

## S1 – Chimie Générale

On va essayer de comprendre et de définir la plupart des termes apparaissant dans la fiche d'un élément chimique sur Wikipédia.

Nous verrons aussi comment, à partir de nos connaissances sur les atomes, on peut obtenir des informations sur des molécules les contenant.

### Hydrogène



Hydrogène liquide dans une chambre à bulles.

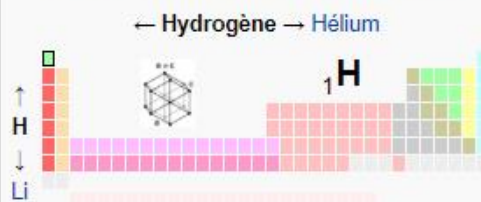


Tableau complet • Tableau étendu

#### Position dans le tableau périodique

Symbole	H
Nom	Hydrogène
Numéro atomique	1
Groupe	1
Période	1 <sup>e</sup> période
Bloc	Bloc s
Famille d'éléments	Non-métal
Configuration électronique	1s <sup>1</sup>
Électrons par niveau d'énergie	1

### Propriétés atomiques de l'élément

Masse atomique	1,00794 ± 0,00007 u <sup>1,2</sup>
Rayon atomique (calc)	25 pm (53 pm)
Rayon de covalence	31 ± 5 pm <sup>3</sup>
Rayon de van der Waals	120 pm <sup>4</sup>
État(s) d'oxydation	-1, +1
Électronégativité (Pauling)	2,2
Oxyde	amphotère

### Énergies d'ionisation<sup>5</sup>

1<sup>re</sup> : 13,598443 eV

### Isotopes les plus stables

Iso	AN	Période	MD	Ed MeV	PD
<sup>1</sup> H	99,9885 %	stable avec 0 neutrons			
<sup>2</sup> H	0,0115 %	stable avec 1 neutrons			
<sup>3</sup> H	traces (syn.)	12,32 a	β <sup>-</sup>	0,019	<sup>3</sup> He

### Propriétés physiques du corps simple

Masse volumique	0,08988 g·L <sup>-1</sup> (gaz, CNTP), 0,0708 kg·L <sup>-1</sup> (liquide, -253 °C), 0,0706 kg·L <sup>-1</sup> (solide, -262 °C) <sup>1</sup>
Système cristallin	Hexagonal

### Divers

N° CAS	1333-74-0
--------	-----------

# Chapitre 1: Les éléments

- **Connaissances indispensables :**
- Symbolisme et les définitions de A et Z
- Isotopes
- Masses molaires atomiques, masses molaires des éléments, unité de masse atomique, définition de la mole
- **Savoir faire :**
- Obtenir les informations de  ${}^A_Z\text{X}$
- Calculs relatifs aux abondances isotopiques

### L'origine des atomes

À l'origine de l'univers, lors du « big bang » survenu voici 15 milliards d'années, les atomes n'existaient pas encore. Mais on considère que trois minutes après le big bang, les deux éléments les plus légers, l'hydrogène et l'hélium, étaient déjà formés, à partir des particules fondamentales, neutron et proton, dans la proportion où ils se trouvent encore actuellement dans l'univers : l'hydrogène constitue 76 % de sa masse et l'hélium en constitue 23 %.

Les noyaux plus lourds, qui ne constituent donc que 1 % environ de la masse de l'univers, se sont formés ultérieurement, à partir de ces deux éléments primordiaux, par des réactions de fusion nucléaire, dans le cœur des étoiles où règnent des températures pouvant atteindre des dizaines de millions de degrés et des pressions énormes. L'âge de ces atomes lourds se situe entre 10 et 15 milliards d'années et il est remarquable qu'on n'ait jamais mis en évidence la présence dans l'univers d'autres éléments que ceux qui sont connus sur Terre.

Les atomes présents dans et sur notre planète sont donc vieux d'au moins dix milliards d'années et, sauf s'ils sont radioactifs, ils sont apparemment immortels, puisqu'un atome ne peut pas disparaître. Un atome de carbone de votre corps, par exemple, s'est formé au sein d'une étoile, probablement aujourd'hui disparue, et avant de s'incorporer à vous, il a pu connaître bien des aventures, ayant pu se retrouver dans du gaz carbonique, dans du plancton, dans un dinosaure, dans du pétrole, dans un arbre ou un autre être humain... et il en reprendra le cours lorsque vous l'aurez rendu au cycle du carbone, ne serait-ce qu'en respirant. Demain peut-être se retrouvera-t-il dans une plante de votre appartement grâce à la synthèse chlorophyllienne et nul ne peut prédire la suite de son destin.

# 1. Historique des modèles d'atomes

- La découverte de l'électron par Joseph Thompson en 1897.  
<https://www.youtube.com/watch?v=WHoH5m83Ga0> (8min)
- Le modèle planétaire de l'atome : Perrin (1901) et Rutherford (1909). Expérience des particules alpha au travers d'une plaque d'or.  
<https://www.youtube.com/watch?v=3Bu9xmkvUjk> (1min20)
- Modèle de Bohr (1913): en couches
- Histoire des atomes:  
<https://www.youtube.com/watch?v=7mbCB46oDWA> (8 min)

# Ce qu'il faut en retenir:

- Les atomes ont une charge neutre  $q=0$  C
- L'atome est constitué:
  - d'un noyau, taille qq fm ( $10^{-5}\text{\AA}$ ), chargé positivement  $q>0$
  - d'électrons chargés négativement  $q_e<0$ , **masse** très petite, env. **2000 fois plus petite que le noyau**.  
 $q_e = -e \approx -1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$
  - L'atome est principalement fait de vide (taille  $0.1\text{ nm} \approx 1\text{\AA}$ )
  - La cohésion est assurée par des forces d'interactions entre particules chargées (forces électrostatiques).
  - La taille du noyau dans un atome est comme celle d'une mouche dans un stade de foot
  - Les unités à connaître:

	m	mm	$\mu\text{m}$	nm	$\text{\AA}$	pm	fm
Valeur en mètre	1	$10^{-3}$	$10^{-6}$	$10^{-9}$	$10^{-10}$	$10^{-12}$	$10^{-15}$
	mètre	milli	micro	nano	Angström	pico	femto

# La masse de l'électron et la charge de l'électron sont des constantes universelles

En 2019, plusieurs constantes fondamentales ont vu leur valeur être figée et servent maintenant de base pour la définition d'unités élémentaires.

- On peut les voir page 3 du poly de TD:

~~$e = 1,60217653(14) \times 10^{-19} \text{ C}$  : entre  $1,60217639 \times 10^{-19} \text{ C}$  et  $1,60217667 \times 10^{-19} \text{ C}$~~

Nom	Symbole	Valeur
Vitesse de la lumière dans le vide	$c$ ou $c_0$	299 792 458 m.s <sup>-1</sup>
Constante de Planck	$h$	6,6260693(11) $\times 10^{-34}$ J.s
Constante de Planck/ $2\pi$		1,05457168(18) $\times 10^{-34}$ J.s
Charge élémentaire	$e$	1,60217653(14) $\times 10^{-19}$ C
Constante universelle des gaz	$R$ ou $R_0$	8,314472(15) J.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>
Constante d'Avogadro	$N_A$ ou $L$	6,0221415(10) $\times 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
Unité de masse atomique	$u$	1,66053886(28) $\times 10^{-27}$ kg
Constante de Rydberg	$R_\infty$	1,0973731568525(73) $\times 10^7$ m <sup>-1</sup>
Masse du proton	$m_p$	1,67262171(29) $\times 10^{-27}$ kg
Masse du neutron	$m_n$	1,67492728(29) $\times 10^{-27}$ kg
Masse de l'électron	$m_e$	9,1093826(16) $\times 10^{-31}$ kg
Rayon de Bohr	$a_0$	5,291772108(18) $\times 10^{-11}$ m

2019

6,62607015  $10^{-34}$  J.s

1,602176634  $10^{-19}$  C

6,02214076  $10^{23}$  mol<sup>-1</sup>

## 2. le Noyau atomique

On va regarder de plus près la constitution d'un atome en introduisant la notion d'élément chimique. Pour distinguer atome et élément chimique, on a besoin de rentrer en détail dans la structure des noyaux.



- Le noyau concentre la charge positive de l'atome. Il est composé de deux types de particules: **les nucléons**.

- Les **protons** : p

$$q_p = +e$$

$$m_p = 1,67262171(29) \times 10^{-27} \text{ kg} \quad (m_p \approx 1,6 \times 10^{-27} \text{ kg})$$

$$m_p/m_e \approx 2000$$

- Les **neutrons**: n

$$q_n = 0 \text{ C}$$

$$m_n = 1,67492728(29) \times 10^{-27} \text{ kg} \approx m_p \quad (m_n \approx 1,6 \times 10^{-27} \text{ kg})$$

Un noyau est composé de N neutrons et Z protons. Sa charge est égale à +Ze.

Z est le **nombre de charge**, ou **numéro atomique**

Z+N =A est le **nombre de masse**, le nombre de nucléons.

$$A \text{ nucléons (nombre de masse)} : \begin{cases} N \text{ neutrons} \\ Z \text{ protons (numéro atomique)} \end{cases}$$

# Élément chimique

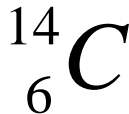
- Un atome se compose donc d'un noyau (A et Z) et comme il est neutre, de Z électrons qui évoluent autour du noyau (nuage électronique). La charge totale du nuage électronique vaut  $-Ze$ .
- Un atome peut perdre ou gagner des électrons: il devient un ion de charge  $q = (Z - \text{nbre d'électrons}) \cdot e$ .  
S'il est chargé + : c'est **un cation**, il a perdu un ou des électrons.  
S'il est chargé - : c'est **un anion**, il a gagné un ou des électrons.

- Def: **un nucléide** est l'ensemble des atomes et des ions dont les noyaux contiennent le même nombre de neutrons (N) et le même nombre de protons (Z) (ie on ne considère pas les électrons).
- Le symbole d'un nucléide est:

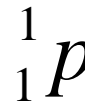
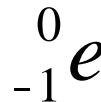


- X est le symbole de l'élément chimique correspondant à la valeur Z du nucléide
- A est le nombre de masse
- Z est le nombre de charges

Exemple :



Rm: On utilise la même notation pour les n, p et e:



- Def: **un élément chimique** est l'ensemble des atomes et des ions ayant la même valeur de Z mais des valeurs de A différentes.
- Rappel: Z est appelé le numéro atomique.

Atome ou ion :  ${}_Z X$ , A,  $n_{e^-}$   
 Nucléide :  ${}_Z X$ , A  
 Élément chimique :  ${}_Z X$

# 3 Les masses atomiques

- Elles sont obtenues à partir de la spectroscopie de masse.
- La masse  $m_X$  d'un nucléide est environ la même que la masse d'un atome (si on néglige la masse des électrons) et vaut:

$$m_{\substack{A \\ Z}X} = \frac{M_{\substack{A \\ Z}X}}{N_A}$$

- $N_A$  est le **nombre d'Avogadro** et vaut  $6,022 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$   
C'est **environ** (depuis 2019) le nombre d'atomes de carbone dans 12,000g de  $^{12}\text{C}$ .

$N_A$  définit le nombre d'objets dans une mole.

- $M_X$  est la masse molaire du nucléide (en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).
- Les masses des nucléides étant de l'ordre de grandeur de  $10^{-27} \text{kg}$ , on choisit une nouvelle unité plus adaptée.

# 4 unité de masse atomique

- Def: L'**unité de masse atomique** (u) est le douzième de la masse d'un atome de carbone  $^{12}_6\text{C}$

- Puisque une mole contient quasiment 12 g de  $^{12}_6\text{C}$ , un atome de  $^{12}_6\text{C}$  a une masse de 12 u et une mole de  $^{12}_6\text{C}$  a une masse molaire de 12 g mol<sup>-1</sup>

En très bonne approximation, Il suffit de changer l'unité pour passer du « u » au « g mol<sup>-1</sup> »

- Application:  $m_e=0,00055\text{u}$ ,  $m_p=1,0073\text{u}$ ,  $m_n=1,0087\text{u}$
- Ex:  $M_H= 1,008 \text{ g/mol}$

$$m_H = \frac{M_{^1_1\text{H}}}{N_A} g = \frac{M_{^1_1\text{H}}}{N_A} \cdot \frac{N_A \cdot 12}{M_{^{12}_6\text{C}}} u = 1,008u$$

# 5 isotopie

- Def: on appelle **isotopes** d'un élément les nucléides qui possèdent le même nombre de protons, donc le même  $Z$ , mais un nombre de neutrons  $N$  différent (donc  $A$  différent).
- Deux isotopes d'un même élément ont des masses différentes:  
 ${}_Z^AX$  et  ${}_Z^{A+1}X$  sont deux isotopes de l'élément  $X$ .
- Deux isotopes d'un même élément ont des propriétés chimiques identiques car elles ont leur origine au niveau des électrons.
- Pour un élément donné, on trouve à l'état naturel un mélange isotopique dont les proportions sont quasiment constantes. Ce sont les **abondances isotopiques**.

- Abondance isotopique:
  - C'est une fraction molaire, c'est à dire qu'elle se calcule par la division d'une quantité de matière (en mol) par une quantité de matière totale (en mol)

$$x_{iZ}^A = \frac{\text{quantité de l'isotope } i}{\text{quantité totale de nucléides associés à l'élément chimique } Z X}$$

- Attention, elle peut-être exprimée en fraction ou en %.  
 ex:  $x_i = 0,30 = 30\%$   
 $x_i = 0,30\% = 0,003$
- Exemple: l'hydrogène (seul élément dont les isotopes ont un nom particulier).

Nom commun de l'isotope	hydrogène	deutérium	tritium
Symbole du nucléide	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Abondance isotopique en %	99,985	0,015	$10^{-7}$
Abondance isotopique	0,99985	0,00015	$10^{-9}$
Masse molaire en g.mol <sup>-1</sup>	1,008	2,014	3,016

- Def: la **masse molaire d'un élément** est la moyenne pondérée par les abondances isotopiques des masses molaires de ses isotopes.

$$M_{zX} = \sum_{i, \text{isotope de } X} x_i \cdot M_i$$

- Exemple : hydrogène

Nom commun de l'isotope	hydrogène	deutérium	tritium
Symbole du nucléide	$^1_1\text{H}$	$^2_1\text{H}$	$^3_1\text{H}$
Abondance isotopique en %	99,985	0,015	$10^{-7}$
Abondance isotopique	0,99985	0,00015	$10^{-9}$
Masse molaire en $\text{g.mol}^{-1}$	1,008	2,014	3,016

$$M_{_1\text{H}} = \sum_{i, \text{isotope de } H} x_i * M_i = 0,99985 * 1,008 + 0,00015 * 2,014 + 10^{-9} * 3,016 = 1,008 \text{g.mol}^{-1}$$

Remarque: parler de la masse atomique de l'élément H n'a pas de sens. On ne peut parler que de masse molaire de l'élément H ou des masses atomiques des différents isotopes

- Certains isotopes naturels sont stables. Leur abondance isotopique est non nulle.
- D'autres isotopes sont instables ou **radioactifs**. Ils se désintègrent pour donner un autre élément. On caractérise leur désintégration par une durée de vie qui peut être de l'ordre de la ms, de milliers d'années (ex  $^{14}\text{C}$ ) ou bien plus. Leur abondance isotopique est généralement très faible par rapport aux isotopes stables et donc notée zéro ou en puissance négatives de 10. Les isotopes radioactifs sont créés par la désintégration de noyaux plus gros, ou les interactions de la matière stable avec les particules du rayonnement cosmique provenant essentiellement du soleil.
- Ex: le tritium est un isotope radioactif de H.

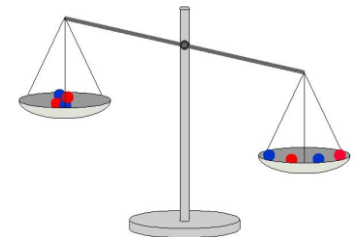


# 6 Défaut de masse: cohésion du noyau

- Un noyau est constitué de protons (chargés +) et de neutrons (neutres). La répulsion électrostatique entre les charges + est annulée par une force attractive plus forte: la **force nucléaire** ou **interaction forte**.
- La masse d'un noyau est inférieure à la somme des masses des nucléons qui le constituent pris séparément.
- Def: on appelle **défaut de masse** ( $\delta m$ ) la différence entre la somme des masses des nucléons qui le constituent et la masse du noyau.

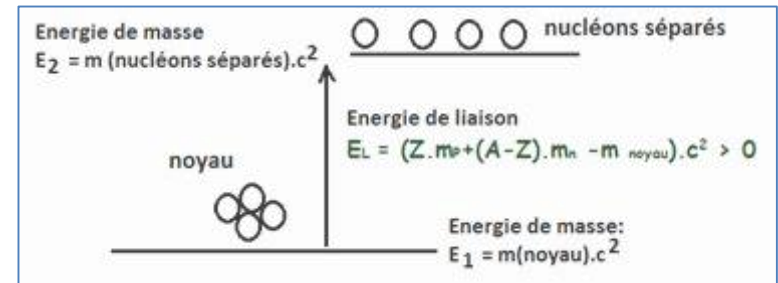
$$\delta m = [Z m_p + (A-Z) m_n] - m_{\text{noyau}}$$

- Exemple: noyau d'hélium  ${}^4_2\text{He}$ 
  - $m_{\text{noyau}} = 4,0015 \text{ u}$
  - $2m_p + 2m_n = 4,032 \text{ u}$
  - $\delta m = 3,05 \cdot 10^{-2} \text{ u}$



- D'après la relation d'Einstein, cette diminution de la masse lors de la formation d'un noyau est liée à la libération d'une énergie appelée énergie de liaison.

$$E_l = \delta m c^2$$

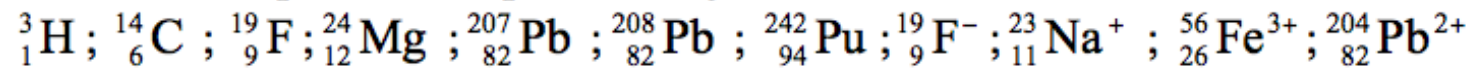


- Def: **l'énergie de liaison** est l'énergie qu'il faut fournir pour séparer les nucléons constituant le noyau.
- Exemple: Pour l'hélium  ${}^4_2\text{He}$ ,  $E_l \approx 2,849 \cdot 10^7$  eV soit  $2745 \cdot 10^9$  joules par mole !!!! (donc 4g d'hélium => 500 tonnes de TNT)
- Def: un **électronvolt eV** : c'est l'énergie acquise par une électron, initialement immobile lorsqu'il est accéléré par une différence de potentiel de 1 Volt.  $1 \text{ eV} = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .
- Rm: dans les calculs on identifie souvent la masse du noyau avec celle de l'isotope. On néglige la contribution des électrons dans la masse.

# Exercices

## Exercice 1

Donner la composition des particules symbolisées ci-dessous :



## **Exercice 2**

L'Uranium a pour numéro atomique 92 et existe essentiellement, à l'état naturel, sous la forme de deux isotopes :  $^{235}\text{U}$  et  $^{238}\text{U}$ .

1. Donner la définition de l'unité de masse atomique et calculer sa valeur en g.
2. Calculer les masses molaires de chacun des isotopes en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
3. Déterminer la proportion de  $^{235}\text{U}$  dans l'uranium naturel.

*Données : Masse molaire de l'élément :  $M(\text{U}) = 238,0289 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$*

*Masses atomiques :  $m(^{235}\text{U}) = 235,0439 \text{ u}$  ;  $m(^{238}\text{U}) = 238,0508 \text{ u}$*

### Exercice 3

L'élément magnésium, dont la masse molaire est  $M(\text{Mg}) = 24,305 \text{ g.mol}^{-1}$ , a trois isotopes stables et un isotope instable ayant une période radioactive  $T = 21 \text{ h}$ .

1. L'isotope 4 est associé à l'isotope instable car il a une abondance de 0. Justifier.
2. Compléter le tableau suivant.

Isotope	1	2	3	4
Masse molaire/ $\text{g.mol}^{-1}$		24,986	25,983	27,984
Abondance		10,00 %	11,01 %	00,00 %
Nombre de masse	24			

3. Pour l'isotope  $^{24}\text{Mg}$ , calculer la somme des masses (en u) des particules constituant l'atome. Comparer à la masse atomique de l'isotope. Conclure.

#### **Exercice 4**

Le chlore naturel est un mélange de deux isotopes,  $^{35}\text{Cl}$  et  $^{37}\text{Cl}$ , dont les abondances respectives sont 75% et 25%. En conséquence, la masse molaire de l'élément chlore est de  $35,5 \text{ g.mol}^{-1}$  et la masse molaire du dichlore est  $71 \text{ g.mol}^{-1}$ .

Mais de même qu'il n'existe pas d'atomes de masse 35,5 u, il n'existe pas de molécules de dichlore de masse 71 u. Le dichlore est un mélange de molécules ayant les diverses compositions isotopiques possibles.

1. Combien existe-t-il de types différents de molécules de  $\text{Cl}_2$  ?
2. Quelles sont leurs masses molaires (en  $\text{g.mol}^{-1}$ ), et leurs proportions relatives dans le dichlore naturel ?

*Données : Masses atomiques :  $m(^{35}\text{Cl}) = 34,9688 \text{ u}$  ;  $m(^{37}\text{Cl}) = 36,9659 \text{ u}$*

### **Exercice 5 : Les isotopes dans les cheveux permettent de résoudre des énigmes policières**

D'après <http://www.gazette.uottawa.ca/fr/2011/09/introlabo-les-isotopes-dans-les-cheveux-permettent-de-resoudre-des-enigmes-policieres/>

Nous vous proposons de lire un document et ensuite de répondre à des questions.

#### **Document :**

##### **Les scientifiques**

En 2001, on a découvert le cadavre d'une femme au centre-ville de Montréal. Surnommé Madame Victoria, il avait reposé près de l'Hôpital Royal Victoria pendant deux ans avant qu'on ne le trouve. La police ne disposait d'aucun indice pour lancer l'enquête, et l'affaire a été classée comme non résolue.

Cinq ans plus tard, des chercheurs de l'université d'Ottawa ont entrepris des recherches pour mettre la spectrométrie de masse isotopique au service des responsables de l'application de la loi.

Après cinq années de travail, ils peuvent maintenant déterminer les lieux où les personnes (même des cadavres en décomposition comme madame Victoria, datant de plus de dix ans) se sont récemment retrouvées, et ce, grâce à l'analyse isotopique.

##### **La science**

### **La science**

Les aliments que nous mangeons et l'eau que nous buvons et l'air que nous respirons sont constitués d'atomes ; ceux-ci se présentent sous diverses formes, connues sous le nom d'isotopes. Par exemple, l'hydrogène possède deux isotopes stables (l'hydrogène-1 commun et l'hydrogène-2 rare) tandis que l'oxygène en possède trois (oxygène-16 commun, oxygène-17 et oxygène-18 rares). Nos corps assimilent ces isotopes. La présence isotopique n'est pas partout la même sur le territoire. L'analyse d'isotopes stables peut montrer des différences liées aux lieux de vie. De plus, les cheveux d'une personne donnent plus de renseignements que les tissus ordinaires. Puisqu'ils poussent d'environ 1 cm par mois, les cheveux gardent en quelque sorte la mémoire des lieux à travers le temps et finissent par procurer à la police des années de renseignements.

### **La solution**

Grâce à la base de données dressant la carte des rapports isotopiques de tout le pays, il est possible d'établir le chemin qu'a parcouru une victime avant sa mort, ou un suspect, dans le cas où ses cheveux sont découverts sur les lieux du crime.

### **Questions**

1. Qu'est-ce qu'un isotope stable ? Qu'est-ce qu'un isotope "instable" ?
2. Rechercher une autre application de l'analyse isotopique utilisant des isotopes stables (réponse brève mais claire). Vous citerez bien sûr vos sources.
3. Rechercher une autre application de l'analyse isotopique utilisant des isotopes instables en citant également vos sources.