6,02205 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Unité de masse atomique (u.m.a.) :

1/12 de la masse d'un atome de carbone. $1 \text{ u.m.a.} = 1,6606 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Élément : mélange d'isotopes (i) dont les proportions (abondances naturelles isotopiques) restent constantes

Abondance naturelle isotopique (x_i) :

Pourcentage massique de l'isotope (i) dans l'élément naturel $\sum_i x_i = 1$

Masse molaire de l'élément (M) :

$$M = \sum_i x_i M_i \quad M_i : \text{masse molaire de l'isotope } i$$

Exemple : $x_{{}^{35}_{17}Cl} + x_{{}^{37}_{17}Cl} = 1$ et $M_{{}^{17}Cl} = M_{Cl} = x_{{}^{35}_{17}Cl} \times M_{{}^{35}_{17}Cl} + x_{{}^{37}_{17}Cl} \times M_{{}^{37}_{17}Cl}$

10

Quelques exercices d'application sur la structure de l'atome...

11

1^{ère} partie : L'atome

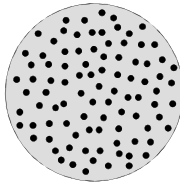
- Chap. I : Structure de l'atome
- Chap. II : Les spectres atomiques
Cas de l'atome d'hydrogène et des hydrogénoïdes
- Chap. III : Le modèle quantique de l'atome
Bases de la mécanique quantique
- Chap. IV : Les atomes polyélectroniques
- Chap. V : Tableau périodique - propriétés

12

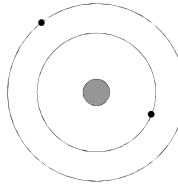
Chap. II : Les spectres atomiques

2 modèles "classiques" de l'atome

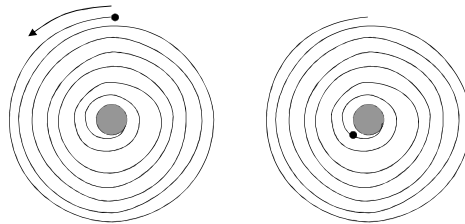
Modèle globulaire
Sir Joseph John Thomson



Modèle planétaire
Ernest Rutherford



Limites du modèle classique de l'atome



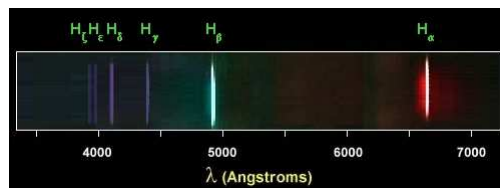
Théorie classique \Rightarrow L'électron **chute** de manière continue sur le noyau
 \Rightarrow Emission d'un spectre lumineux **continu**
 \Rightarrow **Atome instable**

13

Chap. II : Les spectres atomiques

Désaccord avec les faits expérimentaux :

\rightarrow spectre **discontinu** de l'atome d'hydrogène



1885 : Spectre de l'atome H (série de Balmer)

\rightarrow recherche d'un autre modèle (le modèle de Bohr)

14

Chap. II : Les spectres atomiques

II.1. Le rayonnement (la lumière)

Spectre visible

Lorsque de la lumière blanche (lumière solaire) traverse un prisme, elle est déviée et décomposée en diverses couleurs (cf. arc en ciel).

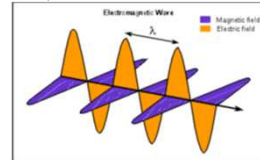


La lumière solaire donne un spectre continu

II.1.a. Nature ondulatoire (onde)

Les ondes lumineuses font partie des **ondes électromagnétiques**:

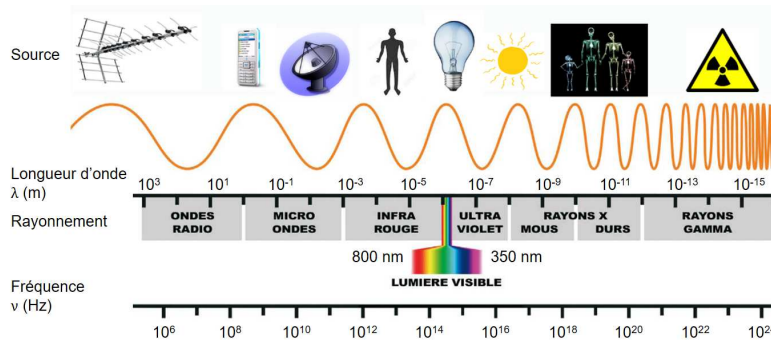
- Propagation d'un **champ électrique E** + **champ magnétique B**
- orthogonaux entre eux
 - en phase
 - se propagent dans la même direction



15

Chap. II : Les spectres atomiques

Domaine du spectre électromagnétique



Le rayonnement peut être caractérisé par:

- une **longueur d'onde λ**
- une **fréquence ν**
- ou un **nombre d'onde $\bar{\nu}$**

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

$$\bar{\nu} = 1/\lambda$$

λ : longueur d'onde (m)

c : célérité de la lumière ($c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$)

T : période (s)

ν : fréquence (Hz ou s^{-1})

16

Chap. II : Les spectres atomiques

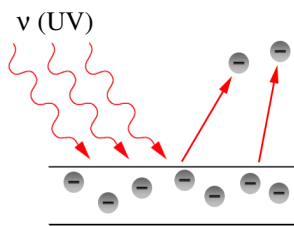
Théorie ondulatoire développée par Maxwell (fin XIX^{ème})

→ explique la plupart des phénomènes optiques liés aux ondes (réflexion, réfraction, interférences, diffraction...)

mais **n'explique pas certains phénomènes** tels que le rayonnement du corps noir et l'effet photoélectrique!!!

(Le corps noir est un objet idéal qui absorberait toute l'énergie électromagnétique qu'il recevrait, sans en réfléchir ni en transmettre. Il n'est fait aucune autre hypothèse sur la nature de l'objet.)

Effet photoélectrique



- Une enceinte sous-vide
- Deux électrodes entre lesquelles on peut faire varier la Différence De Potentiel (DDP) et mesurer l'intensité du courant.

Observation: sous un rayonnement lumineux, des électrons sont arrachés et un courant passe si la fréquence du rayonnement incident est supérieure à un certain seuil !

→ Besoin d'une description discontinue, « corpusculaire » du rayonnement

17

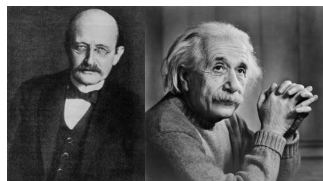
Chap. II : Les spectres atomiques

II.1.b. Nature corpusculaire (particule)

Théorie des quanta (1900 - Planck)

Pour un rayonnement monochromatique de fréquence ν , le **quantum** d'énergie E est donné par :

$$E = h\nu = \frac{h}{2\pi} \omega = \hbar\omega$$

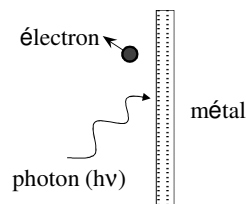


ω : pulsation
 $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J.s}$
 $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

L'énergie transportée par le rayonnement est quantifiée

Effet photoélectrique (1905 - Einstein)

La lumière est constituée de grains (corpuscules ou particules) : des **photons** de masse et de charge nulles



18

Chap. II : Les spectres atomiques

Théorie des quantas:

$$E = h \nu$$

Quantum d'énergie (énergie du photon) → E

Constante de Planck ($h = 6,6256 \times 10^{-34}$ J.s.) → h

Fréquence du rayonnement (Hz) → ν

$$E = h \times \nu = \frac{hc}{\lambda} = h \times c \times \bar{\nu} \text{ avec } \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \text{nombre d'onde (cm}^{-1} \text{ ou m}^{-1}\text{)}$$

Les **échanges** entre la **matière** et le **rayonnement** sont **quantifiés**

L'énergie échangée ne peut être inférieure à $h\nu$
(on ne coupe pas un photon en morceaux...)

Toute énergie échangée est un multiple entier de $h\nu$
(nombre entier de photons...)

19

Chap. II : Les spectres atomiques

II.1.c. Dualité onde-corpuscule, relation de De Broglie

La nature de la lumière est duale - à la fois onde et particule !

Hypothèse de Louis De Broglie (1924) : la dualité onde-corpuscule s'applique également à la matière (électrons...)

→ **A toute particule** (photon, mais aussi électron,...) de **quantité de mouvement P** , est associée **une onde de longueur d'onde λ** vérifiant la relation :

$$\lambda = \frac{h}{P}$$

onde → λ

corpuscule → P ($P = mv$)

Dualité onde-corpuscule quelque soit la particule:
→ base de la mécanique quantique

20

Chap. II : Les spectres atomiques

II.2. Spectre de l'atome d'hydrogène

Les spectres atomiques sont de deux types :

- **spectres d'absorption** : observé quand on excite la matière
- **spectres d'émission** : observé quand la matière se désexcite

Les radiations émises par un gaz (ex. H_2) soumis à une décharge électrique sont constituées de raies séparées : **spectre discontinu (spectre de raies)**.

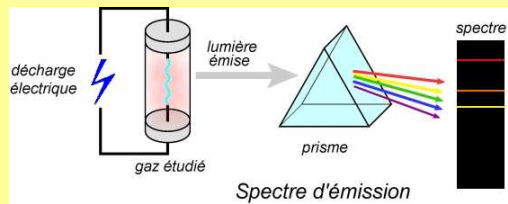
Tube de Geissler :

- hydrogène gazeux sous faible pression ~ 1 mbar
- 2 électrodes
- DDP (très haute tension)
- spectroscopie à prisme



Quatre raies d'émission dans le visible

Spectre discontinu
(Série de Balmer)

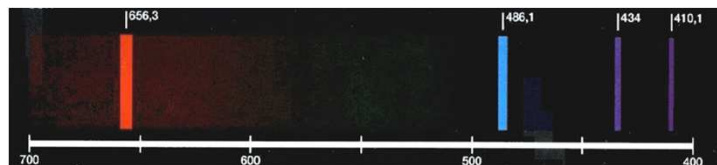


21

Chap. II : Les spectres atomiques

Spectre de l'atome d'hydrogène

Le spectre d'émission de l'hydrogène présente des raies aux longueurs d'onde : 410,1 - 434,0 - 486,1 et 656,3 nm dans le domaine du visible mais aussi d'autres dans les domaines UV et IR.



22

Chap. II : Les spectres atomiques

Spectre de l'atome d'hydrogène

Observation et étude expérimentale des spectres :

→ recherche d'une **relation empirique** qui permet de rendre compte des **phénomènes observés** (la longueur d'onde des raies d'émission).

Série de Balmer : $n = 2$ et $p > 2$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$



Généralisation

Formule de Ritz (1908) :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$

n et p entiers
 $p > n$

R_H : **constante de Rydberg** (relative à l'hydrogène)

$$R_H = 1,096775 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

23

Chap. II : Les spectres atomiques

Spectre de l'atome d'hydrogène

Série	1916 Lyman	1885 Balmer	1908 Paschen	1922 Bracket	1924 Pfund
n	1	2	3	4	5
p	2, 3, 4, ...	3, 4, 5, ...	4, 5, 6, ...	5, 6, 7, ...	6, 7, 8, ...
domaine	UV lointain	Visible	Proche IR	IR	IR lointain

Formule de Ritz (1908) : $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$ n et p entiers
 $p > n$

Formule de Ritz = formule empirique (aucune base théorique)

→ Niels Bohr fournit la première interprétation en 1913

24

Chap. II : Les spectres atomiques

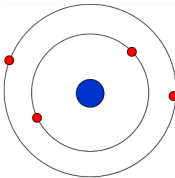
II.2. L'atome de Bohr (interprétation théorique)

Niels Bohr introduit deux postulats :

- a) l'électron n'émet pas de lumière tant qu'il demeure sur certaines trajectoires (orbites) privilégiées d'énergie donnée = états stationnaires (orbites stationnaires circulaires)
- b) l'électron ne peut passer que d'une orbite stationnaire à une autre, d'un niveau d'énergie supérieur (inférieur) à un niveau d'énergie inférieur (supérieur).

Restiction du mouvement de l'électron

L'électron ne peut décrire que certaines trajectoires d'énergie circulaires, de rayons bien définis, autour du noyau : **orbites stationnaires circulaires**



Passage d'un niveau à un autre par échange d'énergie

Niveau inf → niveau sup : absorption
Niveau sup → niveau inf : émission

25

Chap. II : Les spectres atomiques

Bohr applique à cet échange entre matière et énergie la théorie des quanta de Planck:

$$E_p - E_n = h\nu$$

$$\text{Si } E_p > E_n$$

$$E_p \rightarrow E_n : \text{fréquence } \nu \text{ émise}$$

$$E_n \rightarrow E_p : \text{fréquence } \nu \text{ absorbée}$$

→ transition discontinue, sous forme de quanta d'énergie

A partir de cette hypothèse (et de la mécanique classique) Bohr montre :

→ Rayon de l'orbite et l'énergie de l'atome sont quantifiés par n

n : nombre quantique principal
= niveau (couche) énergétique
= nbre entier

$$E_n = - \frac{A}{n^2} \text{ avec } A = \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2}$$

$$r_n = n^2 a_0$$
$$a_0 = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{m_e e^2} = 52,9 \text{ pm}$$
$$= 0,529 \text{ \AA}$$

$A = 21,79 \times 10^{-19} \text{ J} \rightarrow$ Unité d'énergie très mal adaptée !

26

Chap. II : Les spectres atomiques

$$E_n = -\frac{A}{n^2} \text{ avec } A = \frac{m_0 e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} \quad (n: \text{nombre quantique principal})$$

$A = 21,79 \times 10^{-19} \text{ J} \rightarrow \text{Unité d'énergie très mal adaptée !}$

Electron Volt (eV): $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$

$$\rightarrow A = 13,6 \text{ eV}$$



$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV} \quad \text{pour l'atome d'hydrogène}$$

n définit la couche énergétique sur laquelle se trouve l' e^-
 \rightarrow Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène

27

Chap. II : Les spectres atomiques

Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène

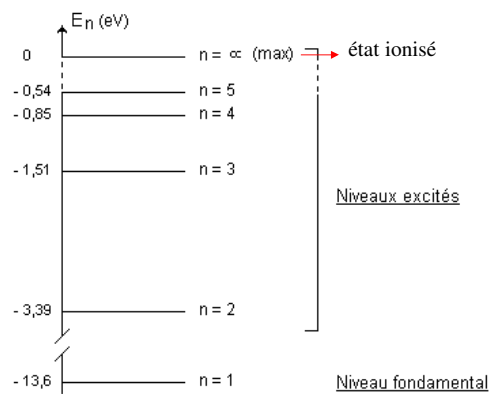
$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV} \quad \text{avec } n \text{ entier}$$

n définit la couche énergétique sur laquelle se trouve l' e^-

$n \rightarrow \infty$ alors $r \rightarrow \infty$
 \Rightarrow l'électron n'est plus lié au noyau

Énergie d'ionisation =
 énergie à fournir pour arracher l' e^-

$$E_i = E_\infty - E_1 = 13,6 \text{ eV}$$

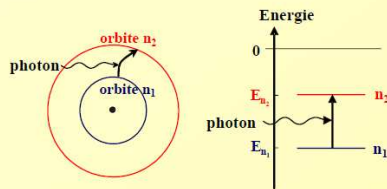


28

Chap. II : Les spectres atomiques

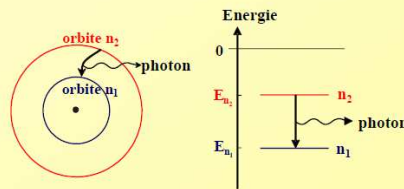
Interprétation du spectre discontinu de l'atome

Absorption d'un photon



$$\Delta E = h \nu_{n1 \rightarrow n2} = h \frac{c}{\lambda_{n1 \rightarrow n2}} = E_{n2} - E_{n1}$$

Emission d'un photon



$$\Delta E = h \nu_{n2 \rightarrow n1} = h \frac{c}{\lambda_{n2 \rightarrow n1}} = |E_{n1} - E_{n2}|$$

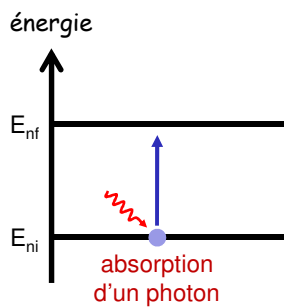
Pour l'absorption d'un photon, c'est-à-dire le passage de l'atome d'un niveau d'énergie E_{n1} à un niveau d'énergie E_{n2} supérieur en énergie, il faut apporter l'énergie correspondant exactement à la différence $\Delta E = E_{n2} - E_{n1}$.

Une transition électronique d'une orbite (d'un niveau) vers une autre se fait par un saut qui est accompagné de l'absorption ou de l'émission d'un photon

29

Chap. II : Les spectres atomiques

Phénomène d'absorption



On fournit de l'énergie à l'atome
(= l'atome gagne de l'énergie)

Variation d'énergie ΔE

$\Delta E =$ énergie niveau final - énergie niveau initial

$$\Delta E = E_{nf} - E_{ni}$$

$$\Delta E > 0$$

$$\Delta E = E_{\text{photon absorbé}}$$

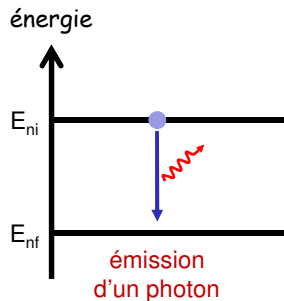
L'atome H se retrouvera systématiquement dans un état final qui correspondra à un état excité.

Remarques : l'état initial peut correspondre à l'état de plus basse énergie (état fondamental) ou bien à un état déjà excité

30

Chap. II : Les spectres atomiques

Phénomène d'émission



L'atome restitue de l'énergie
(= l'atome perd de l'énergie).

Variation d'énergie ΔE

$\Delta E = \text{énergie niveau final} - \text{énergie niveau initial}$

$$\Delta E = E_{nf} - E_{ni}$$

$$\Delta E < 0$$

$$|\Delta E| = E_{\text{photon émis}}$$

L'état initial correspondra systématiquement à un état excité.

L'état final correspondra systématiquement à un état de plus basse énergie.

Remarque : l'état initial peut correspondre à l'état ionisé

31

Chap. II : Les spectres atomiques

Remarques



Le quantum d'énergie est une grandeur **toujours positive**, il correspond à la **valeur absolue de la quantité ΔE** , quel que soit le cas étudié (absorption ou émission).

Les fréquences ($\nu_{ni \rightarrow nf}$ et $\nu_{nf \rightarrow ni}$) et les longueurs d'onde ($\lambda_{ni \rightarrow nf}$ et $\lambda_{nf \rightarrow ni}$) sont **toujours positives** et strictement équivalentes.

$$E_{nf} - E_{ni} = \underbrace{|E_{nf} - E_{ni}|}_{\text{absorption}} = \underbrace{|\Delta E|}_{\text{émission}} = E_{\text{photon}} = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda} > 0$$

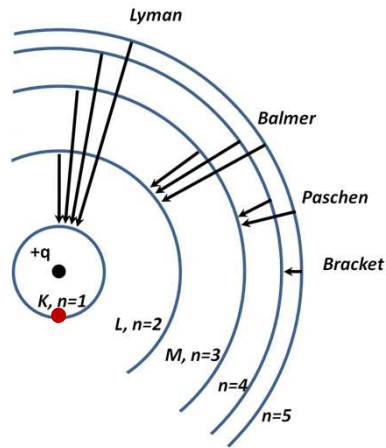
dans le cas de l'absorption ou l'émission d'un seul photon

32

Chap. II : Les spectres atomiques

Séries des raies d'émission de l'atome d'hydrogène

niveau final n_f	série	domaine du spectre électromagnétique
1	Lyman	ultraviolet
2	Balmer	visible
3	Paschen	infrarouge
4	Bracket	infrarouge
5	Pfund	infrarouge

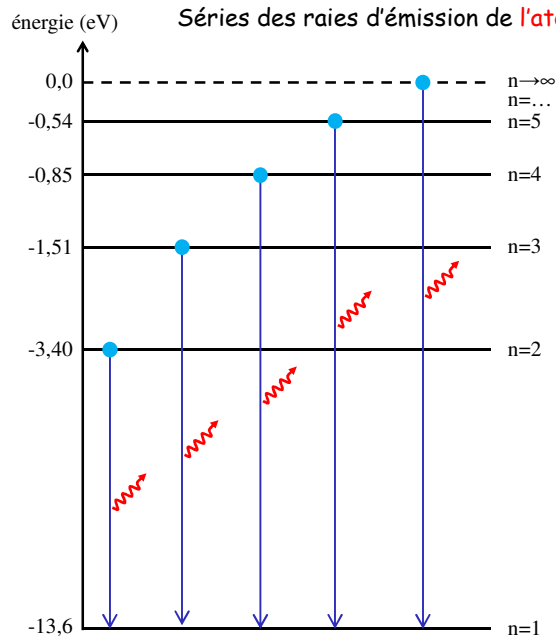


Remarque : chaque transition électronique est accompagnée de l'émission d'un photon (non représenté sur la figure).

33

Chap. II : Les spectres atomiques

Séries des raies d'émission de l'atome d'hydrogène



Processus de désexcitation

L'e⁻ redescend d'un ou plusieurs niveaux d'énergie. En contrepartie, un photon est émis.

Série de Lyman :

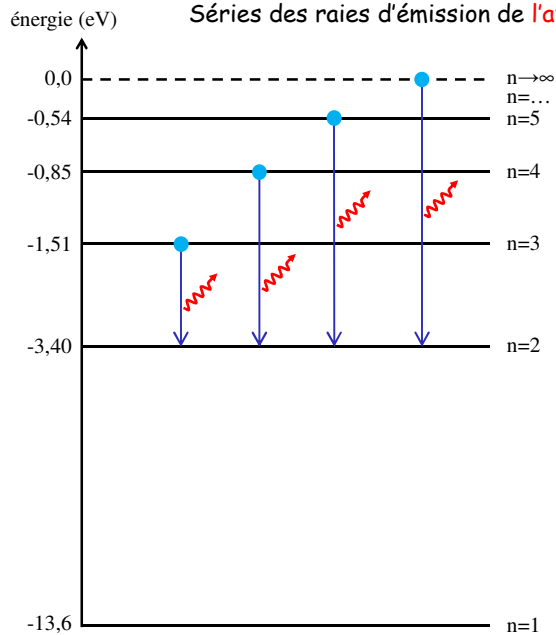
$n_f = 1$ (état fondamental)

photon émis dans le domaine UV

34

Chap. II : Les spectres atomiques

Séries des raies d'émission de l'atome d'hydrogène



Processus de désexcitation

L' e^- redescend d'un ou plusieurs niveaux d'énergie. En contrepartie, un photon est émis.

Série de Balmer :

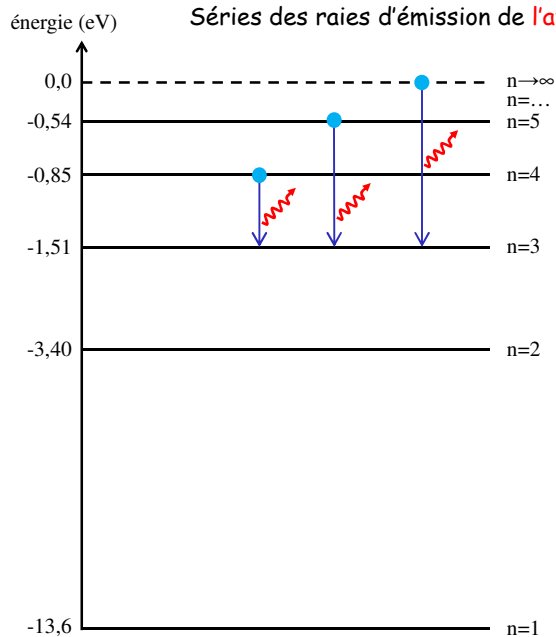
$n_f = 2$

photon émis dans le domaine visible

35

Chap. II : Les spectres atomiques

Séries des raies d'émission de l'atome d'hydrogène



Processus de désexcitation

L' e^- redescend d'un ou plusieurs niveaux d'énergie. En contrepartie, un photon est émis.

Série de Paschen :

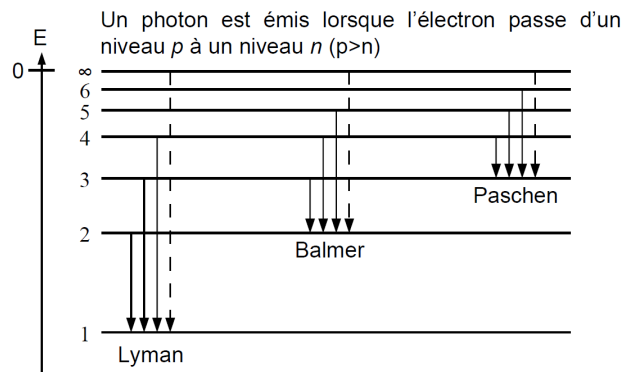
$n_f = 3$

photon émis dans le domaine IR

36

Chap. II : Les spectres atomiques

Séries des raies d'émission de l'atome d'hydrogène



$$h\nu = E_p - E_n \text{ (relation de Planck)} = A \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$

$$\text{On retrouve la formule de Ritz : } \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ avec } R_H = \frac{A}{hc}$$

37

Chap. II : Les spectres atomiques

Cas des hydrogénoïdes

Système hydrogénoïde: ayant **un seul électron**

(ex: les ions He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} ... et bien sûr l'atome d'hydrogène)

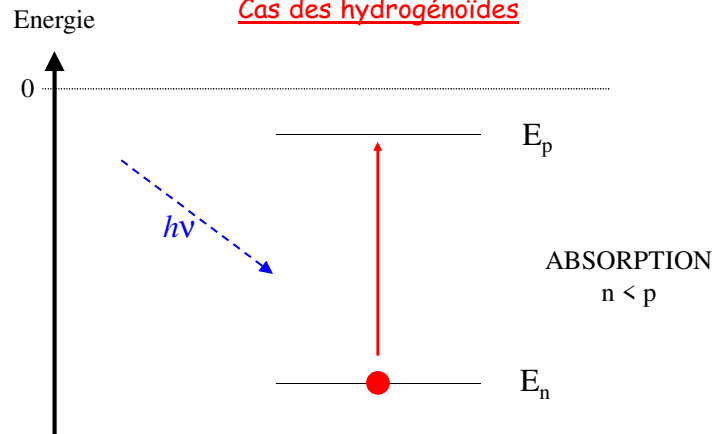
Théorie de Bohr : elle s'applique aux hydrogénoïdes

$$E_n = -\frac{AZ^2}{n^2} \text{ (J)} \quad \text{ou} \quad E_n = -\frac{13,6 Z^2}{n^2} \text{ (eV)} \quad \text{avec } Z : \text{numéro atomique}$$

38

Chap. II : Les spectres atomiques

Cas des hydrogénoides



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

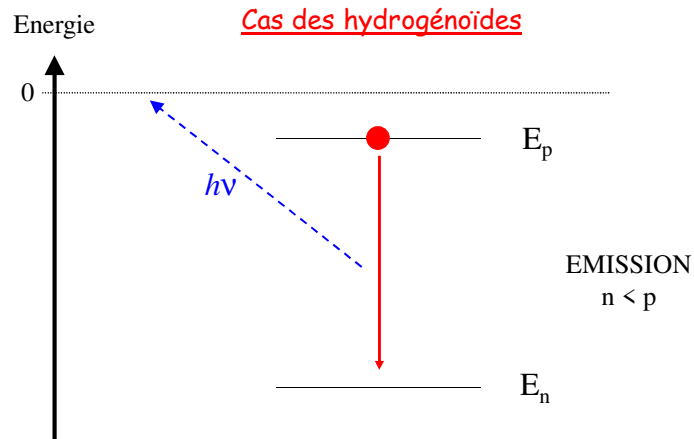
$$h\nu = AZ^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) = 13,6 \times 1,602 \times 10^{-19} \times Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ (J)}$$

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = \frac{AZ^2}{hc} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) = \frac{13,6 \times 1,602 \times 10^{-19} \times Z^2}{hc} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ m}^{-1}$$

39

Chap. II : Les spectres atomiques

Cas des hydrogénoides



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

$$h\nu = AZ^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) = 13,6 \times 1,602 \times 10^{-19} \times Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ (J)}$$

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = \frac{AZ^2}{hc} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) = \frac{13,6 \times 1,602 \times 10^{-19} \times Z^2}{hc} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ m}^{-1}$$

40

Chap. II : Les spectres atomiques

Limites du modèle de Bohr

- Le modèle de Bohr permet d'expliquer les spectres atomiques expérimentaux (spectres discontinus).
- Mais ce modèle n'est valable que pour un atome H ou un ion hydrogénoïde (un seul électron et Z charges positives).

Des faits expérimentaux ont montré l'insuffisance de la mécanique classique pour décrire les phénomènes qui interviennent au niveau atomique.

41

Chap. II : Les spectres atomiques

Points essentiels :

- Savoir de quoi est constitué un atome.
- Maîtriser un vocabulaire bien précis : ne pas confondre atome, élément chimique, isotope...
- Calculer la composition isotopique d'un élément naturel, connaissant sa masse atomique et celles de ses isotopes.
- Comprendre que les niveaux d'énergie d'un atome sont quantifiés.
- Maîtriser les notions d'absorption et d'émission.
- Calculer la fréquence d'un photon émis (ou absorbé) lors d'une transition électronique.

42

Quelques exercices d'application sur les spectres atomiques...