Rappels

Cette partie récapitule toutes les connaissances acquises en cours de chimie dans les classes précédentes.
Certaines sont indispensables quel que soit le chapitre, d'autres sont spécifiques à certains chapitres.

LES FORMULES INDISPENSABLES

QUANTITÉ DE MATIÈRE :

Pour les liquides et solides : $\mathbf{n = \frac{m}{M}}$

n: quantité de matière (en mol) ; m: masse du composé étudié (en g) ; M: masse molaire du composé étudié (en $g.mol^{-1}$).

La masse molaire d'une molécule se calcule en faisant la somme de chacun des atomes de cette molécule.

Ex : $M(H_2O)=2 \times M(H)+M(O)=2x1+16=18\ g.mol^{-1}$.

Les masses molaires atomiques sont données dans la classification périodique en annexe, ou seront des données de l'exercice.

Ex : la quantité de matière présente dans un gramme d'eau est : $n = \frac{1}{18} \approx 0{,}056$ mol.

Pour les gaz : $\mathbf{n = \frac{V}{Vm}}$

n: quantité de matière (en mol) ; V: Volume du gaz étudié (en L) ; Vm: Volume molaire (en $L.mol^{-1}$).
$Vm = 24\ L.mol^{-1}$ à 20°C, 1 atm.

Ex : la quantité de matière présente dans un litre de dioxygène pur est : $n = \frac{1}{24} \approx 0{,}042$ mol.

CONCENTRATION MASSIQUE : $\mathbf{Cm = \frac{m}{V}}$

Il s'agit de la masse d'un soluté dissous dans un solvant.

Cm : concentration massique (en $g.L^{-1}$) ; m : masse du composé étudié (en g) ; V : Volume (en L).

CONCENTRATION MOLAIRE : $\mathbf{C=\frac{n}{V}}$

Il s'agit de la quantité de matière d'un soluté dissous dans un solvant.

C: concentration molaire (en $mol.L^{-1}$) ; n: quantité de matière (en mol) ; V: Volume (en L).

Ex : la concentration d'une solution d'un litre d'eau dans laquelle on a dissous une mole de chlorure de sodium est de $C = \frac{n}{V} = \frac{1}{1} = 1\ mol.L^{-1}$.

MASSE VOLUMIQUE : $\rho = \frac{m}{V}$

Il s'agit de la masse d'un composé pur occupant un volume.

ρ : masse volumique (en $g.L^{-1}$) ; m : masse du composé étudié (en g) ; V : Volume du composé étudié (en L).

Ne pas confondre masse volumique et concentration massique, les formules sont identiques mais ne signifient pas la même chose et ne s'appliquent pas dans les même cas.

Ex : On dissout un gramme de sel dans un litre d'eau, on utilisera la concentration massique en sel : $Cm = \frac{m}{V} = \frac{1}{1} = 1\ g.L^{-1}$

On cherche à connaître la masse d'un litre d'acétone connaissant sa masse volumique.

$\rho = 791\ g.L^{-1}$ or $\rho = \frac{m}{V}$ d'où $m = \rho \times V = 1 \times 791 = 791$ g.

DENSITÉ : $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$

C'est le rapport entre la masse volumique du corps considéré et un corps pur de référence (par convention l'eau).

d : densité (sans unité) ; ρ : masse volumique (en $g.L^{-1}$) ; ρ_{eau} : masse volumique de l'eau ($10^3\ g.L^{-1}$).

Ex : La densité de l'acétone est donc $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} = \frac{791}{1000} = 0{,}791.$

LOI DES GAZ PARFAITS : $PV = nRT$

P : pression du gaz (en Pa) ; V : volume du gaz (en m^3) ; n : quantité de matière (en mol) ; R : constante universelle des gaz parfaits (= 8,31 $J.K^{-1}.mol^{-1}$) ; T : température (en K).

Attention aux unités : 1L = 1 dm^3 = 10^{-3} m^3.

Conversion de degré Celsius en kelvin : T(K) = T(°C) + 273,15.

Le kelvin est l'unité en système international de la température, elle est fréquemment utilisée.

La pression atmosphérique est d'environ un bar : 1 bar = 10^5 Pa.

Ex : une mole de dioxyde de carbone (considéré comme un gaz parfait) à 25°C, à pression atmosphérique occupe un volume de :

$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \times 8{,}31 \times (273{,}15 + 25)}{10^5} \approx 2478 .10^{-5}\ m^3 \approx 24{,}78 .10^{-3}\ m^3 \approx 24{,}78$ L

RENDEMENT: $R = \frac{n_{obtenue}}{n_{théorique}} = \frac{m_{obtenue}}{m_{théorique}}$

C'est le rapport entre la masse ou la quantité de matière obtenue à la fin de la réaction et la masse ou la quantité de matière maximale si tout le réactif limitant avait réagi. On l'exprime en pourcentage.

Ex : Lors d'une réaction chimique on introduit une mole du réactif en défaut, après purification on obtient 0,85 mol de produit, le rendement est $R=\frac{0,85}{1} = 0,85$ soit 85%.

Un rendement ne peut être supérieur à 100%.

ÉQUILIBRER UNE RÉACTION CHIMIQUE

PRINCIPE DE LAVOISIER :

« RIEN NE SE PERD, RIEN NE SE CRÉE, TOUT SE TRANSFORME »

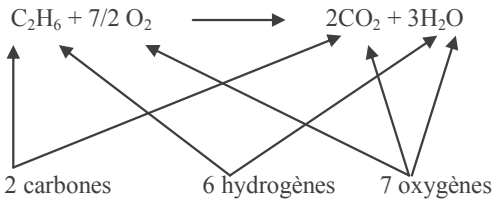
Antoine de Lavoisier (1743-1794).

Lors d'une réaction chimique il y a conservation de la matière et de la charge. Ainsi il y a autant de charges et d'atomes du côté des réactifs et du côté des produits.

Équilibrer une réaction chimique se fait en plusieurs étapes :

- Identifier tous les atomes présents.
- A l'aide des chiffres en indice à droite de l'élément, déterminer le nombre d'atomes d'un côté et de l'autre de la flèche.
- Si ce nombre est identique il n'y a rien à faire, sinon il convient d'équilibrer en multipliant par un coefficient stœchiométrique.
- Procéder de même pour chaque atome.
- Vérifier à la fin que tous les atomes sont équilibrés.
- En cas de présence de charges le principe est identique, en faisant attention à celles-ci.

Ex : Equilibrez la réaction de combustion de l'éthane (C_2H_6)



Note : Ici, l'oxygène apparaissant dans plus de deux molécules, c'est le plus délicat à équilibrer, il convient de le faire en dernier en ajoutant le nombre adéquat de dioxygène.

ÉQUATION BILAN ET QUANTITÉ DE MATIÈRE

Soit une équation bilan générale d'une réaction :

$$\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$$

α, β, γ et δ sont les coefficients stœchiométriques, A et B les réactifs et C et D les produits.

Les coefficients stœchiométriques donnent les proportions dans lesquelles les réactifs sont consommés et les produits sont formés.

$$\frac{n_A^{consommé}}{\alpha} = \frac{n_B^{consommé}}{\beta} = \frac{n_C^{formé}}{\gamma} = \frac{n_D^{formé}}{\delta}$$

Cette égalité est très utile pour effectuer les calculs rapidement lors de la résolution d'exercices, ou pour déterminer la nature du réactif limitant la réaction.
Le réactif limitant est celui qui présente le rapport (nombre de moles initial)/(coefficient stœchiométrique) le plus petit.

TABLEAU D'AVANCEMENT

L'avancement, souvent noté x, correspond soit au nombre de moles de produit formé si ce produit a un coefficient stœchiométrique de 1, soit au nombre de moles de réactif consommé si ce réactif a un coefficient stœchiométrique de 1.
Autrement dit, c'est le nombre de transformations effectuées, à un instant donné de la réaction.
On utilise aussi parfois l'avancement volumique, noté y, qui a les dimensions d'une concentration.

Un tableau d'avancement prend la forme suivante

Etat	**avancement**	αA + βB		→ γC	+ δD
Initial	x=0	n_i(A)	n_i (B)	0	0
Intermédiaire	X	n_i (A)- αx	n_i (B)- βx	γx = n(C)	δx= n(D)
Final	x_f	n_i (A)- αx_f	n_i (B)- βx_f	γx_f= n_f(C)	δx_f= n_f(D)

Ce tableau peut notamment servir à déterminer le réactif limitant :
On calcule x pour que le nombre de mole de réactif résiduel soit nul, et ce pour tous les réactifs. Le réactif pour lequel le x calculé est le plus petit est le réactif limitant.
On constate que, pour calculer l'avancement, on pourra utiliser : $x = \frac{n(C)}{\gamma} = \frac{n(D)}{\delta}$

Notation usuelle :
x_{max} : avancement maximal ; soit réaction totale, soit théorique.
x_f : avancement final ; réaction partielle (équilibre entre produits et réactifs).

ATOMISTIQUE

La brique de base de la matière est l'atome. Cet atome est lui-même constitué de différentes particules. Les solides, liquides et gaz qui nous entourent sont constitués soit d'atomes, soit de molécules (assemblage de deux à plusieurs milliers d'atomes).

1. Le modèle de l'atome

Les atomes sont des entités **électriquement neutres** constituées d'un **noyau**, chargé positivement, et d'**électrons**, chargés négativement, en mouvement autour du noyau.
Le **noyau est chargé positivement** et est constitué des **nucléons** : les **protons** (chargés positivement) et les **neutrons** (non chargés).
Le **nuage électronique est chargé négativement** et est constitué d'**électrons** (chargés négativement) qui **gravitent** autour du noyau.
Un atome est **électriquement neutre**. Il contient donc **autant d'électrons que de protons**.

2. Caractéristiques de l'atome

a. Caractéristiques de l'électron, du proton et du neutron

Ils sont caractérisés par leur charge et leur masse. On note : $\boldsymbol{e = 1,6.10^{-19}\ C}$ la charge **élémentaire**.

Particule	Proton	Neutron	Électron
Masse	$m_p \approx m_n \approx 1{,}67.10^{-27}$ kg	$m_n \approx 1{,}67.10^{-27}$ kg	$m_e \approx 9{,}1.10^{-31}$ kg
Charge	$q_p = +e = 1{,}6.10^{-19}$ C	$q_n = 0$ C	$q_e = -e = -1{,}6.10^{-19}$ C

Remarque importante : le kilogramme, bien qu'unité du système international, n'est pas adapté à l'ordre de grandeur des masses des constituants de l'atome. On utilisera plus souvent dans ce domaine l'unité de masse atomique (u.m.a.) :

$$\mathbf{1\ u.m.a. \approx 1{,}66054 \times 10^{-27}\ kg}$$

b. Notations

Un nucléide est une espèce nucléaire ou noyau atomique caractérisé par son nombre de protons et de neutrons. On le note :

$$^{A}_{Z}X$$

X est une notation pour désigner le nom de l'élément chimique. Par extension on utilise la même notation pour les nucléides (noyau) et les atomes (noyau et nuage électronique).
Exemples : H : hydrogène Na : sodium O : oxygène

Le numéro atomique Z, ou nombre de charges, est égal au nombre de protons du noyau. Pour un atome **le nombre d'électrons vaut Z aussi** pour assurer la neutralité électrique de l'atome. Un **élément chimique** est défini de manière unique par son numéro atomique **Z.**

Le nombre de masses A est le nombre de nucléons (constituants du noyau) du nucléide, i.e. neutrons et protons.
Le nombre de neutron N est déduit de A et de Z : $\boldsymbol{N = A - Z}$

Les données A et Z identifient totalement le nucléide considéré.

c. Structure électronique de l'atome

D'après notre modèle, les électrons se répartissent autour du noyau selon une règle de minimisation de l'énergie.

Les électrons autour de l'atome se répartissent en couches successives appelées niveaux d'énergie. Ces couches sont représentées par un nombre quantique noté **n** qui prend des valeurs entières (1, 2, 3, …), ou sont nommées par une lettre : **K, L, M, ...**

Nombre quantique n	1	2	3	4	…
Couche	K	L	M	N	…

Les électrons des premières couches sont les plus fortement liés au noyau. Ils sont appelés **électrons de cœur**.
Les électrons de la dernière couche sont dits **périphériques, externes ou de valence**. La couche sur laquelle ils sont situés est appelée **couche de valence**. **Les électrons de valence sont responsables des liaisons que peut faire l'atome, ou des ions qu'il peut générer** puisque c'est cette couche d'électrons qui pourra « rentrer en contact » avec la couche électronique de valence d'un autre atome. **Ce sont donc les électrons de valence qui sont responsables des propriétés chimiques d'un atome**, d'où l'importance de l'étude de la couche de valence en chimie. En utilisant la règle de l'octet on peut prévoir notamment la formation des ions.
Chaque couche électronique n'admet qu'un nombre limité d'électrons.

Principe de Pauli
La couche électronique de nombre quantique **n** peut contenir au plus $2n^2$ électrons.

II. L'élément chimique

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z.
Inversement, Z caractérise un élément chimique.

Pour un même élément (même Z), le nombre de masse A peut être différent, et donc le nombre de neutrons aussi. **Deux nucléides différents ayant le même numéro atomique sont des isotopes**.

Des isotopes ont le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent. Ils **correspondent au même élément chimique**, donc **ils ont les mêmes propriétés chimiques**.

Exemples : Hydrogène : $\underbrace{{}^{1}_{1}H}_{Hydrog\grave{e}ne}$; $\underbrace{{}^{2}_{1}H}_{Deut\acute{e}rium}$; $\underbrace{{}^{3}_{1}H}_{Tritium}$

Cuivre : ${}^{63}Cu$; ${}^{65}Cu$

Au total, 118 éléments chimiques ont été observés à ce jour. Leurs numéros atomiques vont de 1 à 118. Parmi ceux-ci, 94 éléments se rencontrent dans le milieu naturel.

III. Le tableau périodique des éléments (TPE)

C'est le chimiste russe **Dimitri Ivanovitch Mendeleïev** (1834 – 1907), qui a publié en 1869 la première classification périodique sous forme de tableau.

1. Présentation

Dans la classification périodique, les éléments sont classés par **numéro atomique Z croissant**. Chaque case correspond à un élément. **Tous les isotopes de cet élément sont donc dans une même case**. Chaque ligne du tableau est appelée une **période**.
Au long d'une période, il y a remplissage progressif d'une couche électronique. **Le numéro de la ligne correspond donc au nombre quantique n de la couche. (**Cf Tableau périodique)

2. Utilité

Chaque colonne du tableau est appelée un **groupe** ou une **famille**. **Le long d'une colonne, les atomes présentent la même structure de valence. Ils ont donc des propriétés chimiques très proches**.

. Structure électronique de l'atome

D'après notre modèle, les électrons se répartissent autour du noyau selon une règle de minimisation de l'énergie : on parle d'un modèle énergétique probabiliste.

Les électrons autour de l'atome se répartissent en couches successives appelées niveaux d'énergie. Ces couches sont représentées par un nombre quantique noté **n** qui prend des valeurs entières (1, 2, 3, …), ou sont nommées par une lettre : **K, L, M, ...**

Nombre quantique n	1	2	3	4	……
Couche	K	L	M	N	……

Les électrons des premières couches sont les plus fortement liés au noyau. Ils sont appelés **électrons de cœur**.

Les électrons de la dernière couche sont dit **périphériques, externes ou de valence**.La couche sur laquelle ils sont situés est appelée **couche de valence**.

Les électrons de valence sont responsables des liaisons que peut faire l'atome, ou des ions qu'il peut engendrer puisque c'est cette couche d'électrons qui pourra « rentrer en contact » avec la couche électronique de valence d'un autre atome. **Ce sont donc les électrons de valence qui sont responsables des propriétés chimiques d'un atome**, d'où l'importance de l'étude de la couche de valence en chimie. En utilisant la règle de l'octet on peut prévoir notamment la formation des ions.

Chaque couche électronique n'admet qu'un nombre limité d'électrons.

Principe de Pauli

La couche électronique de nombre quantique **n** peut contenir au plus $2n^2$ électrons.

Couches électroniques

Dans chacune des couches électroniques, les électrons se répartissent dans des orbitales schématisées par une ou plusieurs cases quantiques. Ces cases sont des 'lieux' dans lesquels les électrons ont une forte probabilité de présence. Chaque case peut contenir 2 électrons. De plus chaque couche est subdivisée en sous orbitales, ou sous-couches.

Première couche : **K** (n=1) $\Rightarrow$ 2 électrons, 1 orbitale **s**
Deuxième couche : **L** (n=2) $\Rightarrow$ 8 électrons, 1 orbitale **s**, 1 orbitale **p**
Troisième couche : **M** (n=3) $\Rightarrow$ 18 électrons, 1 orbitale **s**, 1 orbitale **p**, 1 orbitale **d**

Schéma d'une case quantique : ou ou

Respectivement vide (0 électron) ou avec 1 électron ou pleine (2 électrons).
Il existe 4 types d'orbitales :

Orbitales	S	P	D	F
nombre de cases	1	3	5	7

Donc l'orbitale s contient au maximum 2 électrons, l'orbitale p 6 électrons, l'orbitale d 10 électrons et la f 14 électrons.