

L'ATOME : STRUCTURE DU NOYAU, REPRESENTATION ET CONFIGURATION ELECTRONIQUE, CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Introduction : Les constituants de la matière

Au plus l'on descend dans l'échelle des dimensions vers les particules les plus petites, au plus l'énergie requise pour casser la structure sera importante.

- **Les cristaux et molécules (dimensions variables)** en fonction du nombre d'atomes les constituant ; l'énergie dissociation, soit l'énergie nécessaire pour casser la structure $\approx 1 \text{ eV}$: formés d'atomes.
- **Les atomes** ($\approx 10^{-10} \text{ m}$ ou 1 Angstrom ; énergie dissociation $\approx 10 \text{ à } 10^4 \text{ eV}$) : formés d'un noyau et d'un cortège électronique périphérique.
- **Les noyaux** ($\approx 10^{-15} \text{ m}$; énergie dissociation $\approx 10^6 \text{ eV}$) : formés de nucléons : les protons (charge positive) et neutrons (charge neutre).
- **Les hadrons** ($\approx 10^{-15} \text{ m}$; énergie dissociation $\approx 10^9 \text{ eV}$), classés en :
 - Baryons (formés de 3 quarks) : proton, neutron...
 - Mésons (formés de 2 quarks).
- **Les particules élémentaires, ou fermions** ($\approx 10^{-18} \text{ m}$) :
 - Leptons : électron, neutrino électronique...
 - Quarks (6 types différents), composant des hadrons : il en existe 6 types.

$$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Les Différentes Interactions : qui participent à la cohésion de la matière

Force	Gravitationnelle	Électromagnétique	Nucléaire Faible	Nucléaire Forte
Médiée par	Graviton ?	Photon	Boson	Gluon
Agit sur	Toutes particules	Uniquement Particules chargées	e^- , p, n	Quarks
Portée	Infinie	Infinie	$< 10^{-15} \text{ m}$	$< 10^{-15} \text{ m}$
Importance Relative	10^{-40}	10^{-2}	10^{-5}	1

L'interaction forte permet la cohésion des quarks entre eux pour former des hadrons. Sans elle, le noyau des atomes céderait sous l'effet de répulsion électrostatique des protons entre eux.

La portée des interactions nucléaires est limitée dans l'espace ($< 10^{-15}$), contrairement aux autres forces.

L'interaction nucléaire forte est 10^{40} fois plus forte que l'interaction gravitationnelle.

I. LA STRUCTURE DE L'ATOME

L'atome est formé d'une partie centrale, le **noyau**, entouré d'une partie périphérique constituée **d'électrons**. L'ensemble, supposé sphérique, a un **rayon de 10^{-10}m ou 1 Angstrom**.

En ce qui concerne la dimension, rayon ou diamètre diffère peu (car les dimensions sont en facteur 10).

Le noyau est constitué de **nucléons** :

- Les **protons**, porteurs d'une charge positive.
- Les **neutrons**, sans charge (électriquement neutres)

Le noyau est entouré d'un nuage d'électrons dont la charge est égale en valeur absolue, mais de signe opposé à celle des protons, ce qui permet de considérer que l'atome est électriquement neutre.

Le nombre de **protons** caractérise un **élément chimique**, pour un même nombre de protons, on a un même élément chimique. Si le nombre de protons diffère, ceux sont deux éléments chimiques différents.

Le nombre de **neutrons** explique l'existence des **isotopes**. Les isotopes ont le même nombre de protons (donc les mêmes propriétés chimiques) mais diffère par le nombre de neutrons. Le terme « isotope » n'est pas synonyme de radioactivité.

Les niveaux d'énergie des électrons sont quantifiés grâce avec des **valeurs définies (distribution discrète ou discontinue**, seulement quelques valeurs possibles) **caractéristiques de l'atome considéré**.

A. Le noyau de l'atome

Les nucléons sont reliés entre eux par des **liaisons très fortes**, et occupent un volume extrêmement **petit**.

Le rayon du **noyau** est **100 000 fois** plus petit que celui de **l'atome**.

L'essentiel la **masse** de l'atome est concentré dans le **noyau**. Donc l'énergie est aussi concentrée dans le noyau d'après la loi $E = m \cdot c^2$ (cf. p.4)

La masse du proton, pratiquement égale à celle du neutron, donc la masse des nucléons est équivalente est égale à une unité de masse atomique (UMA = correspondant au $12^{\text{ème}}$ de la masse d'un atome de carbone constitué de 12 nucléons).

Le noyau d'un atome est représenté par : $\begin{matrix} A \\ Z \\ X \end{matrix}$

Où : **X** est le **symbole chimique de l'élément**, **A** est le **nombre total de nucléons** (protons + neutrons),
Z est le **nombre de protons**.

A est appelé **nombre de masse**.

Z est le **nombre atomique ou numéro atomique**, il correspond au nombre de charges électriques positives contenues dans le noyau.

Exemple : Noyau de l'Aluminium naturel (Al) $\begin{matrix} 27 \\ 13 \\ Al \end{matrix}$

Le noyau contient 27 nucléons (A) : 14 neutrons et 13 protons (Z), soit 13 charges positives. La charge totale du noyau est $+Ze$, avec $Z=13$, et e étant la charge électrique élémentaire.

Avec le nombre de neutrons = $A-Z$, soit ici 14 neutrons

Éléments – Isotopes

Un élément chimique est défini par le nombre Z de protons que contient son noyau ; chacun de ces éléments, ayant des propriétés chimiques bien définies, remplit l'une des cases de la classification périodique de Mendeleïev.

Un même élément chimique (même Z) peut être constitué de noyaux qui diffèrent entre eux par le nombre de neutrons : **on dit qu'il s'agit d'isotopes**. Les isotopes ne sont pas forcément radioactifs.

Ainsi l'hydrogène naturel est constitué de 3 isotopes : l'hydrogène (ou protium) qui est stable, le deutérium (stable aussi) et le tritium radioactif.

${}^1_1\text{H}(1e^-/1p)$; ${}^2_1\text{H}(1e^-/1p/1n)$ = stables

${}^3_1\text{H}(1e^-/1p/2n)$ = radioactif

B. Les électrons

Le **noyau** est entouré d'un **nuage électronique** constitué de **particules élémentaires**, les électrons, dont la charge e est égale en valeur absolue et de signe **opposé** à celle du proton.

Le nombre **d'électrons** présents dans l'atome, égal au nombre Z de **protons** du noyau, assure la **neutralité électrique** de l'atome.

La **masse de l'électron** est environ **1 800 fois plus faible** que celle du **proton**. La masse de l'atome est principalement contenue dans le noyau, la masse de e^- étant négligeable. A noter que si la masse est plus faible, les énergies vont aussi être plus faible (cf. formule p4)

Les **électrons** sont maintenus autour du noyau par des **forces de liaisons électrostatiques**.

Les électrons possèdent chacun un **niveau d'énergie précis (quantifié d'énergie)**, caractéristique de l'atome considéré.

C. Énergie présente dans les atomes

En physique nucléaire, l'unité courante d'énergie est l'**électron volt (eV)** : c'est l'énergie cinétique d'un électron accéléré par un potentiel de 1 volt.

$E = m \cdot c^2$: correspondance entre **masse (m)** et **énergie (E)** en Joule, et « c » la célérité, vitesse de la lumière au carré

La disparition d'une masse « m » correspond à la libération d'une **énergie E**.

1. Énergie présente dans les noyaux

L'énergie présente dans le noyau des atomes est **considérable**. Si toute la **masse d'un proton** était convertie en énergie, **931 MeV seraient libérés (soit 931 millions d'eV)**. L'énergie liant entre eux les **nucléons** au sein des noyaux varie suivant les atomes de **1 MeV à 8,5 MeV**.

2. Énergie des électrons

Les énergies présentes dans le cortège électronique des atomes sont nettement plus **faibles**. L'équivalent en énergie de la masse d'un électron au repos est de **0,51 MeV**.

Les électrons négatifs sont liés au noyau positif de l'atome par des **forces de liaison électrostatique de faible énergie**.

Dans le cortège électronique, chaque électron se trouve à un **niveau d'énergie précis**, et seuls certains niveaux d'énergie sont possibles caractéristiques de l'atome considéré.

Ces énergies varient :

- De **quelques électron-volts** pour les liaisons les plus **faibles** (électrons les plus périphériques).
- A une **centaine de kilo-électron-volt** pour les plus **fortes** (électrons les plus internes des atomes les plus lourds).

Lors d'une **transition électronique** d'un niveau énergétique donnée à un autre moins élevé, l'énergie libérée varie de quelques eV à une centaine de keV selon les atomes.

Cette énergie ainsi libérée peut se retrouver sous forme d'énergie radiative (rien ne se perd) : un rayonnement est alors émis sous forme d'un photon dont l'**énergie h.v** est égale à l'énergie perdue, libérée par l'atome.

$$E = h \cdot \nu$$

h : constante de Planck $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}^{-1}$; ν : la fréquence de l'onde électromagnétique en Hertz

II. STRUCTURE ELECTRONIQUE ET CLASSIFICATION PERIODIQUE

A. Structure électronique

La physique classique permet de décrire uniquement un atome contenant un seul électron, modèle mono-électroniques.

Le modèle de l'atome d'H proposé par Niels Bohr en 1913 n'a pas pu être généralisé aux atomes poly-électroniques, montrant les **limites** de la physique classique.

Aux notions de trajectoire de position d'une particule, la physique quantique substitue une **description non déterministe ou probabiliste** :

- Seule la **probabilité de présence** d'un électron dans une région de l'espace peut être calculée (pas de certitude).
- Cette probabilité de présence est liée à la notion de **niveau d'énergie**.

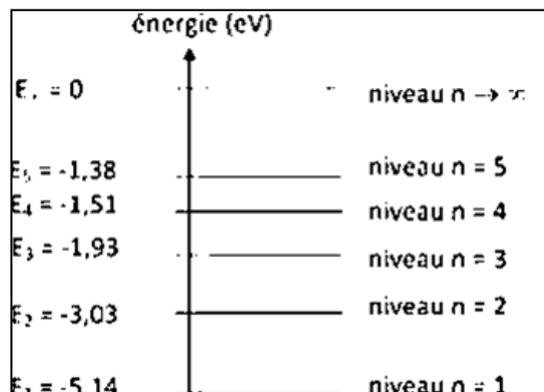
B. Niveaux d'énergie de l'atome d'H

L'énergie de l'atome d'H est quantifiée, et dépend d'un **nombre quantique n**, entier **strictement positif** ($n = 1, 2, 3, +\infty \dots$)

$$E_n = - \frac{E_{1,H}}{n^2} \text{ Avec } E_{1,H} = 13,6 \text{ eV (constante)}$$

Et $1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19}$

L'état de plus basse énergie, associée à la valeur $n = 1$, est l'**état fondamental** de l'atome d'H. Les états d'énergie supérieurs, tels que $n > 1$, sont des états **excités**.



C. Spectre d'émission de l'atome d'H

Quand l'**électron de l'atome d'H** est placé dans un état **excité ou instable**, le retour à l'état fondamental s'accompagne de l'émission d'un rayonnement (photon). Il y a une libération d'énergie radiative (photon) afin de revenir à un niveau d'énergie plus faible.

L'analyse de ce rayonnement constitue le spectre d'émission de l'atome d'H ; il est composé d'une **série de raies (car discontinu)**. Il est **caractéristique** de l'élément considéré.

Une transition d'un niveau d'énergie E_p vers un niveau d'énergie E_n (avec $p > n$) s'accompagne de l'émission d'un photon d'énergie :

$$h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda} = E_p - E_n$$

E les valeurs d'énergie en joules, λ longueur d'onde du rayonnement émis en m, ν en Hertz, h constante de Planck, $6,626 \cdot 10^{-34}$ J.s et c vitesse de la lumière dans le vide : $3,00 \cdot 10^8$ m.s⁻¹

D. Relation de Rydberg

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

Avec $R_H = \frac{E_{(1,H)}}{(h \cdot \nu)} = 1,0957 \cdot 10^{-7} \text{ m}^{-1}$ (constante de Rydberg)

E. Niveaux d'énergie d'un atome poly-électronique

L'état d'un électron d'un atome est décrit par **4 nombres quantiques**.

1. **Nombre quantique principal n** (entier strictement positif $n = 1, 2, 3, \dots, +\infty$)

La valeur de n caractérise une **couche électronique**.

2. **Nombre quantique secondaire l** (entier positif $l = 0, 1, 2, \dots ; n-1$)

A chaque valeur de l est associé une lettre : s pour $l = 0$, p pour $l = 1$, d pour $l = 2$, f pour $l = 3, \dots$

Un couple **(n, l)** caractérise une **sous-couche électronique**.

3. **Nombre quantique magnétique (orbital) m_l** : entier relatif tel que $-l \leq m_l \leq +l$:

Un triplet (n, l, m) caractérise une **orbitale atomique ou orbite** (même chose).

4. **Nombre quantique magnétique de spin m_s**, avec soit $m_s = +\frac{1}{2}$ soit $m_s = -\frac{1}{2}$

Un quadruplet (n, l, m_l, m_s) caractérise **l'état quantique d'un électron**.

L'énergie d'un atome est **quantifiée** : l'énergie d'un niveau électronique dépend des deux nombres quantiques **n** et **l**.

L'énergie des niveaux électroniques **croît** avec la **somme (n + l)**. Pour deux valeurs égales de **(n + l)**, l'énergie croît avec **n**.

Pour une valeur l donnée, **m_l** peut prendre **(2l + 1) valeurs** : une sous-couche est donc associée à **(2l + 1) orbitales atomiques de même énergie** : ces orbitales atomiques de même énergie sont dites **dégénérées**.

F. Configuration électronique fondamentale d'un atome (ou d'un ion)

Principe de Pauli : Dans un atome ou ion, 2 électrons ne peuvent posséder **simultanément** les mêmes nombres quantiques (n, l, m_l, m_s).

	l = 0	l = 1	l = 2	l = 3	l = 4
n = 1	1s				
n = 2	2s	2p			
n = 3	3s	3p	3d		
n = 4	4s	4p	4d	4f	
n = 5	5s	5p	5d	5f	5g
n = 6	6s	..			

Conséquences

Une orbitale atomique contient au maximum **2 électrons**, de nombres quantiques de spins **opposés**. Deux électrons occupant une **même orbitale atomique** sont dits **appariés**.

G. Règles de remplissage

Règle de Klechkowski : la configuration électronique d'un atome dans l'état fondamental est obtenue en remplissant les niveaux d'énergie par **ordre croissant d'énergie**.

Donc, selon les valeurs croissantes de $(n + l)$ et en cas d'égalité, selon les valeurs croissantes de n . (cf. page 6)

Règle de Hund : lorsque des électrons sont dans des orbitales atomiques **dégénérées** appartenant à une **même sous-couche**, la configuration la plus **stable** est celle qui correspond au **nombre quantique magnétique total de spin** (M_s , somme des m_s de tous les électrons de l'atome) **maximal**.

Obtenue en plaçant dans la sous-couche le maximum d'électrons de même nombre quantique magnétique de spins $m_s = +\frac{1}{2}$. (A l'état fondamental, on remplit d'abord les spins $+1/2$ avant d'en venir au moins $-1/2$).

III. CONSEQUENCES SUR LES PROPRIETES DES ATOMES

Propriétés chimiques

Les électrons de **valence** sont les électrons de la couche de nombre **quantique principal n le plus élevé**, et les électrons situés dans des **sous-couches en cours de remplissage**

Ce sont les électrons les plus **faiblement** liés au noyau.

Ce sont eux qui sont **arrachés** lors de **l'ionisation** de l'atome ; ils participent par ailleurs à l'établissement des **liaisons (covalentes)** et réactions chimiques d'un atome.

Les autres électrons constituent les électrons de cœur ; ils sont fortement liés au noyau. IL sera plus difficile de les ioniser, nécessite une énergie plus élevée.

Propriétés magnétiques

Un atome ou un ion **diamagnétique** ($M_s = 0$) si tous ses électrons sont **appariés**. Il y a autant de spin $+1/2$ que $-1/2$.

Il est **paramagnétique** ($M_s \neq 0$) s'il possède au moins **un électron non apparié**.

IV. STRUCTURE DE LA CLASSIFICATION PERIODIQUE

Les éléments sont classés dans l'ordre croissant de leur numéro atomique Z, caractéristique de l'élément chimique.

La structure de la classification périodique traduit le **remplissage progressif** des sous-couches électroniques d'un atome : chaque nouvelle **période** (ligne) correspond au remplissage d'une **nouvelle couche électronique** (caractérisée par la valeur de n).

La classification périodique présente aussi une structure en **blocs (colonnes)** correspond aux sous couches :

- Le **bloc s** : colonne 1 et 2, correspondant au remplissage des **sous-couches s**.
- Le **bloc d** : colonne 3 à 12, correspondant au remplissage des **sous-couches d**.
- Le **bloc p** : colonne 13 à 18, correspondant au remplissage des **sous-couches p**.

À retenir : Période/ligne = couche électronique
Bloc/colonne = sous-couche

Les éléments d'une même colonne possèdent une même structure électronique de **valence**, et constituent une **famille** (ou un **groupe**) d'éléments ; ils ont des **propriétés chimiques voisines** :

- Les éléments de la **première colonne** (excepté H) constituent la famille des **alcalins**.
- Les éléments de la **deuxième colonne** constituent la famille des **alcalino-terreux**.
- Les éléments de la **17^{ème} colonne** constituent la famille des **halogènes**.
- Les éléments de la **18^{ème} colonne** constituent la famille des **gaz nobles**.

Les éléments de **transition** sont des éléments pour lesquels un atome ou un ion possède une **sous-couche d** en cours remplissage.

Le tableau périodique et les éléments en italique ne sont pas à retenir.

Periodic Table of the Elements

Alkaline earth metals												Noble gases					
1A												18A					
1	2											13	14	15	16	17	2
H	He											3A	4A	5A	6A	7A	He
1.008	4.003											10.81	12.01	14.01	16.00	19.00	20.18
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
6.94	9.012											10.81	12.01	14.01	16.00	19.00	20.18
11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Na	Mg	Transition metals										Al	Si	P	S	Cl	Ar
22.99	24.31											26.98	28.09	30.97	32.07	35.45	39.95
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Cu	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
39.10	40.08	44.96	47.88	50.94	52.00	54.94	55.85	58.93	58.69	63.55	65.38	69.72	72.59	74.92	78.96	79.90	83.80
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
85.47	87.62	88.91	91.22	92.91	95.94	98	101.1	102.9	106.4	107.9	112.4	114.8	118.7	121.8	127.6	126.9	131.3
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
132.9	137.3	138.9	178.5	180.9	183.9	186.2	190.2	192.2	195.1	197.0	200.6	204.4	207.2	209.0	(209)	(210)	(222)
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	metals ← nonmetals					
Fr	Ra	Ac†	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub						
(223)	226	(227)															
*Lanthanides		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71		
†Actinides		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		140.1	140.9	144.2	(145)	150.4	152.0	157.3	158.9	162.5	164.9	167.3	168.9	173.0	175.0		
		90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103		
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		
		232.0	(231)	238.0	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(260)		