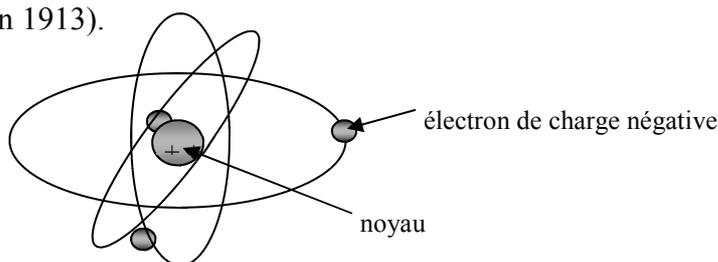


# CHAPITRE I

## ATOMES ET NOYAUX

### 1. L'ATOME

L'atome est souvent représenté comme un système solaire (modèle proposé par Bohr physicien danois en 1913).



Les proportions ne sont absolument pas respectées.

Les atomes sont considérés comme des cortèges d'électrons gravitant autour d'un noyau 100000 fois plus petit !

Les **électrons** (ou négatons) sont de minuscules corps dotés d'une **charge** électrique négative  $-e$  qui est appelée **élémentaire**.

Le **nombre d'électrons**, qui va de 1 à une centaine, définit le **numéro atomique** de l'atome. L'atome le plus simple est celui de l'hydrogène avec un seul électron (92 électrons pour l'uranium). Les électrons des couches externes sont responsables des propriétés chimiques de l'atome.

La charge électrique du cortège est exactement compensée par une charge positive présente dans le noyau.

Cette **charge positive** opposée à l'électron est le **proton**. Il y a donc autant d'électrons que de protons : le noyau est dit électriquement neutre.

#### Le noyau

Dans le noyau, à côté des protons, en nombre sensiblement équivalent, on trouve des **neutrons**, particules semblables aux protons, mais **sans charge** électrique.

On appelle les protons et neutrons les **nucléons**.

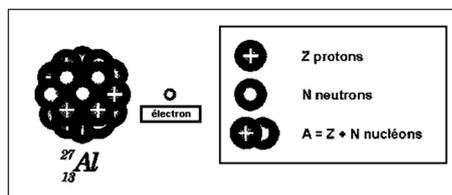
Les nucléons sont 2000 fois plus lourds que les électrons. L'essentiel, donc de la masse d'un atome, se trouve concentrée dans le noyau.

Le nombre de nucléons **A** est appelé **nombre de masse**. Les masses des atomes est en proportion de ce nombre.

C'est pourquoi un atome d'oxygène ( $A=16$ ) pèse 16 fois plus lourd qu'un atome d'hydrogène ( $A=1$ ).

Le noyau est constitué de protons et de neutrons, deux espèces qui jouent un rôle similaire dans la matière nucléaire. L'habitude est de regrouper protons et neutrons sous le nom de **nucléons**.

Un noyau est caractérisé par le nombre de ses protons **Z** et par le nombre de ses neutrons **N**,



soit au total  $A = Z + N$

Le nombre  $A$  est en proportion de sa masse,

alors que le nombre  $Z$  est en proportion de sa charge électrique.

$A$  varie de 1 à 238 et  $Z$  de 1 à 92.

Nombre de masse  $\rightarrow A$   
 Numéro atomique  $\rightarrow Z$   $X$  ← Symbole de l'élément chimique

Le noyau naturel le plus lourd est l'uranium 238 composé de 92 protons et de 146 neutrons, donc de 238 nucléons.

Pour maintenir ensemble ces nucléons, il faut une force très intense, qui l'emporte sur la répulsion électrostatique des protons. Il s'agit d'une force de contact, dont les effets sont comparables à celui d'une colle. Cette « colle nucléaire » (force forte) ne se fait pas sentir en dehors du noyau.

### Le proton

Le proton est porteur d'une charge positive appelée  $e^+$  valant 1,6 dix milliardième de milliardième de Coulomb.

C'est une charge élémentaire.

La charge du proton a exactement la même valeur que la charge de l'électron, mais son signe est opposé.

En revanche, le proton n'est pas une particule élémentaire bien que sa charge soit élémentaire. On assimile le proton à une sphère composée de corpuscules appelés **quarks** qui sont eux des particules élémentaires.

Le proton est très petit : son rayon est de l'ordre de 1 fermi (1 milliardième de milliardième de millimètre), sa masse elle, est toutefois 1836 fois celle de l'électron :  $1,672 \cdot 10^{-24}$  grammes.

Les charges électriques permettent de former des atomes, qui sont un assemblage de noyaux et d'électrons dont les charges négatives et positives se compensent.

Les atomes se groupent en molécules en partageant en commun des électrons porteurs de charges électriques.

De la même manière les quarks se regroupent pour former des protons et des neutrons. A l'intérieur des nucléons (proton ou neutron) des charges se compensent si bien que leur charge « forte » globale est nulle.

**Les nucléons se regroupent en noyau.**

### Le neutron

Le neutron peut être assimilé en simplifiant, à un proton dépourvu de charge électrique. Le rôle des neutrons et des protons dans le noyau est symétrique, les physiciens ont l'habitude de les considérer comme deux états d'une même particule : **le nucléon**.

Dans la pratique, l'absence de charge électrique a d'importantes conséquences. Les neutrons ne subissent pas d'attraction ou de répulsion électrique.

C'est pour cette raison que l'on peut observer certains atomes avec un excédent de neutrons dans le noyau.

Le fait que le neutron soit neutre, empêche de l'accélérer, ou de le guider par des champs électriques ou magnétiques.

Il n'existe pas d'accélérateur de neutrons.

Le neutron est plus lourd que le proton. Cet excédent de masse, donc d'énergie (selon la relation d'Einstein  $E = mc^2$ ) est suffisant pour qu'il puisse se transformer en proton en émettant un **antineutron**  $\bar{n}$ .

Le neutron est instable à l'état libre. Sa durée de vie est de 15 minutes environ. On ne trouve pas de neutron libre dans notre environnement en dehors de ceux fraîchement formés, issus des rayonnements cosmiques dans la haute atmosphère ou dans les réacteurs nucléaires.

Par contre dans la matière nucléaire, le neutron est stable.

Le **neutron** est un **projectile** de choix pour produire des **réactions nucléaires**. En effet le neutron n'est pas repoussé par une charge électrique. Son **intrusion** peut rompre l'équilibre des nucléons et rendre le **noyau instable**.

Le neutron est produit en abondance dans le cœur des réacteurs nucléaires, à la suite de fission en chaîne.

La science des flux de neutrons s'appelle **la neutronique**.

La maîtrise de ces flux est un art dont dépendent la bonne marche et la sûreté des réacteurs.

### **Masses**

Il est très utile de préciser les masses:

- masse du proton:  $1,672623 \cdot 10^{-27}$  kg
- masse du neutron:  $1,674928 \cdot 10^{-27}$  kg
- masse de l'électron:  $9,109389 \cdot 10^{-31}$  kg soit  $0,00091094 \cdot 10^{-27}$  kg

### **Charges électriques**

La charge électrique:

- d'un électron:  $-1,6 \cdot 10^{-19}$  coulomb
- d'un proton:  $+1,6 \cdot 10^{-19}$  coulomb
- d'un neutron: 0 coulomb

### **Particules élémentaires de première génération**

Les particules élémentaires de matière se répartissent en leptons et en quarks, suivant trois *générations* qui ne diffèrent l'une de l'autre que par la masse, plus élevée à chaque génération. Seules les particules de première génération forment la matière ordinaire. En effet, les protons sont formés de deux quarks *up* et d'un *down*, tandis que les neutrons sont formés d'un quark *up* et de deux *down*.

### **Sommes des charges**

D'un neutron :  $2/3e - 1/3e - 1/3e = 0e$

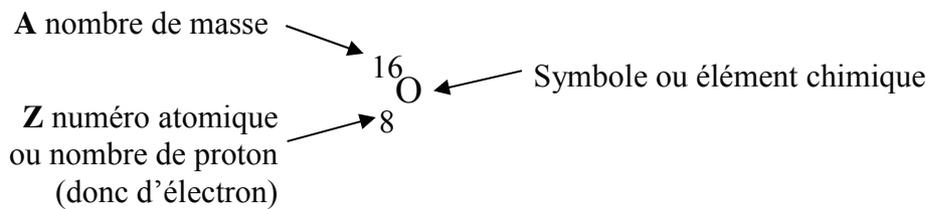
D'un proton :  $2/3e + 2/3e - 1/3e = 1e$

Particules	Notation	Charge électrique
Électron	e	-1e
Neutrino	$\nu_e$	0e
Quark Up	u	2/3e
Quark Down	d	-1/3e

### Classification des atomes

La chimie s'intéresse à la façon dont les atomes peuvent s'assembler pour former des molécules plus ou moins complexes.

Les propriétés chimiques des atomes sont directement liées au nombre d'électrons périphériques et à leur disposition. Le nombre d'électron est déterminé par le nombre de protons présents dans le noyau.



Si momentanément l'atome perd un ou plusieurs électrons, cela reste de l'oxygène: on dit que l'atome est ionisé (ion positif).

### Nucléides

Les physiciens nucléaires s'intéressent aux propriétés des noyaux des atomes qui dépendent du nombre de protons et du nombre de neutrons.

En physique nucléaire, un type d'atome s'appelle un nucléide défini par son nombre de proton et de neutron.

$$A = Z + N$$

Oxygène 17 :  $Z=8$   $A = 17$  comme  $A = Z + N$  on a  $N=9$   
 Complétons le tableau (cases grisées).

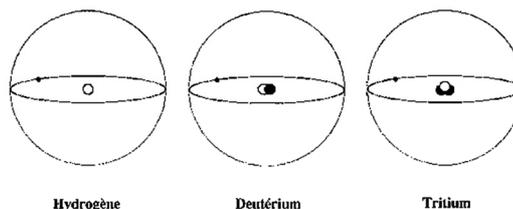
Nombre de proton Z	Nombre de neutron N	Nombre de nucléons	Nom du nucléide	Symbole du nucléide
8	9	17	Oxygène 17	$^{17}\text{O}$
17	20	37	Chlore 37	$^{37}\text{Cl}$
92	146	238	Uranium 238	$^{238}\text{U}$

## 2. LES ISOTOPES

Les neutrons jouent un rôle négligeable pour ce qui concerne le reste de l'atome, en particulier les propriétés chimiques.

Les physiciens appellent **isotopes** ces variantes jumelles d'un atome, dont le noyau **diffère par le nombre de neutrons**.

Un exemple : celui de l'hydrogène et de ses deux isotopes : le deutérium et le tritium. Ces atomes n'ont qu'un seul électron, donc qu'un seul proton. Les propriétés chimiques, la lumière qu'ils émettent ou absorbent sont les mêmes. Par contre le deutérium est deux fois plus lourd que l'hydrogène, et le tritium trois fois plus lourd.



Les isotopes de l'élément carbone constituent un second exemple. Un atome de carbone est composé de 6 électrons, et son noyau de 12 nucléons, 6 protons et 6 neutrons.

L'ajout ou le retrait de neutrons ne change pas les propriétés chimiques, mais rends le noyau instable.

Le carbone-14 avec 8 neutrons et 6 protons est un isotope instable du carbone et est radioactif. Il est produit naturellement dans l'atmosphère.

### Différence entre stable et instable

Stable ou instable est un qualificatif qui fait référence à des propriétés des noyaux. Cela ne s'applique pas aux éléments chimiques mais aux **nucléides** donc aux **isotopes**.

Les **noyaux stables** ont une composition en protons et neutrons qui leur confèrent une structure équilibrée sans limitation dans le temps (éternel).

Les **noyaux instables** ont au contraire une composition interne en neutrons et protons plus ou moins fragile dans le temps et un jour ou l'autre, cette structure se modifiera brutalement:

**On appelle ce phénomène la désintégration radioactive.**

Derrière le terme de désintégration, il faut plutôt comprendre une désexcitation du noyau donc une transformation nucléaire.

### Différence entre naturel et artificiel

Un atome est qualifié d'artificiel si il est « fabriqué » par opposition à **naturel**.

Cependant, aujourd'hui on n'invente rien, on fabrique des atomes inconnus naturellement mais qui ont existé dans des phases antérieures de la construction de l'univers.

L'adjectif naturel signifie pour nous, **présent dans l'écorce terrestre**.

L'inventaire des nucléides naturels comprend sans exception et sans surprise tous les nucléides stables mais aussi certains instables qui n'ont pas encore trouvés leur stabilité.

On a découvert des noyaux naturels instables de durée de vie brève produit en continu par les rayons cosmiques. On en dénombre une trentaine appelés cosmonucléides ou radionucléides naturels induits.

## NUCLEIDES ET ELEMENTS NATURELS

### 331 nucléides naturels

L'inventaire de tous les types d'atomes présents dans l'écorce terrestre conduit à distinguer 331 nucléides naturels.

Le plus léger ne comporte qu'un seul proton c'est l'hydrogène 1.

Le plus lourd comprend 92 protons et 146 neutrons c'est l'uranium 238.

Ces 331 nucléides naturels comprennent **256 nucléides stables** et **75 instables**.

Parmi les 75 instables:

- 30 ont une durée de vie suffisamment longue pour que compte tenu de l'âge de la terre (4,5 milliard d'années) ils n'aient pas encore disparu,
- 45 plus éphémères auxquels les premiers donnent naissance en se « désintégrant ».

### 90 éléments naturels

Si l'on ne regarde que le nombre de protons des nucléides naturels, on constate que ce nombre **A** varie que de 1 à 92 à deux exceptions le 43 et le 61.

La liste des éléments avec leur symbole s'appelle « la **classification périodique des éléments** » ou « tableau de Mendeleïev » classés par ordre alphabétique.

La différence entre les 331 nucléides naturels et les 90 éléments naturels s'explique par l'existence d'isotopes naturels.

### COMPOSITION ISOTOPIQUE NATURELLE

Dans tous les matériaux qui composent l'écorce terrestre, les différents isotopes de **chaque élément chimique** sont partout mélangés et, qui plus est, sont **présents partout dans les mêmes proportions**.

Exemples de composition isotopique naturelle:

Le fer Fe mélangé comme suit:

5,80% de fer 54  
91,72% de fer 56  
2,20% de fer 57  
0,28% de fer 58

L'argent Ag mélangé comme suit:

51,84 de son isotope 107  
48,16% de son isotope 109

L'uranium est un mélange de trois isotopes:

U 238 à 99,2745%  
U 235 à 0,7200%  
U 234 à 0,0055%

L'hydrogène est un mélange de deux isotopes:

*Partie très souvent négligée*  
Hydrogène léger à 99,985%  
Hydrogène lourd 0,015%

Hydrogène léger  ${}^1_1\text{H}$ .

Hydrogène lourd  ${}^2_1\text{H}$  ou deutérium  ${}^2_1\text{D}$ .

Pour information on peut opposer l'eau légère  $\text{H}_2\text{O}$  à l'eau lourde  $\text{D}_2\text{O}$ .

## **NUCLEIDES ET ELEMENTS ARTIFICIELS**

### **Isotopes artificiels d'éléments naturels**

Les accélérateurs de particules et réacteurs nucléaires permettent de « fabriquer » des types de noyaux jusqu'alors inconnus sur terre. A l'inventaire des 331 nucléides naturels on peut ajouter à nos jours 2700 nucléides artificiels tous instables (tous radioactifs).

*Exemple:* à côté des deux isotopes naturels de l'hydrogène à savoir l'hydrogène léger  ${}^1_1\text{H}$  et le deutérium  ${}^2_1\text{D}$  figure l'hydrogène 3 appelé tritium  ${}^3_1\text{T}$ .

*Exemple:* pour l'uranium, 3 isotopes naturels le 238, le 235 et le 236 on peut obtenir une quinzaine d'isotopes artificiels entre 225 et 242.

### **Isotopes artificiels d'éléments artificiels**

On a aussi fabriqué des atomes dont le nombre de protons (donc d'électrons) est tel qu'ils n'appartiennent à aucun des 90 éléments naturels présents sur la planète.

*Exemples:*

- le technétium avec 43 protons (inexistant sur la table de Mendeleïev) et 25 isotopes
- le prométhéum avec 61 protons (inexistant sur la table de Mendeleïev) et 30 isotopes

De même, au-delà de de l'élément naturel 92 (uranium) on construit des noyaux avec plus de 92 protons.

*Exemples:*

- le neptunium avec 93 protons,
- le plutonium avec 94 protons,
- l'américium avec 95 protons,
- la liste dépasse 110 protons...

## **3. MASSES ATOMIQUES**

### **Masse atomique des nucléides**

Les moyens de la physique permettent de faire des mesures extrêmement précises de la masse des atomes. Leur masse peut s'exprimer en gramme, mais l'objectif premier a été d'établir une échelle comparative des masses atomiques. Par exemple il a été constaté que le carbone était 12 fois plus lourd que l'hydrogène, puis que la masse d'un élément pouvait changer en fonction des différents isotopes.

L'échelle comparative fait **référence au carbone 12** en attribuant cette masse très exactement:

$$\text{Masse du } {}^{12}_6\text{C} = 12,000\ 000$$

Cette valeur étant attribuée non pas au noyau seul, mais à l'ensemble de l'atome (6 neutrons, 6 protons et 6 électrons).

*Exemples:*

- oxygène 16 : 15,994 914 6

- oxygène 17 : 16,999 131 7
- oxygène 18 : 17,999 161 0
- uranium 234 : 234,040 952 1
- uranium 235 : 235,043 929 9

**A retenir :**

- l'échelle des masses atomiques ne compare pas la masse des noyaux, mais celles des atomes avec le cortège d'électrons au complet.
- la masse des neutrons et des protons étant très proche, on comprend que le nombre total de nucléons soit le paramètre essentiel qui détermine la masse d'un atome et que les électrons comptent peu.

La masse du proton est 1836 fois celle de l'électron.

### Nombre d'Avogadro

Pour calculer le nombre d'atomes présents dans une quantité donnée de matière, on se réfère au nombre d'Avogadro, qui est directement lié à l'échelle atomique. Ce nombre d'Avogadro est défini aujourd'hui comme **le nombre d'atomes présents dans 12 grammes de carbone 12**.

Sa valeur est :  $\mathcal{N}_A = 6,0221367 \cdot 10^{23}$

L'étude de la radioactivité amène très souvent à calculer le nombre d'atome présent dans une quantité de matière.

Ainsi le nombre présent dans une masse exprimée en gramme d'un élément de masse atomique  $\mathcal{M}$  est donnée par la formule :

$$N = m \times \frac{\mathcal{N}_A}{\mathcal{M}}$$

Nombre d'atomes
Nombre d'Avogadro
Masse atomique de l'élément

**Attention:** Masse en gramme

*Exemple:*

Dans 3 milligrammes d'or il y a :

$$N = 0,003 \times \frac{6,02214 \cdot 10^{23}}{196,9665} = 9,1723 \cdot 10^{18} \text{ atomes}$$

### Notation « scientifique »

$$2,135 \cdot 10^8$$

$$3,459 \cdot 10^{-8}$$

### Notation « ingénieur » (notre écriture)

$$213,5 \cdot 10^6$$

$$34,59 \cdot 10^{-9}$$

Utilisation des multiples et sous multiples