

CHIMIE - CHAPITRE 1

LES ATOMES – UN MODELE D'ATOMES

PLAN DU CHAPITRE

Préambule

1- Matière et atomes

- 1-1 Corps purs et mélanges
- 1-2 Les constituants élémentaires de la matière pour un chimiste
- 1-3 Corps purs simples et corps purs composés

2- Bases du modèle atomique

- 2-1 Noyaux et électrons
- 2-2 Une première classification provisoire des types d'atomes
- 2-3 Les sous-types d'atomes (isotopes)
- 2-4 Y a-t-il d'autres classements possibles ?

3- Grandeurs physiques qui caractérisent électrons, neutrons, protons et atomes

- 3-1 Masse
 - 3-1-1 Masses des protons, neutrons et électrons
 - 3-1-2 Masse des atomes
- 3-2 Taille
- 3-3 Charge électrique
 - 3-3-1 Notion de charge électrique des constituants de l'atome
 - 3-3-2 Force électrique entre "objets" chargés
 - 3-3-3 Electroneutralité des atomes
- 3-4 Tableau récapitulatif des grandeurs caractéristiques

4- Structure électronique détaillée d'un atome

- 4-1 Couches électroniques
- 4-2 Répartition des électrons dans les couches
- 4-3 Couche externe

5- Présentation de la classification actuelle des atomes

- 5-1 Une classification des atomes plus élaborée
- 5-2 Familles chimiques d'atomes
 - 5-2-1 La famille des atomes alcalins
 - 5-2-2 La famille des atomes de gaz rares
 - 5-2-3 La famille des atomes d'halogène
 - 5-2-4 La classification actuelle des atomes
- 5-3 Les diverses significations de la classification actuelle
- 5-4 Retour sur l'histoire des classifications

6- Lien entre l'échelle des atomes et la nôtre

- 6-1 Dénombrement des atomes par "gros paquets" appelés moles
- 6-2 masse molaire atomique
- 6-3 masse molaire atomique moyenne
- 6-4 Quelques exemples d'utilisation des données de masses molaires atomiques moyennes
 - 6-4-1 Position du problème
 - 6-4-2 Cas d'un corps pur simple constitué d'atomes individuels
 - 6-4-3 Cas d'un corps pur simple constitué de molécules
 - 6-4-4 Cas d'un corps pur composé constitué d'ions

Exercices et problèmes

ANNEXE 1 : Masses molaires atomiques moyennes par ordre alphabétique des noms d'atomes (liste partielle)

ANNEXE 2 : abondance relative des divers types d'atomes dans la croûte terrestre

ANNEXE 3 : classification actuelle complète des atomes

ANNEXE 4 : la classification périodique écrite par Mendeleïev le 17 février 1869

Préambule

L'objet de ce chapitre est de décrire, bien plus en détail qu'au collège, un ensemble d'idées qu'on appelle "le modèle atomique".

Ce modèle atomique consiste d'abord à supposer qu'à très petite échelle (à préciser) la matière qui nous entoure est composée d'objets identiques au comportement simple. L'empilement, voire la combinaison de ces "objets" simples devant permettre de rendre compte de la très grande diversité des matériaux et de leurs comportements à notre échelle.

Cette idée de base, vieille comme le monde, n'a vraiment été précisée qu'à partir du 19^{ème} siècle. Non pas parce que les gens étaient stupides auparavant mais parce que les connaissances n'étaient pas encore assez mûres pour cela.

Un modèle s'impose en sciences physiques non parce qu'il plaît mais :

- parce qu'il est cohérent (les idées du modèle ne se contredisent pas entre elles)
- parce qu'il permet d'expliquer par un petit nombre de notions simples, un grand ensemble de propriétés, auparavant éparses, qui ne semblaient pas avoir d'unité
- parce qu'il peut être simplifié ou raffiné selon les besoins. En classe de seconde, comme nous l'avons déjà dit, nous irons bien plus en profondeur qu'au collège mais nous serons très loin d'avoir vu tous les raffinements qu'utilisent parfois les chercheurs en physique dans ce domaine.
- parce qu'il permet de prévoir, par la logique interne du modèle, des propriétés auparavant inconnues, en permettant, en plus, de savoir comment on pourrait les mettre en évidence.

Ainsi, sans rentrer trop tôt dans les détails, on peut donner quelques exemples qui seront développés dans d'autres chapitre : les spectres lumineux, l'existence d'ions et de molécules dans de nombreux matériaux, la compréhension détaillée et la maîtrise des réactions chimiques.

Enfin, beaucoup de choses seront énoncées dans ce chapitre sans que nous puissions en donner des justifications précises et complètes : elles existent mais nécessitent un niveau de connaissances qui est bien plus élevé que celui de la classe de seconde. Cela n'empêchera pas de donner des arguments en faveur (ou en défaveur !) de telle ou telle idée du modèle dès que cela sera possible.

Cela ne nous empêchera pas non plus d'en chercher les conséquences et de tenter de les confronter à la réalité.

En résumé

|| C'est la simplicité, le faible nombre des idées de base et surtout leur capacité à nous faire comprendre la réalité voire à agir efficacement sur elle qui nous serviront de justification.

1- Matière et atomes

Rappelons quelques notions aperçues au collège.

1-1 Corps purs et mélanges :

A notre échelle, il existe des méthodes pour décider si un matériau est séparable en plusieurs matériaux différents ou s'il est pur. Ainsi, il est facile de montrer qu'une eau boueuse est un mélange en effectuant une décantation et une filtration. On peut montrer qu'un jus d'orange est un mélange par décantation ou, beaucoup plus rapide, par centrifugation.

A notre échelle toujours, on peut montrer qu'une eau minérale est un mélange en effectuant, par chauffage, une distillation au cours de laquelle on sépare le "résidu sec" de "l'eau pure".

Une première définition du corps pur sera concrète : c'est le matériau que l'on obtient lorsqu'on a fait agir toutes les méthodes de séparation connues à notre échelle.

A ce stade, se posent évidemment les redoutables questions de savoir comment on peut être sûr qu'on a mis en œuvre toutes les méthodes et si on les connaît vraiment toutes. D'autant que les quatre méthodes fondamentales signalées plus haut sont loin d'être les seules connues.

Un exemple très simple montre la difficulté d'une telle entreprise : si le sable d'une plage paraît de loin souvent uniforme et pur, un examen de plus près montrera qu'il contient des impuretés et que le sable "pur" est formé de grains qui, à leur tour, n'ont pas une apparence unique (couleur, grosseur, etc). L'examen au microscope optique renforcera encore ces distinctions subtiles.

1-2 Les constituants élémentaires de la matière pour un chimiste :

C'est de là que très tôt dans l'histoire des sciences, on a cherché à savoir ce qu'il y avait dans un matériau à un niveau de plus en plus fin, dans l'espoir de trouver des constituants vraiment élémentaires (c'est à dire qu'il serait impossible de séparer plus finement).

En allant très vite (en prenant beaucoup de raccourcis !), disons qu'il faut descendre à un niveau sub-microscopique (aux alentours de 10^{-10} m à 10^{-9} m environ) pour commencer à trouver des structures suffisamment "simples" pour être qualifiées d'élémentaires par les chimistes.

C'est ainsi qu'un chimiste dira que les constituants élémentaires de la matière sont les atomes, les molécules et les ions. Les deux dernières structures pouvant être issues des atomes eux mêmes : les molécules comme "assemblages" d'atomes et les ions comme atomes ou assemblages d'atomes ayant gagné ou perdu des électrons.

Bien sûr, les physiciens savent depuis la première moitié du vingtième siècle que les atomes ne sont pas élémentaires et qu'ils sont eux-mêmes composés d'électrons, de neutrons et de protons.

A ce stade de la réflexion, on pourra distinguer le physicien du chimiste par la définition suivante : le chimiste restreint son domaine d'études aux structures et aux processus naturels ou artificiels qui concerne les atomes, les molécules et les ions.

NB : il ne faudrait pas en déduire trop naïvement qu'un physicien serait une sorte de "super-chimiste" qui irait encore plus loin et dont ce serait la seule préoccupation. Nous en discuterons un peu plus tard en physique. Il ne faudrait pas non plus déduire de l'usage du verbe "restreindre" que le chimiste aura vite fait le tour de son domaine : la croissance extraordinaire, au cours du siècle passé, du nombre de produits de synthèse qu'il sait analyser et fabriquer de façon contrôlée en témoigne. La découverte de niveaux autonomes de taille plus grande comme ceux des macro-molécules a ouvert la voie à la biochimie ou chimie du vivant d'une gigantesque diversité et complexité : si de nombreuses questions ont ainsi pu être élucidées, de nombreuses autres, non encore résolues, ont aussi émergé !

1-3 Corps purs simples et corps purs composés :

Certains corps purs sont constitués d'un "empilement" plus ou moins compact d'atomes individuels tous identiques. C'est le cas, par exemple, des métaux.

D'autres sont formés de molécules dans lesquelles on ne trouve qu'un seul type d'atome. Par exemple, le gaz dioxygène est formé uniquement de molécules O_2 qui, elles-mêmes, ne contiennent que des atomes O.

On appellera "corps purs simples" des corps purs, soit atomiques soit moléculaires, dans lesquels on ne trouve qu'un seul type d'atomes.

Nous verrons plus tard qu'il n'existe pas de corps purs simples contenant des ions.

Par opposition, on appellera "corps purs composés" des corps purs qui contiennent soit des ions, soit des molécules contenant plusieurs types d'atomes.

Un certain nombre de corps purs composés ont été vus au collège : citons respectivement le chlorure de sodium (formé de cations Na^+ mais aussi d'anions Cl^-) et l'eau pure (formée de molécules H_2O , elles-mêmes formées d'atomes H mais aussi d'atomes O liés entre eux).

Remarque de vocabulaire : on regroupe sous le terme générique "d'espèces chimiques" tout ce qu'on peut trouver à l'échelle sub-microscopique dans un matériau. Autrement dit, on appellera espèce chimique n'importe quel atome individuel ou molécule ou ion (cation comme anion).

2- Bases du modèle atomique

2-1 Noyaux et électrons :

Un atome est constitué d'un noyau et d'électrons qui tournent autour du noyau

Un noyau contient des protons et des neutrons. On appelle d'ailleurs nucléons ces deux constituants des noyaux.

Dans un atome donné, il y a toujours autant d'électrons que de protons (idée fondamentale qui sera développée plus bas)

2-2 Une première classification provisoire des types d'atomes :

On classe les atomes de la nature par types : un type donné d'atomes est défini par un nombre identique d'électrons. Ce nombre d'électrons (ou de protons) est noté Z et on l'appelle numéro atomique du type d'atomes considéré.

Voici un premier tableau qui donne la liste partielle de tous les types d'atomes présents dans la nature jusqu'à 18 électrons (et donc 18 protons aussi) avec leur nom et leur symbole.

Nombre d'électrons	1	2	3	4	5	6
Nombre de protons	1	2	3	4	5	6
Nom donné à ce type d'atomes	atomes d'hydrogène	atomes d'hélium	atomes de lithium	atomes de béryllium	atomes de bore	atomes de carbone
Symbole donné à ce type d'atomes	H	He	Li	Be	B	C

Nombre d'électrons	7	8	9	10	11	12
Nombre de protons	7	8	9	10	11	12
Nom donné à ce type d'atomes	atomes d'azote	atomes d'oxygène	atomes de fluor	atomes de néon	atomes de sodium	atomes de magnésium
Symbole donné à ce type d'atomes	N	O	F	Ne	Na	Mg

Nombre d'électrons	1	2	3	4	5	6
Nombre de protons	1	2	3	4	5	6
Nom donné à ce type d'atomes	atomes d'aluminium	atomes de silicium	atomes de phosphore	atomes de soufre	atomes de chlore	atomes d'argon
Symbole donné à ce type d'atomes	Al	Si	P	S	Cl	Ar

etc.

Il existe ainsi une centaine de types d'atomes différents dans la nature. Dans cette centaine de types d'atomes, il n'y a pas de "trous" : toutes les valeurs de Z allant de 1 à un peu plus de 100 existent dans la nature même s'ils ne sont pas tous aussi répandus, loin de là.

Remarques :

- une centaine de types d'atomes, ce n'est pas beaucoup. On peut expliquer cela par le fait qu'un "gros" atome, comportant beaucoup plus de cent électrons (et donc 100 protons dans le noyau) ne serait pas stable et, s'il existait, se transformerait très vite en atomes plus petits et plus stables.

- vous devez connaître par cœur les nom et symboles des 18 premiers types d'atomes de cette classification. Nous verrons au paragraphe 5 comment faciliter grandement cette mémorisation.

- les noms donnés aux divers types d'atomes sont aussi ceux des corps purs simples qui les contiennent. Par exemple, le nom hydrogène donné aux atomes à 1 seul électron vient du gaz hydrogène, formé uniquement de molécules H₂.

De même le nom hélium donné aux atomes à 2 électrons vient du gaz hélium, formé uniquement d'atomes individuels He.

Cette identité de nom est pratique pour les chimistes mais c'est aussi une source de confusions redoutables pour les débutants que vous êtes : nous prendrons grand soin de toujours préciser de quoi nous parlons. Ainsi nous dirons "le gaz hélium" si nous voulons parler du corps pur et nous dirons "les atomes d'hélium" si nous voulons parler des espèces qui constituent ce gaz.

Seuls les ignorants (toujours) et les experts (lorsqu'ils parlent entre eux) peuvent s'affranchir de cette discipline langagière. Comme vous n'êtes plus des ignorants et pas (encore ?) des experts, vous vous pliez à la règle.

- La plupart des noms et des symboles concordent par la première lettre mais il existe des exceptions qui sont d'origine historique. Ainsi :

- les atomes d'azote sont notés N car le corps pur correspondant (gaz formé de molécules N₂), aujourd'hui appelé gaz diazote était autrefois appelé le "nitrogène".
- les atomes de sodium sont notés Na car le corps pur (solide formé d'un empilement d'atomes individuels Na) s'appelait autrefois le "natrium".
- le symbole K des atomes de potassium provient du "kalium", nom donné autrefois au corps pur aujourd'hui appelé potassium (solide formé d'un empilement d'atomes individuels K).

2-3 Les sous-types (isotopes) :

Les atomes de chaque type ne contiennent pas forcément le même nombre de neutrons. Pour un type donné, il y a des "sous-types" qu'on appelle isotopes : ce sont des atomes de même type (Z électrons et Z protons) mais qui ne contiennent pas le même nombre de neutrons.

Les types et sous types d'atomes se notent ${}^A_Z X$ où

- Z est un nombre, appelé numéro atomique ou nombre de charge qui donne le nombre d'électrons (et donc de protons) dans l'atome considéré
- A est un autre nombre, appelé nombre de nucléons qui donne le nombre total de particules dans le noyau de cet atome (protons et neutrons confondus). La différence A-Z donne donc le nombre de neutrons du noyau.
- X est une lettre majuscule, parfois suivie d'une petite lettre, qui donne le symbole de l'atome.

Quelques exemples :

- Tous les atomes d'hydrogène se notent ${}_1\text{H}$ (ils contiennent 1 électron et 1 proton). Il en existe plusieurs sous-types (plusieurs isotopes) notés respectivement ${}_1^1\text{H}$, de loin les plus répandus (plus de 99,9%), ${}_1^2\text{H}$ et ${}_1^3\text{H}$: il s'agit d'atomes H qui ont, dans leur noyau, respectivement 0, 1 et 2 neutrons.

- Tous les atomes de carbone se notent ${}_6\text{C}$ (ils contiennent 6 électrons et 6 protons). Il en existe plusieurs sous-types (plusieurs isotopes). Ceux, notés ${}_6^{12}\text{C}$, sont de loin les plus répandus dans la nature (plus de 98,9%) : ils contiennent 6 neutrons mais on trouve aussi des isotopes ${}_6^{14}\text{C}$ contenant 8 neutrons. Les noyaux de ces isotopes ${}_6^{14}\text{C}$ sont instables – on dit que leur noyaux sont radioactifs - et ils se transforment spontanément en noyaux –donc aussi en atomes – plus stables.

- Dans les exemples précédents, un des isotopes est très nettement plus répandu que les autres. Ce n'est pas une situation générale : ainsi, tous les atomes de chlore se notent ${}_{17}\text{Cl}$ (17 électrons et 17 protons) mais 75% de ces atomes sont des isotopes ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ (18 neutrons) mais 25% sont des isotopes ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ (20 neutrons).

- dans les exemples précédents, le nombre de neutrons, sans être forcément égal au nombre de protons, en est voisin. Pour les "gros" atomes, cette situation n'est plus du tout rencontrée. Ainsi, il existe deux isotopes principaux des atomes d'uranium ${}_{92}\text{U}$: des isotopes à 143 neutrons ${}_{92}^{235}\text{U}$ et des isotopes à 146 neutrons ${}_{92}^{238}\text{U}$ (99,3 %).

2-4 Y a-t-il d'autres classements possibles ?

Pourquoi classer ainsi les atomes ? Pourquoi pas par nombre de neutrons croissants ? Pourquoi pas par nombre total de constituants élémentaires (électrons, protons et neutrons comptés ensemble) ? Pourquoi pas selon un tout autre critère (comme la taille ou leur abondance dans la nature) ? Après tout, il ne viendrait à l'idée de personne de classer les livres dans une bibliothèque par nombre de pages ou de paragraphes croissant mais bien plutôt par auteurs, par nationalités ou par genres littéraires.

Nous verrons au prochain paragraphe que ce sont les noyaux qui donnent l'essentiel de la masse des atomes (les électrons ne comptent pratiquement pas dans cette masse). En revanche,

- ce sont des électrons en quantité bien précise qui réalisent les "liens" entre atomes dans les molécules (voir chapitre sur les molécules),

- ce sont des électrons qui sont transférés d'une espèce à une autre dans certaines réactions chimiques alors que les noyaux ne sont jamais modifiés dans aucune réaction chimique (voir chapitre sur les réactions chimiques).

Ainsi, un classement par nombre d'électrons croissant est bien adapté aux besoins de la chimie.

3- Grandeurs physiques associés aux électrons, neutrons, protons et atomes

3-1 Masse :

3-1-1 Masses des protons, neutrons et électrons :

Les constituants des atomes (protons, neutrons et électrons) ont évidemment des masses très faibles à notre échelle mais elles ont pu être mesurées avec une grande précision :

$$\begin{cases} (\text{masse } m_n \text{ d'un neutron}) = 1,67492 \times 10^{-27} \text{ kg} \\ (\text{masse } m_p \text{ d'un proton}) = 1,67261 \times 10^{-27} \text{ kg} \\ (\text{masse } m_e \text{ d'un électron}) = 9,10956 \times 10^{-31} \text{ kg} \end{cases}$$

Les techniques expérimentales ainsi que les raisonnements théoriques qui ont permis de telles mesures sont beaucoup trop élaborées pour être décrits au niveau de la classe de seconde.

Nous allons adopter une attitude plus humble et raisonnable qui consiste, pour l'instant, de les admettre et d'en tirer les conséquences les plus accessibles, y compris à notre échelle, que nous pourrions alors tenter de vérifier par des mesures et expériences : nous dirons alors que ces données de base auront été vérifiées indirectement par l'ensemble de leurs conséquences.

Les valeurs aussi précises ne sont pas à connaître par cœur. En revanche, il faut absolument retenir les ordres de grandeur :

Les protons et neutrons ont pratiquement la même masse (ordre de grandeur 10^{-27} kg) et sont environ 2×10^3 fois plus massifs que les électrons.

3-1-2 Masse d'un atome :

La masse d'un atome ${}^A_Z X$ peut être obtenue en additionnant les masses des Z protons, des Z électrons et des $A-Z$ neutrons qu'il contient.

Un exemple de ce calcul a déjà été détaillé dans la partie 4-5-3 du chapitre préliminaire sur le calcul numérique.

En examinant les trois valeurs de masses données précédemment au 3-1-1, on remarque que si on se contente de trois chiffres significatifs – ce qui est déjà une très bonne précision – on peut considérablement simplifier le calcul :

- non seulement, on pourra confondre m_n et m_p

- mais on pourra négliger m_e par rapport à m_n ou m_p

La première affirmation découle directement de la lecture des deux valeurs. Dans la suite, on notera systématiquement $m_{\text{nucléon}}$, la valeur commune à trois chiffres significatifs de m_p ou m_n :

$$m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

La deuxième est un peu moins évidente et peut être établie ainsi :

$$m_e = 9,1 \dots \times 10^{-31} \text{ kg} = 9,1 \dots \times 10^{-4} \times 10^{-27} \text{ kg} = 0,0009 \dots \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Ainsi, si on additionne m_e à m_p ou m_n , on pourra mettre 10^{-27} kg en facteur et on devra additionner 1,67... à 0,0009...

On voit ainsi que le chiffre 9 – et a fortiori les suivants – ne modifiera pas les trois premiers chiffres de m_p ou m_n .

Dans ces conditions, puisqu'un atome ${}^A_Z X$ contient un nombre A nucléons, sa masse est donnée avec trois chiffres significatifs par la relation :

$$m({}^A_Z X) \approx A \times m_{\text{nucléon}} \approx A \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Autrement dit, avec trois chiffres significatifs, la masse d'un atome est proportionnelle à son nombre A de nucléons et le coefficient de proportionnalité vaut $1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Ce résultat très simple sera développé au paragraphe 6 de ce chapitre et il constitue la base de toute la chimie quantitative. Il permettra notamment de répondre à des questions très concrètes du genre "si je fais régir tant de grammes de tel produit avec tant de grammes de tel autre produit, combien de grammes de nouveau produit obtiendrai-je ?"

3-2 Taille des atomes :

Dans le chapitre préliminaire sur le calcul numérique (partie 4-6), on a vu une évaluation de la taille d'un atome de carbone : $2 \times 10^{-10} \text{ m}$

On peut se représenter un atome comme un noyau de taille très petite (quelques femtomètres, c'est à dire 10^{-15} m) et beaucoup plus loin (relativement à la taille du noyau) des électrons qui tournent autour du noyau à des distances de quelques centaines de milliers de femtomètres (10^{-10} m ou encore, si on préfère $0,1 \text{ nm}$ environ)

Ainsi, il y a beaucoup de vide dans un atome et l'essentiel de sa masse est concentrée dans son noyau sous un très faible volume.

Les chimistes résumant cela d'une formule en parlant de structure "lacunaire", "discontinue" de la matière.

3-3 Charge électrique :

Un objet doit posséder une "charge" électrique pour exercer ou subir une force électrique comme celle qui existe entre une règle en plastique frottée et de petits bouts de papier. A notre échelle, la plupart des objets n'ont pas (on dit aussi "ne portent pas") de charge électrique. On dit qu'ils sont électriquement neutres.

3-3-1 Notion de charge électrique des constituants de l'atome :

Au niveau des atomes, seuls les protons et les électrons sont électriquement chargés. Les neutrons, comme leur nom l'indique, sont électriquement neutres. On voit ainsi que la charge des particules élémentaires est une autre caractéristique qui n'a pas de lien avec leur masse. Masse et charge sont deux grandeurs autonomes.

Les protons du noyau attirent les électrons et obligent ces derniers à tourner autour du noyau. Or une attraction électrique ne peut avoir lieu qu'entre des "objets" de charges opposées :

les protons portent une charge positive et les électrons une charge négative. Ces charges sont identiques en valeur absolue.

Comme les charges portées par les protons et les neutrons sont les plus petites qui existent dans la nature, on leur a donné le nom de "charge élémentaire" et on a décidé de la noter e.

$$\text{Ainsi } \left(\begin{array}{c} \text{Charge} \\ \text{d'un proton} \end{array} \right) = +e \text{ et } \left(\begin{array}{c} \text{Charge} \\ \text{d'un électron} \end{array} \right) = -e$$

On peut ainsi s'expliquer pourquoi la matière à notre échelle est, la plupart du temps, électriquement neutre alors qu'elle contient un nombre gigantesque d'objets chargés comme les protons et les électrons :

Les charges des constituants d'un objet s'ajoutent algébriquement. Un « objet » contenant autant d'électrons que de protons sera donc électriquement neutre.

Remarques de vocabulaire :

- dans la langue française, le mot "charge" est fortement polysémique en. Il peut signifier un poids porté par quelqu'un ou une manipulation qu'on réalise sur certains objets (on charge ou on décharge une batterie). Le mot charge, utilisé dans le contexte de ce chapitre, n'a rien à voir avec les sens précédents. Notamment, il ne faudrait pas croire qu'on peut changer la charge d'un électron ou d'un proton.

La charge électrique des électrons et des protons est permanente, c'est une constante universelle en physique.

- toujours dans le registre de la polysémie, l'adjectif "neutre" est utilisé en chimie avec deux sens totalement différents : un objet submicroscopique comme un neutron, un atome ou une molécule est toujours électriquement neutres mais on dit aussi que certaines solutions aqueuses sont chimiquement neutres (au sens où elles ont un pH voisin de 7).

3-3-2 Force électrique entre "objets" chargés :

Nous admettons que la force F qui s'exerce entre deux objets chargés dont les centres de gravité sont distants de d est donnée par la relation

$$F = k \times \frac{q_1 \times q_2}{d^2} \text{ expression dans laquelle :}$$

- k est une constante qui vaut environ $2 \times 10^{-28} \text{ N.m}^2$ (avec un seul chiffre significatif, ce qui sera suffisant pour l'usage que nous en ferons ici)
- q_1 et q_2 , sont les charges électriques portées par chacun des objets, sans tenir compte de leur signe et exprimées en multiple de la charge élémentaire

Cette relation sera étudiée en détail en classe de première. Nous nous contenterons ici de nous en servir.

Un premier calcul va nous permettre d'évaluer la force qu'exerce un noyau sur un électron qui tourne autour de lui.

Prenons le cas d'un atome très simple comme ${}^1_1\text{H}$ où le noyau est réduit à un seul proton (une seule charge élémentaire positive) et un électron (une seule charge élémentaire négative). Le proton et l'électron de cet atome exercent entre eux une force F valant :

$$F = k \times \frac{q_1 \times q_2}{d^2} = 2 \times 10^{-28} \text{ Nxm}^2 \times \frac{1 \times 1}{(1 \times 10^{-10} \text{ m})^2} = \frac{2 \times 1 \times 1}{1^2} \times \frac{10^{-28} \text{ Nxm}^2}{10^{-20} \text{ m}^2} = 2 \times 10^{-8} \text{ N}$$

C'est une force très faible à notre échelle mais, ramenée à la masse d'un électron, très faible aussi, elle est considérable.

En effet, à titre de comparaison, on rappelle que le poids d'un objet de masse m à la surface de la Terre où l'intensité de la pesanteur vaut g est donné par la relation $P = m \times g$ (avec $g = 9,8 \text{ N/kg}$ soit $1 \times 10^1 \text{ N/kg}$ environ)

	Valeur arrondie à un chiffre significatif du rapport $\frac{\text{Force}}{\text{masse de l'objet}}$
Objet subissant son poids (force d'attraction gravitationnelle exercée par la Terre)	$1 \times 10^1 \text{ N/kg}$
Electron subissant la force électrique exercée par le noyau dans un atome	$\frac{2 \times 10^{-8} \text{ N}}{9 \times 10^{-31} \text{ kg}} = 2 \times 10^{22} \text{ N/kg} !!!$

Les électrons sont donc, à leur échelle, très fortement attirés par le noyau. Un atome est une structure stable et on conçoit qu'il faudra une énergie importante pour modifier le nombre d'électrons. Nous verrons que cela est réalisé au cours de certaines réactions chimiques capables de transformer un atome en ion ou un ion en atome.

3-3-3 Electroneutralité des atomes :

Tous les atomes sont électriquement neutres : ils contiennent toujours autant d'électrons que de protons.

Pour se convaincre de ce fait essentiel, on peut reprendre le contexte du calcul mené dans la partie 4-6 du chapitre préliminaire sur le calcul numérique : on y avait établi que dans 1 cm³ de graphite (matériau formé uniquement d'atomes de carbone), il y avait environ 1x10²³ atomes C.

Supposons que 1 atome sur un million ne soit pas électriquement neutre dans ce petit morceau de graphite. Plus précisément, nous allons supposer que ces "atomes anormaux" aient un seul proton en plus par rapport aux électrons. Cet atome aurait alors une charge totale égale à une charge élémentaire positive. Le cm³ de graphite contiendrait donc 1 x 10¹⁷ "atomes" de ce genre (1 million de fois moins que le total) et donc aurait une charge totale de 1 x 10¹⁷ charges élémentaires.

Si on plaçait alors deux de ces morceaux de graphite à environ 10 cm l'un de l'autre, chacun exercerait une force répulsive sur l'autre valant :

$$F = 2 \times 10^{-28} \text{ N.m}^2 \times \frac{(1 \times 10^{17})^2}{(0,10\text{m})^2} = \frac{2 \times 10^{12}}{1,0} \times \frac{10^{-28} \times 10^{34}}{10^{-2}} \text{ N} = 2 \times 10^{-28+34-(-2)} \text{ N} = 2 \times 10^8 \text{ N}$$

Autrement dit, il y aurait entre ces deux petits objets une force de même valeur que le poids d'une masse d'environ 2x10⁷ kg soit 20 000 tonnes !!! Les deux tout petits morceaux de graphite seraient repoussés avec une telle violence que cela occasionnerait d'énormes dégâts aux alentours. Bien sûr, un tel effet n'est jamais observé (pensez à vos mines de crayon !) : les atomes sont bien électriquement neutres.

Remarques :

- les métaux contiennent ce qu'on appelle des électrons "libres" qui ont pu échapper à l'attraction de leur noyau. On pourrait donc dire que l'atome correspondant n'est plus électriquement neutre puisqu'il a perdu un électron ! Mais cette perte est très vite compensée par l'arrivée d'un autre électron libre et en moyenne dans le temps les atomes constituant les métaux sont bien électriquement neutres.

- des objets à notre échelle peuvent être chargés et donc exercer entre eux des forces électriques (par exemple, en frottant une règle en plastique, on peut attirer de petits morceaux de papier). En procédant ainsi, on a arraché des électrons des atomes périphériques de l'objet ainsi frotté mais il y en a extrêmement peu comparé au total présent dans l'objet et les forces observées sont beaucoup plus faibles que celle calculée précédemment !

3-4 Tableau récapitulatif des grandeurs caractéristiques :

	Masse (en multiple de la masse du proton)	Charge (en multiple de la charge élémentaire)	Taille (ordre de grandeur)
proton	1	+1	< 1 fm
neutron	≈ 1	0 (neutre)	< 1 fm
électron	≈ 0,0005 (ou 5 x 10 ⁻⁴)	-1	< 1 fm
atome $\frac{A}{Z} X$	≈ A	0 (neutre)	10 ⁵ fm (ou 10 ⁻¹ nm)

4- Structure électronique détaillée d'un atome

4-1 Couches électroniques :

Dans un atome, les électrons sont contenus dans des couches sphériques centrés sur le noyau. La plus proche du noyau est nommée couche K puis viennent les couches L, M, etc.

Nous verrons plus tard que cette notion de couche électronique est essentielle pour comprendre la structure des molécules.

4-2 Répartition des électrons dans les couches :

4-2-1 Règles de répartition :

La façon dont les électrons occupent les couches est régie par des règles remarquablement simples :

- première règle : ils occupent d'abord les couches les plus proches du noyau (ce qui confère à l'atome l'énergie la plus basse, état dans lequel il est le plus stable)
- deuxième règle : chaque couche a un nombre maximal d'électrons possibles.

Plus précisément, la couche numéro n ne peut contenir, au maximum, que $2n^2$ électrons (ce qui signifie, bien sûr, qu'elle peut en contenir moins !)

nom de la couche	K	L	M
numéro de la couche	1	2	3
Nombre <u>maximal</u> d'électrons dans la couche	$2 \times 1^2 = 2$	$2 \times 2^2 = 8$	$2 \times 3^2 = 18$

Vocabulaire : lorsqu'une couche contient le maximum d'électrons possibles, on dit qu'elle est saturée.

Signalons la possibilité de passage temporaire d'électrons d'une couche à l'autre. Notamment, dans certaines conditions que nous évoquerons dans un chapitre sur la lumière, un atome peut absorber de l'énergie lumineuse ce qui cause le passage d'un ou plus électrons dans une couche plus éloignée du noyau mais cet état, qualifié d'excité, est très temporaire car les électrons reviennent spontanément et rapidement dans leur couche de base (l'énergie que l'atome perd alors est émis sous forme de lumière).

Voici un tableau qui donne, pour les atomes par nombre d'électrons croissant, la répartition de ces derniers dans les couches. Une couche non saturée est repérée par le signe "(ns)" tandis qu'une couche saturée est signalée en rouge.

Type d'atome	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K
Z (nombre total d'électrons)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
nombre d'électrons dans la couche K	1 (ns)	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
nombre d'électrons dans la couche L	0	0	1 (ns)	2 (ns)	3 (ns)	4 (ns)	5 (ns)	6 (ns)	7 (ns)	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
nombre d'électrons dans la couche M	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	1 (ns)	2 (ns)	3 (ns)	4 (ns)	5 (ns)	6 (ns)	7 (ns)	8 (ns)	8 (ns)
nombre d'électrons dans la couche N	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	1 (ns)

On remarque ainsi que les électrons se répartissent bien selon la première règle jusqu'aux atomes de potassium (symbole K) à partir desquels la répartition obéit à des règles plus compliquées puisque la 4^{ème} couche (N) commence à se remplir alors que la troisième n'est pas encore saturée.

4-2-2 Structure électronique d'un type d'atomes :

Les chimistes ont convenu de condenser dans une écriture codée le nombre d'électrons dans chaque couche pour un type d'atome donné. Cette écriture codée s'appelle la structure électronique d'un atome.

Par exemple, voici comment un chimiste code la répartition des électrons dans les atomes de potassium K : (K)2(L)8(M)8(N)1. Ceci signifie que cet atome possède 2 électrons dans sa première couche (saturée), 8 dans la deuxième (saturée), 8 dans la troisième (non saturée) et 1 dans la quatrième (non saturée).

Autres exemples : la structure électronique d'un atome H s'écrit : (K)1 et celle d'un atome C s'écrit (K)2(L)4.

Vous devez savoir écrire la structure électronique de n'importe quel type d'atomes (jusqu'à 18 électrons) en moins d'une minute en réécrivant la classification et en appliquant les règles de répartition des électrons. A l'inverse, à partir d'une structure électronique donnée, vous devez être capable d'identifier le nom du type d'atomes correspondant.

4-3 Couche électronique externe :

On appelle couche externe d'un atome celle qui est la plus éloignée du noyau et qui contient encore des électrons.

Cette couche est essentielle car ce sont des électrons qu'elle contient qui forment les liaisons entre atomes dans les molécules (voir le chapitre correspondant).

5- Présentation de la classification actuelle des atomes

5-1 Une deuxième classification des atomes plus élaborée :

La première forme de classification donnée dans la partie 1-2 ne tenait pas compte de l'existence de couches électroniques. En voici une deuxième où :

Comme dans la première classification, les différents types d'atomes sont classés par nombre d'électrons (ou de protons) croissant (c'est à dire par numéro atomique Z croissant) mais on écrit leur symbole par lignes, appelées "périodes" qui correspondent à l'occupation successive des couches K, L, M, N par les électrons :

I	1 H hydrogène	2 He hélium																
II	3 Li lithium	4 Be béryllium	5 B bore	6 C carbone	7 N azote	8 O oxygène	9 F fluor	10 Ne néon										
III	11 Na sodium	12 Mg magnésium	13 Al aluminium	14 Si silicium	15 P phosphore	16 S soufre	17 Cl chlore	18 Ar argon										
IV	19 K potassium	20 Ca calcium	21 Sc scandium	22 Ti titane	23 V vanadium	24 Cr chrome	25 Mn manganèse	26 Fe fer	27 Co cobalt	28 Ni nickel	29 Cu cuivre	30 Zn zinc	31 Ga gallium	32 Ge germanium	33 As arsenic	34 Se sélénium	35 Br brome	36 Kr krypton
V	37 Rb rubidium	38 Sr strontium	39 Y yttrium	40 Zr zirconium	41 Nb niobium	42 Mo molybdène	43 Tc technétium	44 Ru ruthénium	45 Rh rhodium	46 Pd palladium	47 Ag argent	48 Cd cadmium	49 In indium	50 Sn étain	51 Sb antimoine	52 Te tellure	53 I iode	54 Xe xénon
VI	55 Cs césium	...																
VI	87 Fr francium	...																

Ainsi, la première ligne ou période, où la couche externe est K, ne contient que deux types d'atomes : ceux d'hydrogène H et d'hélium He.

La deuxième période, où la couche externe est L, contient les 8 types d'atomes suivants (des atomes de lithium Li aux atomes de néon Ne).

La troisième période, où la couche externe est M, contient les 8 types d'atomes suivants (des atomes de sodium Na aux atomes d'argon Ar).

La quatrième ligne est celle des atomes où la couche externe est la N mais où la troisième couche M continue à se remplir (puisqu'elle n'est saturée qu'avec 18 électrons). Plus précisément, avec les atomes de potassium K et de calcium Ca, la quatrième couche commence à se remplir et à partir des atomes de scandium (Sc) jusqu'aux atomes de zinc (Zn), c'est la troisième couche qui termine de se remplir. Enfin, des atomes de gallium (Ga) jusqu'aux atomes de Krypton (Kr), la quatrième couche continue à se remplir sans être pour autant saturée (puisqu'elle peut contenir jusqu'à 32 électrons !)

On continue ainsi jusqu'à la 7^{ème} couche avec des atomes qui, pour beaucoup d'entre eux, sont instables et n'existent pas dans notre environnement naturel proche. Pour ne pas compliquer trop vite les choses, on s'est limité pour l'instant au premier type des 6^{ème} et 7^{ème} période (une classification complète sera donnée plus bas).

Remarque : il existe des moyens mnémotechniques pour retenir facilement les noms et symboles des atomes des deuxième et troisième périodes de la classification. En général, il s'agit de phrases qui se retiennent d'autant mieux qu'elles n'ont pas de sens propre (!).

exemples :

L'idiot Béatement Buvait Chaque Nuit Onze Fiole Noire
pour lithium (Li), béryllium (Be), bore (B), carbone (C), azote (N), oxygène (O), fluor (F), néon (Ne)

Napoléon Mangeait Allègrement Six Poulets Sans Claquer d'Argent
pour sodium (Na), magnésium (Mg), aluminium (Al), silicium (Si), phosphore (P), soufre (S), chlore (Cl), argon (Ar)

Il n'est pas interdit de construire ses propres phrases. L'essentiel est de savoir écrire très vite la liste de tous les symboles avec leur nom (jusqu'à Z=18)

5-2 Familles chimiques d'atomes :

Dans la classification des types d'atomes différents ont des propriétés très voisines. Nous allons en voir trois exemples.

5-2-1 La famille des atomes alcalins :

Les atomes qui sont au début d'une ligne (H, Li, Na, K, etc.) ont tous comme point commun d'avoir un seul électron sur leur couche externe.

Mis à part pour les atomes d'hydrogène, on rencontre ces atomes individuels dans des corps purs appelés "métaux alcalins" (le lithium, le sodium, le potassium) qui ont des propriétés macroscopiques (à notre échelle) très voisines. Par exemple, ils réagissent spontanément et très vivement avec l'eau.

Autre point commun de ces atomes, on trouve très couramment des solides ou des solutions aqueuses qui contiennent des cations H^+ , Li^+ , Na^+ , K^+ , etc. En effet, si beaucoup d'atomes peuvent, au cours de certaines réactions chimiques se transformer en ions en perdant ou gagnant un certain nombre d'électrons, seuls un petit nombre d'entre eux ne perdent qu'un seul électron pour donner des cations portant une seule charge élémentaire positive. C'est le cas notamment de tous les atomes débutant une ligne de la classification.

Ces propriétés communes justifient de grouper ces atomes sous l'appellation commune d'atomes alcalins.

5-2-2 La famille des atomes de gaz rares :

A la fin de chaque ligne, on trouve les atomes He, Ne, Ar, Kr, etc.

- en général, des solides formés d'un empilement d'atomes individuels tous identiques
- parfois de gaz moléculaires (les gaz dihydrogène, diazote, dioxygène, difluor et dichlore formés respectivement de molécules H_2 , N_2 , O_2 , F_2 et Cl_2)
- plus rarement de gaz atomiques (les gaz dit "rares" formés d'atomes individuels ; respectivement He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn)
- encore plus rarement de liquides moléculaires (le dibrome formé de molécules Br_2).

Pour de plus amples informations sur cette classification des corps purs simples, voir par exemple http://archives.universcience.fr/francais/ala_cite/expo/tempo/aluminium/science/mendeleiev/index.html

En résumé, comme dans la partie 2-2, nous nous imposerons des règles de langage précises : pour éviter les confusions, nous prendrons soin de dire explicitement de quelle classification nous voulons parler.

5-4 Retour sur l'histoire des classification :

Il est habituel de présenter « la » classification périodique telle que nous venons de la décrire comme une invention du Russe Dimitri Mendeleïev en 1868.

La notion d'atomes, telle qu'elle est présentée ici, avec des électrons répartis en couches successives et tournant autour d'un noyau, est due au Danois Niels Bohr en 1913 soit 45 ans plus tard.

Ce que nous avons présenté ici est, heureusement, une reconstruction a posteriori de ce qui s'est effectivement passé dans l'histoire de la chimie du début du 19^{ème} à celui du 20^{ème} siècle. Cette histoire est faite de rapprochements entre le niveau concret des produits (on pèse des corps) et celui, encore très flou au 19^{ème} siècle, des atomes et des molécules.

Si on peut affirmer que l'idée d'atomes date de l'antiquité grecque (Démocrite, Leucippe), il n'en est pas moins vrai qu'elle n'a été réintroduite dans les recherches en chimie qu'au début du 19^{ème} siècle par l'Anglais John Dalton (« chaque corps est formé d'un grand nombre de particules très petites, identiques et insécables et que chaque type d'atomes a une masse précise et constante ». Il n'y a aucune référence à cette époque à des électrons (Joseph Thomson en 1897) et encore moins à des noyaux (Ernest Rutherford en 1913). De nombreuses difficultés pour accorder le niveau concret des produits à celui des atomes fit même qu'on abandonna pratiquement l'idée atomique vers 1840.

L'histoire des classifications est d'abord celle des masses « atomiques » des produits (qu'on appelait « corps » à l'époque). Par exemple, en réalisant des pesées avec des balances, on a pu, très tôt au 19^{ème} siècle, établir expérimentalement que l'eau (corps composé) est décomposable en hydrogène (corps simple, indécomposable) et en oxygène (corps simple, indécomposable) et que le rapport des masses d'hydrogène et d'oxygène est de 1 à 8 quelle que soit la quantité d'eau décomposée (« loi des proportions définies »). Si on décide de compter les atomes à l'intérieur par gros paquets et qu'on décide que ce gros paquet pour l'hydrogène vaut 1 g alors on est amené à dire que le même gros paquet pour des atomes d'oxygène pèse 8 g. Evidemment, selon la référence choisie (ici, donner arbitrairement la valeur 1 g pour l'hydrogène), les masses atomiques variaient pour un même corps pur. On a également pu procéder à l'inverse en faisant réagir des corps purs entre eux et mesurer dans quelle proportions les masses réagissaient entre elles.

Tout au long du 19^{ème} siècle, on a ainsi pu faire une liste des masses atomiques pour un certain nombre de corps purs avec une référence

Mendeleïev disposait déjà d'une liste d'une soixantaine de masses atomiques rangées par ordre croissant. Sa grande idée a été de la récrire en plusieurs colonnes (les « périodes ») en faisant correspondre sur une même ligne les corps purs qui ont des propriétés chimiques voisines ce qui a fait apparaître des « trous » dans sa classification qui ne correspondait à aucun corps pur alors connu.

Ces corps purs alors inconnus furent assez rapidement découverts (notamment, en 1896, les gaz rares qui ne réagissent que très difficilement ce qui explique qu'on n'avait pas pu mesurer leurs masses atomiques par combinaison).

Voir l'annexe 4 pour une reproduction du document manuscrit de Mendeleïev tel qu'il fut envoyé à l'imprimerie pour parution le 17 février 1869.

6- Passage quantitatif de l'échelle des atomes à la nôtre et réciproquement

Savoir dénombrer les atomes de chaque type – s'il y en a plusieurs - contenus dans un morceau de matière à notre échelle est une des bases de l'analyse chimique. Nous verrons dans le chapitre sur les réactions chimiques que les lois qui régissent les réactions chimiques nécessitent de savoir faire ces dénombrements.

6-1 Dénombrement des atomes par "gros paquets" :

Dans ce chapitre (partie 3-1) on a vu que la masse en g d'un atome ${}^A_Z X$ vaut pratiquement $1,67 \times 10^{-24} \times A$ (avec pratiquement 3 chiffres significatifs)

Ainsi, à plus grande échelle, la masse d'un gros "paquet" de N atomes ${}^A_Z X$ vaut pratiquement $N \times 1,67 \times 10^{-24} \times A$ (en g)

Comme on peut librement choisir le nombre N correspondant à ce gros "paquet", pourquoi ne pas choisir N de sorte que $N \times 1,67 \times 10^{-24}$ soit égal à 1,00 ?

Cela rendrait encore plus facile le résultat à mémoriser puisque, dans ces conditions, la masse de ce gros "paquet" de N atomes vaudra alors tout simplement $1,00 \times A$ (en g). Il n'y a aucun calcul à faire ! (la valeur 1,00 n'étant là que pour préciser que ce résultat est vrai avec 3 chiffres significatifs maximum)

Pour cela, il faut prendre $N = \frac{1,00}{1,67 \times 10^{-24}} = \frac{1,00}{1,67} \times 10^{24} = \frac{10,0}{1,67} \times 10^{23} = 6,0 \times 10^{23}$

Autrement dit, un "gros paquet" de $6,0 \times 10^{23}$ atomes identiques ${}^A_Z X$ a une masse qui vaut pratiquement A en grammes.

En comptant les atomes non pas individuellement mais par gros paquets de $6,0 \times 10^{23}$, le chimiste fait coup double :

- le nombre de "gros paquets" contenus dans un morceau de matière est facile à chiffrer avec des nombres relativement simples à écrire alors qu'il serait systématiquement obligé de compter individuellement avec de très grandes puissance de 10.

- il peut alors se servir d'une règle très simple pour se rappeler de la masse de chaque type d'atomes rencontrés dans la nature (sans avoir à la recalculer à chaque fois)

Cette notion de "gros paquet" n'est pas réservée aux atomes même si sa définition précise est, comme nous l'avons vu, liée aux atomes. On peut ainsi dénombrer des "objets" submicroscopiques comme les électrons ou protons ou neutrons ou des ions ou des molécules par gros paquets de $6,0 \times 10^{23}$.

Par définition, un chimiste dénombre les "objets" sub-microscopiques (comme les électrons, protons, neutrons, atomes, ions, molécules) par gros paquet qu'il appelle mole :

$$1 \text{ mole "d'objets"} \stackrel{\text{déf}}{=} 6,0 \times 10^{23} \text{ objets}$$

Remarques :

- sur le nom : la valeur $6,0 \times 10^{23}$ est appelée "nombre d'Avogadro" du nom du chimiste italien (19^{ème} siècle).

- sur la précision : une valeur avec 4 chiffres significatifs, du nombre d'Avogadro est $6,022 \times 10^{23}$

En fait, notre calcul plus haut ne pouvait pas mener à une telle précision même si on avait pris des valeurs beaucoup plus précises des masses des constituants de l'atome. Car, à l'échelle des atomes et encore plus à celle des noyaux, la masse d'un ensemble n'est pas tout à fait égale à la somme des masses des constituants. Ce fait surprenant que nous ne développerons qu'en terminale montre que ce qui est très bien vérifié à notre échelle et dont nous nous servons avec raison dans la vie de tous les jours n'est plus forcément aussi bien vérifié à une échelle très différente.

6-2 Masse molaire atomique :

Nous venons de voir qu'une mole d'atomes ${}^A_Z X$ possède une masse (en g) égale à $A \times 1,00$ (donc avec pratiquement 3 chiffres significatifs)

Par définition, on appelle masse molaire des atomes ${}^A_Z X$, la masse d'une mole d'atomes ${}^A_Z X$

Ainsi, chaque sous-type d'atomes ${}^A_Z X$ a sa masse molaire, que les chimistes notent $M({}^A_Z X)$.

Bien que l'unité de base de masse molaire dans le S.I.U. soit le kg / mol, les chimistes préfèrent travailler en g / mol car il travaillent souvent avec des masses assez faibles de produits au laboratoire.

En résumé,

avec 3 chiffres significatifs, quelles que soient les valeurs de Z et de A, la masse molaire des atomes ${}^A_Z X$ est donnée, en g/mol, par la relation $M({}^A_Z X) \approx A \times 1,00$

6-3 Masse molaire atomique moyenne :

Quant on utilise un matériau contenant des atomes X, il y a en général plusieurs isotopes présents en quantité inégale. On ne peut, à notre échelle, en faire le tri. Comme ces isotopes n'ont pas la même masse molaire (qui, répétons-le dépend de A), il est nécessaire de connaître l'abondance relative dans notre environnement immédiat (la croûte et l'atmosphère terrestre) afin de disposer d'une notion réellement utilisable : celle de masse molaire moyenne qui tient compte de ces abondances relatives.

Ce travail a été réalisé pour la croûte et l'atmosphère terrestre (là où, dans l'immense majorité des cas, on fait de la chimie !). On y a calculé cette masse molaire moyenne pour tous les types d'atomes.

Voici, par exemple, comment on a procédé pour les atomes de chlore (symbole Cl) dont on avait déjà décrit les isotopes dans la partie 1-3 :

$$\left(\begin{array}{l} \text{masse molaire} \\ \text{moyenne} \\ \text{des atomes Cl} \end{array} \right) = \frac{\begin{array}{c} \text{abondance} \\ \text{en \%} \\ \downarrow \\ 75 \end{array} \times 1,00 \times \begin{array}{c} \text{abondance} \\ \text{en \%} \\ \downarrow \\ 25 \end{array} \times \begin{array}{c} \text{abondance} \\ \text{en \%} \\ \downarrow \\ 25 \end{array} \times 1,00 \times 35 + \begin{array}{c} \text{abondance} \\ \text{en \%} \\ \downarrow \\ 25 \end{array} \times 1,00 \times 37}{100} = 35,5 \text{ g/mol}$$

$M({}^{35}_{17}\text{Cl})$ $M({}^{37}_{17}\text{Cl})$

Remarques :

- c'est la même procédure que pour calculer une moyenne de notes pondérée par des coefficients. Par exemple, pour calculer la moyenne pondérée de 12/20 (coefficient 3) et de 8/20 (coefficient 2), on effectue le calcul suivant : $\frac{3 \times 12 + 2 \times 8}{3 + 2} = \frac{36 + 16}{5} = \frac{52}{5} = \frac{104}{10} = 10,4$

- pour de nombreux types d'atomes, il existe un isotope qui est, de très loin, le plus répandu. Dans ce cas, la masse molaire moyenne est pratiquement confondue avec celles des isotopes les plus répandus.

Exemples : $M(\text{H}) \approx M({}^1_1\text{H}) = 1,00 \text{ g/mol}$
 $M(\text{C}) \approx M({}^{12}_6\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$
 $M(\text{N}) \approx M({}^{14}_7\text{N}) = 14,0 \text{ g/mol}$
 $M(\text{O}) \approx M({}^{16}_8\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$

Voici un tableau des masses molaires atomiques moyennes (valeurs en g/mol) pour les atomes allant jusqu'à 36 électrons (c'est à dire les 4 premières lignes de la classification).

H 1,00																He 4,00	
Li 6,9	Be 9,0											B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0	Ne 20,2
Na 23,0	Mg 24,3											Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5	Ar 39,9
K 39,1	Ca 40,1	Sc 45,0	Ti 47,9	V 50,9	Cr 52,0	Mn 54,9	Fe 55,8	Co 58,9	Ni 58,7	Cu 63,5	Zn 65,4	Ga 69,7	Ge 72,6	As 74,9	Se 79,0	Br 79,9	Kr 83,8

Pour un tableau plus complet, voir l'annexe 3

A partir de maintenant, ces valeurs de masses molaires moyennes peuvent être utilisées directement et seront donc considérées comme des données pour tous les besoins quantitatifs de la chimie.

6-4 Quelques exemples d'utilisation des données de masses molaires moyennes atomiques :

6-4-1 Position générale du problème :

En permanence, le chimiste est confronté au problème de passer

- des données concrètes, à notre échelle, qu'il mesure sur un morceau de matière (masse avec une balance, mesure de volume avec un instrument jaugé ou gradué s'il s'agit d'un liquide, etc.)
- au dénombrement abstrait de toutes les sortes d'espèces chimiques contenues à l'intérieur (atomes individuels, molécules ou ions).

Pourquoi cela ?

- parce qu'il n'y a pas de "molemètre" qui saurait dénombrer directement les espèces de chaque type contenus dans un morceau de matière qu'on placerait dans sa zone de mesure !
- parce que ce dénombrement est absolument nécessaire à l'application des lois générales qui régissent toutes les réactions chimiques (voir chapitre sur les réactions chimiques)

Nous allons examiner ici quelques exemples en commençant par les situations les plus simples et en allant progressivement vers plus compliqué.

6-4-2 Cas d'un corps pur simple constitué d'atomes individuels :

Quelle(s) sorte(s) d'espèces et combien y en a-t-il dans 20,54 g de cuivre ?

Vous devez déjà savoir que les métaux purs sont des corps purs simples formés d'empilement compact et régulier d'atomes individuels (donc pas de molécules ni d'ions) tous identiques. En l'occurrence, il s'agit d'atomes Cu et IL N'Y A RIEN D'AUTRE.

Par simple lecture de l'annexe 3 ou du tableau réduit de la partie 6-3, on obtient qu'une mole d'atomes Cu, tous isotopes pris en compte a une masse molaire atomique moyenne de 63,5 g/mol

On en déduit, en effectuant une seule opération, la quantité d'atomes Cu que ce matériau contient :

$$\left(\begin{array}{l} \text{Nombre d'atomes Cu} \\ \text{dans les 20,54 g} \\ \text{de métal cuivre} \end{array} \right) = \frac{20,54 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mol}} = \frac{2,054 \times 10^1}{6,35 \times 10^1} \times \frac{\text{g}}{\text{g/mol}} = \frac{2,054}{6,35} \times \text{g} \times \frac{\text{mol}}{\text{g}} = 0,323 \text{ mol}$$

Remarques :

- on a, bien sûr, mis en œuvre les connaissances et méthodes, vues ou revues dans la chapitre préliminaire sur le calcul numérique...

- on a dénombré un nombre d'atomes en moles dans le même esprit qu'un mareyeur le ferait pour un nombre d'huîtres en douzaines. Inutile donc ici de multiplier par le nombre d'Avogadro pour trouver la valeur en nombre d'atomes individuels !

6-4-3 Cas d'un corps pur simple constitué de molécules :

Quelle(s) sorte(s) d'espèces et combien y en a-t-il dans une bouteille de 13 kg de butane ?

Vous devez savoir que le butane est un corps pur formé de molécules C_4H_{10} , toutes identiques. IL N'Y A RIEN D'AUTRES dedans.

Le fait que, dans une bouteille, le butane soit liquide parce qu'il est comprimé ne change rien à cela.

C'est évidemment une complication par rapport à l'exemple précédent où il n'y avait que des atomes individuels.

On peut néanmoins se ramener à une situation analogue en calculant la masse d'une mole de molécules C_4H_{10} .

En effet, dans une seule molécule C_4H_{10} , comme son symbole le précise, il y a 4 atomes C et 10 atomes H. Par conséquent, dans une mole de ces molécules, il y a 4 moles d'atomes C et 10 moles d'atomes H.

Autrement dit, on peut calculer la masse molaire des molécules C_4H_{10} , notée $M(C_4H_{10})$ en consultant une classification périodique adaptée donnant non seulement :

- la masse molaire moyenne des atomes C ($M(C) = 12,0 \text{ g/mol}$)
- la masse molaire moyenne des atomes H ($M(H) = 1,00 \text{ g/mol}$)

Le calcul se fait ainsi :

$$M(C_4H_{10}) = 4 \times M(C) + 10 \times M(H) = 4 \times 12,0 \text{ g/mol} + 10 \times 1,00 \text{ g/mol} = 48,0 \text{ g/mol} + 10,0 \text{ g/mol} = 58,0 \text{ g/mol}$$

Autrement dit, une mole de molécules C_4H_{10} a une masse de 58,0 g.

Pour trouver le nombre de ces molécules dans la bouteille, il suffit alors d'une division, comme dans l'exemple précédent :

$$\left(\begin{array}{l} \text{Nombre de molécules } C_4H_{10} \\ \text{dans les } 13,0 \text{ kg} \\ \text{de butane} \end{array} \right) = \frac{13 \text{ kg}}{58,0 \text{ g/mol}} = \frac{13 \times 10^3 \text{ g}}{58,0 \text{ g/mol}} = \frac{1,3 \times 10^4}{5,80 \times 10^1} \times \frac{\text{g}}{\text{g/mol}} = \frac{1,3}{5,8} \times 10^3 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{\text{g}} = 0,22 \times 10^3 \text{ mol}$$
$$= 2,2 \times 10^2 \text{ mol}$$

Il y a donc environ $2,2 \times 10^2$ mol de molécules C_4H_{10} dans une bouteille de 13 kg de butane.

6-4-4 Cas d'un corps pur composé contenant des ions :

Quelle(s) sorte(s) d'espèces et combien y en a-t-il dans une boîte de 750 g de sel de chlorure de sodium (sel de cuisine !) ?

Le chlorure de sodium ne contient ni atomes individuels (comme dans le premier exemple) ni molécules (comme dans le deuxième exemple). C'est un solide ionique, c'est à dire un solide formé d'ions.

Plus précisément, c'est un solide formé de cations sodium Na^+ et d'anions chlorure Cl^- .

Par ailleurs, un solide ionique est TOUJOURS électriquement neutre (on n'a jamais vu un grain de sel ni même une boîte de sel attirer de petits morceaux de papier !).

Autrement dit, le problème qui se pose ici est plus compliqué que les précédents car, dans un solide ionique, IL Y A DEUX TYPES D'ESPECES ET NON PAS UN SEUL.

Une chance, ici, dans cette complication : comme il se trouve que les anions et les cations présents portent chacun respectivement une seule charge positive et une seule charge négative, il y en a donc forcément autant. On notera n leur quantité commune (n est la quantité inconnue qu'on désire calculer en moles).

L'étape suivante du raisonnement consiste à écrire sous diverse formes que la masse totale du solide est la somme des masses de ces deux constituants :

$$\left(\begin{array}{c} \text{masse du} \\ \text{solide} \end{array} \right) = \left(\begin{array}{c} \text{masse des} \\ \text{ionsNa}^+ \end{array} \right) + \left(\begin{array}{c} \text{masse des} \\ \text{ionsCl}^- \end{array} \right)$$

Or chacune des masses additionnées peut s'écrire en fonction de n , nombre commun d'ions :

$$\left(\begin{array}{c} \text{masse des} \\ \text{ionsNa}^+ \end{array} \right) = n \times M(\text{Na}^+) \text{ d'une part et } \left(\begin{array}{c} \text{masse des} \\ \text{ionsCl}^- \end{array} \right) = n \times M(\text{Cl}^-) \text{ d'autre part}$$

|| Ce résultat est général : avec une précision de 3 chiffres significatifs, on confondra systématiquement, en chimie, la masse molaire d'ions avec celle des atomes ou groupes d'atomes correspondants.

$$\text{Ici : } M(\text{Na}^+) \approx M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol} \quad \text{et} \quad M(\text{Cl}^-) \approx M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$$

Ainsi la relation $\left(\begin{array}{c} \text{masse du} \\ \text{solide} \end{array} \right) = \left(\begin{array}{c} \text{masse des} \\ \text{ionsNa}^+ \end{array} \right) + \left(\begin{array}{c} \text{masse des} \\ \text{ionsCl}^- \end{array} \right)$ peut se réécrire ici sous la forme :

$$750 \text{ g} = n \times 23,0 \text{ g/mol} + n \times 35,5 \text{ g/mol}$$

Cette relation est, ici, une équation dont la seule inconnue est n . Sa résolution est quasi immédiate :

$$750 \text{ g} = n \times (23,0 \text{ g/mol} + 35,5 \text{ g/mol}) = n \times 58,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{D'où : } n = \frac{750 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = \frac{7,50 \times 10^2}{5,85 \times 10^1} \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{\text{g}} = \frac{7,50}{5,85} \times 10^1 \text{ mol} = 1,28 \times 10^1 \text{ mol}$$

En conclusion, dans 750 g de chlorure de sodium, il y a 12,8 mol d'ions Na^+ et 12,8 mol d'ions Cl^- .

Remarques générales sur ces trois exemples :

- les cas encore plus compliqués sont courants en chimie. Par exemple, le nitrate de cuivre est un solide bleu formé non seulement d'ions qui ne portent pas la même charge en valeur absolue (Cu^{2+} et NO_3^-) mais en plus contient des molécules d'eau (on dit que c'est un solide ionique hydraté). Vous apprendrez à résoudre ce genre de problème l'année prochaine. A chaque année suffit sa peine...

- le problème inverse existe aussi : passer d'un nombre connu d'espèces à la masse du produit qui les contient. On utilise là encore les masses molaires moyennes mais le calcul se terminera par une multiplication plutôt que par une division.

Finalement, on voit que, dans chacun des cas présentés, il faut en passer par les masses molaires atomiques moyennes qui sont les intermédiaires obligés de ces calculs raisonnés.

Insistons :

|| En résumé, si on veut traduire une masse de produit en nombre d'espèces à l'intérieur (ou l'inverse), il n'y a qu'un seul intermédiaire pour "assurer" la résolution du problème :

"zéro tracas, zéro blabla : MMMA !" (masses molaires moyennes atomiques)

Exercices et problèmes

Remarques préalables et valables pour TOUS les exercices :

- Dans beaucoup d'exercices on parle de matériaux divers sans préciser la nature des espèces chimiques qu'ils contiennent. Vous devrez consulter la liste des produits usuels donnée en annexe de ce cours pour obtenir les informations pertinentes.

- Dans le même ordre d'idée, vous devrez consulter, le cas échéant, une classification pour obtenir les masses molaires atomiques moyennes que vous jugeriez nécessaires.

1- Quels sont les points communs et les différences entre des atomes $^{14}_6\text{C}$ et $^{14}_7\text{N}$?

2- La structure électronique des atomes Fe s'écrit $[\text{Ar}]\text{3d}^6\text{4s}^2$

Montrer que ce type d'atomes n'obéit pas aux règles simples qui ont été énoncées dans ce chapitre concernant la répartition des électrons dans les diverses couches.

3- Pour chaque affirmations ci-dessous, dire si elle est vraie ou fausse et pourquoi :

A- les métaux sont formés de molécules et parfois d'ions

B- un atome est toujours chimiquement neutre

C- les gaz sont en général formés d'atomes individuels qui se déplacent librement les uns par rapport aux autres

D- une molécule contient toujours autant de protons que d'électrons

E- un matériau contenant des ions est chargé

4- Etablir la coïncidence suivante : les molécules CO_2 (qui constituent le gaz dioxyde de carbone) ont pratiquement la même masse molaire que les molécules C_3H_8 (qui constituent le gaz propane).

5- Calculer, avec 3 chiffres significatifs, la masse molaire moyenne des atomes de zinc (Zn) sachant que dans l'écorce terrestre, il y a essentiellement quatre isotopes : $^{64}_{30}\text{Zn}$ (48,9%), $^{66}_{30}\text{Zn}$ (27,8%), $^{68}_{30}\text{Zn}$ (18,6%) et $^{67}_{30}\text{Zn}$ (4,1%) .

6- L'air, c'est bien connu, est un mélange et non un corps pur. Montrer qu'avec deux chiffres significatifs, la masse molaire moyenne de l'air vaut 29 g/mol.

7- L'eau pure est presque uniquement formée de molécules H_2O (il y a aussi des ions H_3O^+ et OH^- mais seulement 1 de chaque pour environ un demi milliard de molécules !!). D'autre part, il est bien connu qu'aux environ de 20°C , la masse volumique de l'eau vaut environ 1,0 kg/L. Dénombrer les molécules contenues dans 1,0 L d'eau à 20°C .

8- La fiche technique d'une voiture indique que son moteur libère 130 g de dioxyde de carbone par kilomètre parcouru lorsqu'elle roule à 90 km/h.

Dénombrer, avec 1 chiffre significatif, les molécules CO_2 fabriquées par le moteur lors d'un parcours Paris-Marseille à cette vitesse.

9- Lors d'un effort physique relativement peu intense comme, par exemple, assister activement à un cours de sciences physiques, l'organisme consomme du gaz dioxygène contenu dans l'air ambiant.

Cette consommation est d'environ 10 mL de gaz dioxygène par kg et par minute en moyenne pour une personne (voir la notion de VO_2 dans votre cours de SVT).

Evidemment, on respire de l'air et non du dioxygène pur (on considère que seulement 1/5 environ du volume d'air correspond à du dioxygène).

Calculer le volume de dioxygène consommé par une classe de 36 personnes de 50 kg en moyenne pendant 1 minute.

La classe ayant une taille de 8 m sur 6 m sur 3 m, calculer la durée théorique de respiration en supposant que la salle est hermétiquement fermée. Discuter la réalité du résultat obtenu.

10- Dans la partie 1-3 de ce chapitre, on affirmait : "il n'existe pas de corps purs simples contenant des ions".

Que se passerait-il si de tels corps purs simples existaient dans la nature ?

Est-il possible de mettre dans un récipient uniquement des cations identiques ?

Même question pour des anions identiques ?

11- On considère un grain de sel (chlorure de sodium) de forme quasi sphérique et de rayon 0,2 mm.

Calculer la masse de ce grain de sel sachant que la masse volumique du chlorure de sodium est d'environ 2 g/cm³. Déterminer les quantités respectives d'ions Na⁺ et Cl⁻ contenus dans ce grain de sel.

Supposons un moment que ce grain de sel ne soit pas électriquement neutre et qu'il y ait, par exemple, un très léger excédent d'ions Na⁺ : seulement un ion Na⁺ en excédent pour 1 million d'ions Cl⁻. Calculer la charge qu'aurait alors le grain de sel et en déduire la force qui s'exercerait entre deux grains de sel de ce type qu'on placerait à 10 cm l'un de l'autre. Conclure.

12- Le sulfate de cuivre anhydre est un solide blanc obtenu par chauffage léger du sulfate de cuivre hydraté (bleu). Quelle masse de sulfate de cuivre anhydre faut-il peser pour disposer de 1,0 mmol d'ions Cu²⁺ ?

Avec combien de chiffres significatifs peut-on mesurer une telle masse avec une balance qui pèse au cg près ?

13- L'étiquette d'une bouteille de 1L d'eau minérale donne la liste des types d'ions qu'elle contient ainsi que leur masse par ordre décroissant :

Type d'ions	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Cl ⁻	Na ⁺	K ⁺
Nom du type d'ions	ions sulfate	ions hydrogénocarbonate	ions calcium	ions magnésium	ions chlorure	ions sodium	ions potassium
Masse (en mg)	620	280	230	66	48	40	8

Les valeurs ont été arrondies à l'entier le plus proche. Les types d'ions dont la masse est inférieure à 1 mg n'ont pas été indiqués dans la liste.

Compléter le tableau en calculant la quantité de chaque type d'ions (en mmol). L'ordre décroissant est-il conservé ?

On rappelle que dans le symbole d'un ion, le nombre en haut à droite représente le signe et le nombre de charge(s) élémentaire(s) qu'il contient. Par exemple, l'écriture SO₄²⁻ signifie qu'un ion sulfate contient, au total, 2 charges élémentaires négatives.

Calculer la somme des charges élémentaires positives contenues dans tous les cations de cette eau minérale. Faire de même pour les anions.

Conclure : l'eau minérale est-elle électriquement neutre ?

14- L'aluminium est un métal. A la température habituelle, sa masse volumique est d'environ 2,7 g/cm³.

Il est constitué d'un "empilement" assez compact d'atomes individuels, tous identiques, notés Al contenant 13 électrons, 13 protons. La grande majorité des atomes Al dans la nature contiennent 14 neutrons.

En utilisant les données de 4-5-3 du chapitre préliminaire, calculer la masse d'un atome Al.

En déduire le nombre d'atomes Al contenus dans 1 cm³ de ce métal

En supposant, même grossièrement, qu'un atome est un petit cube et que ces petits cubes sont empilés de façon compacte et régulière les uns sur les autres, trouver la valeur du volume d'un atome Al.

En déduire la taille (en m) d'un atome Al.

Recommencer avec les corps purs simples atomiques de la liste suivante en complétant le tableau:

Nom du matériau	diamant	graphite	magnésium	aluminium	silicium	fer	nickel	cuivre	zinc	argent	or	plomb
Type d'atomes	C	C	Mg	Al	Si	Fe	Ni	Cu	Zn	Ag	Au	Pb
Nombre moyen de nucléons	12	12	24	27	28	56	59	63	65	108	197	207
masse volumique du matériau (en g/cm ³)	3,5	2,2	1,7	2,7	2,5	7,8	8,8	8,9	7,1	10,5	19,5	11,3

ANNEXE 1 : Masses molaires atomiques moyennes par ordre alphabétique des noms d'atomes (liste partielle)

Nom du type d'atomes	Symbole	Masse molaire moyenne (g / mol)	Isotopes les plus répandus avec abondance relative
aluminium	Al	27,0	$^{27}_{13}\text{Al}$ (100%)
argent	Ag	107,9	$^{107}_{47}\text{Ag}$ (51,35%), $^{109}_{47}\text{Ag}$ (48,65%)
azote	N	14,0	$^{14}_7\text{N}$ (99,3%), $^{13}_7\text{N}$ (0,7%)
brome	Br	79,9	$^{79}_{35}\text{Br}$ (50,5%), $^{81}_{35}\text{Br}$ (49,5%)
calcium	Ca	40,1	$^{40}_{20}\text{Ca}$ (96,9%), $^{44}_{20}\text{Ca}$ (2,1%), $^{42}_{20}\text{Ca}$ (0,6%)
carbone	C	12,0	$^{12}_6\text{C}$ (98,9%), $^{13}_6\text{C}$ (1,1%)
chlore	Cl	35,5	$^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,5%), $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,5%)
chrome	Cr	52,0	$^{52}_{24}\text{Cr}$ (83,8%), $^{53}_{24}\text{Cr}$ (9,6%) $^{50}_{24}\text{Cr}$ (4,3%), $^{54}_{24}\text{Cr}$ (2,4%)
cobalt	Co	58,9	$^{59}_{27}\text{Co}$ (100%)
cuivre	Cu	63,5	$^{63}_{29}\text{Cu}$ (69,1%), $^{65}_{29}\text{Cu}$ (30,9%)
étain	Sn	118,7	$^{120}_{50}\text{Sn}$ (33,0%), $^{118}_{50}\text{Sn}$ (24,0%), $^{116}_{50}\text{Sn}$ (14,1%), $^{119}_{50}\text{Sn}$ (8,6%), $^{117}_{50}\text{Sn}$ (7,5%), $^{124}_{50}\text{Sn}$ (6,1%), $^{122}_{50}\text{Sn}$ (4,8%)
fer	Fe	55,8	$^{56}_{26}\text{Fe}$ (91,6%), $^{54}_{26}\text{Fe}$ (5,8%), $^{57}_{26}\text{Fe}$ (2,2%), $^{58}_{26}\text{Fe}$ (0,3%)
fluor	F	19,0	$^{19}_9\text{F}$ (100%)
hydrogène	H	1,00	^1_1H (99,985%), ^2_1H (0,0015%)
iode	I	126,9	$^{127}_{53}\text{I}$ (100%)
magnésium	Mg	24,3	$^{24}_{12}\text{Mg}$ (78,6%), $^{26}_{12}\text{Mg}$ (11,2%), $^{25}_{12}\text{Mg}$ (10,1%)
manganèse	Mn	54,9	$^{55}_{25}\text{Mn}$ (100%)
mercure	Hg	200,6	$^{202}_{80}\text{Hg}$ (29,8%), $^{200}_{80}\text{Hg}$ (23,1%), $^{199}_{80}\text{Hg}$ (16,8%), $^{201}_{80}\text{Hg}$ (13,2%), $^{198}_{80}\text{Hg}$ (10,0%), $^{204}_{80}\text{Hg}$ (6,8%)
nickel	Ni	58,7	$^{58}_{28}\text{Ni}$ (67,8%), $^{60}_{28}\text{Ni}$ (26,2%), $^{62}_{28}\text{Ni}$ (3,7%)
or	Au	197,0	$^{197}_{79}\text{Au}$ (100%)
oxygène	O	16,0	$^{16}_8\text{O}$ (99,5%), $^{18}_8\text{O}$ (0,4%), $^{17}_8\text{O}$ (0,07%)
phosphore	P	31,0	$^{31}_{15}\text{P}$ (100%)
platine	Pt	195,1	$^{195}_{78}\text{Pt}$ (33,8%), $^{194}_{78}\text{Pt}$ (32,9%), $^{196}_{78}\text{Pt}$ (25,2%), $^{198}_{78}\text{Pt}$ (7,2%)
plomb	Pb	207,2	$^{208}_{82}\text{Pb}$ (52%), $^{206}_{82}\text{Pb}$ (25%), $^{207}_{82}\text{Pb}$ (22%), $^{204}_{82}\text{Pb}$ (1,4%)
potassium	K	39,1	$^{39}_{19}\text{K}$ (93,1%), $^{41}_{19}\text{K}$ (6,9%)
sodium	Na	23,0	$^{23}_{11}\text{Na}$ (100%)
soufre	S	32,1	$^{32}_{16}\text{S}$ (95,0%), $^{34}_{16}\text{S}$ (4,2%), $^{33}_{16}\text{S}$ (0,75%)
uranium	U	238,0	$^{238}_{92}\text{U}$ (99,3%), $^{235}_{92}\text{U}$ (0,7%)
zinc	Zn	65,4	$^{64}_{30}\text{Zn}$ (48,9%), $^{66}_{30}\text{Zn}$ (27,8%), $^{68}_{30}\text{Zn}$ (18,6%), $^{67}_{30}\text{Zn}$ (4,1%)

ANNEXE 2 : ABONDANCE RELATIVE DES DIVERS TYPES D'ATOMES DANS L'ECORCE TERRESTRE

TYPE D'ATOMES	ABONDANCE (% en masse)	REMARQUES
O (oxygène)	49,13	
Si (silicium)	26,00	
Al (aluminium)	7,45	
Fe (fer)	4,20	
Ca (calcium)	3,25	
Na (sodium)	2,40	
Mg (magnésium)	2,35	
K (potassium)	2,35	
H (hydrogène)	1,00	
Ti (titane)		
C (carbone)		
Cl (chlore)		
P (phosphore)		
S (soufre)		
Mn (manganèse)		
F (fluor)		
Ba (baryum)		
N (azote)		
Sr (strontium)		
Cr (chrome)		
Zr (zirconium)		
V (vanadium)		
Ni (nickel)		
Zn (zinc)		
B (bore)		
Cu (cuivre)		

Les atomes O et Si forment les $\frac{3}{4}$ des atomes présents dans la croûte terrestre.

ANNEXE 3 : Classification complète des atomes

NB : dans chaque cellule, on donne de haut en bas :

- le numéro atomique Z du type d'atome
- le symbole du type d'atome
- le nom du type d'atome
- la masse molaire moyenne de ce type d'atome. Compte tenu de l'abondance relative dans la croûte terrestre (en g/mol avec 3 chiffres significatifs).

I	1 H hydrogène 1,00 g/mol															2 He helium 4,0 g/mol		
II	3 Li lithium 6,9 g/mol	4 Be beryllium 9,0 g/mol											5 B bore 10,8 g/mol	6 C carbone 12,0 g/mol	7 N azote 14,0 g/mol	8 O oxygène 16,0 g/mol	9 F fluor 19,0 g/mol	10 Ne néon 20,2 g/mol
III	11 Na sodium 23,0 g/mol	12 Mg magnésium 24,3 g/mol											13 Al aluminium 27,0 g/mol	14 Si silicium 28,1 g/mol	15 P phosphore 31,0 g/mol	16 S soufre 32,1 g/mol	17 Cl chlore 35,5 g/mol	18 Ar argon 39,9 g/mol
IV	19 K potassium 39,1 g/mol	20 Ca calcium 40,1 g/mol	21 Sc scandium 45,0 g/mol	22 Ti titane 47,9 g/mol	23 V vanadium 50,9 g/mol	24 Cr chrome 52,0 g/mol	25 Mn manganèse 54,9 g/mol	26 Fe fer 55,8 g/mol	27 Co cobalt 58,9 g/mol	28 Ni nickel 58,7 g/mol	29 Cu cuivre 63,5 g/mol	30 Zn zinc 65,4 g/mol	31 Ga gallium 69,7 g/mol	32 Ge germanium 72,6 g/mol	33 As arsenic 74,9 g/mol	34 Se selenium 79,0 g/mol	35 Br brome 79,9 g/mol	36 Kr krypton 83,8 g/mol
V	37 Rb rubidium 85,5 g/mol	38 Sr strontium 87,6 g/mol	39 Y yttrium 88,9 g/mol	40 Zr zirconium 91,2 g/mol	41 Nb niobium 92,9 g/mol	42 Mo molybdène 95,9 g/mol	43 Tc technétium 99, g/mol	44 Ru ruthénium 101 g/mol	45 Rh rhodium 103 g/mol	46 Pd palladium 106 g/mol	47 Ag argent 108 g/mol	48 Cd cadmium 112 g/mol	49 In indium 115 g/mol	50 Sn étain 119 g/mol	51 Sb antimoine 122 g/mol	52 Te tellure 128 g/mol	53 I iode 127 g/mol	54 Xe xénon 131 g/mol
VI	55 Cs césium 132 g/mol	56 Ba baryum 137 g/mol	57 La * lanthane 139 g/mol	72 Hf hafnium 178 g/mol	73 Ta tantale 181 g/mol	74 W tungstène 184 g/mol	75 Re rhénium 186 g/mol	76 Os osmium 190 g/mol	77 Ir iridium 192 g/mol	78 Pt platine 195 g/mol	79 Au or 197 g/mol	80 Hg mercure 201 g/mol	81 Tl Thullium 204 g/mol	82 Pb plomb 207 g/mol	83 Bi bismuth 209 g/mol	84 Po polonium 210 g/mol	85 At astate 210 g/mol	86 Rn radon 222 g/mol
VII	87 Fr francium 223 g/mol	88 Ra radium 226 g/mol	89 Ac * actinium 227g/mol															
VI suite	58 Ce cérium 140 g/mol	59 Pr praséodyme 141 g/mol	60 Nd néodyme 144 g/mol	61 Pm prométhium 145 g/mol	62 Sm samarium 150 g/mol	63 Eu europium 152 g/mol	64 Gd gadolinium 157 g/mol	65 Tb terbium 159 g/mol	66 Dy dysprosium 162 g/mol	67 Ho holmium 165 g/mol	68 Er erbium 167 g/mol	69 Tm thulium 169 g/mol	70 Yb ytterbium 173 g/mol	71 Lu lutétium 175 g/mol				
VII suite	90 Th thorium 232 g/mol	91 Pa protactinium 231 g/mol	92 U uranium 238 g/mol	93 Np neptunium 237 g/mol	94 Pu plutonium 242 g/mol	95 Am américium 243 g/mol	96 Cm curium 247 g/mol	97 Bk berkélium 247 g/mol	98 Cf californium 251 g/mol	99 Es einsteinium 254 g/mol	100 Fm fermium 253 g/mol	101 Md mendélévium 256 g/mol	102 No nobelium 254 g/mol	103 Lr lawrencium 257 g/mol				

