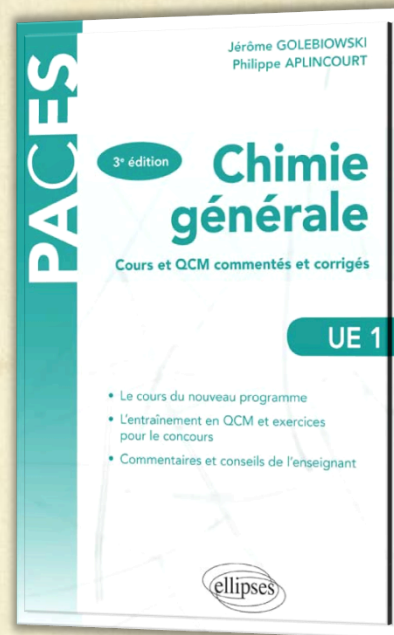


Chimie Générale – Présentation

Votre professeur : Jérôme Golebiowski

Son livre : contient l'intégralité de son cours (une 3^{ème} édition vient de sortir le 18 août...)

Heures de cours dispensées :
18h l'année dernière



Le cours : il y a 5 chapitres
(4 abordés en UE1 et 1 en UE3a)

Le tutorat est gratuit. Toute reproduction ou vente sont interdites.

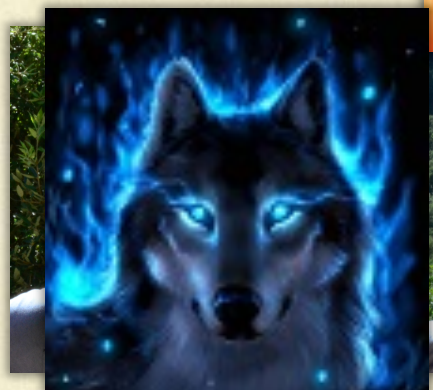
Chimie Générale – Présentation

Vos tuteurs :

✓ Laurène (alias Tacorange)



✓ Nicolas (alias Skøll)



✓ Jérémy (alias Raboucho)



Le tutorat est gratuit. Toute reproduction ou vente sont interdites.

Programme Tut'entrée 2014

- ① Atomistique – Partie 1 (Cours 1 – 1h)
- ② Atomistique – Partie 2 (Cours 1 – 1h)
- ③ Atomistique – QCMs (Cours 2 – 30min)
- ④ Thermodynamique (Cours 2 – 1h30)

Tut' rentrée

Chimie G – Atomistique

Partie 1

4

Le tutorat est gratuit. Toute reproduction ou vente sont interdites.

I. Rappels du lycée

II. La lumière

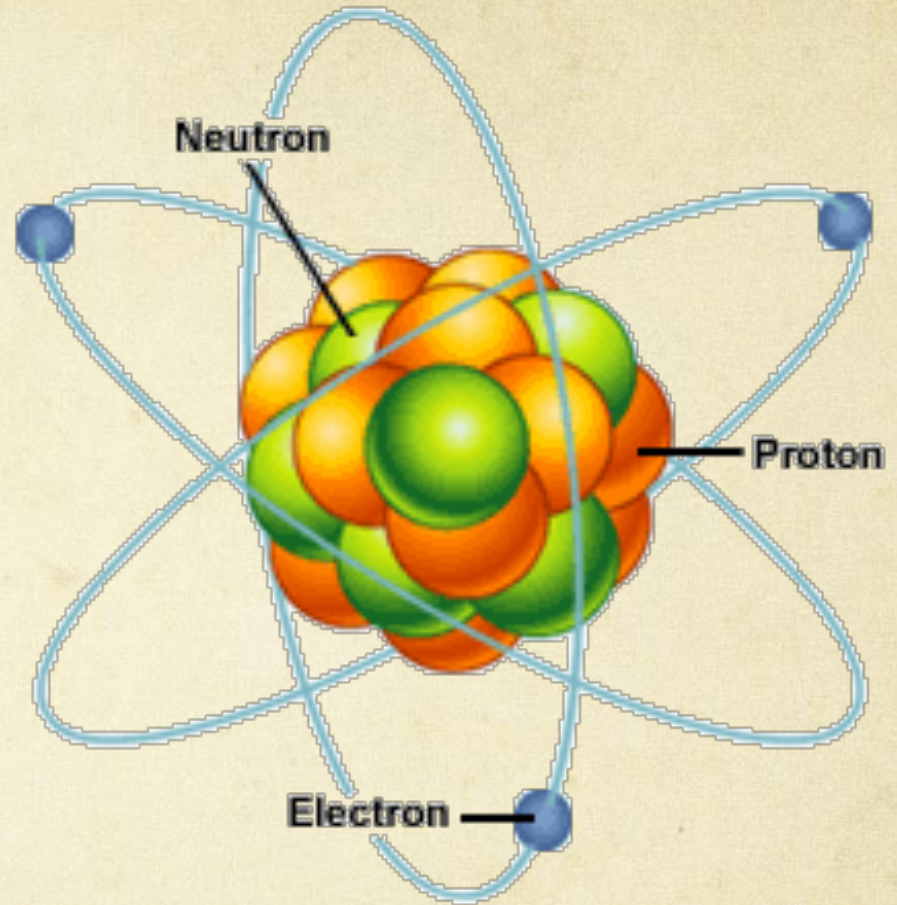
III. Interaction rayonnement-matière

IV. Description de l'électron

5

A. Structure d'un atome

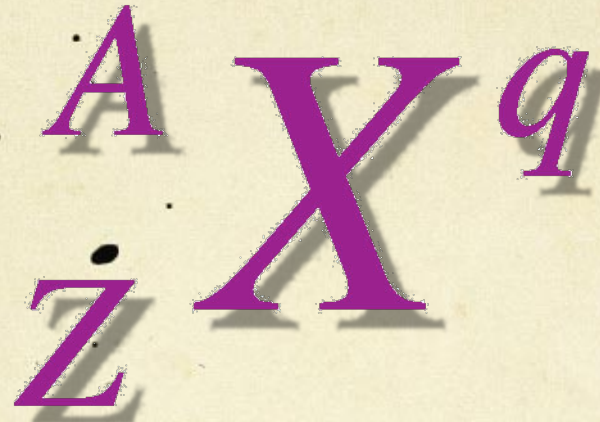
Protons
Neutrons } Noyau



Électrons : « gravitent » autour du noyau

6

B. Notation des éléments (= atomes)



X : élément considéré

Z : nbre de protons = numéro atomique

N : nbre de neutrons

A : nbre de nucléons = nbre de masse ($A = Z + N$)

q : nbre de charges (uniquement pour les ions)

I. Rappels du lycée

II. *La lumière*

III. Interaction rayonnement-matière

IV. Description de l'électron

8

La lumière se comporte à la fois comme une onde et une particule → c'est la « dualité onde/particule »

Caractère ondulatoire représenté par la formule :

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

- avec : - λ = longueur d'onde (en m)
- c = célérité (en m.s^{-1})
- ν = fréquence (en $\text{s}^{-1} = \text{Hz}$)

Caractère particulaire représenté par la formule :

$$E = h \cdot \nu$$

avec : - h = cste de Plank = $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

De ces 2 équations, on peut écrire :

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

I. Rappels du lycée

II. La lumière

III. Interaction rayonnement-matière

IV. Description de l'électron

10

A. L'électron dans l'atome – cas des hydrogénoïdes

Hydrogénoïdes = atomes ou ions avec **1 seul électron**

L'électron possède une **énergie négative** et **discontinue**
(= *varie par paliers*)

On parle **d'énergie quantifiée**

Énergie (en eV) calculée par :

$$E_n = - \frac{13,6 \cdot Z^2}{n^2}$$

avec : - Z = numéro atomique de l'atome

- n = niveau énergétique sur lequel se trouve l'atome

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

Le tutorat est gratuit. Toute reproduction ou vente sont interdites.

Remarque importante : différence entre notation lycée et notation « normale » pour les couches électroniques

Au lycée : couches K, L, M... qui sont des simplifications

Notation « normale » :

- couche K correspond à « $n=1$ »
- couche L correspond à « $n=2$ »
- couche M correspond à « $n=3$ »...

Pour les hydrogéoïdes :

- électron dans son état fondamental : $n = 1$
- électron sur 1^{er} niveau excité : $n = 2$

12

B. Interaction électron / photon

1. Absorption

Quand l'électron absorbe un photon : il change de niveau énergétique \longrightarrow *excitation électronique*



L'énergie du photon doit absolument correspondre à l'atteinte d'un niveau quantifié

$$\Delta E_{n \rightarrow n'} = E_{n'} - E_n = 13,6 \cdot Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right)$$

B. Interaction électron / photon

1. Absorption

Quand l'électron absorbe un photon d'énergie supérieure à son énergie de liaison à l'atome : son énergie devient positive \longrightarrow *il y a ionisation*



Si l'énergie est égale à l'énergie de liaison : pas d'excédant d'énergie, l'électron est juste ionisé



Si l'énergie est supérieure à l'énergie de liaison : il y a un excédant d'énergie, l'électron est ionisé

\longrightarrow *l'excédant est transformé en énergie cinétique*

B. Interaction électron / photon

2. Émission

L'électron cherche toujours à *avoir le niveau énergétique le plus bas possible*

Si un électron est excité, il va **redescendre** à son **niveau fondamental** \longrightarrow *c'est la désexcitation électronique*

Cette désexcitation entraîne l'émission d'un photon d'énergie :

$$E_{h\nu} = |\Delta E_{n' \rightarrow n}| = |E_n - E_{n'}| = 13,6 \cdot Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right)$$



Il peut y avoir plusieurs photons émis, car l'électron peut redescendre par paliers

I. Rappels du lycée

II. La lumière

III. Interaction rayonnement-matière

IV. Description de l'électron

16

A. Orbitale atomique (OA)

OA \longrightarrow représente la *valeur énergétique* et la *zone spatiale* associée à l'électron

1. Nombre quantique principal « n »

Détermine le *niveau énergétique* où se trouve l'électron



« n » peut prendre des valeurs entières jusqu'à l'infini !!

2. Nombre quantique de spin « s »

Représente la *propriété magnétique* de l'électron, en donnant son *sens de rotation* :

- Spin positif : $+1/2$

- Spin négatif : $-1/2$

17

A. Orbitale atomique (OA)

3. Nombre quantique secondaire « l »

Décrit la *forme de la zone spatiale* dans laquelle la *probabilité de trouver l'électron* n'est pas nulle

Cette zone est appelée orbitale atomique

$$0 \leq l \leq (n - 1)$$

- Si « l = 0 » : OA de type « s »
- Si « l = 1 » : OA de type « p »
- Si « l = 2 » : OA de type « d »
- Si « l = 3 » : OA de type « f »

A. Orbitale atomique (OA)

4. Nombre quantique magnétique « m »

Définit la *direction* dans laquelle est dirigée l'OA

$$-l \leq m \leq +l$$

- Si « $l = 0$ » : $m = 0$

- Si « $l = 1$ » : 3 valeurs de m possibles $-1, 0$ ou $+1$

- Si « $l = 2$ » : 5 valeurs de m possibles $-2, -1, 0, +1$ ou $+2$

Les OA avec la **même énergie** sont dites dégénérées

B. Cases quantiques

Case quantique \longrightarrow représente un *jeu unique de valeur* pour « *n, l et m* »

Chaque électron est représenté par :

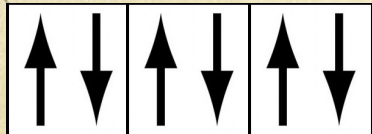
- une *flèche vers le haut*, si *spin positif*
- une *flèche vers la bas*, si *spin négatif*



Une case quantique contient au maximum 2 électrons, chaque électron ayant un *spin opposé*



\longrightarrow Case quantique avec **1 électron**



\longrightarrow 3 Cases quantique **dégénérées pleines**

B. Cases quantiques

✓ Principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons ne peuvent pas être dans le même état quantique

→ ils ne peuvent pas avoir les mêmes valeurs de n , l , m et s

Il y a donc *maximum 2 électrons par case quantique*, et donc :

- OA de type « s » : 1 case quantique avec *2 électrons*
- OA de type « p » : 3 cases quantiques avec *6 électrons*
- OA de type « d » : 5 cases quantiques avec *10 électrons*
- OA de type « f » : 7 cases quantiques avec *14 électrons*

C. Notation des orbitales atomiques

Cette notation permet de préciser les valeurs de n , l et m , selon la forme :

« valeur de n – symbole associé à l – direction associée à m »



Exemple : pour « $n = 3$ », « $l = 2$ » et « $m = 0$ »

→ $3d_0$

22

F.F.V
(pause de
5 minutes)

23

Le tutorat est gratuit. Toute reproduction ou vente sont interdites.