UE1 LM02
Sciences chimiques
2026-2027

Ludivine Denil
Marie-Françoise Ghuysen

TABLE DES MATIERES 1

INTRODUCTION 5

1. La chimie 5

2. La matière : généralités 6

3. Description macroscopique de la matière 6

4. Description microscopique de la matière 6
a) Structure atomique de la matière 7
b) Les particules élémentaires (tableau 2) 7
c) Définitions utiles 8

CHAPITRE 1 : NOMENCLATURE DE CHIMIE MINÉRALE 11

1. Etude des nombres d'oxydation (NO) 11

2. Etablir la formule chimique d'une molécule 12

3. Classement des molécules suivant leur fonction 13

4. Nomenclature des composés chimiques minéraux 15
a) Les oxydes basiques MO 15
b) Les oxydes acides M'O 15
c) Les hydroxydes ou bases MOH 16
d) Les oxacides ou acides ternaires HM'O 16
e) Les hydracides ou acides binaires HM' 17
f) Les sels binaires MM' 17
g) Les sels ternaires MM'O 17
h) Les hydrogénosels MHM' et MHM'O 18

5. Exercices résolus 18

6. Exercices proposés 20

7. Réponses aux exercices proposés 21

CHAPITRE 2 : NOMENCLATURE DE CHIMIE ORGANIQUE 24

1. Introduction 24

2. Les hydrocarbures 24

3. Représentation et structure plane (2D) des molécules organiques 26

4. Nomenclature des hydrocarbures 27
a) Hydrocarbures aliphatiques saturés : les alcanes 27
b) Cycles hydrocarbonés : les cyclanes 29
c) Hydrocarbures insaturés : (cyclo)alcènes et (cyclo)alcynes 29
d) Hydrocarbures aromatiques 30

5. Composés hétérosubstitués 30
a) Principaux groupes fonctionnels 30
b) Nomenclature des composés fonctionnalisés 33

6. Exercices proposés 36

7. Solutions 37

CHAPITRE 3 : MODÈLE QUANTIQUE DE L'ATOME SELON SCHRÖDINGER ET CLASSIFICATION PÉRIODIQUE 41

1. Modèle atomique de Schrödinger 41
a) Les quatre nombres quantiques n, l, m, s 42
b) Les différents types d'orbitales 42
c) Répartition des électrons dans les atomes à plusieurs électrons 45
d) Configuration électronique 49

2. La classification périodique des éléments 51
a) Analyse horizontale, par période 51
b) Analyse verticale, par famille ou groupe 52
c) Une propriété périodique importante : l'électronégativité ε 56

3. Exercices 57

4. Solutions 59

CHAPITRE 4 : LIAISONS CHIMIQUES, MODÈLE DE LEWIS ET POLARITÉ DES MOLÉCULES 61

1. Règle de l'octet 61

2. Types de liaisons 62
a) La liaison ionique 62
b) Les liaisons covalentes normales 64
c) Les liaisons covalentes datives 65

3. Stratégie d'écriture des structures de Lewis (exemple : NH_3) 66

4. Forme et polarité des molécules covalentes (Méthode VSEPR) 67
a) Paires électroniques liantes et non liantes 67
b) Classement des formes géométriques 68
c) Polarité des molécules covalentes 69

5. Exercices 70
a) Exercices résolus 70
b) Exercices proposés 70

6. Réponses aux exercices proposés 71

CHAPITRE 5 : ETATS DE LA MATIÈRE ET FORCES INTERMOLÉCULAIRES 75

1. Forces de Van der Waals (< 20 KJ/mol) 76
a) Interaction entre deux dipôles permanents (forces de Keesom ou effet d'orientation) 76
b) Interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit (forces de Debye ou effet d'induction) 77
c) Interaction entre deux dipôles induits (forces de London ou effet de dispersion) 78

2. Liaison hydrogène (20-40 KJ/mol) 78

3. L'état dissous 80
a) Solutions ioniques 81
b) Solutions moléculaires 82

4. Exercices 83

5. Solutions : voir dossier correspondant sur la page HELMo Learn du cours 84

CHAPITRE 6 : MASSE ATOMIQUE, MASSE MOLÉCULAIRE, NOMBRE D'AVOGADRO, MOLE 85

1. Définitions 85
a) Le nombre d'Avogadro 85
b) La mole 85
c) La masse atomique et la masse moléculaire 85
d) La masse molaire 85
e) Le volume molaire d'un gaz 86

2. Exercices proposés 86

3. Réponses aux exercices 88

CHAPITRE 7 : CONCENTRATION ET DILUTION 90

1. Concentration 90
a) Solution 90
b) Concentration d'une solution 90
c) Unités usuelles de concentration 90

2. Dilution 90

3. Exercices proposés 91

4. Exercices supplémentaires 93
a) Solutions préparées à partir d'un solide 93
b) Solutions préparées à partir d'un liquide 93
c) Mélange de solutions 94

5. Exercices divers et non classés 94

6. Réponses aux exercices proposés 95

7. Réponses aux exercices supplémentaires 95
a) Solutions à préparer à partir d'un solide 95
b) Solutions à préparer à partir d'un liquide 95
c) Mélange de solutions 96

8. Réponses aux exercices divers et non classés 96

CHAPITRE 8 : ETUDE DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES 97

1. La réaction chimique et l'équation chimique 97

2. La pondération des équations chimiques 97

3. Equation des réactions sous forme ionique dans l'eau 98
a) Exercices résolus 98
b) Solutions 99

4. Différents types de réaction chimique 99
a) Nature de la réaction 99
b) Mécanisme réactionnel 99
c) Nature du produit formé 99

5. Réaction complète et réaction limitée à un équilibre chimique 100
a) Exemple de réaction complète (Réactifs -> Produits) 100
b) Exemple de réaction limitée à un équilibre (Réactifs ⇌ Produits) 100

6. Etude quantitative de réactions chimiques complètes 100
a) Stoechiométrie 100
b) Exercices proposés 101
c) Réponses aux exercices proposés 105

7. Etude de réactions limitées à un équilibre 108
a) Installation d'un équilibre chimique (figure 35) 108
b) Mise en évidence de la réversibilité d'un équilibre chimique 109
c) Généralisation pour les équilibres chimiques : loi de Guldberg et Waage 110
d) Exercices proposés 113
e) Réponses des exercices proposés 114

CHAPITRE 9 : PONDÉRATION DES ÉQUATIONS REDOX 115

1. Nombre d'oxydation N.O. 115

2. Oxydation, réduction, oxydant, réducteur 116

3. Réaction d'oxydo-réduction (redox) 116

4. Exercices préliminaires 116

5. Exercices résolus 118

6. Exercices proposés 119

7. Réponses aux exercices 120
a) Exercices préliminaires 120
b) Exercices proposés 121

BIBLIOGRAPHIE 123

INTRODUCTION

1. La chimie

La chimie est la science qui étudie les divers constituants de la matière, leurs propriétés, transformations et interactions.

Les principales divisions de la chimie sont : la *chimie analytique*, la *chimie générale* (ou *chimie inorganique*), la *chimie organique* et la *chimie physique*. La chimie analytique identifie les différentes substances et détermine leur composition. Il existe des méthodes pour analyser la plupart des principaux composants d'une substance. En particulier, la chimie clinique est la discipline de médecine de laboratoire qui consiste à mesurer la concentration de nombreuses substances d'intérêt dans le sang ainsi que dans les divers liquides biologiques produits par l'organisme. Traditionnellement, la chimie générale se consacrait à l'étude du comportement des éléments chimiques, à l'exception du carbone et de ses composés traités par la chimie organique. Il s'agissait alors de caractériser des éléments et de mesurer leurs propriétés physiques (point d'ébullition, densité, etc.). La chimie inorganique s'intéresse principalement aujourd'hui aux réactions chimiques que subissent des éléments combinés ainsi qu'à l'identification et à l'étude de nouveaux composés. La chimie physique est l'étude des propriétés physiques des atomes et des molécules à l'état (phase) gazeux, liquide et solide.

Notons que récemment, une nouvelle division de la chimie s'est développée au vu des dernières préoccupations climatiques et environnementales. Il s'agit de la *chimie verte*, qui vise à limiter la pollution et à réduire la toxicité des produits chimiques et des moyens employés pour les fabriquer, ainsi que la quantité de déchets qui reste après leur utilisation.

La chimie désigne à la fois une science mais aussi une industrie. Comme science, elle contribue largement à notre connaissance et à notre compréhension des mécanismes et des lois de la nature. Elle possède un fort pouvoir explicatif du réel, s'étendant à de nombreux domaines (biologie, médecine, écologie, énergie, géologie, minéralogie, etc), y compris celui du vivant. Par exemple, la croissance d'une plante ou le fonctionnement du cerveau relèvent essentiellement de processus chimiques. Dans ce cas, on parle plutôt de biochimie. Par ses réalisations concrètes industrielles, la chimie est devenue une composante omniprésente de notre vie quotidienne et un élément majeur de l'activité économique dans les pays développés. Le tableau 1 résume les principaux domaines d'application de la chimie.

Santé, médecine	Médicaments – Anesthésiques – Contraceptifs – Cosmétiques – Outils de diagnostic
Matériaux	Métaux et alliages – Céramiques – Matières plastiques – Matériaux composites – Fibres textiles synthétiques – Elastomères (caoutchoucs) – Papiers et cartons – Nanomatériaux - Biomatériaux
Agriculture	Produits phytosanitaires : insecticides, pesticides, fongicides - Engrais
Transports, énergie	Carburants, fioul, mazout, gaz, hydrogène, solaire, éolien, bioressources, piles et batteries
Divers	Savons et détergents – Peintures et vernis – Colles et adhésifs – Colorants et pigments colorés – Explosifs – Parfums – Encre – Ecrans à cristaux liquides – « Airbag » - Photographie – Ciments – Adsorbants, recyclage (cycle de vie), etc.

Tableau 1

Cependant, la chimie n'a pas toujours une bonne image auprès du public qui y associe les termes de toxicité et pollution. La chimie est tant que science n'est pourtant ni bonne ni mauvaise ; c'est ce qu'en font les hommes qui l'est éventuellement. Gageons qu'à l'avenir la chimie puisse apporter une réponse

aux grands défis de la société actuelle, à savoir la protection de l'environnement et la transition énergétique.

2. La matière : généralités

La matière occupe un *espace* et est caractérisée par une *masse.* Celle-ci peut exister sous forme solide, liquide ou gazeuse ; ce sont les trois états de la matière. Le changement d'état correspond au passage d'un état à un autre.

On peut caractériser la matière avec ses *propriétés physiques* et ses *propriétés chimiques*. On peut observer une propriété physique sans que ne soit modifiée la composition d'une substance. Ainsi, lorsqu'on dissout du sucre dans l'eau, il y a « disparition » du solide mais la nature des substances en présence n'est pas modifiée. L'évaporation de l'eau permet de récupérer ce sucre. Cette propriété physique s'appelle la solubilité (dans l'eau ici). On peut observer les propriétés chimiques d'une substance lorsqu'elle subit un changement de sa nature. Par exemple, si on plonge un clou en fer dans une solution d'acide chlorhydrique, il disparaît peu à peu pendant que se dégagent des bulles d'un gaz (dihydrogène). Il se forme par ailleurs une autre substance (chlorure ferreux) que l'on peut récupérer sous forme de cristaux en évaporant la solution. Il y a eu une transformation (réaction) chimique qui a permis de changer une substance en une autre.

3. Description macroscopique de la matière

Un **corps pur** a une composition définie. Tout corps pur présente des propriétés physico-chimiques caractéristiques qui permettent de l'identifier. Un échantillon d'un corps pur présentera des propriétés identiques à celles de l'ensemble. Plusieurs millions de corps purs sont actuellement connus ; on peut citer par exemple, l'eau distillée, le sel de cuisine, le cuivre, etc.

Deux ou plusieurs corps purs peuvent s'associer physiquement (sans réaction chimique) pour former un **mélange**. La composition des mélanges n'est pas constante. Ainsi, l'eau minérale achetée dans le commerce est un mélange de différents sels dissous dans l'eau. La composition d'une eau minérale diffère d'une marque à l'autre. Parmi les mélanges, on distingue les *mélanges homogènes* et les *mélanges hétérogènes*. Les mélanges homogènes ont une composition uniforme comme du sirop de menthe dans de l'eau. Tandis qu'on peut distinguer les différents constituants d'un mélange hétérogène (exemple : mélange d'eau et d'huile ou de sable et d'eau, limonade). Quel que soit le type de mélange, des méthodes de séparation physique permettent de le séparer en ses différents constituants. Dans le cas d'un mélange hétérogène, il s'agit souvent de méthodes simples comme la décantation qui permet de séparer par exemple l'eau et l'huile sous l'effet de la gravité (l'huile étant moins dense se trouve alors au-dessus de l'eau). La cristallisation permet de récupérer les différents sels dissous dans l'eau de mer (mélange hétérogène) après chauffage et évaporation de l'eau.

Au contraire des mélanges, les corps purs ne peuvent être séparés en leurs constituants à l'aide de méthodes physiques. Il faut alors faire appel à des méthodes chimiques.

4. Description microscopique de la matière

Les corps purs sont constitués d'*éléments*. Un **élément** est une substance qui ne peut être décomposée en ses parties constitutives sans perdre son identité chimique. On dénombre actuellement 118 éléments chimiques dont 94 ont été identifiés sur Terre dans le milieu naturel. Les éléments sont représentés par un **symbole**, noté **X** : une lettre majuscule éventuellement suivie d'une seconde lettre minuscule (ex : N pour l'azote, O pour l'oxygène, Na pour le sodium, Cl pour le chlore, etc).

Parmi les corps purs, on distingue les *corps simples* et les *corps composés*. Un **corps simple** est constitué d'un seul élément tandis qu'un **corps composé** est une combinaison de deux ou plusieurs éléments différents dans des proportions définies.

Même si on ne peut séparer les constituants d'un corps purs par des méthodes physiques, on peut y parvenir via des méthodes chimiques. On peut alors définir la **molécule** comme la plus petite unité d'un corps pur qui conserve les propriétés de celui-ci. Nous y reviendrons plus loin dans le cours.

On peut encore décomposer la molécule en des entités plus petites en ayant recours à des méthodes chimiques. Ainsi, l'**atome** est la plus petite partie identifiable d'une substance pure.

Un *corps simple* sera dès lors constitué d'un ou plusieurs atomes d'un même élément (ex : He l'hélium constitué d'un atome d'hélium, O_2 le dioxygène constitué de deux atomes d'oxygène O, S_8 le soufre constitué de huit atomes de soufre S).
Un *corps composé* sera constitué de molécules résultant de la combinaison d'atomes d'au moins deux éléments différents dans des proportions définies. C'est le cas de l'eau distillée qui est composée de molécules d'eau H_2O, chacune formée par la combinaison de deux atomes d'hydrogène H et d'un atome d'oxygène O.

a) Structure atomique de la matière

Les découvertes réalisées par **John Dalton** à la fin du 18ème siècle le conduisirent à établir la *théorie atomique de la matière* qui repose sur les hypothèses suivantes :

a) Chaque élément est composé de minuscules atomes indivisibles ;
b) Les atomes d'un élément sont tous semblables mais ils sont différents des atomes d'autres éléments ;
c) Les substances composées sont constituées de groupes d'atomes appelés molécules ;
d) Lors d'une réaction chimique, les atomes vont s'unir, se séparer ou se réarranger pour former de nouvelles molécules.

Un chimiste russe du nom de **Dimitri Mendeleïev** eut alors l'idée de classer les éléments dans un tableau dans l'ordre croissant de leur masse atomique, en laissant des cases vides à intervalles réguliers. La classification présentait un schéma périodique : chaque colonne contenait des éléments chimiquement semblables. Il s'agit du *tableau périodique des éléments* dont nous reparlerons plus loin.

Mais comment expliquer la périodicité ? De quoi sont faits les atomes ?

b) Les particules élémentaires (tableau 2)

Sur base des expériences réalisées faisant suite à la découverte de l'électricité, les chimistes ont fait l'hypothèse que les atomes étaient composés « d'éléments électriques ». Voici l'idée…

- Les atomes sont faits de petites particules chargées électriquement et de particules neutres.
- Les **électrons** sont des particules chargées négativement ; ils sont légers et se déplacent facilement. Leur masse est négligée la plupart du temps.
- Les **protons** sont des particules chargées positivement ; ils sont environ 1800 fois plus lourds que les électrons.
- Les **neutrons** sont des particules électriquement neutres ; ils ont une masse proche de celle des protons.

- Chaque atome contient le même nombre de charges positives et négatives ; sa charge globale étant dès lors neutre.
- Toutefois, un (ou plusieurs) électron peut être arraché à un atome ; celui-ci est alors chargé positivement et devient un **ion[1] positif** appelé **cation**.
- De même, un atome peut gagner un (ou plusieurs) électron(s) et possède alors une charge négative ; cet **ion négatif** est appelé **anion**.
- Les neutrons et les protons sont rassemblés au centre de l'atome pour former le **noyau[2]** ; d'où leur nom de **nucléons**. Les électrons gravitent quelque part autour du noyau dans des **nuages électroniques,** zones de forte probabilité de présence ou « orbitales[3] ».

Particule élémentaire	Proton	Neutron	Electron
Symbole	p^+	n°	e^-
Charge relative	+1	0	-1
Masse	$\approx 1{,}673.10^{-24}$ g	$\approx 1{,}675.10^{-24}$ g	$\approx 0{,}00091.10^{-24}$ g
Localisation	noyau	noyau	nuages électroniques

Tableau 2

c) Définitions utiles

Afin d'illustrer les concepts qui suivent, prenons un exemple : l'élément carbone qui est représenté par le symbole chimique C. D'ordinaire, le noyau d'un atome de carbone se compose de 12 particules : 6 protons de charge positive et 6 neutrons de charge neutre. La charge des protons est équilibrée par 6 électrons négatifs formant le nuage électronique de sorte que l'atome est électriquement neutre.

Le **numéro atomique** d'un élément, noté **Z**, indique le nombre de protons dans son noyau. Celui du carbone est 6. Un élément est défini par son numéro atomique.

Le **nombre de masse** de l'atome, noté **A**, témoigne de la masse de l'atome qui est fonction de la quantité de nucléons (protons et neutrons). Près de 99% des atomes de carbone sur Terre ont 6 protons et 6 neutrons. C'est pourquoi on parle de carbone 12 (que l'on écrit aussi ^{12}C), dont la masse est très proche de celle de 12 particules élémentaires.

Remarque : on note N le nombre de neutrons d'un élément => A = Z + N.

Les chimistes ont défini l'**unité de masse atomique** ou **u.m.a.** (figure 1) qui correspond exactement à un douzième de la masse d'un atome de carbone 12. Par définition, la masse de l'atome de carbone le plus courant est précisément 12,00000 uma.

[1] Ion : particule chargée électriquement.

[2] Le diamètre du noyau est de $\pm 10^{-15}$m alors que la taille d'un atome est d'environ 10^{-10}m. L'atome est donc pratiquement un espace vide !

[3] Nous reviendrons sur cette notion d'orbitale avec le modèle atomique quantique de Schrödinger dans le chapitre consacré à la structure électronique de l'atome.



Figure 1

1 uma = $1{,}6605.10^{-24}$ g
$m_{p+} \cong$ 1 uma (1,0073)
$m_{n^\circ} \cong$ 1 uma (1,0087)
$m_{e-} =$ 0,00055 uma

Toutes les autres masses atomiques sont calculées à partir de cette référence (1/12 de la masse d'un atome de ^{12}C). On parle donc de **masse atomique relative** symbolisée **Ar (en uma)**.

Question 1 : Grâce au tableau périodique disponible sur HELMo Learn, complétez le tableau qui suit.

Elément	Notation symbolique	Nbr. p^+	Nbr. n^0	Nbr. e^-	Nombre de masse
	$^{37}_{\ldots\ldots}Cl$				
Zinc		30			65
			20	20	
Lanthane			80		

On a mentionné jusqu'à présent l'atome de carbone le plus courant ($^{12}_{6}C$). Les atomes de carbone restant (1,1%) ont respectivement 7 et 8 neutrons. Ils ont également 6 protons (sinon il ne s'agit pas de carbone). Ce sont donc des atomes de carbone 13 ($^{13}_{6}C$) et de carbone 14 ($^{14}_{6}C$). Ils sont sensiblement plus lourds que les atomes de carbone 12. Ainsi, le ^{12}C, le ^{13}C et le ^{14}C sont des *isotopes* du carbone.

Les **isotopes** d'un élément ont le même nombre de protons et donc d'électrons pour rester neutres mais un nombre différent de neutrons. Les isotopes d'un même élément ont *des propriétés chimiques identiques* mais des *propriétés physiques différentes (stables ou radioactifs [4] notamment)*. Par exemple, l'hydrogène a 3 isotopes (figure 2) tandique que l'uranium en possède 17, tous radioactifs dont seulement 3 sont présents à l'état naturel sur Terre (figure 3). L'un d'eux est présent à plus de 99% : l'uranium 238.

[4] Radioactif : qui possède la propriété de perdre spontanément de leur masse en émettant des particules ou des rayonnements électromagnétiques.

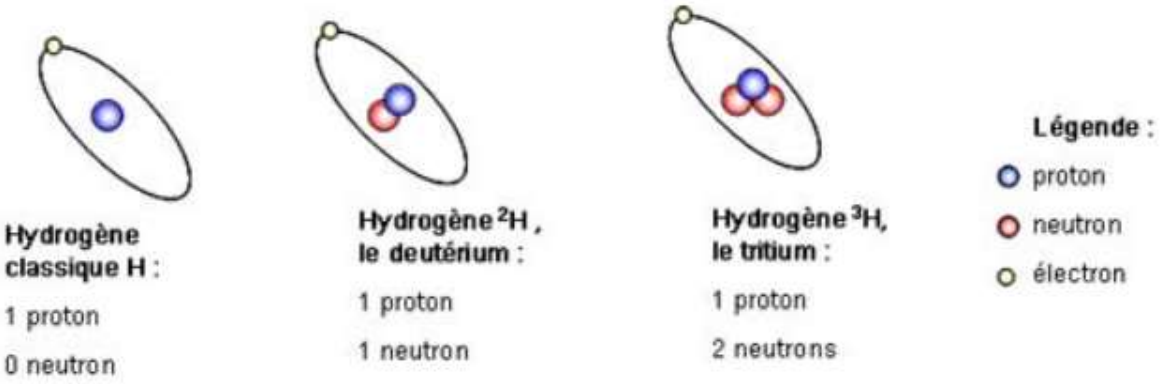


Figure 2

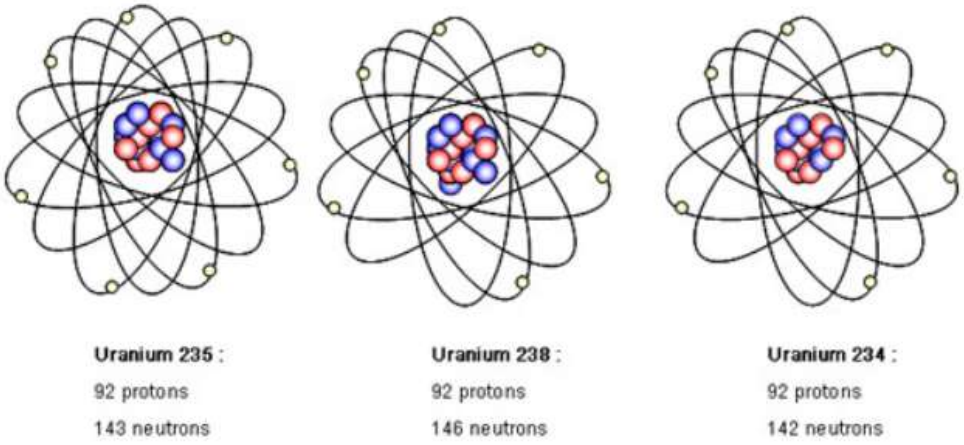


Figure 3

La masse atomique relative des éléments se trouvant dans le tableau périodique se calcule en prenant la moyenne des masses atomiques des isotopes constituant l'élément, en tenant compte de l'abondance (en %) de chacun des isotopes. Plus l'isotope d'un élément est abondant (courant) dans la nature, plus sa masse contribuera lors du calcul de la masse atomique de l'élément en question. Ainsi, pour l'élément carbone, l'isotope ^{12}C (figure 4) étant le plus abondant (99%), la masse atomique (relative) du carbone est proche de 12 uma.

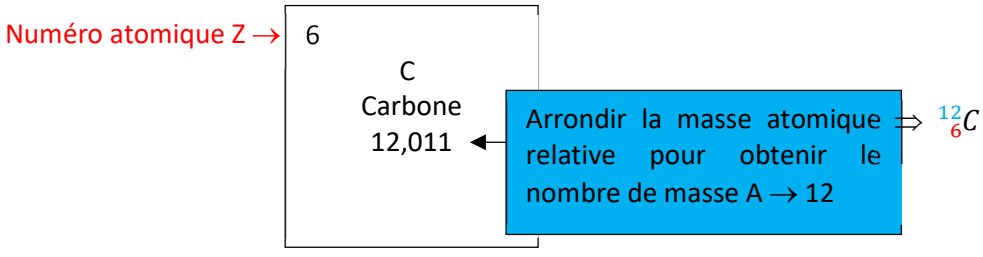


Figure 4

Question 2 : Les noyaux de quatre nucléides A, B, C et D sont décrits ci-dessous. Parmi ceux-ci, y a-t-il des isotopes d'un même élément ? Si oui, indiquez-en la notation en utilisant le symbole de l'élément concerné.

	A	B	C	D
Nombre de neutrons	26	25	27	27
Nombre de protons	21	22	22	20
Nombre de masse	47	47	49	47

CHAPITRE 1 : NOMENCLATURE DE CHIMIE MINÉRALE

Lors de ce module, vous allez apprendre à nommer les molécules de chimie inorganique. Ainsi vous pourrez, en voyant une formule moléculaire ou ionique d'un composé chimique, le nommer et vice versa. Ceci sera particulièrement utile pour votre travail dans les laboratoires, ainsi que dans les cours. C'est un peu comme si vous appreniez une nouvelle langue, celle de la chimie.

Nous aborderons cet apprentissage en suivant plusieurs étapes…
- L'étude des nombres d'oxydation.
- L'établissement de la formule chimique d'une molécule.
- Le classement des molécules suivant leur fonction et la nomenclature correspondant à ces fonctions.

1. Etude des nombres d'oxydation (NO)

Définitions : Le nombre d'oxydation d'un atome est le nombre d'électron(s) qu'il a perdu(s) ou gagné(s) par rapport à l'atome neutre, quand il se trouve associé à d'autres atomes dans une molécule ou un ion. Le nombre d'oxydation représente la charge réelle portée par un ion monoatomique ou la charge formelle d'un atome dans une molécule ou dans un ion polyatomique.

Remarque : on utilise aussi les chiffres romains pour indiquer les NO.
Exemple : le Fe (III) qui a un NO = +3 ; le Sn (IV) qui a un NO = +4.

Règles pour attribuer le nombre d'oxydation d'un élément :

1) Le NO d'un élément qui n'est pas combiné à d'autres éléments vaut 0.

Exemples : le NO du Fe vaut 0 ; le NO de S dans S_2 vaut 0.

2) Dans leurs composés, le NO des métaux de la famille IA (1ère colonne du tableau périodique) vaut +1, le NO des métaux de la famille IIA (2ème colonne du tableau périodique) vaut +2.

Exemples : le NO de Na dans Na2SO4 vaut +1 ; le NO de Ca dans Ca3(PO4)2 vaut +2.

3) La somme des NO de tous les atomes d'une espèce est égale à sa charge totale.

Exemples : la somme des NO des atomes de la molécule C_2H_5OH vaut 0 ; la somme des NO des atomes de l'ion SO_4^{-2} vaut -2.

4) Dans ses composés, le NO de l'hydrogène vaut +1, sauf dans ses combinaisons avec les métaux des familles IA et IIA où son NO vaut -1.

Exemples : le NO de H dans HCl vaut +1 ; le NO de H dans NaH vaut -1.

5) Dans ses composés, le NO de l'oxygène vaut -2. Il y a toutefois des exceptions. Dans les composés où deux atomes d'oxygène sont liés l'un à l'autre comme dans les peroxydes, le NO de O vaut -1. On trouve de rare cas où il est 1/2. Dans OF_2, le NO de O vaut +2.

Exemples : le NO de O dans H_2O vaut-2 ; le NO de O dans H_2O_2 vaut -1.

6) Le NO du fluor vaut -1 dans tous ses composés.

7) Le NO des autres halogènes (famille VIIa) vaut -1 dans tous leurs composés, sauf avec l'oxygène ou avec un autre halogène placé plus haut dans le tableau périodique.

Exemples : le NO de Br dans HBr vaut -1 ; le NO de Br dans BrO^- vaut +1.

Liste des principaux NO :

Groupe a		Groupe b
H : + I (- I)		Cr : + III, + VI, + II
O : - II (- I)		Mo : +III, + VI, + IV
Colonne Ia (métaux alcalin) : + I		Mn : + II, + VII, + VI, + IV, + III
Colonne IIa (alcalino-terreux) : + II		Fe : + II, + III
Colonne IIIa : B, Al, Ga : + III		Co : + II, + III
Colonne IVa :	C : + IV ; + II	Ni, Zn, Cd : + II
	Si : + IV	Pd : + II, + IV
	Ge, Sn, Pb : + IV ; + II	Pt : + II, + IV
Colonne Va :	N : + III, - III, +V, +IV, +II, (+I)	Cu : +II, + I
	P, As, Sb : + III, - III, + V	Ag : + I
	Bi : + III, + V	Au : + III, + I
Colonne VIa :	S : + VI, + II, - II, + IV	Hg : + II, + I
	Se, Te : + VI, - II, + IV	Ti : +II, +III, +IV
Colonne VIIa :	F : - I	
	Cl, Br, I : - I, + I, + III, + V, + VII	

2. Etablir la formule chimique d'une molécule

Pour « fabriquer » une molécule à partir de ses ions, on ramène la structure à une structure binaire et, pour donner l'indice stoechiométrique d'une des deux parties, on croise les NO. On simplifie les indices stœchiométriques le cas échéant.
Exemples :

Fe^{3+} et $Cl^{-} \Rightarrow FeCl_3$ → on a 1 Fe (cfr NO de Cl) et 3Cl (cfr NO Fe)

Na^{+} et $SO_4^{2-} \Rightarrow Na_2SO_4$ → on a 2 Na (cfr NO de SO_4) et 1 SO_4 (cfr NO Na)

Fe^{2+} et S^{2-} => FeS (Fe_2S_2 que l'on simplifie)

On peut en utilisant la même démarche établir également la formule de molécules non ioniques, par exemple les **oxydes**.
Formons les 4 oxydes du chlore dont les NO sont +7, +5, +3 et +1.

NO +7 -2
Cl O → si on croise les NO on obtient Cl_2O_7

NO +5 -2
Cl O → si on croise les NO on obtient Cl_2O_5

NO +3 -2
Cl O → si on croise les NO on obtient Cl_2O_3

NO +1 -2

Cl O → si on croise les NO on obtient Cl_2O

Pour les **acides**, ont peu utiliser la même méthode (on prend comme formule générale HA où A peut être un groupement).
$HClO_4$ est fait de
NO +1 -1
H^+ et ClO_4^-
HF est fait de
NO +1 -1
H^+ et F^-
H_3PO_4 est fait de
NO +1 -3
H^+ et PO_4^{3-}

3. Classement des molécules suivant leur fonction

Dans le tableau périodique (figure 5), on peut distinguer *5 sortes d'atomes* :

a) L'**hydrogène H** qui, ne possédant qu'un seul électron, est un « cas » un peu à part. Il existe à température ordinaire et sous pression atmosphérique sous forme de gaz.
b) Les **métaux** : il s'agit des éléments des colonnes 1 à 13 (sauf le bore B) du tableau périodique. Les lanthanides et les actinides sont aussi des métaux. On les notera **M**. Ils perdent facilement des électrons.
c) Les **non-métaux** : il s'agit des éléments des colonnes 15 à 18 du tableau périodique. On les notera **M'**. Ils gagnent facilement des électrons.
d) Entre eux : pour les familles 13 à 17, il existe des éléments au propriétés intermédiaires. Ce sont les **métalloïdes**. Certains (en haut de colonne) ont un comportement non-métallique prédominant ; les autres (en bas de colonne) se comportent majoritairement comme des métaux.
e) Les **gaz rares**, peu réactifs, donnent peu de composés chimiques.

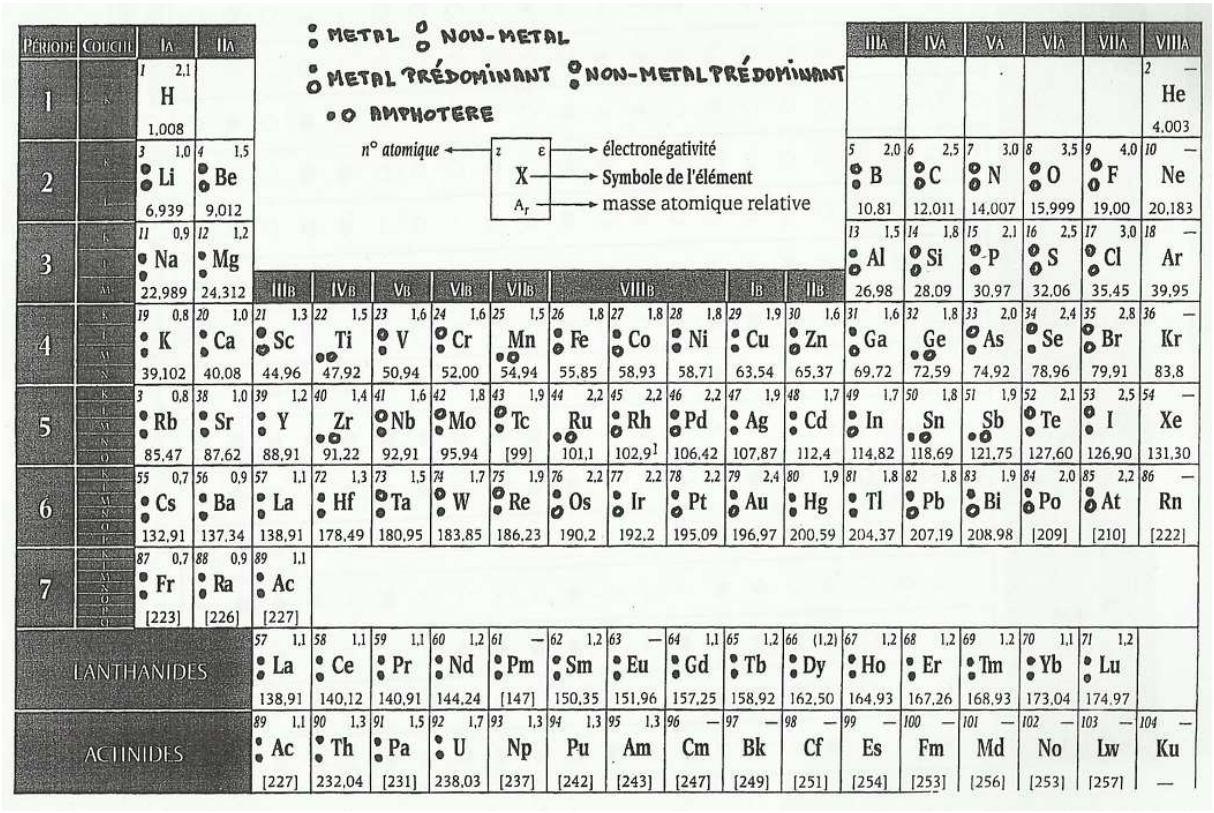


Figure 5

La figure 6 illustre la réactvité des éléments. Sur base de cette réactivité, on peut définir *8 fonctions* pour les composés chimiques minéraux :

1. les oxydes basiques MO,
2. les oxydes acides M'O,
3. les hydroxydes ou bases MOH,
4. les oxacides ou acides ternaires HM'O,
5. les hydracides ou acides binaires HM',
6. les sels binaires MM',
7. les sels ternaires MM'O,
8. les hydrogénosels MHM' et MHM'O.

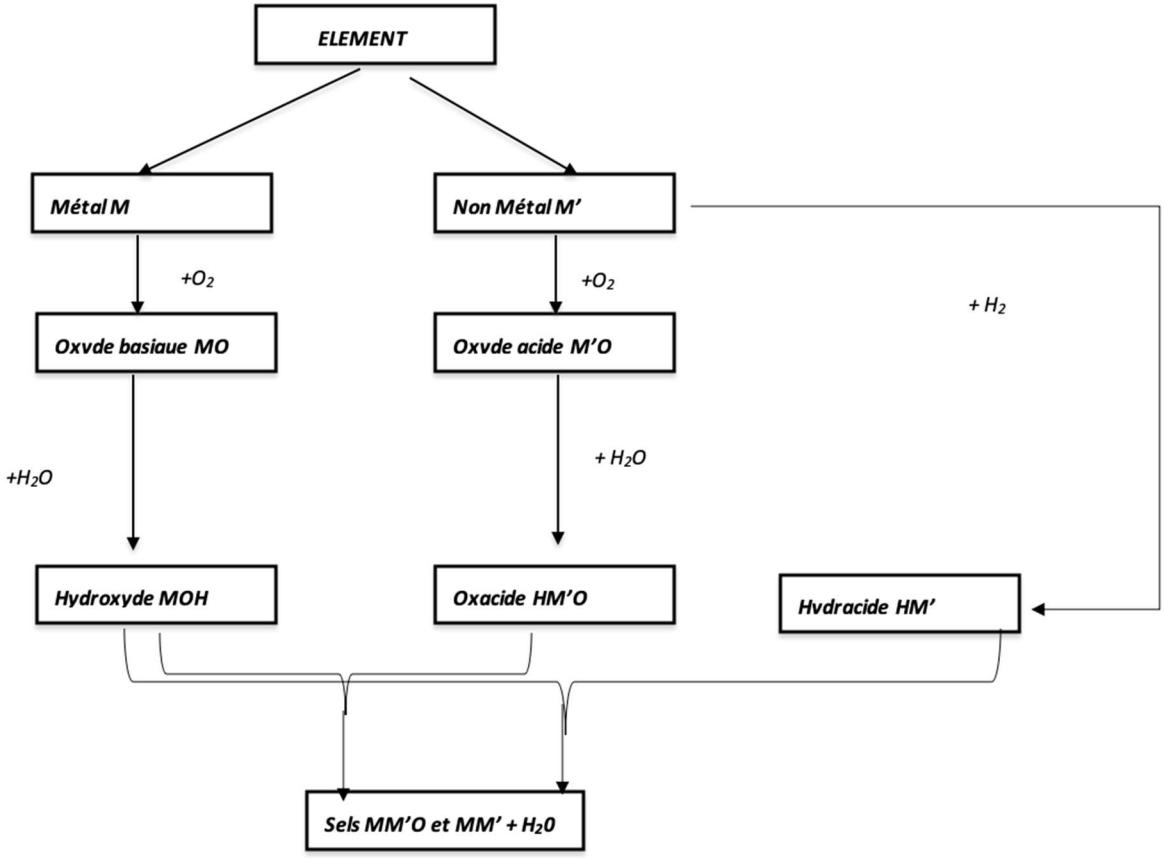


Figure 6

4. Nomenclature des composés chimiques minéraux

a) Les oxydes basiques MO

Métal M + oxygène O → oxyde basique MO
Exemples (<u>équations non pondérées</u>) : Na + O → Na_2O oxyde de sodium
Fe + O → Fe_2O_2 = FeO oxyde de fer II
Fe + O → Fe_2O_3 oxyde de fer III

Nom des oxydes basiques :
OXYDE DE …(METAL)…VALENCE SI BESOIN [#]

[#] Le NO se place à la fin lorsque l'élément en possède plusieurs possibles.

b) Les oxydes acides M'O

NON Métal M' + oxygène O → oxyde acide M'O
Exemples (<u>équations non pondérées</u>) : Cl^1 + O→ Cl_2O hémioxyde de chlore
P^3 + O → P_2O_3 sesquioxyde de phosphore
S^6 + O → SO_3 trioxyde de soufre

Nom des oxydes acides :
PREFIXE [#]…OXYDE DE …(NONMETAL)

[#] Le préfixe dépend du rapport des indices stœchiométriques O/M' (tableau 3).

	Rapport O/M'	Préfixe
M'_2O	1/2	Hémi
$M'O$	1/1	Mono
M'_2O_3	3/2	Sesqui (ou hémitri)
$M'O_2$	2/1	Di (ou bi)
M'_2O_5	5/2	Hémipent
$M'O_3$	3/1	Tri
M'_2O_7	7/2	Hémihept

Tableau 3

c) Les hydroxydes ou bases MOH

Oxyde basique MO + eau → hydroxyde MOH
Exemples (équations non pondérées) :
$Na_2O + H_2O \rightarrow Na^1 + OH^1 = NaOH$ = hydroxyde de sodium
$Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe^3 + OH^1 = Fe(OH)_3$ = hydroxyde de fer III

Nom des hydroxydes :
HYDROXYDE DE…METAL…VALENCE SI BESOIN

d) Les oxacides ou acides ternaires HM'O

Oxyde acide $M'O + H_2O \rightarrow$ oxacide HM'O
Exemples (équations non pondérées) :
$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ Sulfate d'hydrogène (ou acide sulfurique)
$Cl_2O + H_2O \rightarrow HClO$ Hypochlorite d'hydrogène
$Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow HClO_2$ Chlorite d'hydrogène
$Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow HClO_3$ Chlorate d'hydrogène (ou acide chlorique)
$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow HClO_4$ Perchlorate d'hydrogène (ou acide perchlorique)

Nom des oxacides :
(HYPO OU PER)…NOM METAL–ITE OU ATE D'HYDROGENE
Ou …ACIDE (HYPO OU PER) NOM METAL-IQUE OU EUX

Le tableau 4 reprend la liste des principaux ions polyatomiques dont certains sont utilisés dans la nomenclature des oxacides.

Per…ate	…ate	…ite	Hypo…ite	Autres
ClO_4^- perchlorate	ClO_3^- chlorate	ClO_2^- chlorite	ClO^- hypochlorite	
BrO_4^- perbromate	BrO_3^- bromate	BrO_2^- bromite	BrO^- hypobromite	
IO_4^- periodate	IO_3^- iodate	IO_2^- iodite	IO^- hypoiodite	I_3^- triiodure
	NO_3^- nitrate	NO_2^- nitrite		NH_4^+ ammonium
MnO_4^- permanganate	MnO_4^{2-} manganate			
SO_5^{2-} persulfate	SO_4^{2-} sulfate $S_2O_3^{2-}$ thiosulfate	SO_3^{2-} sulfite		
	PO_4^{3-} phosphate	PO_3^{3-} phosphite		PH_4^+ phosphonium
	BO_3^{3-} borate			
	SiO_4^{4-} silicate			
	CrO_4^{2-} chromate $Cr_2O_7^{2-}$ dichromate			
	CO_3^{2-} carbonate $C_2O_4^{2-}$ oxalate CH_3COO^- acétate			
	SCN^- thiocyanate			CN^- cyanure
				OH^- hydroxyde O_2^{2-} peroxyde

Tableau 4

e) Les hydracides ou acides binaires HM'

Hydrogène H + non métal M' → hydracide HM'
Exemples (équations non pondérées) :
$H + S \rightarrow H_2S$ Sulfure d'hydrogène
$H + Cl \rightarrow HCl$ Chlorure d'hydrogène

Nom des hydracides :
NON METAL– URE D'HYDROGENE
Ou ACIDE NON METAL– HYDRIQUE

f) Les sels binaires MM'

Métal M^{y+} + Non métal $(M')^{x-}$ → sel binaire $M_x(M')_y$
Exemples (équations non pondérées) :
$Fe^{3+} + Cl^- \rightarrow FeCl_3$ Chlorure de fer III
$Na^+ + S^{2-} \rightarrow Na_2S$ Sulfure de sodium

Nom des sels binaires :
NON METAL–URE DE METAL…VALENCE SI BESOIN

g) Les sels ternaires MM'O

Métal M^{y+} + Radical d'acide ternaire $(M'O)^{x-}$ → sel ternaire $M_x(M'O)_y$
Exemples (équations non pondérées) :
$Fe^{3+} + SO_4^{2-} \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$ Sulfate de fer III
$Ba^{2+} + ClO_2^- \rightarrow Ba(ClO_2)_2$ Chlorite de baryum

Nom des sels ternaires :
(HYPO OU PER)…NON METAL–ITE OU ATE DE METAL… VALENCE SI BESOIN (cf. tableau 4)

h) Les hydrogénosels MHM' et MHM'O

Métal + radical acide polybasique → hydrogénosel
$M^{y+} + (HM'O)^{x-} \rightarrow M_x(HM'O)_y$
$M^{y+} + (HM')^{x-} \rightarrow M_x(HX)_y$

Exemples :
$Na^+ + HS^- \rightarrow NaHS$ Hydrogénosulfure d'hydrogène
$Ca^{2+} + H_2PO_3^- \rightarrow Ca(H_2PO_3)_2$ Dihydrogénophosphite de calcium

Nom des hydrogénosels :
MHM' HYDROGENO…NOM METAL-URE DE …METAL
MHM'O (DI)HYDROGENO…(HYPO OU PER)..NON METAL-ITE OU ATE DE …METAL… VALENCE SI BESOIN (cf. tableau 4)

5. Exercices résolus

1. Que vaut le nombre d'oxydation :
   - du fer dans Fe ?
   - du phosphore dans P_4 ?
   - du soufre dans S_8 ?
   - du carbone dans CH_4 ?
   - du carbone dans CO_2 ?
   - du chlore dans $HClO_4$?
   - du carbone dans CO_3^{2-} ?
   - du phosphore dans PO_4^{3-} ?
   - du magnésium dans MgO ?
   - du chlore dans $MgCl_2$?
   - du sodium dans NaCl ?
   - du soufre dans Na_2SO_4 ?

Réponses :
- Fe est sous forme de corps simple. La règle n° 1 impose un NO = 0.
- P_4 est sous forme de corps simple. La règle n° 1 impose un NO = 0.
- S_8 est sous forme de corps simple. La règle n° 1 impose un NO = 0.
- La règle n° 4 impose un NO = +1 pour H. La règle n° 3 impose une somme des NO = 0 pour la molécule neutre. 4 H à +1 donne +4, à compenser par –4.
  Conclusion : le carbone a un NO = – 4.
- La règle n° 5 impose un NO = – 2 pour O. La règle n° 3 impose une somme des NO = 0 pour la molécule neutre. 2 O à –2 donne –4, donc à compenser par +4.
  Conclusion : le carbone a un NO = +4.
- La règle n°4 impose un NO = +1 pour H et la règle n°5 impose un NO = –2 pour O. La règle n° 3 impose une somme des NO = 0 pour la molécule neutre. 4 fois –2 et 1 fois +1 donne –7, à

compenser par +7.
Conclusion : le chlore a un NO = +7.

- La règle n° 5 impose un NO = –2 pour O. La règle n° 3 impose une somme des NO correspondant à la charge de l'ion, c'est-à-dire –2. 3 O à –2 donne –6, donc à compenser par +4 pour avoir une somme de –2.
  Conclusion : le carbone a un NO = +4.
- La règle n° 5 impose un NO = – 2 pour O. La règle n° 3 impose une somme des NO correspondant à la charge de l'ion, c'est-à-dire –3. 4 O à –2 donne –8, donc à compenser par +5 pour avoir une somme de –3.
  Conclusion : le phosphore a un NO = +5.
- MgO est un corps ionique composé d'un ion Mg^{2+} et d'un ion O^{2-}. Ce sont les règles n° 2 et n°5 qui entrent en ligne de compte.
  Conclusion : le magnésium a un NO = +2.
- $MgCl_2$ est un corps ionique composé d'un ion Mg^{2+} et de deux ions Cl^-. Ce sont les règles n° 2 et n°7 qui entrent en ligne de compte.
  Conclusion : le chlore a un NO = –1.
- NaCl est un corps ionique composé d'un ion Na^+ et de d'un ion Cl^-. Ce sont les règles n° 2 et n°7 qui entrent en ligne de compte.
  Conclusion : le sodium a un NO = +1.
- Na_2SO_4 est un corps ionique composé de deux ions Na^+ et d'un ion SO_4^{2-}. C'est la règle n° 3 qui entre en ligne de compte : la somme des NO doit faire –2. La règle n° 5 impose un NO = – 2 pour O. 4 O à –2 donne –8, donc à compenser par +6 pour avoir une somme de –2.
  Conclusion : le soufre a un NO = +6.

2. Que vaut le nombre d'oxydation de l'azote dans les espèces chimiques suivantes ?

N_2O_5 N_2 NH_3 K_3N NO_3^- $LiNO_2$

Réponses:

N_2O_5	N_2	NH_3	K_3N	NO_3-	$LiNO_2$
+5 –2	0	–3 +1	+1 –3	+5 –2	+1+3–2

3. Donner les noms, les formules générales et les fonctions des composés représentés par les formules suivantes : SiO_2, $Al(OH)_3$, H_3BO_3, $Cr(H_2PO_4)_3$.

Formule	Nom	Formule générale	Fonction
SiO_2	Dioxyde de silicium	M'O	Oxyde acide
$Al(OH)_3$	Hydroxyde d'aluminium	MOH	Hydroxyde
H_3BO_3	Borate d'hydrogène ou acide borique	HM'O	Acide ternaire (ou oxacide)
$Cr(H_2PO_4)_3$	Dihydrogénophosphate de chrome (III)	MHM'O	Hydrogénosel

4. Donner les formules, les formules générales et les fonctions des composés représentés par les noms suivants : chromate de manganèse (II), hydroxyde de zinc, hypochlorite de fer (III).

Formule	Nom	Formule générale	Fonction
$MnCrO_4$	Chromate de manganèse (II)	MM'O	sel ternaire
$Zn(OH)_2$	Hydroxyde de zinc	MOH	Hydroxyde
$Fe(ClO)_3$	Hypochlorite de fer (III)	MM'O	sel ternaire

6. Exercices proposés

1. Déterminer les nombres d'oxydation de chaque atome dans le méthane (CH_4) et dans le glycérol (CH_2OH-$CHOH$-CH_2OH).
2. Que vaut le nombre d'oxydation de chaque atome dans les espèces chimiques suivantes ? HSO_4^-, $S_2O_8^{2-}$ (2 des 8 atomes d'oxygène sont liés entre eux => peroxyde), NH_4^+, MnO_4^- et NH_3O
3. Donner les noms, les formules générales et les fonctions des composés représentés par les formules suivantes : KH_2PO_4, K_2HPO_4, HBr, Li_2CO_3, $K_2Cr_2O_7$, NH_4NO_2, CdI_2, $SrSO_4$, $Al(OH)_3$, KClO, Ag_2CO_3, $FeCl_2$, $KMnO_4$, $CsClO_3$, FeO, Fe_2O_3, $TiCl_4$, Na_2O.
4. Donner les formules chimiques, les formules générales et les fonctions des composés suivants: nitrate de calcium, sulfate de nickel, sulfite de magnésium, phosphate d'aluminium, sulfure d'argent, acide nitreux, hydroxyde de calcium, iodure de magnésium, oxyde de plomb (II), hémipentoxyde d'azote, sulfate de fer (III), oxyde d'aluminium, sulfure de magnésium, carbonate de plomb (II), oxyde de calcium, sulfate de cuivre (I), hydroxyde de plomb (IV), chlorite de cuivre (II), periodate de sodium, hydrogénophosphate d'aluminium, hémioxyde d'azote, permanganate d'ammonium, iodate de zinc, perchlorate de magnésium, chromate de zinc, borate de magnésium, silicate de calcium, dichromate de calcium, bromate de fer(III), hydrogénophosphate de potassium, acide chlorique ; chromate de manganèse (II) ; hydroxyde de zinc ; hypochlorite de fer (III) ; acide fluorhydrique ; sulfate d'hydrogène.
5. Donner les formules des composés suivants : nitrite de rubidium ; sulfure de potassium ; hydrogénosulfure de sodium ; phosphate de magnésium ; hydrogénophosphate de calcium ; dihydrogénophosphate de potassium ; sulfate d'ammonium ; perchlorate d'argent ; chromate de fer (III).
6. Donner les formules des composés suivants : cyanure de cuivre (I) ; chlorite de strontium ; acide perbromique ; acide iodhydrique ; carbonate de plomb (II) ; fluorure d'étain (II) ; oxyde de mercure (II) ; iodure de mercure (I).
7. Compléter le tableau suivant.

Formule	Nom	Formule générale	Fonction
SiO_2			
$Al(OH)_3$			
H_3BO_3			
$Cr(H_2PO_4)_3$			
$CrCl_3$			
I_2O_5			
Hg_2O			
N_2O_3			
HNO_3			
SO_2			
$Sn(OH)_4$			
NO			

Fe_2O_3			
PbS_2			
LiOH			
Ag_2SO_3			
H_2S			
$Ni(OH)_2$			
Br_2O_5			
Fe_2S_3			
SO_3			
Ag_2O			
$K_2Cr_2O_7$			
$Zn(H_2PO_4)_2$			
$(NH_4)HCO_3$			
HI			
HIO_3			
H_3PO_3			
$Al_2(SO_3)_3$			

7. Réponses aux exercices proposés

1. Les nombres d'oxydations sont :

Pour CH_4, C : -4 et H : +1

Pour le glycérol, O : -2, H : +1, pour l'atome de carbone central C: 0, et pour les deux autres C: -1.

2. HSO_4^-: NO H = +1, NO S = +6 et NO O = -2

$S_2O_8^{2-}$: NO S = +6 et NO O "externes" = -2 et NO des deux O "centraux" = -1

NH_4^+: NO N = -3 et NO H = +1

MnO_4^-: NO Mn = +7 et NO O = -2

H_3NO: NO N = -1, NO H = +1 et NO O = -2

3.

KH_2PO_4	Dihydrogénophosphate de potassium	MHM'O	Hydrogénosel
K_2HPO_4	Hydrogénophosphate de potassium	MHM'O	Hydrogénosel
HBr	Bromure d'hydrogène Acide bromhydrique	HM'	Acide binaire
Li_2CO_3	Carbonate de lithium	MM'O	Sel ternaire
$K_2Cr_2O_7$	Dichromate de potassium	MM'O	Sel ternaire
NH_4NO_2	Nitrite d'ammonium	(NH_4)M'O	Sel ternaire
CdI_2	Iodure de cadmium	MM'	Sel binaire
$SrSO_4$	Sulfate de strontium	MM'O	Sel ternaire
$Al(OH)_3$	Hydroxyde d'aluminium	MOH	Base ou hydroxyde
KClO	Hypochlorite de potassium	MM'O	Sel ternaire
Ag_2CO_3	Carbonate d'argent	MM'O	Sel ternaire
$FeCl_2$	Chlorure de fer (II)	MM'	Sel binaire
$KMnO_4$	Permanganate de potassium	MM'O	Sel ternaire
$CsClO_3$	Chlorate de césium	MM'O	Sel ternaire
FeO	Oxyde de fer (II)	MO	Oxyde basique
Fe_2O_3	Oxyde de fer (III)	MO	Oxyde basique
$TiCl_4$	Chlorure de titane (IV)	MM'	Sel binaire
Na_2O	Oxyde de sodium	MO	Oxyde basique

4.

$Ca(NO_3)_2$	Nitrate de calcium	MM'O	Sel ternaire
$NiSO_4$	Sulfate de nickel	MM'O	Sel ternaire
$MgSO_3$	Sulfite de magnésium	MM'O	Sel ternaire
$AlPO_4$	Phosphate d'aluminium	MM'O	Sel ternaire
Ag_2S	Sulfure d'argent	MM'	Sel binaire
HNO_2	Acide nitreux ou nitrite d'hydrogène	HM'O	Acide ternaire
$Ca(OH)_2$	Hydroxyde de calcium	MOH	Base ou hydroxyde
MgI_2	Iodure de magnésium	MM'	Sel binaire
PbO	Oxyde de plomb (II)	MO	Oxyde basique
N_2O_5	Hémipentoxyde d'azote	M'O	Oxyde acide
$Fe_2(SO_4)_3$	Sulfate de fer (III)	MM'O	Sel ternaire
Al_2O_3	Oxyde d'aluminium	MO	Oxyde basique
MgS	Sulfure de magnésium	MM'	Sel binaire
$PbCO_3$	Carbonate de plomb (II)	MM'O	Sel ternaire
CaO	Oxyde de calcium	MO	Oxyde basique
Cu_2SO_4	Sulfate de cuivre (I)	MM'O	Sel ternaire
$Pb(OH)_4$	Hydroxyde plomb (IV)	MOH	Base ou hydroxyde
$Cu(ClO_2)_2$	Chlorite de cuivre (II)	MM'O	Sel ternaire
$NaIO_4$	Periodate de sodium	MM'O	Sel ternaire
$Al_2(HPO_4)_3$	Hydrogénophosphate d'aluminium	MHM'O	Hydrogénosel
N_2O	Hémioxyde d'azote	M'O	Oxyde acide
NH_4MnO_4	Permanganate d'ammonium	NH_4M'O	Sel ternaire
$Zn(IO_3)_2$	Iodate de zinc	MM'O	Sel ternaire
$Mg(ClO_4)_2$	Perchlorate de magnésium	MM'O	Sel ternaire
$ZnCrO_4$	Chromate de zinc	MM'O	Sel ternaire
$Mg_3(BO_3)_2$	Borate de magnésium	MM'O	Sel ternaire
Ca_2SiO_4	Silicate de calcium	MM'O	Sel ternaire
$CaCr_2O_7$	Dichromate de calcium	MM'O	Sel ternaire
$Fe(BrO_3)_3$	Bromate de fer (III)	MM'O	Sel ternaire
K_2HPO_4	Hydrogénophosphate de potassium	MHM'O	Hydrogénosel
$HClO_3$	Acide chlorique ou chlorate d'hydrogène	HM'O	Acide ternaire
$MnCrO_4$	Chromate de manganèse (II)	MM'O	Sel ternaire
$Zn(OH)_2$	Hydroxyde de zinc	MOH	Hydroxyde ou base
$Fe(ClO)_3$	Hypochlorite de fer (III)	MM'O	Sel ternaire
HF	Acide fluorhydrique ou fluorure d'hydrogène	HM'	Acide binaire ou hydracide
H_2SO_4	Acide sulfurique ou sulfate d'hydrogène	HM'O	Oxacide ou acide ternaire

5. $RbNO_2$; K_2S; NaHS; $Mg_3(PO_4)_2$; $CaHPO_4$; KH_2PO_4; $(NH_4)_2SO_4$; $AgClO_4$; $Fe_2(CrO_4)_3$.
6. CuCN; $Sr(ClO_2)_2$; $HBrO_4$; HI; $PbCO_3$; SnF_2; HgO; HgI.
7.

SiO_2	Dioxyde de silicium	M'O	Oxyde acide
$Al(OH)_3$	Hydroxyde d'aluminium	MOH	Base ou hydroxyde
H_3BO_3	Borate d'hydrogène ou acide borique	HM'O	Acide ternaire
$Cr(H_2PO_4)_3$	Dihydrogénophosphate de chrome (III)	MHM'O	Hydrogénosel
$CrCl_3$	Chlorure de chrome (III)	MM'	Sel binaire

I_2O_5	Hémipentoxyde d'iode	M'O	Oxyde acide
Hg_2O	Oxyde de mercure (I)	MO	Oxyde basique
N_2O_3	Hémitrioxyde d'azote	M'O	Oxyde acide
HNO_3	Nitrate d'hydrogène ou acide nitrique	HM'O	Acide ternaire
SO_2	Dioxyde de soufre	M'O	Oxyde acide
$Sn(OH)_4$	Hydroxyde d'étain (IV)	MOH	Base ou hydroxyde
NO	Monoxyde d'azote	M'O	Oxyde acide
Fe_2O_3	Oxyde de fer (III)	MO	Oxyde basique
PbS_2	Sulfure de plomb (IV)	MM'	Sel binaire
LiOH	Hydroxyde de lithium	MOH	Base ou hydroxyde
Ag_2SO_3	Sulfite d'argent	MM'O	Sel ternaire
H_2S	Sulfure d'hydrogène ou acide sulfhydrique	HM'	Acide binaire
$Ni(OH)_2$	Hydroxyde de nickel	MOH	Base ou hydroxyde
Br_2O_5	Hémipentoxyde de brome	M'O	Oxyde acide
Fe_2S_3	Sulfure de fer (III)	MM'	Sel binaire
SO_3	Trioxyde de soufre	M'O	Oxyde acide
Ag_2O	Oxyde d'argent	MO	Oxyde basique
$K_2Cr_2O_7$	Dichromate de potassium	MM'O	Sel ternaire
$Zn(H_2PO_4)_2$	Dihydrogénophosphate de zinc	MHM'O	Hydrogénosel
NH_4HCO_3	Hydrogénocarbonate d'ammonium	(NH_4)HM'O	Hydrogénosel
HI	Iodure d'hydrogène ou acide iodhydrique	HM'	Acide binaire
HIO_3	Iodate d'hydrogène ou acide iodique	HM'O	Acide ternaire
H_3PO_3	Phosphite d'hydrogène ou acide phosphoreux	HM'O	Acide ternaire
$Al_2(SO_3)_3$	Sulfite d'aluminium	MM'O	Sel ternaire

1. Introduction

La chimie organique était initialement la chimie des organismes vivants. Les atomes constituant les composés d'origine animale ou végétale sont très peu nombreux et la plupart des substances organiques sont construites au départ de quelques atomes comme le carbone (**C**), l'hydrogène (**H**), l'oxygène (**O**) et l'azote (**N**) auxquels s'ajoutent plus rarement d'autres non-métaux (soufre S, phosphore P, fluor F, brome Br, chlore Cl, iode I, …) et quelques métaux (sodium Na, lithium Li, magnésium Mg, zinc Zn, …). L'atome de carbone est de loin l'élément constitutif le plus important de la chimie organique qui est devenue la **chimie du carbone**. Celle-ci inclut non seulement les composés d'origine vivante mais aussi toutes les substances organiques de synthèse : médicaments, arômes, matières plastiques, etc.

Par convention, **tous les composés qui contiennent au moins 1 atome de carbone** dans leur formule brute sont des composés organiques. Il existe quelques **exceptions** à cette règle :

1. le dioxyde de carbone CO_2 et les dérivés de l'acide carbonique (H_2CO_3, Na_2CO_3, $KHCO_3$, …) ;
2. le monoxyde de carbone CO et ses complexes métalliques ($Ni(CO)_4$, $Fe(CO)_5$, …) ;
3. l'acide cyanhydrique (HCN) et ses sels (NaCN, KCN, …) ;
4. les carbures métalliques (SiC, Fe_3C, …) ;
5. le graphite et le diamant qui sont des formes allotropiques[5] de carbone pur.

A quelques rares exceptions, l'atome de *carbone* forme 4 liaisons (covalentes, éventuellement polarisées) avec ses voisins ; on dit qu'il est *tétravalent*. Il peut se lier à d'autres atomes de carbone ou à d'autres éléments. L'atome d'*hydrogène* est *monovalent* (1 liaison), l'atome d'*oxygène* est *bivalent* (2 liaisons) et l'atome d'*azote* est *trivalent* (3 liaisons).

Par **convention**, on représente une liaison simple par un trait horizontal (-), une liaison double par deux traits horizontaux parallèles (=) et une liaison triple par trois traits horizontaux parallèles (≡).

2. Les hydrocarbures

Les hydrocarbures sont des composés formés uniquement de carbone et d'hydrogène.

Les hydrocarbures avec des **liaisons simples uniquement** sont des **alcanes** (figure 7). On les appelle également **hydrocarbures saturés**, parce qu'ils ont le maximum possible d'atomes d'hydrogène. Leur formule générale est $\mathbf{C_nH_{2n+2}}$.

Les **alcènes** (figure 7) possèdent **au moins une liaison double entre deux atomes de carbone**. Leur formule générale est C_nH_{2n} lorsqu'une seule liaison double est présente.

Les **alcynes** (figure 7) possèdent **au moins une liaison triple entre deux atomes de carbone**. Leur formule générale est C_nH_{2n-2} lorsqu'une seule liaison triple est présente.

[5] L'allotropie est une propriété physique de certains corps d'exister sous plusieurs formes physiques.

Exemples d'alcane, d'alcène et d'alcyne

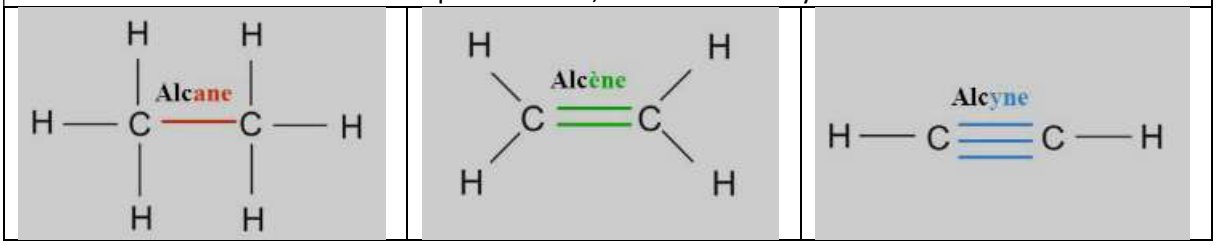


Figure 7

Les **aromatiques** (figure 8) sont des hydrocarbures dont la structure moléculaire comprend au moins un cycle, chaque cycle possédant une alternance formelle de liaison C-C et de liaison C=C (liaisons doubles conjuguées).

Exemples d'hydrocarbures aromatiques

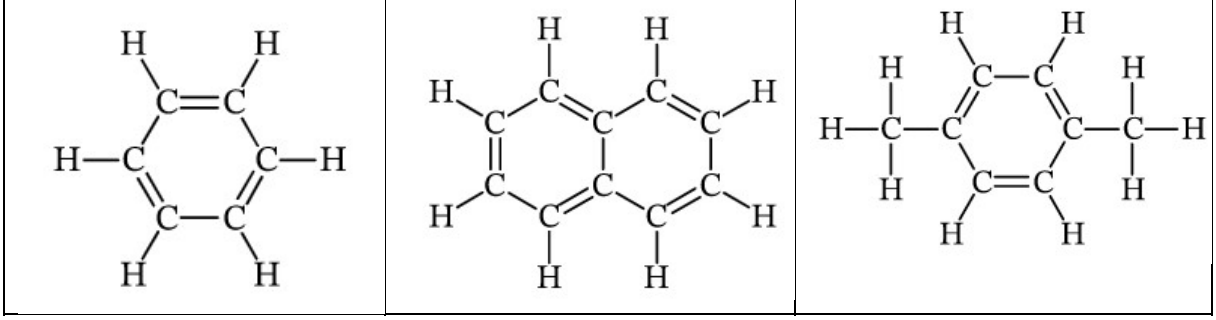
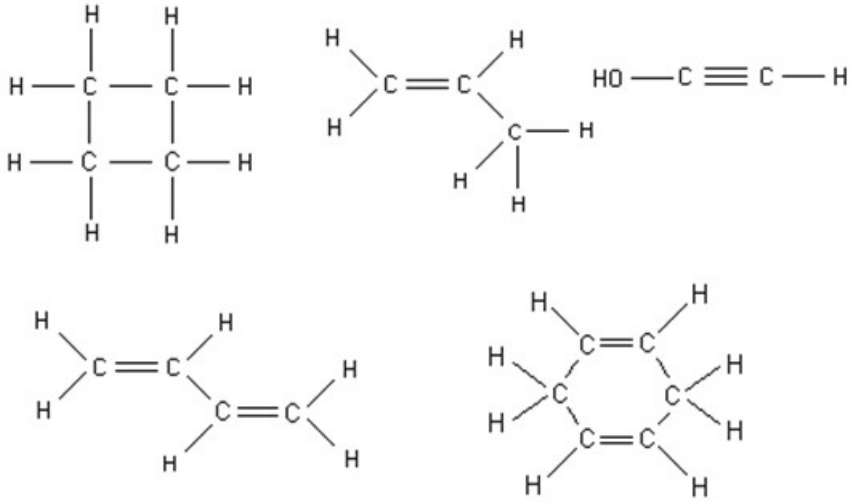


Figure 8

Les **alcènes**, les **alcynes** et les **aromatiques** sont des **hydrocarbures insaturés**.

Question 1 : parmi les composés suivants, repérez les hydrocarbures et indiquez les liaisons multiples (doubles et triples). Classez-les en alcanes, alcènes, alcynes ou autres.



3. Représentation et structure plane (2D[6]) des molécules organiques

Il existe plusieurs manières de représenter les molécules organiques.
Dans les **formules brutes (FB) ou moléculaires**, on mentionne la nature et le nombre d'atomes constituant la molécule sans apporter de renseignements sur leur mode d'enchaînement. En chimie organique, on commence toujours par le carbone « **C** » suivi de l'hydrogène « **H** », les **autres atomes** sont placés par **ordre alphabétique**. Un indice, correspondant au nombre de représentants de chaque espèce, affecte chaque atome. Le chiffre 1 est souvent omis.

Question 2 : déterminez la formule brute des composés de la question 1.

Les **formules développées (planes)** explicitent l'enchaînement des atomes. Toutes les liaisons y sont représentées. Quelques exemples sont donnés dans la question 1.

On note que la chaîne carbonée est présentée comme une chaîne droite alors qu'en réalité elle adopte dans la plupart des cas une configuration en zigzag.

Les formules planes développées deviennent très encombrantes pour la manipulation de structures moléculaires de taille importante. Pour cette raison, on utilise surtout des **formules semi-développées** qui représentent la structure de la molécule de manière simple et précise. Dans ce cas, on fait abstraction des liaisons C-H ; cependant, les liaisons entre atomes de carbone ou tout autre atome que H doivent figurer. La figure 9 illustre les formules développée et semi-développée du propène.

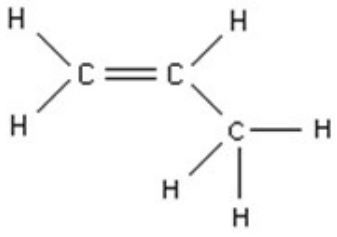
Propène	
Formule développée	Formule semi-développée
	CH_2=CH-CH_3

Figure 9

Les **formules simplifiées (en tirets ou zigzags)** constituent la notation la plus utilisée. Dans cette représentation, on se limite au dessin des liaisons uniquement (simples, doubles ou triples) ; on ne dessine plus ni les atomes de carbone ni les atomes d'hydrogène fixés sur un atome de carbone.

Par convention, les atomes de carbone occupent les extrémités libres des segments représentant les liaisons ou leur intersection. Dans cette présentation simplifiée, on n'indique que les hétéroatomes (autres que C et H) ainsi que les hydrogènes fixés sur ces hétéroatomes. Sachant que C est tétravalent, on complète, en pensée, par les liaisons C-H manquantes. A la figure 10, on trouve les 3 représentations 2D du 1-butanol.

[6] Les structures spatiales (3D) des molécules organiques ne seront pas abordées dans ce chapitre.

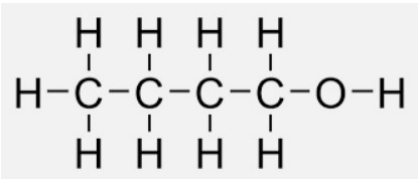
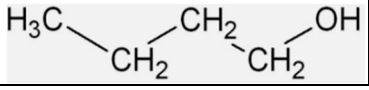
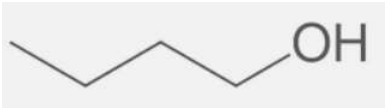
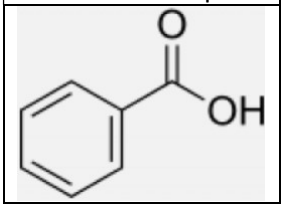
1-butanol		
Formule développée	Formule semi-développée	Formule simplifiée
	$H_3C\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2OH$ ou 	

Figure 10

Question 3 : Trouvez la formule moléculaire et dessinez les formules développée et semi-développée de l'acide benzoïque.

Acide benzoïque


4. Nomenclature des hydrocarbures

a) Hydrocarbures aliphatiques saturés : les alcanes

Il s'agit donc de nommer les molécules constituées de C et de H uniquement, ne comportant que des liaisons simples et à chaîne carbonée ouverte (aliphatique) c'est-à-dire sans cycle.

i. Alcanes normaux ou linéaires

Les alcanes normaux ont en outre une chaîne linéaire ; autrement dit la chaîne carbonée ne porte pas de ramifications.

Corps du nom (désigne le nombre d'atomes de C)	**Suffixe : ane** (signifie ni double ni triple)

Nombre de C	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Corps du nom	méth	éth	prop	but	pent	hex	hept	oct	non	déc	undéc

Exemples :

éthane	propane	butane
C_2H_6	C_3H_8	C_4H_{10}
$H - CH_2 - CH_2 - H$	$H - (CH_2)_3 - H$	$H - (CH_2)_4 - H$
		

ii. Alcanes ramifiés

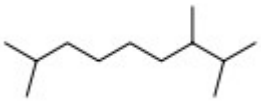
Préfixe : chaîne(s) latérale(s)	**Corps du nom :** chaîne principale	**Suffixe :** ane

Chaînes latérales normales	
Formule semi-développée	Préfixe
CH_3-	Méthyl-
CH_3-CH_2-	Ethyl-
CH_3-CH_2- CH_2-	Propyl-
CH_3-$(CH_2)_2$-CH_2-	Butyl-
CH_3-$(CH_2)_3$-CH_2-	Pentyl-
CH_3-$(CH_2)_4$-CH_2-	Hexyl-
CH_3-$(CH_2)_5$-CH_2-	Octyl-
CH_3-$(CH_2)_6$-CH_2-	Nonyl-
CH_3-$(CH_2)_7$-CH_2-	Décyl-
CH_3-$(CH_2)_8$-CH_2-	Undécyl-

Chaîne principale

1. C'est toujours **la plus longue** et elle porte le nom de l'alcane correspondant.
2. La numérotation de la chaîne est telle qu'on minimise la somme des indices.

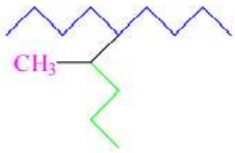
Exemple : 2,3,8-triméthylnonane et non 2,7,8-triméthylnonane



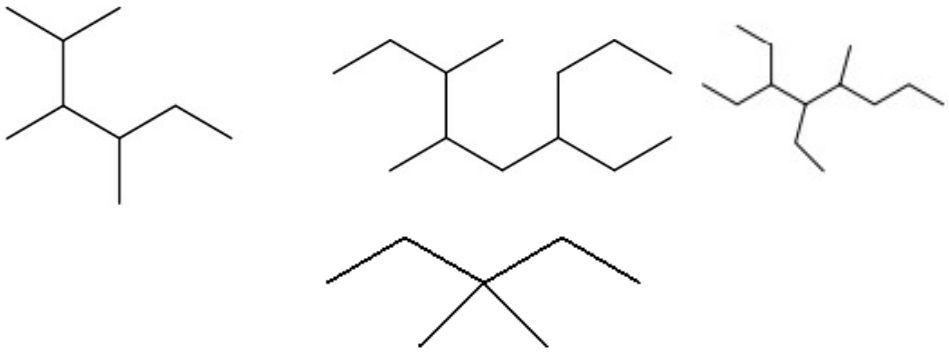
Chaîne(s) latérale(s)

1. Les positions doivent être indiquées par des indices si une confusion est possible.
2. S'il y a plusieurs chaînes latérales, elles sont écrites par ordre alphabétique (ex : **é**thyl-devant **m**éthyl).
3. Entre deux chiffres, on place une virgule ; entre un chiffre et une lettre, on place toujours un tiret.
4. S'il y a plusieurs chaînes latérales identiques, on utilise les préfixes **di-, tri-, tétra,** etc.
5. La nomenclature des chaînes latérales suit les mêmes règles que celle des chaînes principales avec la seule exception que le carbone d'attache à la chaîne principale porte le numéro 1.

Exemple : 5-(1-méthylpropyl)nonane

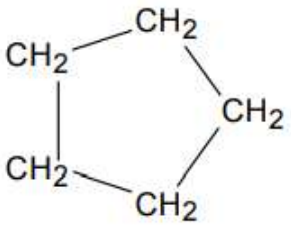


Question 4 : Déterminez la formule moléculaire, dessinez la formule semi-développée et nommez les composés suivants.



b) Cycles hydrocarbonés : les cyclanes

Préfixe : cyclo	**Corps du nom**	**Suffixe :** ane



cyclopentane

c) Hydrocarbures insaturés : (cyclo)alcènes et (cyclo)alcynes

Ce sont des composés de carbone et d'hydrogène uniquement, qui comportent au moins une double liaison (alcènes) ou une triple liaison (alcynes). Les liaisons multiples sont les groupes fonctionnels les plus simples.

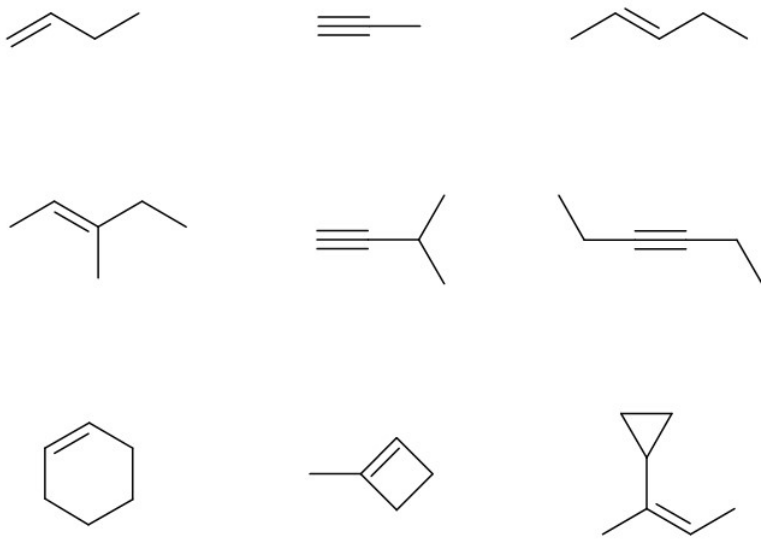
Préfixes éventuels	**Corps du nom**	**Suffixe pour une double liaison :** ène	**Suffixe pour une triple liaison :** yne

1. Lorsqu'il y a des ramifications, la chaîne principale est la plus longue qui comporte la/les liaison(s) multiple(s).
2. Les molécules sont nommées de manière à obtenir l'indice le plus bas pour la liaison insaturée.
3. Pour les préfixes éventuels (chaînes latérales), les règles vues précédemment pour les alcanes ramifiés restent d'application.

Exemples :

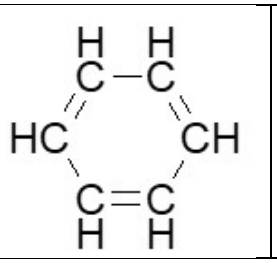
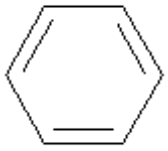
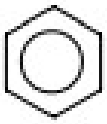
CH_3-CH_2-CH_2-CH=CH-CH_3	hex-2-ène
CH_3-CH=CH-CH=CH-CH_3	hex-2,4-diène
CH≡C-CH=CH-CH=CH_2	hex-1,3-diène-5-yne
	3-méthylcyclohex-1-ène

<u>Question 5 :</u> Nommez les composés suivants.



d) Hydrocarbures aromatiques

Les principaux composés aromatiques sont des dérivés du benzène. Le **benzène**, C_6H_6, est une molécule très stable de forme hexagonale (cyclique) complètement symétrique qui comporte 3 liaisons doubles conjuguées.

Structure du benzène		
		

Le benzène en tant que groupement (ramification) porte le nom de **phényl-**.
Exemples :



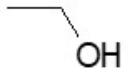
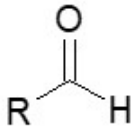
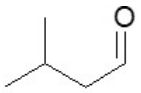
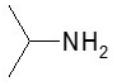
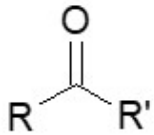
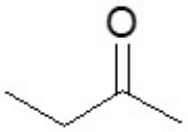
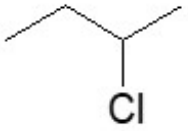
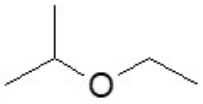
éthylbenzène — 1,2-diméthylbenzène *o*-diméthylbenzène — 1,3-diméthylbenzène *m*-diméthylbenzène — 1,4-diméthylbenzène *p*-diméthylbenzèr

5. Composés hétérosubstitués

Les liaisons multiples constituent le groupement fonctionnel le plus simple. En outre, dès qu'il y a un ou plusieurs hétéroatomes (autres que C et H) dans une molécule, celle-ci est fonctionnalisée.

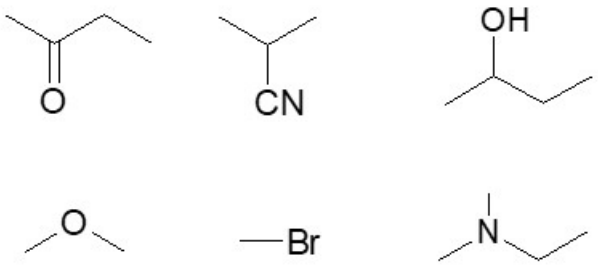
a) Principaux groupes fonctionnels

Le tableau suivant reprend les fonctions chimiques caractérisées par la présence d'**un seul hétéroatome**.

Nom	Structure générale	Fonction	Exemple
Alcool	R[7]-OH	- OH	
Aldéhyde			
Amine	R-NH_2	- NH_2	
Cétone			
Dérivé halogéné	R-X (X = F, Cl, Br, I)	- X	
Ether	R – O – R’	- O -	
Nitrile	R – C ≡ N	- C ≡ N	

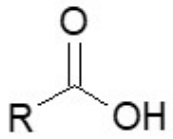
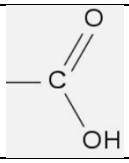
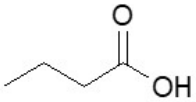
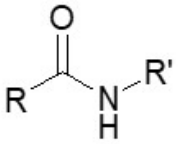
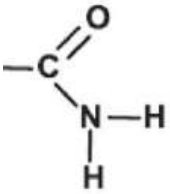
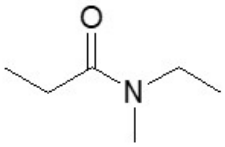
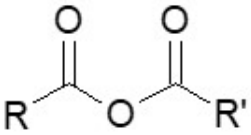
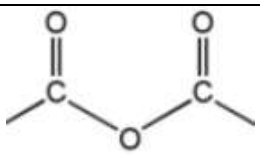
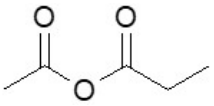
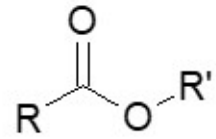
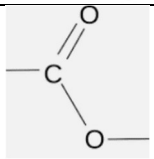
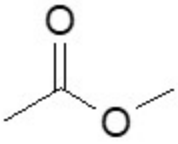
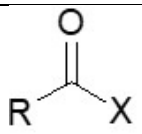
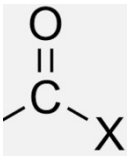
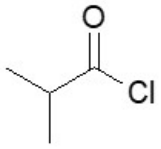
Les atomes d’hydrogène liés directement aux hétéroatomes sont toujours indiqués.

Question 6 : Identifier les groupes fonctionnels portés par les composés suivants.

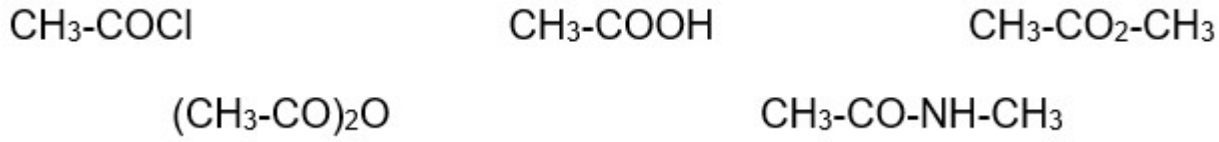


Le tableau suivant reprend les fonctions chimiques comportant **plus d’un hétéroatome**. Celles-ci sont toutes **dérivées de la fonction acide**.

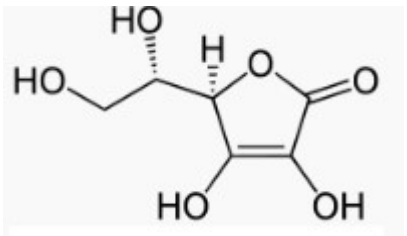
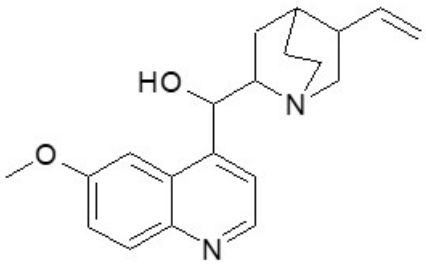
[7]Le radical **R** est une chaîne hydrocarbonée à laquelle il manque un H.

Nom	Structure générale	Fonction	Exemple
Acide carboxylique[8]			
Amide			
Anhydride			
Ester			
Halogénure d'acide	 (X = F, Cl, Br, I)		

Question 7 : Identifier les fonctions portées par les composés suivants.



Les molécules organiques peuvent présenter plusieurs fonctions. C'est le cas de la vitamine C et de la quinine.

Vitamine C	Quinine
	

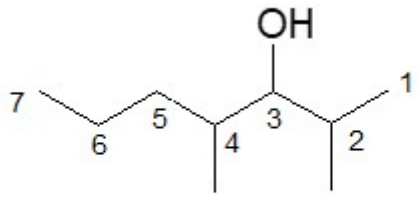
[8] Attention, il s'agit bien d'une seule fonction (acide) et non de la combinaison de deux fonctions (alcool -OH et cétone C=O).

Question 8 : Identifier les différentes fonctions chimiques présentes dans la vitamine C et dans la quinine.

b) Nomenclature des composés fonctionnalisés

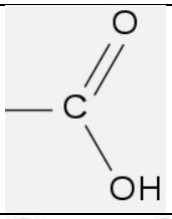
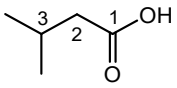
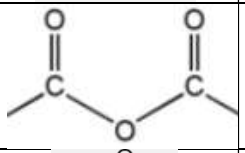
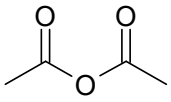
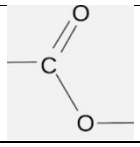
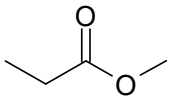
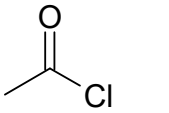
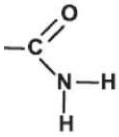
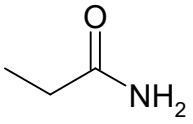
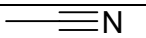
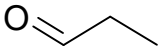
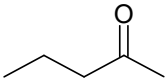
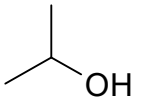
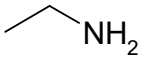
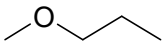
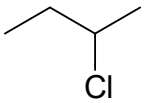
Préfixes éventuels	**Corps du nom**	**Suffixe :** ane ou ène ou yne	**Suffixe d'une fonction**

- Si une molécule possède plusieurs fonctions, une des fonctions doit être placée en suffixe (fonction principale), toutes les autres en préfixe.
- Si une fonction n'est pas terminale (ce qui est souvent le cas), il faut la situer sur la chaîne carbonée en joignant un indice au suffixe ou au préfixe qui permettra de la positionner.
- S'il y a plusieurs préfixes, on les nomme par ordre alphabétique sans oublier les indices s'y rapportant. La somme de ceux-ci doit être minimum ; sauf quand la fonction principale est terminale (comme un acide ou dérivé ou encore un aldéhyde), dans ce cas, on commence par le carbone du groupement carbonyle C=O.



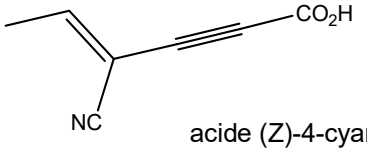
2,4-diméthylheptan-3-ol

La nomenclature des fonctions ainsi que l'ordre de priorité pour le suffixe sont repris dans le tableau suivant.

Priorité	Fonction	Formule	Préfixe	Suffixe	Exemple	Nom
1	Acide carboxylique		Acide	…oïque		acide 3-méthylbutanoïque
2	Anhydride		Anhydride	…oïque		anhydride éthanoïque
3	Ester		…oate de …yle			propanoate de méthyle
4	Halogénure d'acide		halogénure d'…oyle			chlorure d'éthanoyle
5	Amide		…amide			propanamide
6	Nitrile	- C ≡ N	…nitrile			éth**ane**nitrile
7	Aldéhyde		…al			propanal
8	Cétone		…one			pentane-2-one
9	Alcool	- OH	…ol			propan-2-ol
10	Amine	- NH_2	amine			éthanamine
11	Ether	- O -	R-oxy…			2-méthoxypentane
12	Dérivé halogéné	- X	halogéno (par exemple : chloro)			2-chlorobutane

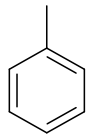
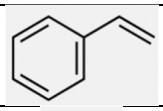
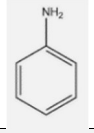
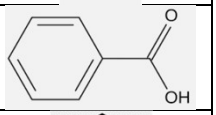
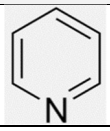
Après les dérivés halogénés, l'ordre de priorité des liaisons multiples est : alcène (13) > alcyne (14) > alcane (15).

Exemple :

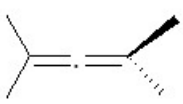


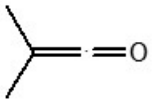
acide (Z)-4-cyanohex-2-yn-4-ènoïque

De nombreux **dérivés du benzène** portent des dénominations courantes qui restent largement utilisées et qui se réfèrent souvent à l'origine naturelle de bon nombre de ces produits.

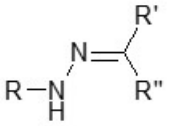
Nomenclature systématique	Dénomination usuelle	Structure
Méthylbenzène	Toluène	
Vinylbenzène	Styrène	
Benzènamine	Aniline	
Acide benzènecarboxylique	Acide benzoïque	
Azabenzène	Pyridine	

Enfin, certaines fonctions particulières sont intéressantes à connaître.

Allène 

Cétène 

Hydrazine **R – NH – NH_2**

Hydrazone 

Peroxyde **R – O – O – R'**

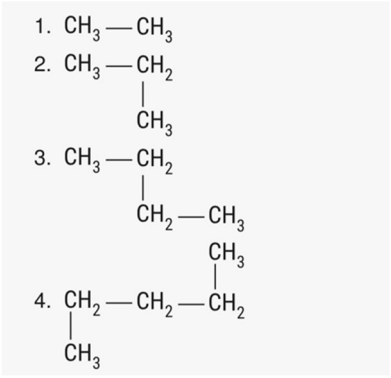
hydroperoxyde **R – O – OH**

Thiol **R - SH**

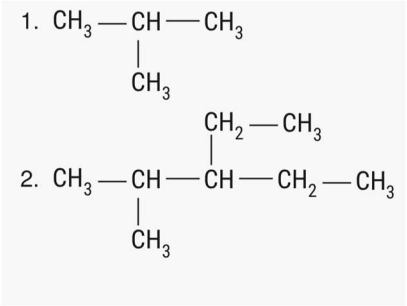
Dérivés nitro **R – NO_2**

6. Exercices proposés

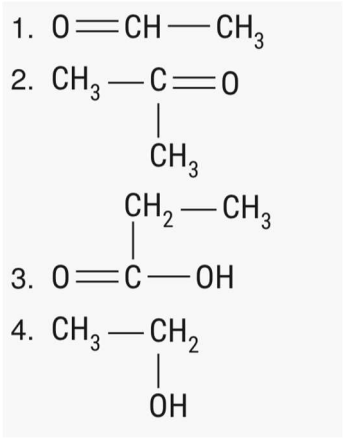
1. Nommer les quatre alcanes suivants à partir de leur formule semi-développée :



2. Nommer les deux alcanes suivants à partir de leur formule semi-développée :



3. L'heptane est l'un des constituants de l'essence. Donner les formules brute et semi-développée de cette molécule.
4. Pour les quatre molécules organiques suivantes, identifier les groupes caractéristiques.



5. Un alcool possède trois atomes de carbone. Donner les formules semi-développées des deux molécules possibles.
6. La pentan-3-one est un précurseur de la vitamine E, c'est à dire une des molécules intermédiaires formées lors de la synthèse de cette vitamine. Elle possède une fonction cétone sur le 3ème carbone.
   a. Donner la formule semi développée de la pentan-3-one.
   b. Il existe une autre pentanone. Donner sa formule semi développée.
7. On s'intéresse à un acide carboxylique qui possède le même squelette carboné que le butane. Dessiner la formule semi-développée de cette molécule.
8. Écrire la formule semi-développée des deux aldéhydes possédant quatre atomes de carbone.

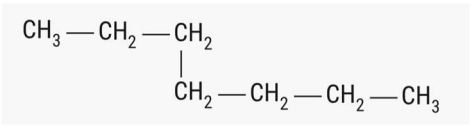
9. L'alcool amylique de formule brute $C_5H_{12}O$ provient de la fermentation de la fécule de pomme de terre. Trouver les formules semi-développées de tous les alcools linéaires de formule brute $C_5H_{12}O$.
10. Écrire la formule semi-développée des alcools suivants :
    1. propan-2-ol (fonction alcool sur le 2ème carbone)
    2. butan-1-ol (fonction alcool sur le 1er carbone)
    3. méthanol
    4. 2-méthylbutan-2-ol (fonction alcool sur le 2ème carbone)
11. Écrire les formules développées des espèces suivantes et préciser à quelle famille elles appartiennent.

    1. $HCHO$
    2. $CH_3 - CH2 - CH_2 - COOH$
    3. $HCOOH$
    4. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$

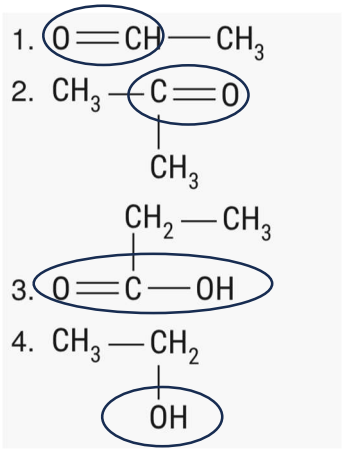
12. Le 5-éthyl-3-méthyloctane a pour formule brute $C_{11}H_{24}$. Donner la formule semi-développée et la formule simplifiée de cette molécule.

7. Solutions

1. On cherche la chaîne carbonée la plus longue, elle donnera le nom de l'alcane. 1. Deux carbones donc *Éthane*, 2. trois carbones donc *Propane, 3.* quatre carbones donc *Butane*, 4. cinq carbones donc *Pentane.*
2. Réponses : 1. Méthylpropane
   2. 3-éthyl-2-méthylpentane
3. C_7H_{16}

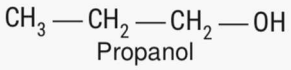


4. Réponses :

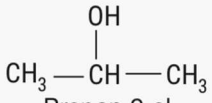
	1. Aldéhyde 2. Cétone 3. Acide carboxylique 4. Alcool

5. Un alcool possède trois atomes de carbone. Donner les formules semi-développées des deux molécules possibles.

Il y a trois carbones, on part d'un squelette carboné du propane. On peut placer la fonction hydroxyle à l'extrémité de la chaîne carbonée ou en son centre



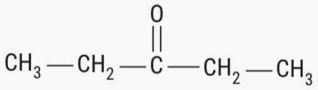
Propanol



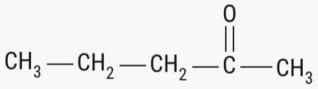
Propan-2-ol

6.

a. D'après le nom de la molécule, le squelette carboné possède 5 atomes de carbones, et la fonction cétone est localisée sur le troisième atome de carbone. On peut alors dessiner la formule semi développée de la molécule

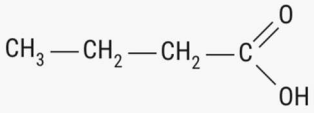


b. On peut obtenir une autre cétone en plaçant l'oxygène sur le deuxième carbone de la chaîne et obtenir la pentan-2-one de formule semi développée



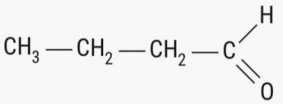
7.

L'acide butanoïque a pour formule semi développée

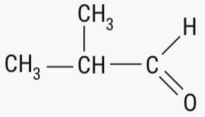


8.

Le butanal a pour formule semi développée

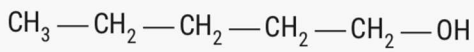


Le 2-méthyl-propanal a pour formule semi développée

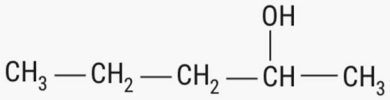


9.

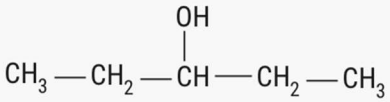
Pentan-1-ol



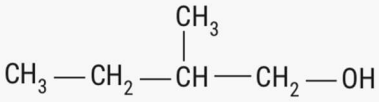
Pentan-2-ol



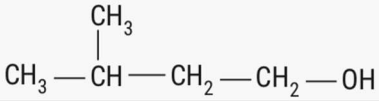
Pentan-3-ol



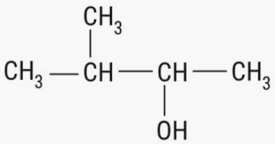
2-méthyl-butan-1-ol



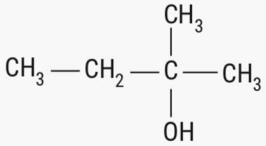
3-méthyl-butan-1-ol



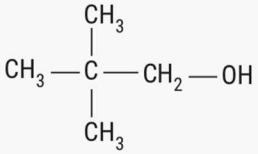
3-méthyl-butan-2-ol



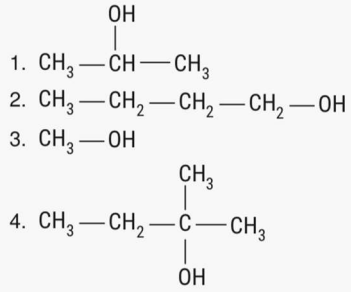
2-méthyl-butan-2-ol



2,2-diméthyl-propan-1-ol



10.

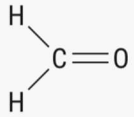


1. $CH_3-CH(OH)-CH_3$
2. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$
3. CH_3-OH
4. $CH_3-CH_2-C(CH_3)(OH)-CH_3$

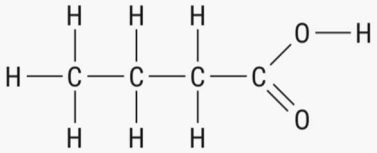
.

11.

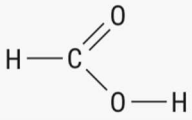
1. aldéhyde



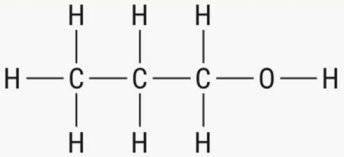
2. acide carboxylique



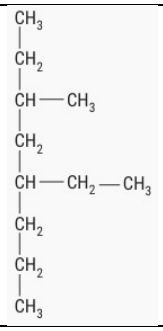
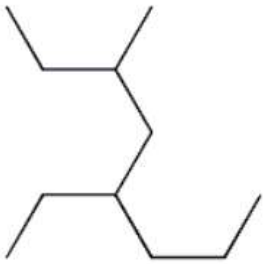
3. acide carboxylique



4. alcool



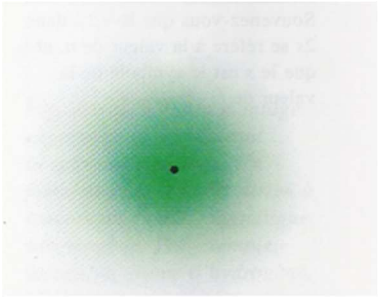
12. 3-méthyl-5-éthyloctane

1. Modèle atomique de Schrödinger

Le modèle atomique de Schrödinger est le modèle utilisé aujourd'hui pour décrire comment l'atome est organisé.
Il fait suite à une série d'autres modèles qui l'ont précédé. Il fait la synthèse de tout ce qui est aujourd'hui connu sur l'atome au départ des expériences qui ont eu lieu au fil des siècles.
Il y représente l'atome comme un nuage d'électrons entourant le noyau de l'atome. Ce nuage est nommé « densité de probabilité de présence ». Aux endroits où ce nuage est le plus dense, la probabilité de trouver l'électron est plus grande. Dans ce modèle, les électrons se répartissent sur des niveaux d'énergie et des sous-niveaux qu'on appelle respectivement couches et sous-couches.

Nuage électronique : Densité électronique autour du noyau de l'atome d'hydrogène. La chance de trouver l'électron près du noyau est grande.



R.CHANG-L.PAPILLON Chimie fondamentale CHENELIERE/Mc GRAW-HILL

Pour rentrer un peu plus dans le détail, on peut développer un peu l'équation de Schrödinger.
Sa compréhension demande des connaissances avancées en mathématiques, aussi resterons-nous très simples.

$$\hat{H}\,\Psi(n,l,m,s) = E_n\,\Psi(n,l,m,s)$$

- $\hat{H}$ est un opérateur mathématique qu'on nomme l'hamiltonien (comme une dérivée ou une intégrale par exemple)
- La fonction d'onde (Y), associée à l'électron, n'a pas de signification physique. Par contre, la valeur en un point de son carré (Y^2) est proportionnelle à la probabilité de trouver l'électron dans un certain volume autour de ce point.
- Plus Y^2 est élevé, plus la chance de trouver l'électron dans le volume sélectionné est élevée. Cela permet de dresser une « carte » de probabilité de présence de l'électron autour du noyau ou nuage électronique.
- E_n est l'énergie des couches et elle ne peut prendre que certaines valeurs données par cette équation. Cette énergie ne peut varier que de manière discontinue : on dit qu'elle est « quantifiée ».
- n, l, m et s sont appelés « nombres quantiques ». On peut les considérer comme des étiquettes qui décrivent chaque électron de l'atome.

Tout ce qui découle de cette équation est vérifié par l'expérience.

a) Les quatre nombres quantiques n, l, m, s

La résolution de l'équation de Schrödinger impose trois **nombres quantiques, n, l et m**, entiers, interdépendants, permettant de décrire en termes de probabilité, le mouvement de l'électron autour du noyau. Ils décrivent les **orbitales atomiques** et désignent les électrons qui s'y trouvent.

Pour chaque électron dans l'atome il y a une possibilité de rotation propre ; elle est décrite par le **nombre quantique s**. L'électron est assimilé à un aimant pouvant avoir deux orientations ↑ et ↓ correspondant où s = +½ et – ½.

En définitive, l'état d'un électron dans un atome est défini par les valeurs de quatre nombres quantiques n, l, m et s. Les nombres n et s sont des variables indépendantes, mais l et m ne peuvent prendre que certaines valeurs en fonction de n. Le tableau suivant précise ces valeurs.

Symbole	Nom	Rôle	Valeurs possibles
n	Nombre quantique **principal**	Détermine l'**énergie** d'une orbitale et **sa taille**	1, 2, 3,4, …, **∞**
l	Nombre quantique **secondaire ou azimutal**	Indique la **géométrie**, la **forme** de l'orbitale	0, 1, 2, 3, …, n-1
m	Nombre quantique **magnétique**	Décrit l'**orientation dans l'espace** de l'orbitale	-l, -l+1, …, 0, …, l-1, l
s	Nombre quantique **de spin**	Précise le **sens de rotation de l'électron** sur lui-même	-1/2, +1/2

Définition : Les orbitales atomiques sont des expressions mathématiques tridimensionnelles qui décrivent l'emplacement le plus probable d'un électron dans un atome.

Exemples d'utilisation des nombres quantiques :

n = 1	Couche K	l = 0	m = 0
n = 2	Couche L	l = 0	m = 0
		l = 1	m = -1, 0, 1
n = 3	Couche M	l = 0	m = 0
		l = 1	m = -1, 0, 1
		l = 2	m = -2, -1, 0, 1, 2

b) Les différents types d'orbitales

i. Couches et sous-couches électroniques

Pour chaque valeur de n, l et m, on admet qu'il existe une **orbitale atomique**, c'est-à-dire une zone de l'espace où la densité électronique est élevée.

Le nombre quantique principal *n* désigne les niveaux d'énergie totale de l'électron ; il détermine la taille de l'orbitale. Chaque valeur de n définit une **couche** électronique, de sorte que tous les électrons possédant le même nombre n appartiennent à la même couche. Les couches sont désignées par une lettre majuscule.

n	1	2	3	4	5	6	7	…
Couche	K	L	M	N	O	P	Q	…

Chaque couche sera alors subdivisée en sous-couches qui déterminent la forme de l'orbitale. Chaque valeur de *l* définit une **sous-couche** électronique. Des électrons possédant à la fois la même valeur de n (appartenant donc à la même couche) et la même valeur de l appartiennent à une même sous-couche. Les sous-couches sont désignées par une lettre minuscule.

l	0	1	2	3	…
Sous-couche ou orbitale	s	p	d	f	…

On désigne alors une sous-couche particulière en indiquant également la valeur de n pour la couche dans laquelle elle se trouve.

Exemples : 2s désigne la sous-couche s (l=0) de la couche L (n=2) ; 4p désigne la sous-couche p (l=1) de la couche N (n=4).

Pour chaque sous-couche (n et l donnés), m détermine l'**orientation** de l'orbitale. Le tableau suivant reprend pour des couples de valeurs de n (de 1 à 4) et l, les différentes valeurs de m possibles déterminant le nombre d'orbitales correspondantes.

Couche	Sous-couche	n	l	m	Types orbitales	Nombre orbitales
K	1s	1	0	0	1 orbitale 1s	1
L	2s	2	0	0	1 orbitale 2s	4
	2p		1	-1, 0, +1	3 orbitales 2p	
M	3s	3	0	0	1 orbitale 3s	9
	3p		1	-1, 0, +1	3 orbitales 3p	
	3d		2	-2, -1, 0, +1, +2	5 orbitales 3d	
N	4s	4	0	0	1 orbitale 4s	16
	4p		1	-1, 0, +1	3 orbitales 4p	
	4d		2	-2, -1, 0, +1, +2	5 orbitales 4d	
	4f		3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7 orbitales 4f	

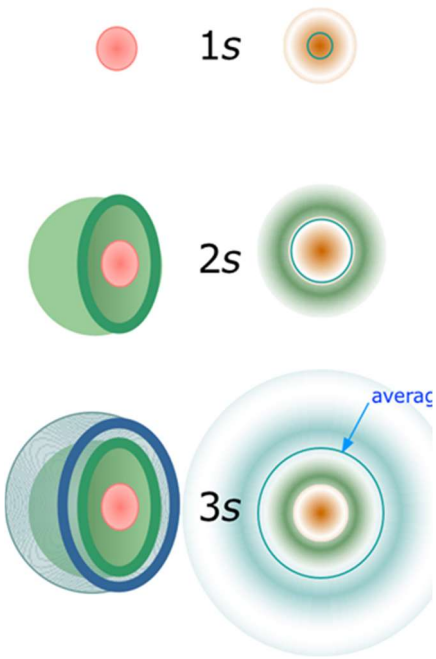
L'examen de ce tableau permet de déduire que le nombre total d'orbitales possibles pour un niveau d'énergie n est égal à n^2.

ii. Représentation graphique des orbitales

Comme expliqué précédemment, la fonction d'onde (x, y, z) n'a pas de signification physique : c'est une fonction mathématique, solution de l'équation de Schrödinger pour une valeur d'énergie propre. (x, y, z) = densité de probabilité de présence de l'électron où dp est la probabilité de trouver l'électron dans le volume dv autour du point (x, y, z).

- **Représentation graphique des orbitales de type s (l=0, m=0)**

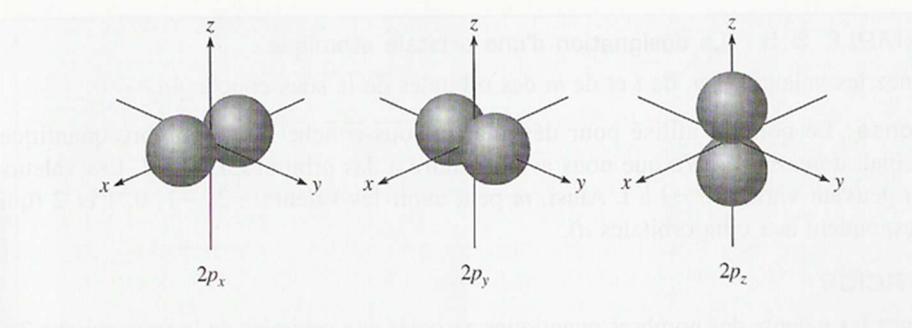
Une orbitale de type s présente une **symétrie sphérique** : la probabilité de trouver un électron à une distance r du noyau varie de la même manière dans toutes les directions. Cependant, les orbitales sont des tailles différentes selon la valeur de n.



HTTPS://WWW.FUTURA-SCIENCES.COM/SCIENCES/ACTUALITES/PHYSIQUE-ON-VU-ORBITALE-ATOMIQUE-ELECTRON-MICROSCOPE-46656/

- **Représentation graphique des orbitales de type p (l=1 et m = -1, 0, +1)**

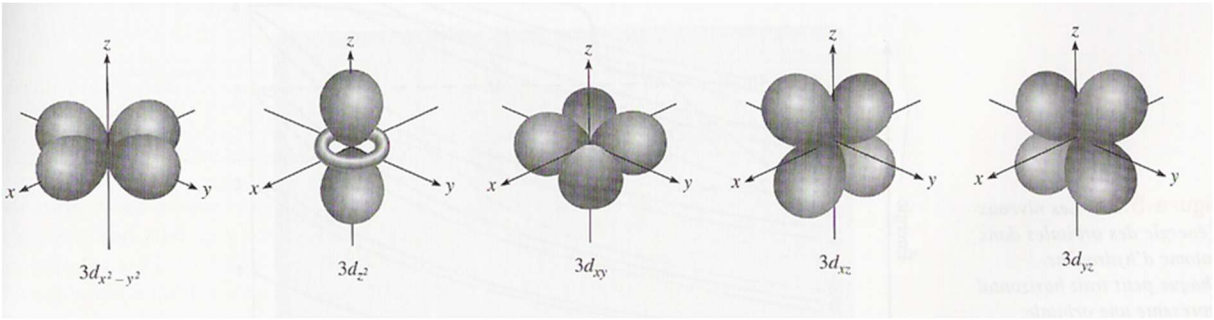
Etant donné que l=1, on a trois valeurs de m possibles (-1, 0, 1) correspondant aux trois orientations possibles des orbitales p_x, p_y, p_z. Les orbitales de type p présentent donc une symétrie axiale : elles sont orientées suivant les directions des axes x, y et z.
Il existe un plan nodal pour chaque orbitale p.



R.CHANG-L.PAPILLON Chimie fondamentale CHENELIERE/Mc GRAW-HILL

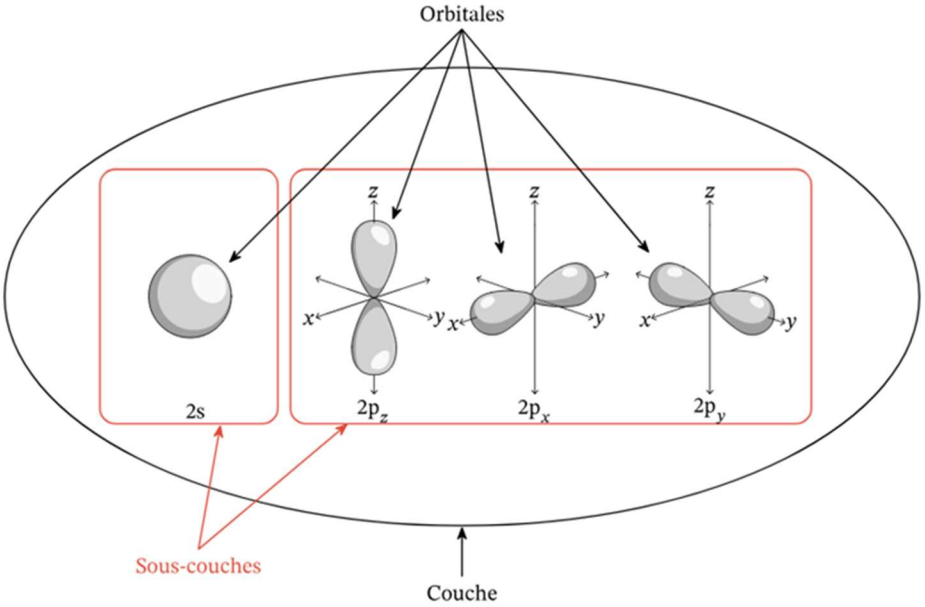
- Représentation graphique des orbitales de type d (l=2 et m=-2, -1, 0, +1, +2))

Etant donné que l=2, on a cinq valeurs de m possibles (-2, -1, 0, 1, 2) correspondant aux cinq orientations possibles des orbitales.
Il existe deux plans nodaux pour chaque orbitale d.



R.CHANG-L.PAPILLON Chimie fondamentale CHENELIERE/Mc GRAW-HILL

Les orbitales d sont caractéristiques des métaux de transition du tableau périodique.
On peut donc identifier sur cet exemple les couches et sous couches :



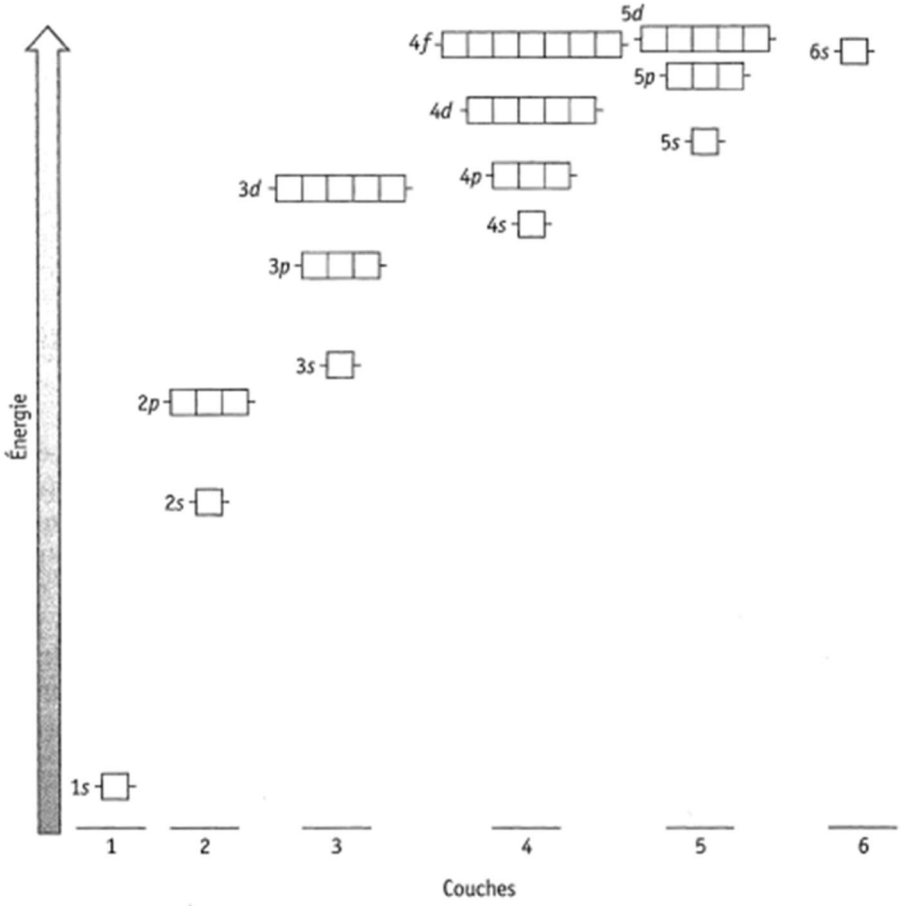
FICHE EXPLICATIVE DE LA LEÇON: ORBITALES ATOMIQUES | NAGWA

c) Répartition des électrons dans les atomes à plusieurs électrons

En ce qui concerne les niveaux énergétiques des orbitales atomiques, les données expérimentales et théoriques indiquent que :

- L'énergie des couches augmente lorsque l'on s'éloigne du noyau, c'est-à-dire lorsque n augmente ;
- L'énergie d'une sous-couche augmente lorsque le nombre quantique secondaire l augmente (on a donc, pour une couche donnée, l'ordre Es < Ep < Ed < Ef) ;
- Lorsque l'on change en même temps de couche et de sous-couche, des chevauchements apparaissent entre certaines sous-couches de niveaux différents (par exemple, pour les orbitales 4p et 3d).

On représente les niveaux énergétiques de l'atome dans un diagramme énergétique où chaque orbitale est représentée par une case quantique □. Les différents électrons seront placés dans ces cases quantiques et seront représentés par des flèches : ↑ et ↓.



Il faut noter qu'en l'absence d'un champ magnétique, les orbitales atomiques de mêmes n et l sont dégénérées, c'est-à-dire de même énergie.
Il y a trois critères essentiels à respecter pour le remplissage des orbitales d'un atome à l'état fondamental, soit à son niveau d'énergie le plus bas[1].

i. Le principe de stabilité (règle de Klechkowski) :

Les électrons remplissent les orbitales atomiques d'énergie la plus basse avant de remplir les orbitales atomiques d'énergie plus élevée.

n	l	m_l	s
1 (couche K) (2 électrons)	0 (sous-couche *s*) (2 électrons)	0	+1/2 ou –1/2
2 (couche L) (8 électrons)	0 (sous-couche *s*) (2 électrons)	0	+1/2 ou –1/2
	1 (sous-couche *p*) (6 électrons)	+1	+1/2 ou –1/2
		0	+1/2 ou –1/2
		–1	+1/2 ou –1/2
3 (couche M) (18 électrons)	0 (sous-couche *s*) (2 électrons)	0	+1/2 ou –1/2
	1 (sous-couche *p*) (6 électrons)	+1	+1/2 ou –1/2
		0	+1/2 ou –1/2
		–1	+1/2 ou –1/2
	2 (sous-couche *d*) (10 électrons)	+2	+1/2 ou –1/2
		+1	+1/2 ou –1/2
		0	+1/2 ou –1/2
		–1	+1/2 ou –1/2
		–2	+1/2 ou –1/2
4 (couche N) (32 électrons)	0 (sous-couche *s*) (2 électrons)	0	+1/2 ou –1/2
	1 (sous-couche *p*) (6 électrons)	+1	+1/2 ou –1/2
		0	+1/2 ou –1/2
		–1	+1/2 ou –1/2
	2 (sous-couche *d*) (10 électrons)	+2	+1/2 ou –1/2
		+1	+1/2 ou –1/2
		0	+1/2 ou –1/2
		–1	+1/2 ou –1/2
		–2	+1/2 ou –1/2
	3 (sous-couche *f*) (14 électrons)	+3	+1/2 ou –1/2
		+2	+1/2 ou –1/2
		+1	+1/2 ou –1/2
		0	+1/2 ou –1/2
		–1	+1/2 ou –1/2
		–2	+1/2 ou –1/2
		–3	+1/2 ou –1/2

Mc QUARRIE et ROCK, Chimie générale.

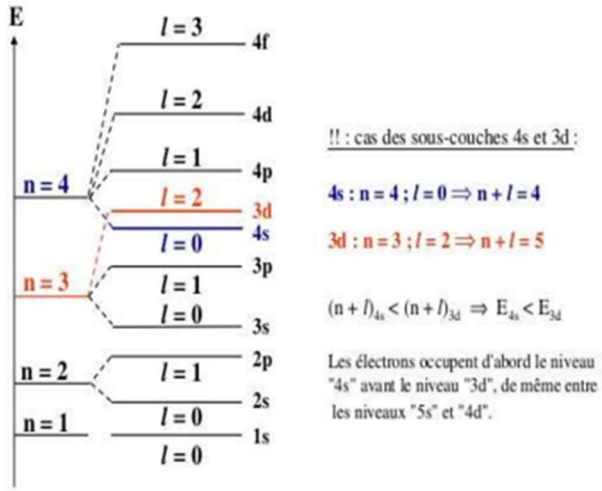
Attention :

E_{4s} < E_{3d} ð la sous-couche 4s sera remplie avant la sous-couche 3d

(4+0=4) (3+2=5)

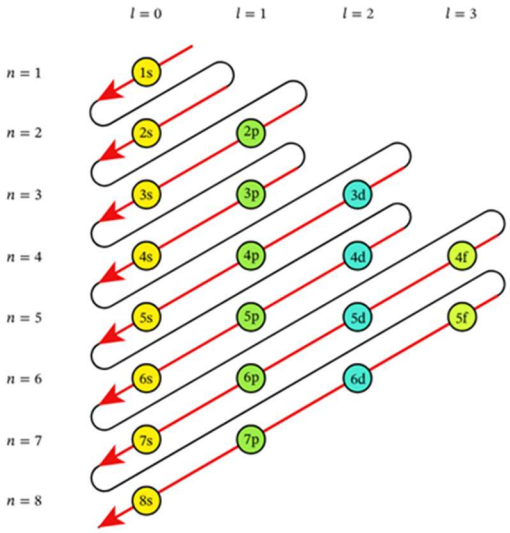
n+l=4 n+l=5

E_{3d} (3+2=5) et E_{4p} (4+1=5) ð n+l est égal dans les 2 cas, c'est alors le plus petit n qui définit l'énergie la plus basse ð la sous-couche 3d sera remplie avant la sous-couche 4.



HTTPS://WWW.LCT.JUSSIEU.FR/PAGESPERSO/FUSTER/1C001/REGLES.PDF

MOYEN MNÉMOTECHNIQUE :



FICHE EXPLICATIVE DE LA LEÇON: ORBITALES ATOMIQUES | NAGWA

ii. Le principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons d'un même atome ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.
Par conséquent, dans une même orbitale atomique (case quantique), n, l et m étant fixés, on ne peut placer que deux électrons au maximum avec leur nombre quantique de spin opposé : s=-1/2 et s=+1/2).

Ainsi, si une **case quantique contient deux électrons**, ceux-ci sont **appariés**. Ils forment un doublet ou une paire électronique et la **case quantique** est **saturée**. Les deux électrons ont leur **spins anti-parallèles**.

Représentation : 

Si un seul électron occupe une orbitale atomique, celui-ci est dit célibataire ou non-apparié. La case quantique est non saturée.

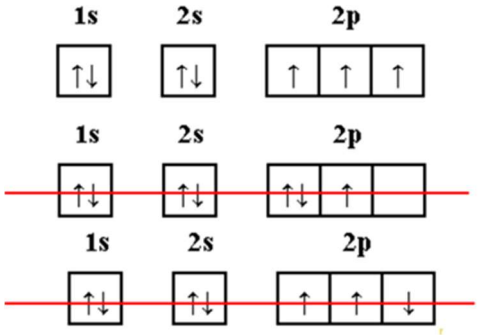
Représentation :



iii. Règle de Hund

Lorsque plusieurs orbitales atomiques dégénérées (de même énergie) sont disponibles, les électrons se placent de façon à en occuper le plus grand nombre possible. Les électrons célibataires occupent ces orbitales dégénérées avec des spins dentiques (ou parallèles) avant de se placer avec des spins opposés.

Exemple : pour l'atome d'azote $_{7}N$



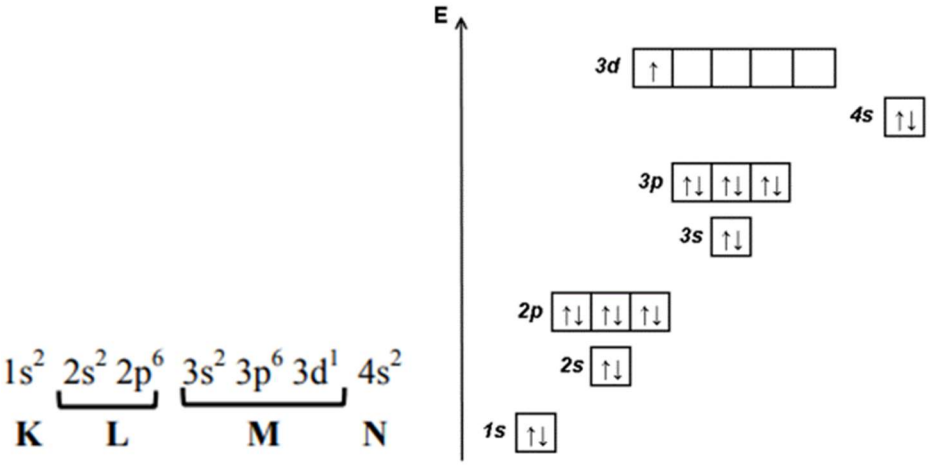
d) Configuration électronique

Sur base de ces règles, on peut établir la *configuration électronique* d'un atome qui est la manière dont ses électrons se répartissent sur les différentes orbitales atomiques.
Pour cela, il faut :

1. Répartir les e- en suivant les règles de remplissage des orbitales atomiques (Pauli, stabilité, Hund) ;
2. Écrire la configuration électronique en respectant les points suivants :
   a) on fait se succéder les couches par n croissant,
   b) dans une couche, on fait se succéder les sous-couches par l croissant,
   c) on affecte à chaque sous-couche un exposant qui indique le nombre d'électrons qu'elle contient.

Exemples :
Pour l'atome d'azote $_{7}N$: $1s^2 2s^2 2p3$

Pour l'atome de scandium $_{21}Sc$



Nous verrons dans le chapitre consacré aux liaisons chimiques que ce sont les électrons de la couche de valence (électrons périphériques) qui sont impliqués dans les liaisons chimiques d'un atome avec un autre. La couche de valence est celle qui est la plus éloignée du noyau (valeur de n la plus élevée).

Exemples :
Pour l'atome d'azote, la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^3$ et les électrons de valence sont les 5 électrons de la couche n=2 :
$2s^2 2p^3$

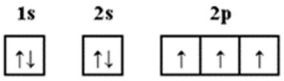
Les cases quantiques de N : 

Schéma de Lewis : 

Pour les atomes des familles principales des trois premières périodes (lignes, n de 1 à 3) du tableau périodique.

n	ns^1	ns^2	$ns^2\,np^1$	$ns^2\,np^2$	$ns^2\,np^3$	$ns^2\,np^4$	$ns^2\,np^5$	$ns^2\,np^6$
1	H•							He:
2	Li•	Be:	B:	•C:	•N•	:O•	:F•	:Ne:
3	Na•	Mg:	Al:	•Si:	•P•	:S•	:Cl•	:Ar:

En général, on utilisera plutôt les schémas suivants qui tiennent comptent du nombre de liaisons (valence) que l'élément réalise habituellement.

n	ns^1	ns^2	$ns^2\,np^1$	$ns^2\,np^2$	$ns^2\,np^3$	$ns^2\,np^4$	$ns^2\,np^5$	$ns^2\,np^6$
1	H•							He:
2	Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	:O•	:F•	:Ne:
3	Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	:S•	:Cl•	:Ar:

Remarque : on ne représente pas de schéma de Lewis pour les éléments de transition (familles b du tableau périodique).

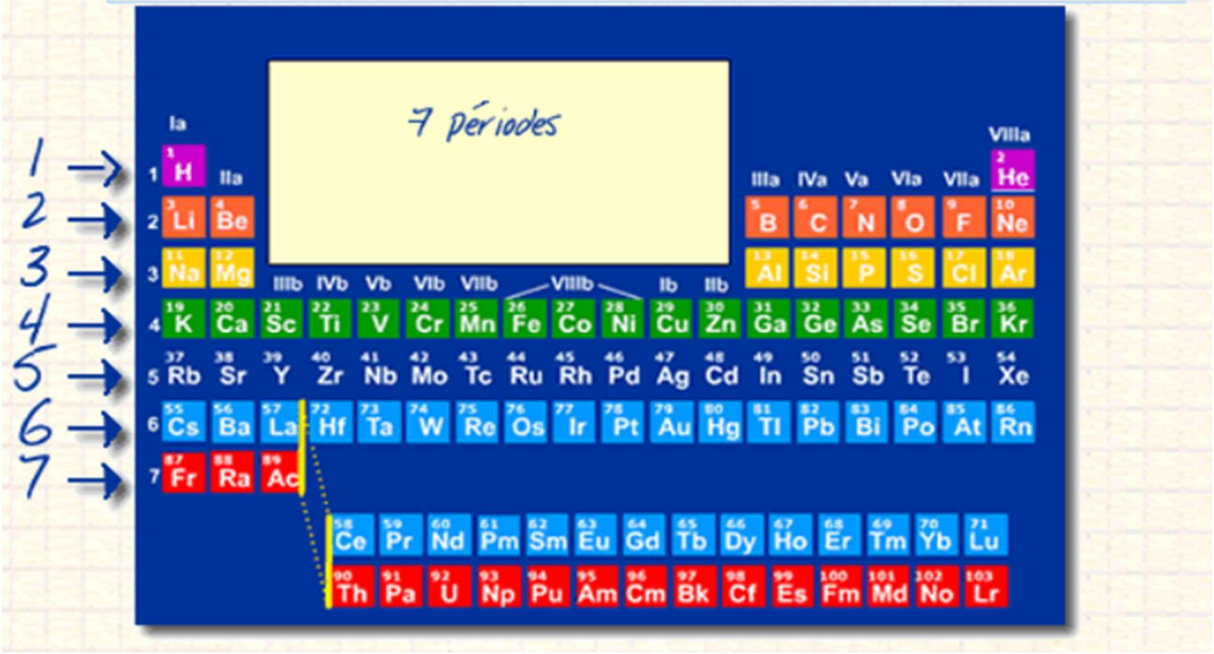
2. La classification périodique des éléments

Même sur un nombre très limité d'éléments (18/118), on constate que la périodicité observée expérimentalement au point de vue des propriétés physico-chimiques se retrouve dans leur structure électronique périphérique (externe). L'analyse peut se faire horizontalement (par période) ou verticalement (par famille).

a) Analyse horizontale, par période

Les rangées du tableau périodique sont des périodes ; il y en a 7.
Le numéro de la période correspond au nombre de couches électroniques occupées (nombre quantique n).

Numéro de la période	Nombre de couches occupées
1	1 -> couche K
2	2 -> couches K, L
3	3 -> couches K, L, M
4	4 -> couches K, L, M, N
…	



https://www.unamur.be/sciences/enligne/transition/chimie/fichesderevision/revision2/periodes.htm

i. Période 1

Le remplissage de l'orbitale atomique 1s, pouvant accueillir au maximum 2 électrons, explique la présence de 2 éléments dans cette période ; il s'agit de l'hydrogène H ($1s^1$) et de l'hélium He ($1s^2$).

ii. Période 2

Le remplissage des orbitales atomique 2s et 2p, pouvant accueillir au maximum respectivement 2 et 6 électrons, explique la présence de 8 éléments dans cette période ; du lithium Li (Z=3) au néon Ne (Z=10).

Exemple : le bore B (Z=5), dont la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^1$, a trois électrons dans sa couche de valence L (n=2).

iii. Période 3

Comme pour la période 2, on y trouve 8 éléments de Z=11 (Na) à Z=18 (Ar) ce qui correspond au remplissage des orbitales atomiques 3s et 3p (couche M, n=3).

iv. Période 4

D'après l'ordre des énergies croissantes des orbitales atomiques, le remplissage de la sous-couche 3d se fait avant le remplissage de la sous-couche 4p. Une fois l'orbitale atomique 4s saturée ($4s^2$), menant à 2 éléments, il y a remplissage des cinq orbitales atomiques 3d ($3d^5$) ; ce qui correspond à 10 éléments. Une fois la sous-couche 3d remplie, on procède au remplissage des trois orbitales atomiques 4p ($4p^6$) amenant 6 éléments de plus. Cela nous amène à un total de 18 éléments pour cette période, de Z=19 (K) à Z=36 (Kr).

v. Période 5

Comme pour la période 4, on y trouve 18 éléments de Z=37 (Rb) à Z=54 (Xe) ce qui correspond au remplissage, dans l'ordre, des orbitales atomiques 5s, puis 4d et enfin 5p.

vi. Période 6

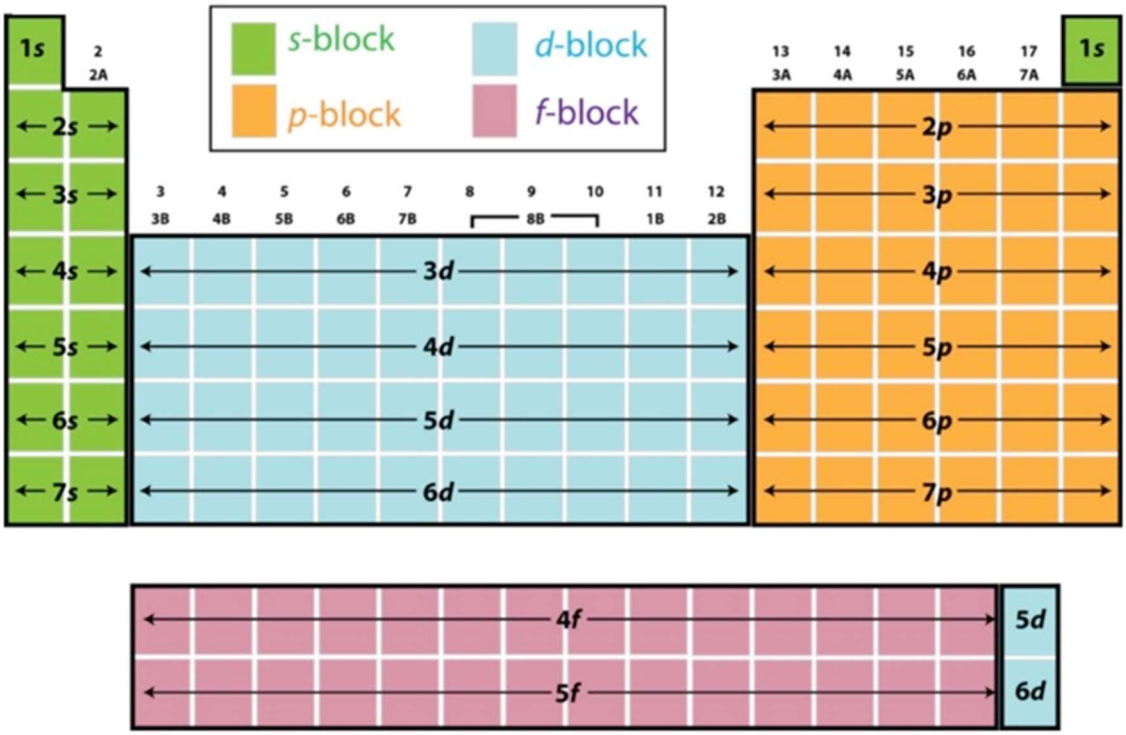
Le remplissage progressif des sept orbitales atomiques 4f pouvant accueillir au maximum 14 électrons entraîne la présence de 14 éléments supplémentaires par rapport à la période précédente. Au total, la période 6 contient donc 32 éléments de Z=55 (Cs) à Z=86 (Rd).
L'orbitale atomique 6s est d'abord remplis ($6s^2$). Ensuite, le lanthane La est le premier élément correspondant au remplissage de la sous-couche 5d[2]. Puis, viennent les 14 éléments correspondant au remplissage de la sous-couche 4f ($4f^{14}$). Après, on continue le remplissage des orbitales atomiques 5d avec les neuf éléments suivants ($5d^{10}$). Enfin, les six derniers éléments de cette période viennent du remplissage de la sous-couche 6p ($6p^6$).

vii. Période 7

Comme pour la période 6, on y trouve le remplissage de la sous-couche 5f.

b) Analyse verticale, par famille ou groupe

L'analyse verticale du tableau périodique fait apparaître quatre blocs : bloc s, bloc p, bloc d et bloc f.



https://dr282zn36sxxg.cloudfront.net/datastreams/f-d:8c32572d015a1ad78889d949261298b43e44acc227c48ee89c136cde+IMAGE+IMAGE.1

i. Bloc s

Le bloc s rassemble deux familles dont l'/les électron(s) de valence est/sont de type s : ns^1 et ns^2.

- 1ère colonne = famille Ia (ALCALINS)

Ces éléments ont un seul électron (de valence) non apparié sur une orbitale atomique de type s : configuration électronique ns^1.
Par exemple, H, Li et Na ont respectivement pour structure externe : $1s^1$, $2s^1$ et $3s^1$.
Les alcalins sont **monovalents**, **métalliques (sauf H)** et cèdent facilement leur électron de valence pour **former des cations monochargés (Li^+, Na^+)** et atteindre ainsi la configuration électronique du gaz rare précédent dans le tableau périodique (He, Ne).

Les métaux alcalins forment des oxydes basiques (M_2O) qui réagissent avec l'eau pour former un hydroxyde (cf. chapitre de nomenclature minérale).

$$M_2O + H_2O \rightarrow 2\ MOH$$

Remarque : **l'hydrogène H** se rapproche des métaux alcalins par son ionisation ($H \rightarrow H^+ + 1e^-$) mais il **possède des propriétés tout à fait particulières** en raison de l'extrême petitesse de son atome.

- 2ème colonne = famille IIa (ALCALINO-TERREUX)

Ces éléments ont un deux électrons (de valence) appariés sur une orbitale atomique de type s : configuration électronique ns^2.
Par exemple, Be, Mg et Ca ont respectivement pour structure externe : $1s^2$, $2s^2$ et $3s^2$.
Les alcalino-terreux sont **bivalents**, et cèdent facilement leurs deux électrons de valence pour **former des cations doublement chargés (Be^{++}, Mg^{++}, Ca^{++})** et atteindre ainsi la configuration électronique du gaz rare précédent dans le tableau périodique (He, Ne, Ar).

Exemple :
Ionisation de Mg : $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

Tout comme les métaux alcalins, ils forment des oxydes basiques MO qui réagissent avec l'eau pour former un hydroxyde.

$$MO + H_2O \rightarrow M(OH)_2$$

ii. Bloc p

Il rassemble les colonnes 13 à 18 dont les éléments ont des électrons de valence de type p : $np^{1\rightarrow6}$.

Pour la plupart, ils tendent à former des oxydes acides M'O qui réagissent eux-même avec l'eau pour former des oxacides ou acides ternaires.
Exemples: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

- 13ème colonne = famille IIIa (TERREUX)

Les terreux ont une structure externe $ns^2\ np^1$. Ayant 3 électrons de valence, ils sont trivalents.
A l'exception du bore B, qui forme des composés covalents, ce sont des métaux qui forment des composés ioniques.

- 14ème colonne = famille IVa (CARBONIDES)

Les carbonides ont une structure externe $ns^2\ np^2$.
Le carbone C et le silicium Si sont tétravalents et forment des composés covalents.
L'étain Sn et le plomb Pb (métaux) sont bivalents ou tétravalents et forment des composés ioniques.

- 15ème colonne = famille Va (AZOTIDES)

Les azotides ont une structure externe $ns^2\ np^3$.
Ils peuvent être trivalents ou pentavalents et forment des composés covalents.
L'antimoine Sb et le bismuth Bi ont un caractère métallique.

- 16ème colonne = famille VIa (SULFURIDES)

Les sulfurides ont une structure externe $ns^2\ np^4$.
Ils peuvent être bivalents, tétravalents ou hexavalents et forment des composés covalents.

- 17ème colonne = famille VIIa (HALOGENES)

Les halogènes ont une structure externe $ns^2\ np^5$.
Le fluor est monovalent ; les autres halogènes peuvent avoir une valence 1, 3, 4, 5, 6, 7.
Souvent, ils se retrouvent à l'état d'anions monochargés F^-, Cl^-, Br^-, I^-.

- 18ème colonne = famille VIIIa (GAZ RARES ou NOBLES ou INERTES)

A l'exception de l'hélium He ($1s^2$), les gaz rares ont une structure externe $ns^2\ np^6$ (octet pour la couche de valence).
Ils sont très peu réactifs chimiquement car la totalité de leurs orbitales atomiques disponibles est saturée.

iii. Bloc d (ELEMENTS DE TRANSITION)

Ce bloc comprend les dix colonnes, 3 à 12, qui correspondent au remplissage des orbitales de type d. Ils jouent un rôle important dans la formation des complexes ou composés de coordination.

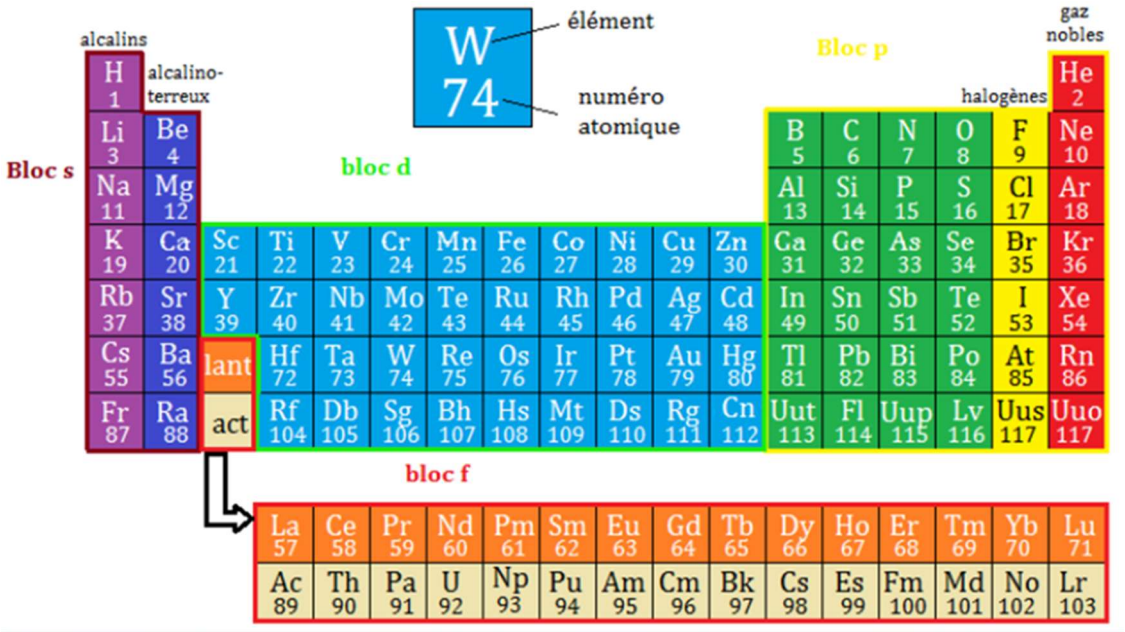
Il existe des exceptions aux règles de remplissage des orbitales atomiques parmi les éléments de transition.

Exemples : $_{24}Cr$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ (règle : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$)
$_{29}Cu$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ (règle : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$)

Cette organisation (orbitale d à moitié remplie pour Cr ou orbitale d saturée pour Cu) confère une plus grande stabilité.

iv. Bloc f (LANTHANIDES et ACTINIDES)

Ce bloc comprend les éléments mettant en jeu le remplissage des orbitales de type f.



http://scienticlic.wifeo.com/tableau-periodique-des-elements.php

c) Une propriété périodique importante : l'électronégativité ε

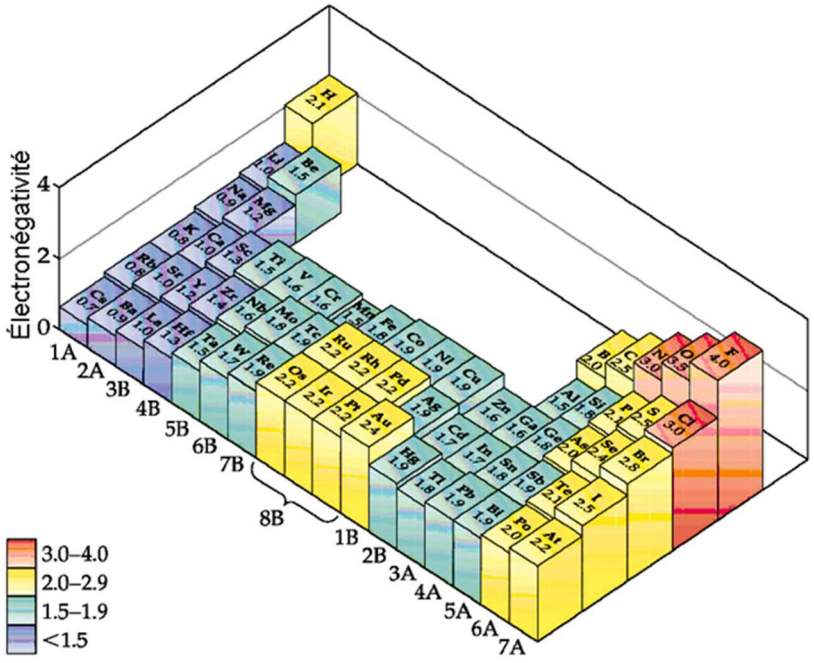
Nous n'étudierons pas dans ce cours les autres propriétés périodiques telles que le rayon atomique, l'énergie d'ionisation et l'affinité électronique.

Par contre, il est important de détailler l'électronégativité. En effet, nous avons vu précédemment que c'est la différence d'électronégativité Δε entre deux atomes qui va déterminer le type de liaison entre ceux-ci (liaison ionique, liaison covalente parfaite ou liaison covalente polarisée).

Pour rappel, l'électronégativité mesure l'aptitude d'un atome ou d'un groupement d'atomes à attirer vers lui les électrons impliqués dans une liaison avec un autre atome. Plus l'électronégativité d'un atome est grande, plus les électrons sont proches de cet atome.

Dans le tableau périodique, au sein d'une période (ligne), l'électronégativité augmente de gauche à droite. Cela semble logique étant donné que le numéro atomique Z, représentant également la charge du noyau, augmente. Celui-ci interagit davantage avec les électrons de valence. Par contre, au sein d'une famille (colonne), l'électronégativité diminue de haut en bas. Ceci semble logique également car, lorsqu'on « descend » dans une colonne du tableau périodique, les électrons de valence sont sur une couche de plus en plus éloignée du noyau. Par conséquent, même si le nombre de protons augmente (Z ↗), les électrons de valence interagissent moins avec le noyau atomique. Ceci est dû à l'effet d'écran exercé par les électrons qui se situent entre le noyau et les électrons de valence.

Différentes échelles d'électronégativité existent ; la plus courante est celle de Pauling. Pour celle-ci, ε est un nombre empirique (sans unité) variant de 0,7 à 4. Le minimum est donc à rechercher en bas à gauche du tableau (au niveau du francium) tandis que le maximum se trouve en haut à droite (au niveau du fluor).



http://www.chim.lu/ch0410.php

Sur base de l'électronégativité, on distingue deux tendances dans le tableau périodique : les éléments électropositifs et les éléments électronégatifs.

- Un élément faiblement électronégatif (ε faible) :
  - perd facilement un ou plusieurs électrons pour former un cation ;
  - est typiquement un métal M.
- Un élément fortement électronégatif (ε élevée) :
  - capte facilement un ou plusieurs électrons pour former un anion ;
  - est typiquement un non-métal M'.

[1] Par opposition à l'état excité.
[2] Lanthane : on remplit $6s^2 5d^1$ plutôt que $6s^2 4f^1$ comme le voudrait la règle de Klechkowski (cf. chevauchement au niveau du diagramme énergétique).

3. Exercices

1.
   a. Quelle est la lettre qui désigne la couche dont n = 3 ?
   b. Pour cette couche, quelles sont les valeurs permises de l ?
   c. Combien d'électrons chaque sous-couche de n = 3 peut-elle accueillir ?
   d. Comparez la somme du nombre d'électrons maximum de chaque sous-couche de la couche n = 3 à celle prévue par la règle $n_{max} = 2n^2$.
   e. Etablissez les configurations électroniques des atomes neutres de Li, Na et K et de leurs cations Li^+, Na^+, K^+.
2. Quel est le nombre quantique principal de la dernière couche occupée (c'est-à-dire la couche occupée de nombre quantique principal maximum) :
   a. de l'hélium ?
   b. du néon ?
   c. de l'argon ?
3. Combien d'électrons peut-on mettre au maximum (n_{max}) :
   a. dans la couche n=1 ?
   b. dans la couche n=2 ?
   c. dans la couche n=3 ?
4. Choisissez l'atome dont la couche électronique externe est complète :
   a. Na b. C c. Li d. He
5. Écrire la configuration électronique des atomes suivants à l'état fondamental :
   a. Ca; b. Br; c. Ag; d. Zn.
6. Écrire la configuration électronique des ions suivants à l'état fondamental :
   a. P^{3-} ; b. Br^- ; c. S^{2-} ; d. Ba^{2+}
7. Parmi les désignations suivantes d'orbitales atomiques, indiquer lesquelles sont impossibles :

a. 7s ; b. 1p ; c. 5d ; d. 2d ; e. 4f.

8. Donner tous les ensembles possibles de quatre nombres quantiques pour un électron appartenant à une orbitale 5d.
9. Donner les désignations des orbitales atomiques (c'est-à-dire 1s, 2p, ...) qui correspondent aux électrons caractérisés par les ensembles suivants de nombres quantiques :

	n	l	m	s
(a)	4	1	0	-1/2
(b)	3	2	0	+1/2
(c)	4	2	-1	-1/2
(d)	2	0	0	-1/2
(e)	3	1	-1	+1/2
(f)	5	0	0	+1/2
(g)	2	1	0	+1/2
(h)	4	3	-2	+1/2

10. Parmi les ensembles suivants de nombres quantiques, indiquer ceux qui sont permis (c'est-à-dire possibles) pour un électron dans un atome :

	n	l	m	s
(a)	2	1	0	+1/2
(b)	3	0	+1	-1/2
(c)	3	2	-2	-1/2
(d)	1	1	0	+1/2
(e)	2	1	0	0

11. Parmi les configurations électroniques suivantes d'atomes neutres, lesquelles représentent des états **excités** ?
    a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$; b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^2$; c. $1s^2\ 2s^1$; d. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1$
12. Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses ?
    a. si l = 1, l'électron est dans une orbitale d
    b. si n = 2, m peut être égal à –1
    c. pour un électron dans une orbitale d, m peut avoir la valeur 3
    d. si l = 2, la sous-couche correspondante peut recevoir au plus 10 électrons
    e. le nombre n d'un électron d'une sous-couche f peut être égal à 3

13. Associer à chacun des cas A, B, C une ou plusieurs des caractéristiques a, b, c, ..., g.
    A. Deux éléments qui ont le même nombre d'électrons dans leur couche externe...
    B. Deux éléments dont les électrons externes appartiennent à la même couche...
    C. Deux nucléides ne différant que par le nombre de neutrons de leurs noyaux...
    a. ont des propriétés identiques.
    b. ont des propriétés analogues.
    c. ont des propriétés différentes.
    d. sont dans le même bloc (s, p, d, f).
    e. sont dans la même période.
    f. sont dans la même colonne
    g. sont dans la même case.

14. Indiquez, parmi les ions suivants ceux qui ont la configuration électronique d'un gaz rare et, si c'est le cas, précisez duquel il s'agit.
    Cs^+ S^{2-} Al^{3+} Ga^{3+} P^{3-} O^-

4. Solutions

1.
    a. il s'agit de la couche M
    b. l = 0, 1 et 2
    c. 3s : 2 électrons ; 3p : 6 électrons ; 3d : 10 électrons
    d. 2 + 6 + 10 = 18
    e. Li : $1s^2\ 2s^1$
    Na : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
    K : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
    Li^+ : $1s^2$
    Na^+ :$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
    K^+ :$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
2. a. n = 1 b. n=2 c. n=3
3. En utilisant la relation $n_{max} = 2\ n^2$, on a :
    a. $n_{max} = 2$ b. $n_{max} = 8$ c. $n_{max} = 18$
4. d
5. Ca :$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
    Br : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
    Ag :$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^9$
    Zn : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$.
6. P^{3-} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s2\ 3p^6$
    Br^- : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$
    S^{2-} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
    Ba^{2+} : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$.
7. Impossible : 1p ; 2d.
8. 5d

n=5	l=2	m = –2	s = +1/2
n=5	l=2	m = –2	s = –1/2
n=5	l=2	m = –1	s = +1/2
n=5	l=2	m = –1	s = –1/2
n=5	l=2	m=0	s = +1/2
n=5	l=2	m=0	s = –1/2
n=5	l=2	m = +1	s = +1/2
n=5	l=2	m = +1	s = –1/2
n=5	l=2	m = +2	s = +1/2
n=5	l=2	m = +2	s = –1/2

9. a. 4p; b. 3d; c. 4d; d. 2s; e. 3p; f. 5s; g. 2p; h. 4f.

10. Permis : a; c.
11. Etats excités : a ; b ; d.
12. Vraies : b, d; fausses : a, c, e.
13. A+b+d+f; B+c+e; C+a (+d+e+f) +g.
14. Cs^{+} (Xe) ; S^{2-} (Ar) ; Al^{3+} (Ne) ; P^{3-} (Ar)

1. Règle de l'octet

La stabilité, l'architecture et la réactivité des groupements d'atomes dépendent de la nature des liaisons qui les unissent.

1. La tendance fondamentale pour tout atome est d'avoir un nombre pair d'électrons de valence[9], associés en doublets, ce qui implique la disparition des électrons célibataires.
2. Toute liaison chimique s'établit si chaque atome lié peut obtenir une configuration électronique semblable à celle du gaz rare (18ème colonne) qui le suit ou qui le précède dans le tableau périodique.
3. Pour la majorité des atomes, la configuration électronique de la couche externe du gaz rare auquel ils s'assimilent comporte 8 électrons (d'où le terme « octet »).

Toutefois, force est de constater que ceux qui acquièrent la configuration de l'He ne peuvent avoir que 2 électrons et non 8.

Avant de détailler les différentes manières pour un atome d'atteindre l'octet, il convient de décrire les **conventions du modèle de Lewis**. Dans celui-ci, un **électron célibataire** (non apparié) est représenté par un point **« . »** tandis qu'une **paire d'électrons** est représentée par un trait **« - »** ou deux points **« : »**. Voici la représentation de Lewis pour les atomes des familles a (colonnes 1,2 et 13 à 18) du tableau périodique. Par exemple, le carbone C (famille IVa) possède 4 électrons célibataires pouvant former des liaisons avec d'autres atomes. L'oxygène (famille VIa) possède 2 paires d'électrons et 2 électrons célibataires pour former des liaisons avec d'autres atomes souvent moins électronégatifs que lui (cf. NO -2).

Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
							
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	:Ne:

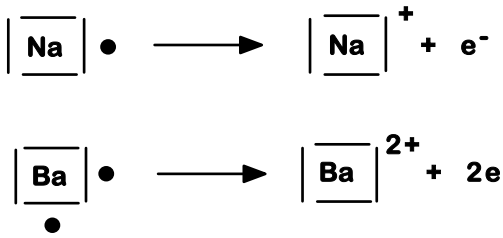
[9] Les électrons de valence sont les électrons périphériques d'un atome ; ceux-ci étant les plus éloignés du noyau, ils ressentent moins son attraction et sont ainsi impliqués dans les liaisons avec un autre atome.

2. Types de liaisons

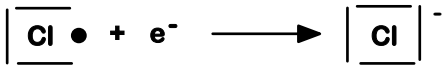
a) La liaison ionique

Si on se base sur la structure de Lewis des éléments qui décrit le nombre d'électrons dont dispose ce dernier pour entrer en réaction, alors on peut dire :

- d'une part, un atome éjecte son ou ses e^- célibataire(s) afin d'avoir la configuration électronique du gaz rare qui le précède, il devient alors un cation + :



- d'autre part, un atome acquiert un ou plusieurs e^- afin d'avoir la configuration électronique du gaz rare qui le suit, il devient alors un anion - :



Dans une réaction chimique de synthèse d'un composé ionique binaire, ces deux processus sont toujours simultanés, car le ou les e^- venant former l'anion sont précisément ceux éjectés par l'atome se transformant en cation. Par exemple, dans une association telle que $BaCl_2$, le Ba éjecte 2 e^-, c'est pour cette raison qu'il nécessite 2 atomes de Cl puisque chacun d'eux ne peut accepter qu'un seul e^-.

Considérons maintenant l'**électronégativité** (figure 22) qui estime la tendance d'un atome à attirer les électrons lorsqu'il est lié à un autre atome.

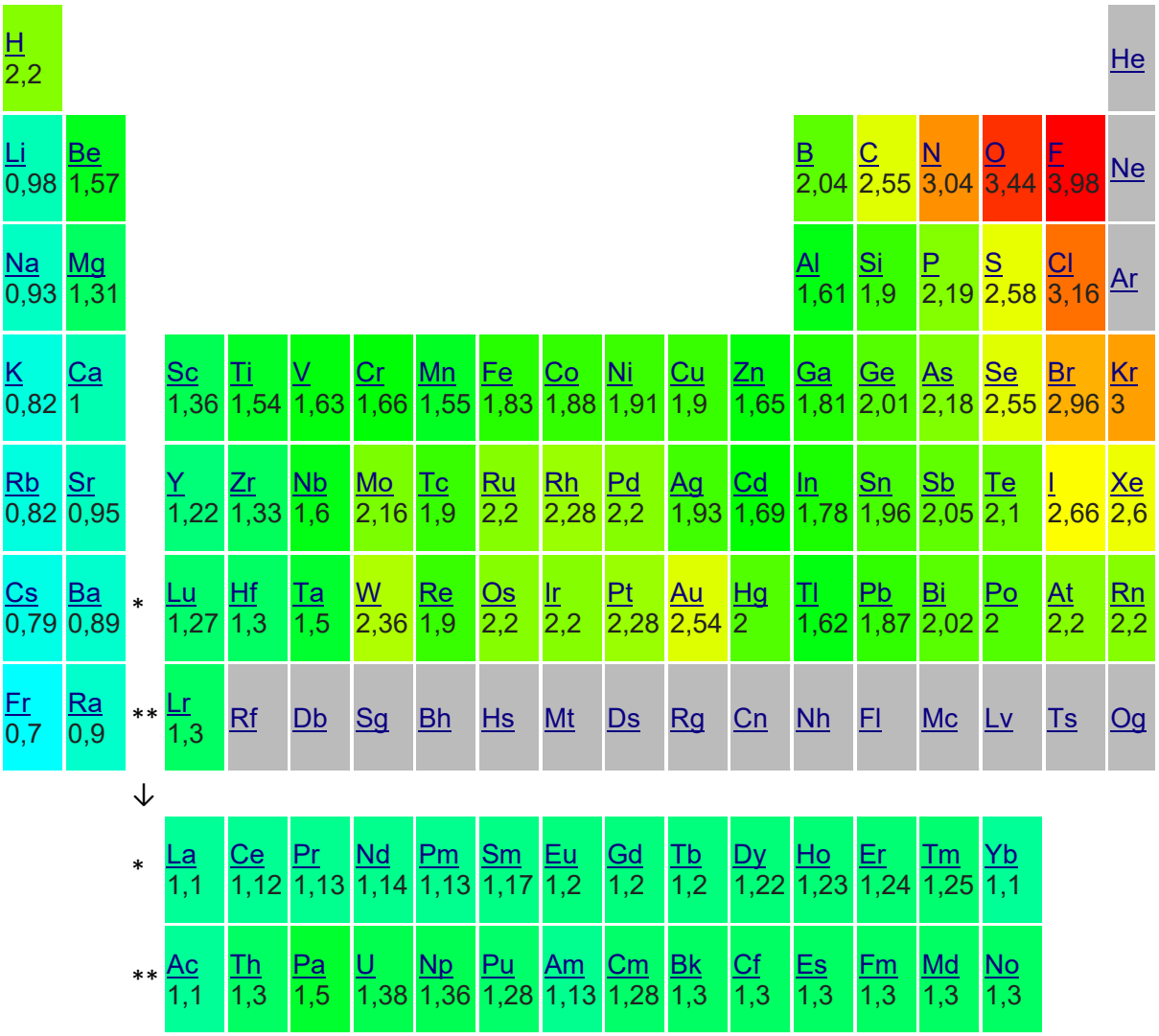


Figure 11

Plus l'électronégativité d'un élément est forte, plus cet élément aura tendance à gagner un ou des électron(s). Plus l'électronégativité d'un élément est faible plus cet élément aura tendance à perdre un ou des électron(s). Dès lors, si la différence d'électronégativité entre 2 atomes est importante, lors de la formation d'une molécule à 2 atomes, le plus électronégatif prendra l'électron du moins électronégatif. Chiffrer la différence d'électronégativité (dans l'échelle de Pauling) nécessaire à l'obtention d'une liaison ionique n'est guère facile. Mais, de manière simplifiée, on peut accepter pour une liaison que :

- si **$0 < \Delta\varepsilon \leq 1,7$** alors on a une **liaison covalente polarisée** ;
- si **$\Delta\varepsilon = 0$** la **liaison** est **covalente parfaite** ;
- si **$\Delta\varepsilon > 1,7$** la **liaison** est **ionique**.

On peut donc dire qu'une liaison ionique « existe » entre deux éléments lorsque l'un est faiblement électronégatif (métal) et l'autre fortement électronégatif (non-métal).

Il est bien entendu que les liaisons ioniques ne sont pas limitées aux seuls composés binaires, elles peuvent aussi affecter des ions polyatomiques. C'est le cas des composés suivants :

- $CaCO_3$ qui est fait à partir de Ca^{2+} et CO_3^{2-}
- NH_4NO_3 qui est fait à partir de NH_4^+ et NO_3^-

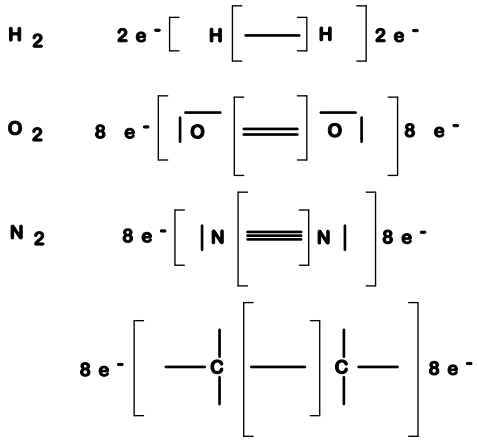
b) Les liaisons covalentes normales

Il y a, pour les atomes, un second moyen de réaliser l'octet, c'est la **mise en commun d'électrons célibataires**. Ce cas intervient lorsque la différence d'électronégativité ($\Delta\varepsilon$) entre les atomes intervenants est faible ou nulle.

i. La liaison covalente normale parfaite $\Delta\varepsilon = 0$

Elle existe exclusivement entre atomes pour lesquels $\Delta\varepsilon = 0$. Sont principalement concernées, les associations entre atomes identiques telles que dans H_2, N_2, O_2...

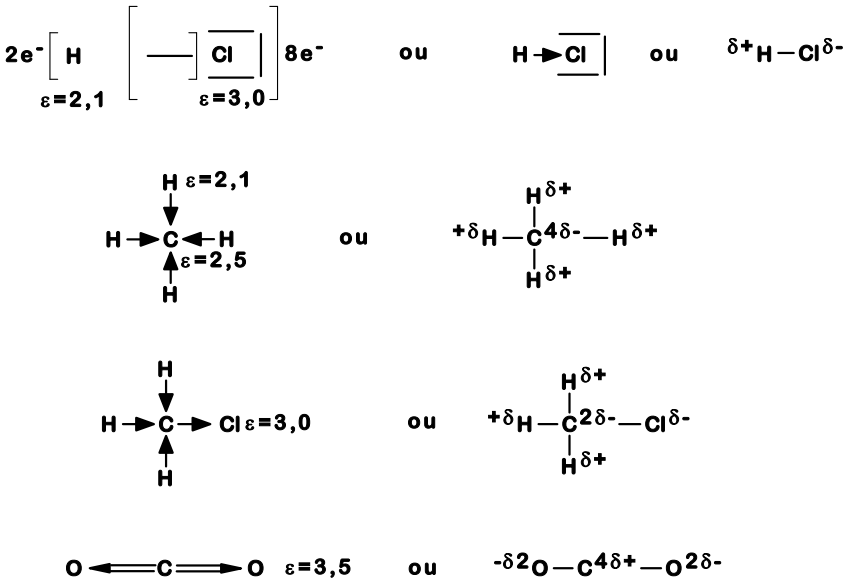
Exemples



ii. La liaison covalente normale polarisée $0 < \Delta\varepsilon \leq 1{,}7$

Lorsque les atomes liés par covalence normale sont différents, la $\Delta\varepsilon \neq 0$ mais elle est insuffisante pour aboutir à une liaison ionique.
La liaison covalente normale est alors dite polarisée car le doublet électronique commun est attiré vers l'élément le plus électronégatif.

Exemples : HCl, CH_4, CH_3Cl et CO_2



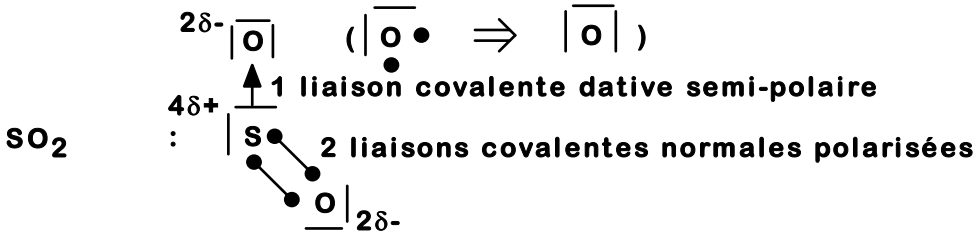
c) Les liaisons covalentes datives

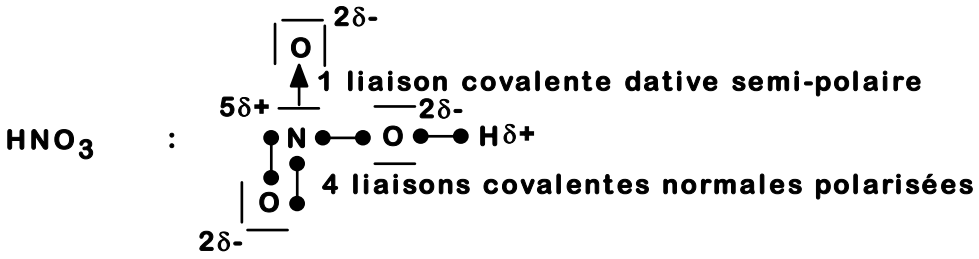
Un troisième moyen de réaliser l'octet consiste en la **mise en commun**, non pas d'électrons célibataires mais **d'un doublet électronique entier**.

iii. La liaison covalente dative semi-polaire

Si le donneur du doublet est moins électronégatif que l'accepteur, la liaison dative est qualifiée de semi-polaire.

Exemples

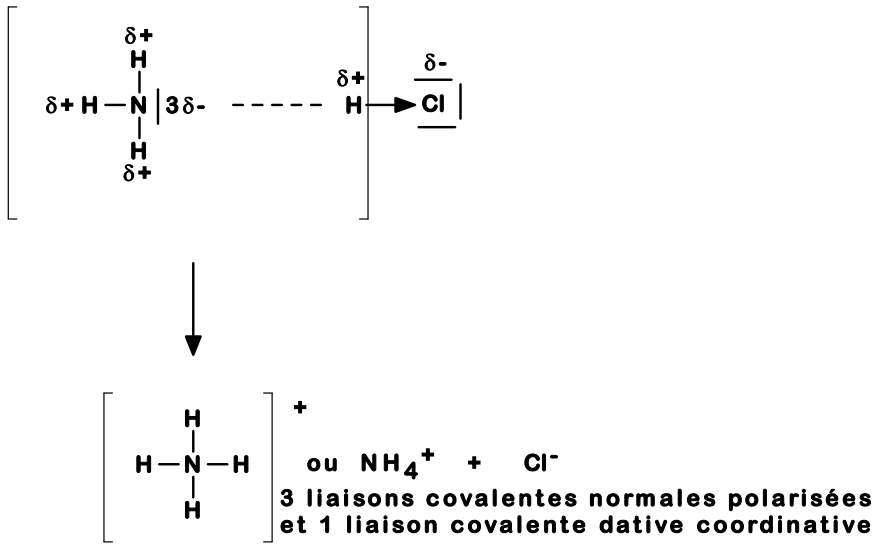




iv. La liaison covalente dative coordinative

Si le donneur du doublet est plus électronégatif que l'accepteur, la liaison dative est qualifiée de coordinative. Dans ce cas, l'accepteur est toujours un cation (H^+ est en fait le seul à considérer).

Exemple



Lorsqu'il y a rapprochement des deux molécules (NH_3 et HCl), la charge partielle importante (3δ-) de l'azote a pour effet d'accentuer la polarisation de la liaison H→ Cl. Ainsi, la paire électronique de la liaison est repoussée vers le chlore jusqu'à lui appartenir totalement.
L'hydrogène perd ainsi son électron et devient un ion H^+. Le déficit électronique de ce H^+ est comblé par la paire électronique libre que l'azote met en commun avec lui.

Il faut toutefois noter que dans l'ion ammonium NH_4^+, les 4 H sont répartis symétriquement autour de l'azote. Bien que l'origine des électrons diffère, il est impossible de distinguer les 4 liaisons dans l'ion une fois formé et la charge + affecte l'ensemble de l'ion.

Une situation tout à fait équivalente se produit dans l'ion H_3O^+ issu de l'association d'une molécule d'H_2O et d'un ion H^+.

3. Stratégie d'écriture des structures de Lewis (exemple : NH_3)

1) Dénombrer le nombre total d'électrons de valence (EV) et former le nombre de doublets électroniques correspondants.
   - si ion +, retirer autant d'électrons que de charges +
   - si ion -, ajouter autant d'électrons que de charges -

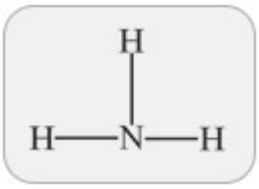
Exemple : *N et 3 H : EV = 5 + 3 x 1 = 8 → 4 doublets*

2) Construire le squelette de la molécule (ou ion) en reliant les atomes avec un seul doublet électronique et en respectant les règles suivantes :
   - ε(atome périphérique) > ε(atome central) mais H toujours atome périphérique ;

- forme compacte et symétrique ;
- C interne avec 4 doublets liants.

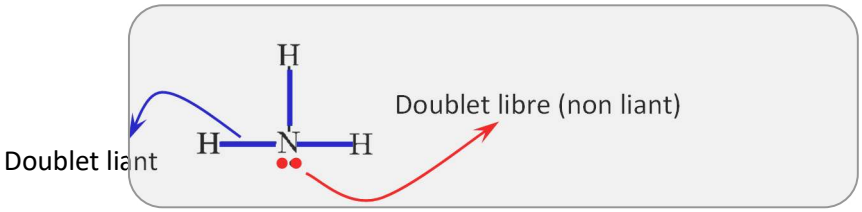
Exemple :

ε H = 2,1 et ε N = 3
mais N quand même central



3) Placer les doublets restants en complétant d'abord l'octet pour les atomes périphériques puis pour l'atome central.

Exemple :



4) Calculer les charges formelles (CF) en comparant le nombre d'EV de l'atome seul au nombre d'EV dont il s'est entouré dans la molécule ou l'ion.
   - Charge formelle ≠ charge réelle ;
   - Calcul de la charge formelle d'un atome dans une molécule :

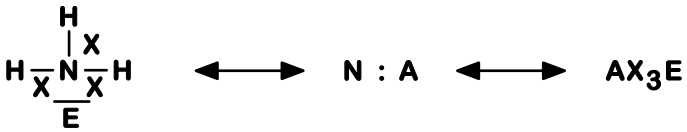
$$CF = \sum (EV)_{atome\ isolé} - \sum (e^-)_{doublets\ non\ liants} - \frac{1}{2} \cdot \sum (e^-)_{liants}$$

4. Forme et polarité des molécules covalentes (Méthode VSEPR)

a) Paires électroniques liantes et non liantes

Afin de donner un principe général de construction, il est indispensable d'uniformiser les différentes situations. Pour ce faire, on caractérise l'atome central de la molécule par la lettre A, une paire électronique liante par X et une paire électronique non liante par E.

Exemple :



Suivant ce principe, il est possible d'attribuer à chaque molécule, une formule générale correspondant à une forme géométrique particulière.

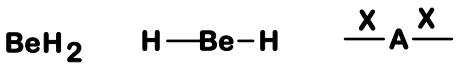
Une liaison multiple (double ou triple) et une liaison covalente dative semi-polaire peuvent être assimilées l'une et l'autre à une seule paire électronique liante, c'est-à-dire un seul X.

b) Classement des formes géométriques

i. Géométrie AX_2

Une molécule de type **AX_2** est **linéaire**.

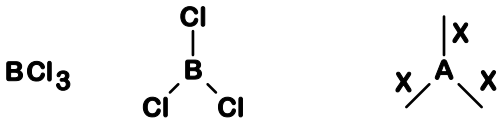
Exemple :



ii. Géométries AX_3 et AX_2E

Une molécule de type **AX_3** et **AX_2E** est **plane et triangulaire** (le triangle est équilatéral si les 3 atomes entourant l'atome central sont identiques).

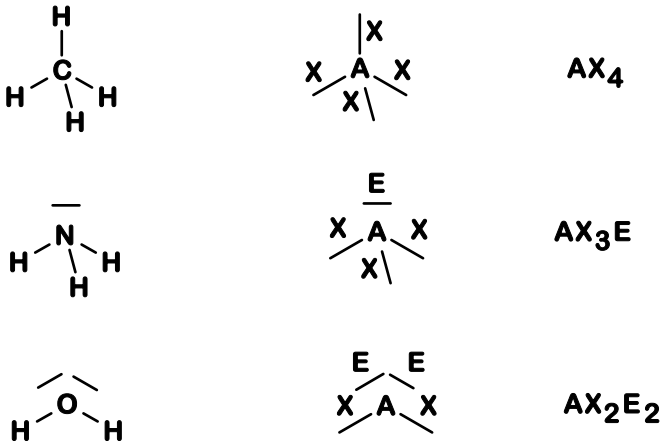
Exemple :



iii. Géométries AX_4, AX_3E et AX_2E_2

Les molécules de type **AX_4, AX_3E et AX_2E_2** répondent toutes à un même schéma. En effet, les 4 paires électroniques, qu'elles soient liantes (X) ou non liantes (E) sont dirigées vers les 4 sommets d'un tétraèdre régulier.

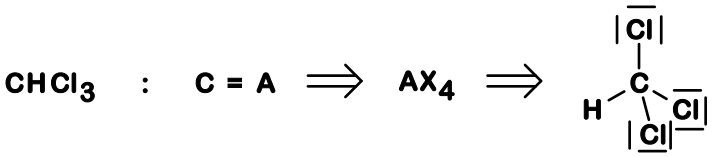
Exemples :

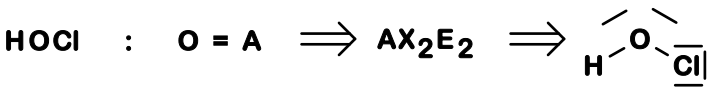


Dans le cas **AX_4**, les molécules ont la forme d'un **tétraèdre** (régulier si les 4 atomes ou groupes d'atomes entourant l'atome central sont identiques).
Dans le cas **AX_3E**, les molécules ont la forme d'une **pyramide**, **elles ont une géométrie tétraédrique**.
Dans le cas **AX_2E_2**, les molécules ont la forme d'un **V** ou d'un **triangle** (isocèle si les 2 atomes entourant l'atome central sont identiques). **Elles ont une géométrie tétraédrique**.

Dans tous les cas rencontrés jusqu'à présent, il est évident qu'il n'est pas indispensable d'avoir des atomes identiques autour de l'atome central. Dans le cas d'atomes différents, les formes géométriques sont aussi applicables ; elles ne seront pas régulières mais **<u>en première approximation</u>**, elles peuvent être considérées comme telles.

Exemples :





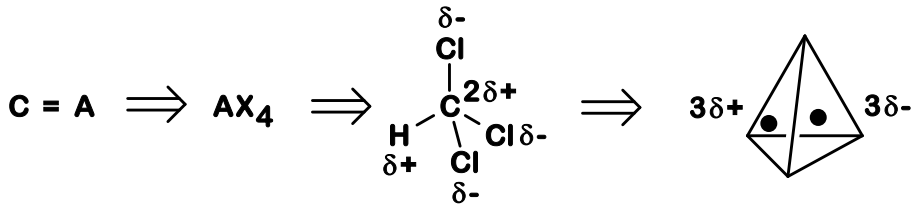
c) Polarité des molécules covalentes

La question est ici de savoir si une molécule peut être ou non considérée comme un dipôle. La méthode consiste à construire la molécule en lui donnant sa forme géométrique « réelle » et d'y ajouter les charges partielles issues de la polarité des liaisons. Il s'agit alors de trouver le centre des charges partielles positives et le centre des charges partielles négatives (cfr cours de math).

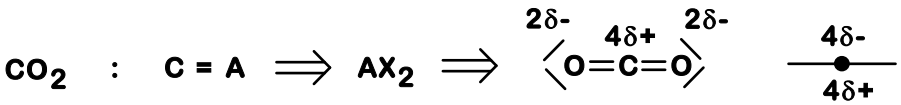
1) Si les centres coïncident, la molécule est non polaire ou apolaire.
2) Si les centres ne coïncident pas, la molécule est polaire et peut être considérée comme un dipôle.

<u>Exemples</u>

$CHCl_3$



Le centre des charges négatives se trouve au centre de la face du tétraèdre délimitée par les 3 atomes de Cl. Le centre des charges positives se trouve sur la liaison unissant le C à l'H, plus près du C portant 2 charges partielles positives pour 1 sur l'H. Les deux centres ne coïncident pas, la molécule est donc polaire.



Le centre des charges négatives et celui des charges positives se trouvent sur l'atome de C. Ils sont donc confondus et la molécule est apolaire.

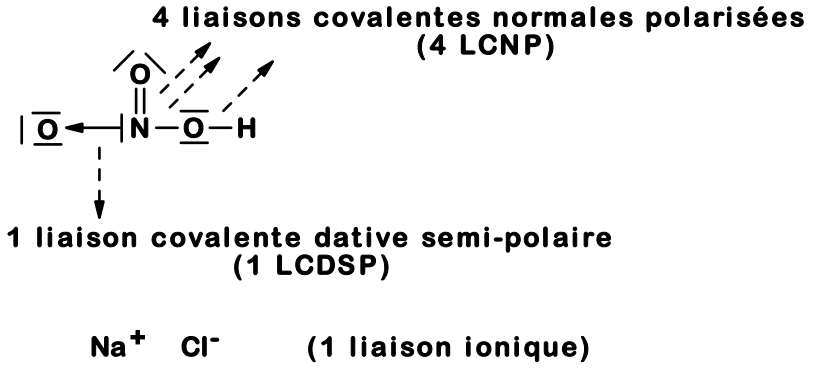
5. Exercices

Remarque préliminaire : lorsqu'on forme une molécule à partir de ses atomes constitutifs, il est nécessaire de respecter certaines règles qui sont généralement fiables :

- Il ne faut pas associer directement 2 atomes d'O (sauf dans le cas rare des peroxydes).
- Lorsqu'une molécule doit être constituée avec, entre autres, des atomes d'O et des atomes d'H, il faut faire le maximum d'associations –O–H.
- Lorsqu'une « molécule » comporte un ou des atome(s) métallique(s) et donc une ou des liaison(s) ionique(s), il faut d'abord construire la molécule en y plaçant des atomes d'H en lieu et place des atomes métalliques. Une fois la molécule construite, on remplace les atomes d'H par les atomes métalliques.

a) Exercices résolus

1. A l'aide de la notation de Lewis, représenter les « molécules » suivantes (sans tenir compte de leur géométrie) en précisant la nature de chaque liaison : HNO_3 et NaCl.



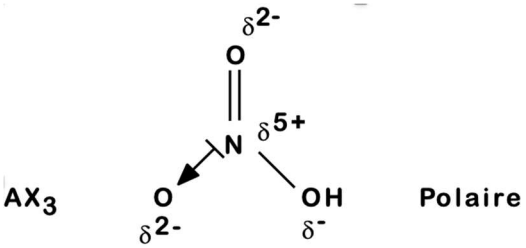
Na^+ Cl^- (1 liaison ionique)

2. En tenant compte de leur géométrie, déterminer si les molécules suivantes sont polaires ou apolaires : NaCl et HNO_3.

NaCl

Na^+ et Cl^- la molécule est ionique et donc polaire

HNO_3



b) Exercices proposés

1. Représente : Li, Be, Se, Ne, Cs, F, Sr, à l'aide des conventions de Lewis.
2. Représente selon Lewis les entités suivantes :

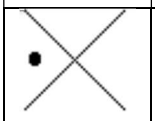
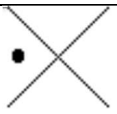
CH_2Cl_2	CH_3NH_2	C_2H_4
SiO_2	C_2H_6	H_3PO_4

C_6H_6 CN^- BH_3
HCO_3^- H_3O^+

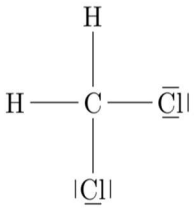
3. Quelles molécules peut-on former avec des atomes S et des atomes O ?
4. Même question avec H, N et O.
5. Même question avec H, C et O.
6. Même question avec Si et O.
7. Même question avec H et S.
8. Même question avec C, H et Cl.
9. Même question avec H, O et Cl.
10. A l'aide de la notation de Lewis, représenter les molécules suivantes en précisant la nature de chaque liaison. En tenant compte de leur géométrie, déterminer si ces mêmes molécules sont polaires ou apolaires : CH_2Cl_2 ; BH_3 ; H_3PO_4 ; $HClO_3$; CCl_4 ; HCN ; $NaHCO_3$; CO_2.
11. Même question avec : I_2 ; N_2 ; KCl ; H_2S ; PH_3 ; CH_3Cl ; $SnCl_4$; $SiCl_4$; CS_2 ; C_2H_2.
12. Même question avec : HNO_2 ; HNO_3 ; $NaClO_2$; SCl_2 ; KNO_3.

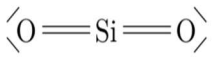
6. Réponses aux exercices proposés

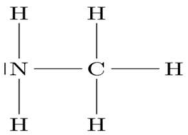
1.

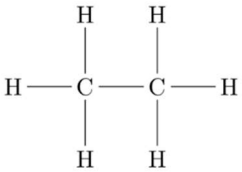
Li	Be	Se	Ne	Cs	Sr	F
						

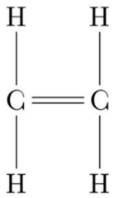
2.

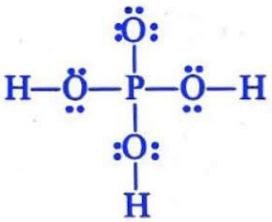


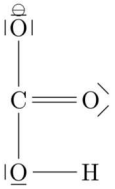


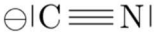


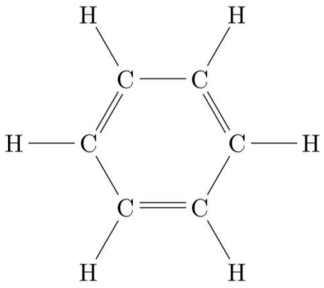
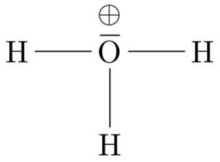
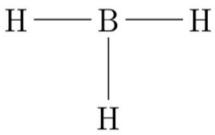










3. SO (en théorie seulement car cette molécule n'existe pas) ; SO_2 ; SO_3
4. HNO_2 ; HNO_3 ; H_3NO_3 (2 structures) ; H_3NO_4 ; H_3NO_2 (2 structures) ; H_3NO;
5. H_2CO ; H_2CO_2 ; H_2CO3 ; H_4CO
6. SiO_2
7. H_2S
8. $CHCl_3$; CH_2Cl_2 ; CH_3Cl
9. $HClO$; $HClO_2$; $HClO_3$; $HClO_4$
10.

CH_2Cl_2	4 LCNPol	AX_4	Polaire
BH_3	3 LCNPol	AX_3	Non-polaire
H_3PO_4	6 LCNPol + 1 LCDSP	AX_4	Polaire
$HClO_3$	2 LCNPol + 2 LCDSP	AX_3E	Polaire
CCl_4	4 LCNPol	AX_4	Non-polaire
HCN	4 LCNPol	AX_2	Polaire
$NaHCO_3$	5 LCNPol + 1 LI	AX_3 (HCO_3^-)	Polaire
CO_2	4 LCNPol	AX_2	Non-polaire

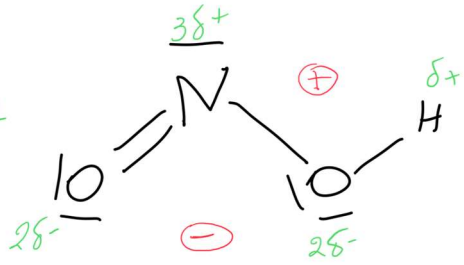
11.

I_2	1 LCNParf	(AXE_3)	Apolaire
N_2	3 LCNParf	(AXE)	Apolaire
KCl	1 LI	/	Polaire
H_2S	2 LCNPol	AX_2E_2	Polaire
PH_3	3 LCNParf	AX_3E	Non-polaire
CH_3Cl	4 LCNPol	AX_4	Polaire
$SnCl_4$	4 LCNPol	AX_4	Apolaire
$SiCl_4$	4 LCNPol	AX_4	Apolaire
CS_2	4 LCNPol	AX_2	Apolaire
C_2H_2	2 LCNpol + 3LCN parf.	AX_2 (2 fois)	Apolaire

12.

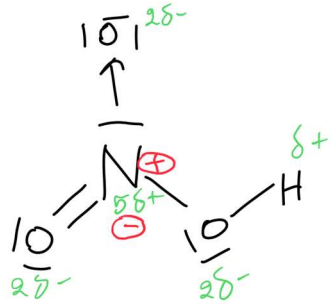
HNO_2	4 LCNPol	AX_2E	Polaire
HNO_3	4 LCNPol + 1 LCDSP	AX_3	Polaire
$NaClO_2$	1 LCNPol + 1 LI + 1 LCDSP	AX_2E_2 (ClO_2^-)	Polaire
SCl_2	2 LCNPol	AX_2E_2	Polaire
KNO_3	3 LCNPol + 1 LCDSP + 1 LI	AX_3 (NO_3^-)	Polaire

$\delta_O = 3,5$
$\delta_N = 3,0$
$\delta_H = 2,1$



⇒ POLAIRE

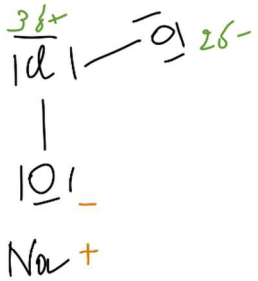
$\varepsilon_N = 3,0$
$\varepsilon_O : 3,5$
$\varepsilon_H = 2,1$



⇒ POLAIRE

$\varepsilon_O = 3,5$
$\varepsilon_{Cl} = 3,0$
$\varepsilon_{Na} = 0,9$

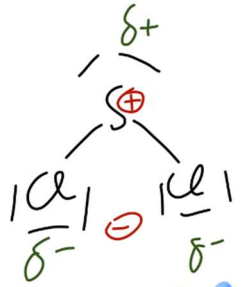
$NaClO_2$



⇒ ionique donc POLAIRE

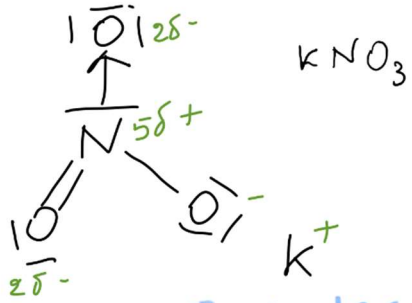
$\varepsilon_S = 2,5$
$\varepsilon_{Cl} = 3,0$

SCl_2



POLAIRE

$\mathcal{E}_O : 3,5$
$\mathcal{E}_N : 3,0$
$\mathcal{E}_K : 0,8$



KNO_3

IONIQUE → POLAIRE

Comme nous l'avons vu dans l'introduction, la matière peut exister sous forme solide, liquide ou gazeuse. Ce sont les *trois états de la matière* (figure 23). Le changement d'état correspond au passage d'un état à un autre.

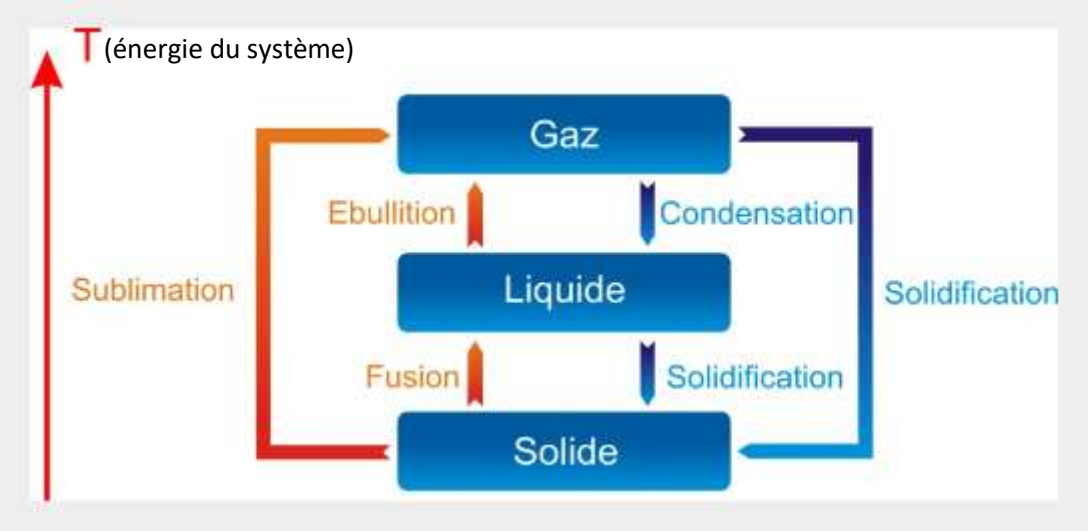


Figure 12

A *l'état gazeux*, les molécules sont très éloignées les unes des autres, d'autant plus que la pression est faible. Elles se déplacent continuellement et peuvent parcourir des distances très grandes par rapport à leurs dimensions avant d'entrer en collision avec une autre. C'est un état totalement désordonné. Un gaz n'a pas de volume propre et occupe tout le volume disponible.

A *l'état liquide*, les molécules sont au contact les unes des autres, leurs mouvements sont très limités mais il existe encore une agitation moléculaire et leurs positions relatives se modifient continuellement. C'est également un état désordonné. Un liquide possède un volume propre mais pas de forme propre, et il est pratiquement incompressible (les molécules ne peuvent pas être rapprochées davantage les unes des autres en augmentant la pression exercée sur un liquide).

Enfin, à *l'état solide*, les molécules ont encore moins de liberté. Leurs mouvements se réduisent à de simples oscillations autour de positions d'équilibre et leur disposition relative ne se modifie pas. C'est un état qui peut être ordonné (état cristallin) ou désordonné (état amorphe[10]). Un solide possède un volume propre et une forme propre.

Les transformations solide -> liquide et liquide -> gaz se caractérisent par une augmentation du désordre c'est-à-dire de l'agitation moléculaire (figure 24). Celles-ci nécessitent une augmentation de température. Cette augmentation de température vise à contrer les forces de cohésion/d'attraction qui peuvent exister entre les molécules à l'état solide ou à l'état liquide. On appelle ainsi les *forces intermoléculaires*. Plus ces forces sont grandes, plus l'énergie nécessaire pour s'en libérer est grande et plus les températures de fusion et d'ébullition sont élevées.

[10] Un solide amorphe, comme le verre, peut être considéré comme un liquide infiniment visqueux.

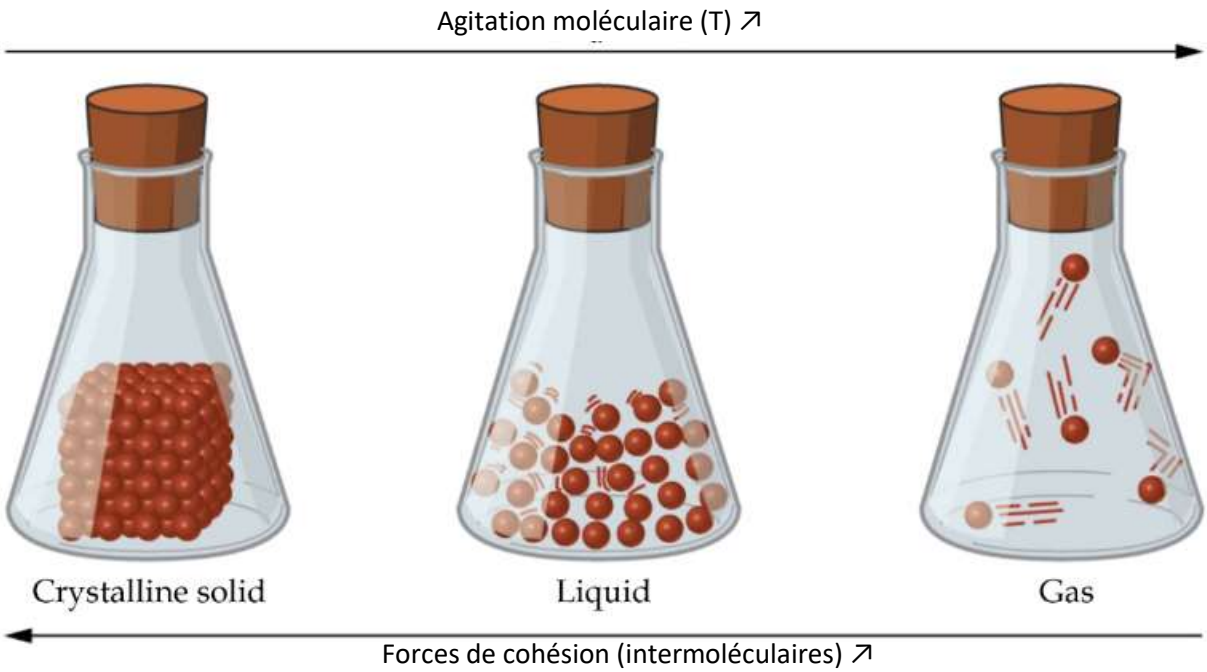


Figure 13

Comparativement aux liaisons intramoléculaires (liaisons ionique et covalente 100-800 KJ/mol), les **forces intermoléculaires** sont des **interactions de faible énergie (< 50 KJ/mol)**. Parmi celles-ci, on distingue les *forces de Van der Waals* et les *ponts hydrogène*.

1. Forces de Van der Waals (< 20 KJ/mol)

Dans une molécule, les noyaux peuvent être considérés comme des charges ponctuelles, et les électrons représentés par leur densité électronique. Celle-ci n'est ni uniforme ni statique dans une molécule. Ce nuage électronique peut être polarisé si les atomes n'ont pas la même électronégativité et qu'il peut se déformer (cf. chapitre sur les liaisons chimiques). Les interactions entre les molécules dépendent du comportement de ces densités électroniques en fonction du potentiel électrique créé par leur environnement.

On englobe dans les forces de Van der Waals plusieurs formes distinctes d'interactions entre les molécules : **par ordre d'intensité croissante**, il s'agit des forces de **London,** des forces de **Debye** et des forces de **Keesom.**

a) Interaction entre deux dipôles permanents (forces de Keesom ou effet d'orientation)

Il existe entre deux molécules polaires (cf. chapitre sur les liaisons chimiques et la polarité) des forces d'attraction électrostatiques, le pôle positif de l'une attirant le pôle négatif d'une autre, de proche en proche (figure 25). Les interactions de ce type sont appelées **forces de Keesom**.



Figure 14

L'énergie liée aux forces de Keesom résulte de l'interaction entre deux molécules polaires possédant chacune un moment dipolaire permanent, μ_1 et μ_2 (figure 26). Ces forces sont d'autant plus grandes que les moments dipolaires sont élevés.

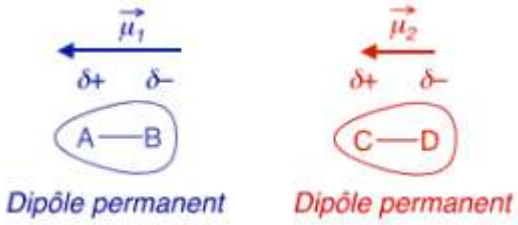


Figure 15

Par exemple, le butane CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 et l'acétone CH_3-CO-CH_3, qui ont la même masse molaire (58 g/mol), ont des températures normales de fusion et d'ébullition très différentes.

	Butane	Acétone
Tfus	-138 °C	- 95 °C
Téb	-1 °C	56 °C

Ces différences sont dues au fait que le butane est une molécule très peu polaire (C et H ayant des électronégativités peu différentes) alors que l'acétone est une molécule fortement polaire, car la forte différence d'électronégativité entre C et O confère à la liaison C=O un moment dipolaire élevé.

Ce type d'interaction peut aussi s'exercer entre molécules polaires différentes, justifiant notamment la solubilité habituelle des composés polaires dans les solvants eux-mêmes polaires.

b) Interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit (forces de Debye ou effet d'induction)

Une molécule polaire crée autour d'elle un champ électrique et, si une molécule apolaire vient dans son voisinage, elle subit l'influence de ce champ ; il s'y crée une polarisation induite qui disparaît quand elle s'éloigne (figure 27). Il se crée alors une liaison entre le dipôle permanent et le dipôle induit maintenue par les **forces de Debye.**

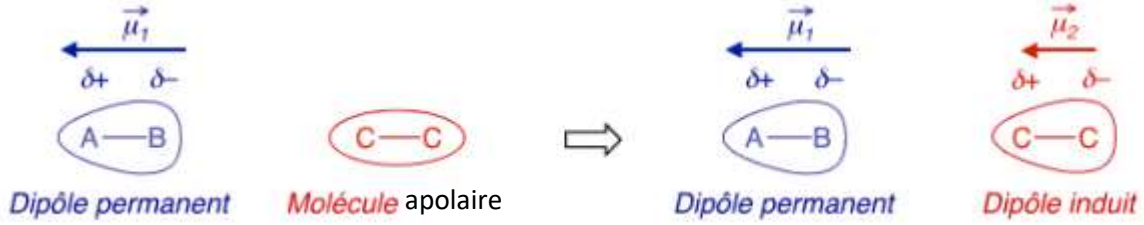


Figure 16

L'importance de cet effet d'induction dépend de la grandeur du moment dipolaire de la molécule polaire, mais aussi de la polarisabilité[11] de la molécule apolaire. La polarisabilité augmente avec le nombre d'électrons, donc avec la taille de la molécule.

[11] Il s'agit de la facilité avec laquelle le nuage électronique d'un atome ou d'une molécule peut être déformé sous l'effet d'un champ électrique. Plus la taille de l'atome ou de la molécule est élevée, plus il/elle est polarisable.

c) Interaction entre deux dipôles induits (forces de London ou effet de dispersion)

Ce type d'interaction intervient entre deux molécules apolaires. Dans ce cas, le mouvement des électrons d'une molécule entraîne une déformation de son nuage électronique créant ainsi un dipôle temporaire. Ce dipôle temporaire peut induire un dipôle dans une molécule voisine, d'où le nom d'interaction dipôle induit-dipôle induit (figure 28). L'intensité des **forces de London** augmente avec la polarisabilité des molécules (apolaires).

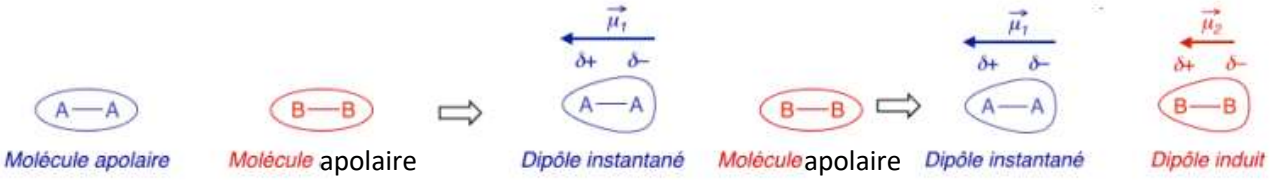


Figure 17

Ainsi, ce sont les forces intermoléculaires de London qui permettent d'expliquer l'évolution de la température d'ébullition dans la famille des gaz rares : celle-ci augmente lorsqu'on descend dans le tableau périodique.

	Téb (°C)	Nombre d'électrons	Ar (uma)
He	-269	2	4
Ne	-246	10	20
Ar	-186	18	40
Kr	-153	36	84
Xe	-108	54	131

2. Liaison hydrogène (20-40 KJ/mol)

De nature électrostatique, une liaison hydrogène peut s'établir entre un atome d'hydrogène (H) lié par covalence à un atome A très électronégatif et un atome B très électronégatif porteur d'un doublet non liant (figure 29). Typiquement, A et B sont des atomes de fluor (F), d'oxygène (O) ou d'azote (N).

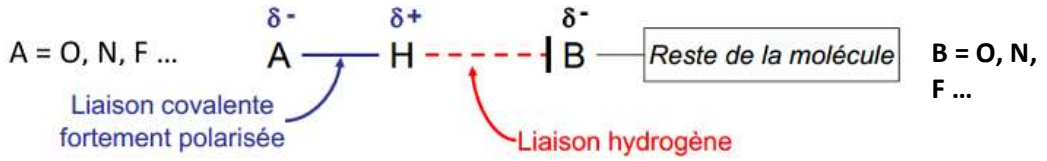


Figure 18

Le nuage électronique de la liaison A-H étant fortement délocalisé vers A (δ-), l'atome d'hydrogène (δ+), de petite taille, lorsqu'il est proche de l'atome B (δ-) forme une liaison ou un pont hydrogène avec ce dernier. On représente un pont hydrogène par une ligne pointillée.

La liaison hydrogène est notablement plus forte que les interactions dipôle-dipôle (forces de Keesom). Cela explique les températures d'ébullition élevées de composés comme l'ammoniac NH_3, l'eau H_2O et l'acide chlorhydrique HF comparativement aux autres composés hydrogénés formés par d'autres éléments de la même famille du tableau périodique.

Période	Famille Va	Téb	Famille VIa	Téb	Famille VIIa	Téb
n = 2	NH_3	-33°C	H_2O	100°C	HF	19°C
n = 3	PH_3	-87°C	H_2S	-61°C	HCl	-84°C
n = 4	AsH_3	-55°C	H_2Se	-42°C	HBr	-67°C
n = 5	SbH_3	-17°C	H_2Te	-2°C	HI	-35°C

En effet, au sein de chacune de ces familles, lorsqu'on monte dans le tableau périodique, la température d'ébullition du composé hydrogéné correspondant diminue. Ceci semble logique puisque l'intensité des interactions dipôle-dipôle (forces de London ou de Keesom selon la famille) diminue. Ce constat n'est valable que lorsqu'on passe des périodes 5 à 3.
Pour les composés hydrogénés des atomes de la période 2, la présence de liaisons hydrogène d'intensité plus élevée entraîne une augmentation de la température d'ébullition de ceux-ci : il faut amener plus d'agitation moléculaire pour vaincre les forces de cohésion, d'intensité plus élevée, entre les molécules.

La liaison hydrogène permet également d'expliquer les forces de cohésion élevées dans un solide, entraînant une température de fusion élevée. Par exemple, autour de l'oxygène de l'eau (deux doublets non liants), il peut s'établir deux liaisons hydrogène avec deux autres molécules, complétant le schéma tétraédrique. Dans la glace, solide cristallin ordonné, chaque oxygène est ainsi entouré de deux H liés par covalence et de deux H associés par liaison hydrogène, placés aux sommets d'un tétraèdre dont il occupe le centre (figure 30).

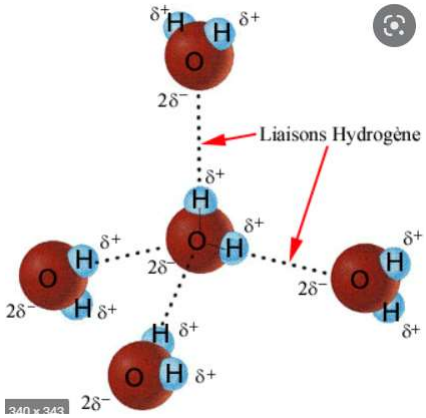


Figure 19

Ceci explique pourquoi la glace occupe un volume plus important qu'une même quantité d'eau sous forme liquide et donc le fait que les glaçons flottent dans un verre d'eau (figure 31). En effet, dans la glace, les molécules d'eau sont reliées pas des ponts hydrogène qui maintiennent les molécules à une certaine distance les unes des autres. En revanche, lorsqu'on chauffe la glace (~0°C), non seulement elle fond pour devenir liquide mais en plus les molécules d'eau s'agitent et la température devient suffisante pour rompre les ponts hydrogène. En l'absence de ponts hydrogène, les molécules ne sont plus liées et se rapprochent.

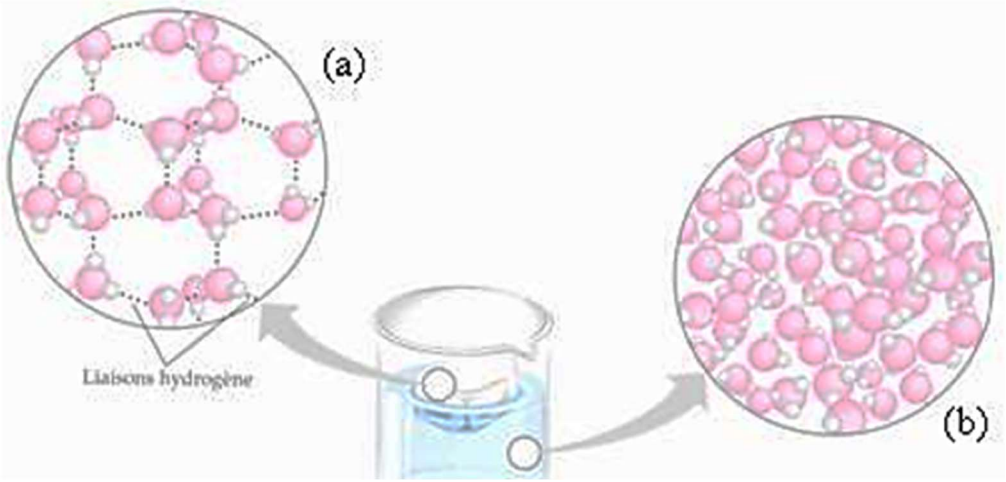


Figure 20

Malgré les faibles énergies mises généralement en jeu dans les liaisons hydrogène, le rôle qu'elles jouent du point de vue structural est très important. En effet, ce sont elles qui assurent la cohésion de nombreux cristaux de type moléculaire (glace, alcools, phénols, oxacides, hydroxydes, sels hydratés, etc.) et qui, pour une part importante, sont responsables des associations entre les diverses bases fondamentales entrant dans l'édification des acides nucléiques (ADN) ainsi qu'entre les protéines pour constituer les tissus vivants (figure 32).

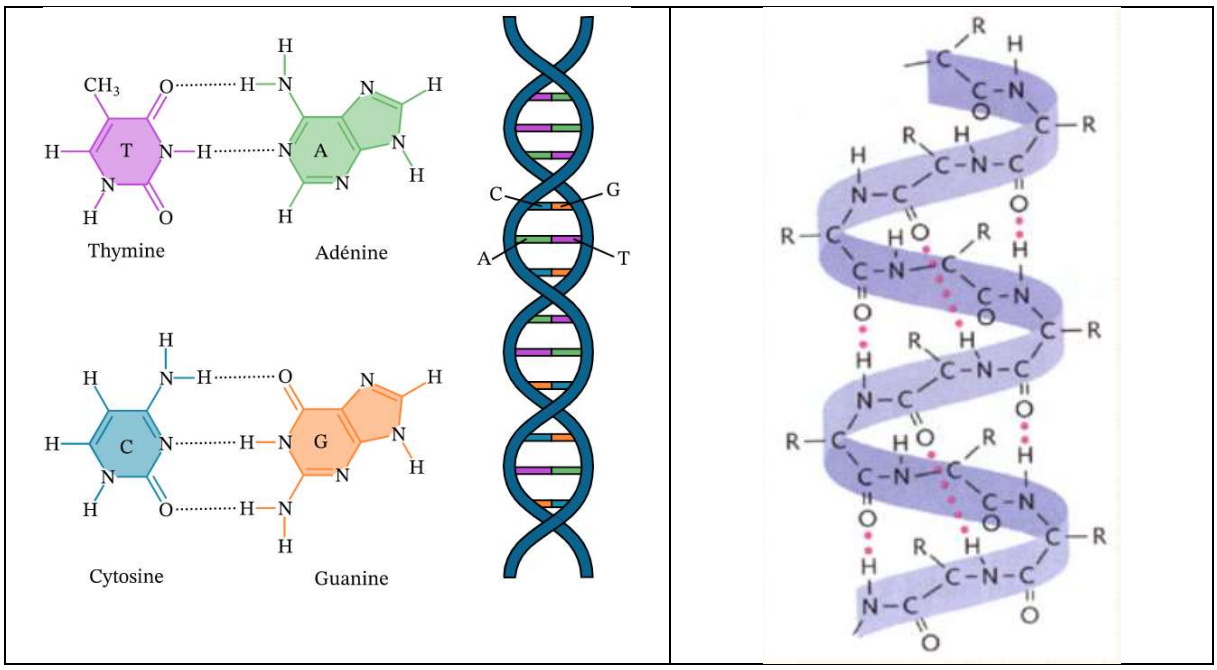


Figure 21 : liaisons hydrogène a) dans l'ADN ; b) dans les protéines

3. L'état dissous

Une solution est composée d'un solvant (majoritaire) et d'un ou plusieurs soluté(s)[12]. En général, le solvant est liquide et le soluté peut être à l'état gazeux, liquide ou solide. On peut citer comme exemples respectifs une boisson gazeuse, l'eau d'un radiateur de voiture additionnée d'antigel ou de l'eau de mer contenant divers sels.

[12] Soluté : composé dissous minoritaire dans un solvant.

De manière générale, on peut retenir la règle du **« Qui se ressemblent, s'assemblent »** ou **« Les semblables dissolvent leurs semblables »**. Ainsi, expérimentalement, on constate que :

- les substances polaires sont miscibles entre elles (eau, HCl, sucre,…) ;
- les substances non polaires sont miscibles entre elles (CCl_4, benzène, C_6H_{12},…) ;
- les solvants polaires dissolvent généralement bien les composés ioniques.

Selon le couple soluté-solvant, on a des *solutions ioniques* ou *moléculaires*.

a) Solutions ioniques

Dans une solution ionique, des ions sont présents, issus de la dissociation du soluté (composé ionique). Une solution ionique sera donc un bon conducteur électrique.

Prenons le cas de l'eau de cuisson des pâtes dans laquelle on ajoute du sel de cuisine NaCl. Ce soluté étant un composé ionique et l'eau étant un solvant polaire, il y a séparation des ions et passage de l'état solide à l'état dissous. Ceci peut s'exprimer sous forme d'une équation chimique.

$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{eau} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Dans un solvant polaire, la dissolution d'un composé ionique (figure 33) est favorisée par :

1) la polarité du solvant ;
2) la solvatation[13] des ions par le solvant.

Dans le cas de l'eau salée, il s'agit des interactions de type électrostatique entre les cations Na^+ et les atomes d'oxygène (δ-) ainsi qu'entre les anions Cl^- et les atomes d'hydrogène (δ+).

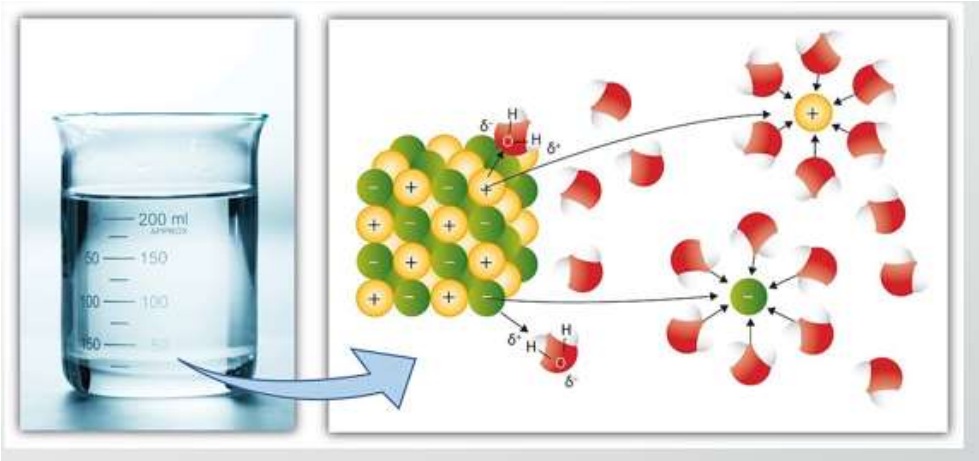


Figure 22

Il faut cependant noter que :

- tous les composés ioniques ne se dissolvent pas (totalement) dans l'eau[14] ;

[13] Solvatation : phénomène d'interaction entre les ions du soluté et le solvant.

[14] Pour les solutions aqueuses, on peut se référer à la table qualitative de *Solubilité dans l'eau des principaux corps inorganiques à 25°C* des « Tables de Chimie » de J. Tonneau.

- certains composés covalents réagissent avec l'eau pour donner également lieu à la formation d'ions. C'est le cas des acides forts et des bases fortes[15]. Ces notions seront abordées en détail ultérieurement dans les cours ad hoc.

b) Solutions moléculaires

Dans une solution moléculaire, les molécules de soluté ne sont pas séparées en ions ; elles restent entières. La dissolution est favorisée par les interactions (forces de Van der Waals, liaisons hydrogène) entre le soluté et le solvant.

Dans le cas d'un composé polaire et d'un solvant polaire, les interactions soluté-solvant sont :

- des interactions dipôle-dipôle (forces d'orientation de Keesom) ;
- des ponts hydrogène, lorsque c'est possible.

Ainsi, l'éthanol (CH_3-CH_2-OH) est totalement miscible dans l'eau (figure 34) car il s'insère dans le réseau de liaisons hydrogène de l'eau.

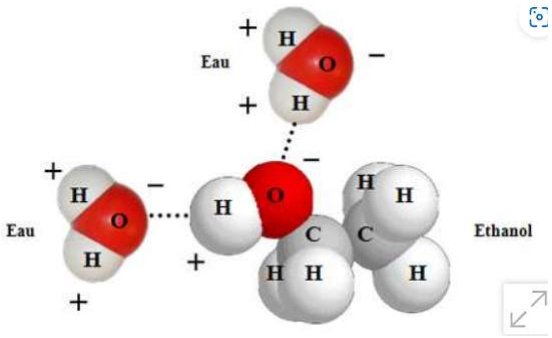


Figure 23

Dans le cas d'un composé non(peu) polaire en solution dans un solvant non(peu) polaire, les interactions soluté-solvant sont des forces d'induction (Debye) ou des forces de dispersion (London). Ceci explique pourquoi, de manière générale, les corps gras (huile, graisse) qui sont de longues chaînes hydrocarbonées ne sont pas du tout miscibles dans l'eau. Les forces d'interaction entre l'huile et l'eau sont trop faibles pour vaincre les forces d'interaction entre les molécules d'eau (Keesom et ponts hydrogène).

Les alcools sont des composés présentant un caractère hydrophobe (apolaire) et un caractère hydrophile (polaire). Au plus la chaîne hydrocarbonée est longue (comparativement au groupement hydroxyle -OH), au plus le caractère hydrophobe est prépondérant d'où une faible miscibilité dans l'eau (tableau 5).

[15] Les acides forts et les bases fortes sont indiqués par le symbole ⊗ dans la *Table des pKa (25°C)* des « Tables de Chimie » de J. Tonneau.

Alcool	Formule semi-développée	Solubilité dans l'eau (g/L)
Méthanol	HO—CH_3	Totale
Ethanol	HO—CH_2—CH_3	Totale
Propan-1-ol	HO—$(CH_2)_2$—CH_3	Totale
Butan-1-ol	HO—$(CH_2)_3$—CH_3	80
Pentan-1-ol	HO—$(CH_2)_4$—CH_3	22
Hexan-1-ol	HO—$(CH_2)_5$—CH_3	7
Heptan-1-ol	HO—$(CH_2)_6$—CH_3	2
Alcools supérieurs		insolubles

Prépondérance de l'effet des liaisons hydrogènes

Prépondérance de l'augmentation de la chaîne carbonée, qui minimise les liaisons hydrogènes : effet hydrophobe.

Tableau 5

4. Exercices

1. Lesquelles des molécules suivantes donnent-elles lieu à des liaisons hydrogène ?
   a. H_2O
   b. CH_3CO_2H
   c. CH_3COCH_3
   d. H_2Se
2. Parmi ces affirmations concernant les liaisons intermoléculaires, lesquelles sont exactes ?
   a. Plus la molécule (ou l'atome) possède d'électrons, plus les liaisons intermoléculaires qu'elle (ou il) peut former sont fortes.
   b. Les liaisons hydrogène sont plus faibles que les forces de Van der Waals.
   c. Plus ses liaisons intermoléculaires sont fortes, plus les températures d'ébullition et de fusion d'un corps sont basses.
   d. Les liaisons hydrogène sont responsables de la structure en hélice de l'ADN.
3. Parmi les molécules suivantes, quelles sont celles qui donnent lieu à des interactions intermoléculaires de dispersion (London) ?
   a. I_2
   b. CO
   c. CH_4
   d. CH_2Cl_2
   e. CCl_4
4. Parmi les molécules suivantes, quelles sont celles qui donnent lieu à des interactions intermoléculaires de type dipolaire (Keesom) ?
   a. HF
   b. BF_3
   c. NH_3
   d. PH_3
   e. CH_3-CO-OH

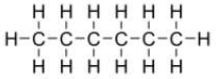
f. AlH_3

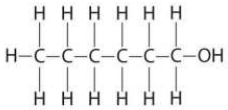
5. Dans la paire CH_3Br/CH_3I, quel est le composé pour lequel on peut prévoir la température d'ébullition la plus basse ? Pourquoi ?
6. Dans la paire SO_2/CO_2, quel est le composé pour lequel on peut prévoir la température d'ébullition la plus basse ? Pourquoi ?
7. Dans la paire $CH_4/CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$, quel est le composé pour lequel on peut prévoir la température d'ébullition la plus basse ? Pourquoi ?
8. Dans la paire $CH_3\text{-}O\text{-}CH_3/CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH$, quel est le composé pour lequel on peut prévoir la température d'ébullition la plus basse ? Pourquoi ?
9. Sur base des forces intermoléculaires, expliquez les valeurs des températures d'ébullition l'une par rapport à l'autre pour les corps suivants.

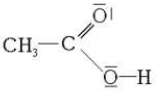
CF_4	NF_3	OF_2	F_2	HF	
-161	-124	-145	-188	+19	(°C)

10. Attribuez les températures d'ébullition aux composés indiqués ; justifiez.
    - Composés : O_3, O_2
    - Températures d'ébullition : -183°C, -112°C
11. Justifiez les données suivantes :
    - la solubilité de l'hexane dans l'eau est de 9,5 mg/l (à 25°C) ;
    - la solubilité de l'hexanol dans l'eau est de 5,9 g/l (à 20°C).
12. Peut-il y avoir formation de ponts hydrogènes entre molécules des corps purs suivants. Si oui, entre quels atomes ces ponts hydrogènes s'établissent-ils ?

Ammoniac NH_3

Hexane 

Hexanol 

Acide acétique 

5. Solutions : voir dossier correspondant sur la page HELMo Learn du cours

1. Définitions

Les masses des atomes et des molécules sont très petites (de 10^{-24} à 10^{-22} g).
Pour éviter la manipulation d'exposants négatifs, on a défini le nombre d'Avogadro N_A et la mole.

a) Le nombre d'Avogadro

Le nombre d'Avogadro est égal à $6{,}02.10^{23}$.

b) La mole

La mole est l'unité de la « quantité de matière » du Système International. Son symbole est mol.
La mole est la quantité de substance qui contient $6{,}02.10^{23}$ entités élémentaires (atomes, molécules, ions, …).

Une mole d'atomes contient $6{,}02.10^{23}$ atomes, une mole de molécules contient $6{,}02.10^{23}$ molécules.

Combien ça fait $6{,}02.10^{23}$?
Pour avoir une idée de l'« énormité » de ce chiffre, voici un exemple concret. Si on prenait une mole de pop-corn, et qu'on l'étalait consciencieusement en une couche uniforme sur toute la surface des États-Unis, on obtiendrait une couche épaisse de… 14 kilomètres !

c) La masse atomique et la masse moléculaire

La masse atomique est la masse d'**UN** atome.
La masse moléculaire est égale à **la somme des masses atomiques** des atomes constituant une molécule.

d) La masse molaire

La masse molaire est la masse d'une mole. La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes et la masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules.

La masse atomique reprise dans le tableau périodique pour un élément a pour unités :

- des u.m.a. (unités de masse atomique) si elle représente la masse d'un seul atome de cet élément ;
- des grammes si elle représente la masse d'une mole d'atomes de ce même élément.

Exemples : 1 mole d'atomes d'H pèse 1,008 g

1 atome d'H pèse 1,008 u.m.a. ou $\frac{1{,}008}{6{,}02.10^{23}} = 1{,}67.10^{-24}$ g

1 mole de molécules de HNO_3 pèse 63,012 g

1 molécule de HNO_3 pèse 63,012 u.m.a. ou $\frac{63,012}{6,02.10^{23}} = 1,047.10^{-22}$ g

1 u.m.a. = $\frac{1}{6,02.10^{23}} = 1,66.10^{-24}$ g

e) Le volume molaire d'un gaz

Il s'agit du volume d'une mole de gaz.
Les atomes ou molécules à l'état gazeux possèdent une propriété particulière : dans les conditions normales de température et de pression (soit T=0°C et p=1atm), une mole de substance gazeuse occupe un volume de **22,4 litres** (dm^3) quelle que soit la nature du gaz.

Cette notion de volume molaire trouve son origine dans la **loi des gaz parfaits**[16]. Celle-ci se traduit par l'**équation d'état des gaz parfaits**, qui lie les quatre variables p (pression), V (volume), n (quantité de moles) et T (température en Kelvins K) :

$$\boldsymbol{p \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

où R est la constante des gaz parfaits.

a. Lorsque la pression est exprimée en pascals (Pa) et le volume en mètre-cubes (m^3), R vaut 8,314 $J.mol^{-1}.K^{-1}$.
b. Lorsque la pression est exprimée en atmosphères (atm) et le volume en litres (l), R vaut 0,082 $l.atm.mol^{-1}.K^{-1}$.

Rappels sur les unités de pression
1 bar = 10^5 Pa
1 atm = 101325 Pa = 760 mmHg = 1,013 bar = 1013 mbar

2. Exercices proposés

1. Quelle quantité de matière, exprimée en moles, représentent les échantillons suivants ?
   a. 11,2 g de fer (Fe)
   b. $1,6.10^{-3}$ g de soufre (S_8)
   c. 10 g de sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
   d. $1,5.10^2$ Kg de chaux vive (CaO)
   e. 0,8 L de dichlore (Cl_2) gazeux (à 0°C et 1 atm)
   f. 0,02 L de tétrachlorométhane (CCl_4) liquide (ρ = 1,595 g/mL)
2. Quelle masse, en grammes, de chaque élément y a-t-il dans une mole des corps simples ou composés suivants ?

Cuivre (Cu)	Silice (SiO_2)
Chloroforme ($CHCl_3$)	Méthane (CH_4)
Sulfate de calcium ($CaSO_4$)	Acide nitrique (HNO_3)

[16] Le gaz parfait est un modèle idéal qui suppose que les molécules sont sans interaction les unes sur les autres et qu'elles n'ont pas de volume propre.

3. Parmi les échantillons suivants, quel est celui qui contient le plus grand nombre d'atomes ?
   1 g d'argent (Ag) 1 g de néon (Ne)
   1 g d'ammoniac (NH_3) 1 g d'octane (C_8H_{18})
4. Parmi les échantillons suivants, quel est celui qui contient la plus grande masse de chlore ?
   10 g de dichlore (Cl_2)
   10,1 g de chlorure de sodium (NaCl)
   50 g de chlorate de potassium ($KClO_3$)
   0,1 mole de dichlore (Cl_2)
5. Une mole de composé A contient $6{,}02.10^{23}$ atomes d'hydrogène ; 35,5 g de chlore et 64,0 g d'oxygène. La formule de A est-elle HClO, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$?
6. Quand on absorbe 1 mg d'un médicament, on peut s'étonner qu'une si petite quantité, une fois diluée dans tout le corps, puisse être active au niveau d'un organe particulier. Calculer combien de molécules d'aspirine (masse moléculaire = 180) parviennent dans chaque cm^3 du corps d'un homme de 70 Kg s'il en absorbe 1 mg. Le volume du corps est sensiblement égal, en litres, à sa masse exprimée en Kg. Vous supposerez (ce qui n'est pas exact) que ce médicament se répartit uniformément dans tout le volume du corps.
7. La nicotine présente dans le tabac est formée de carbone (74,07% de sa masse), d'hydrogène (8,64%) et d'azote. Sa masse molaire est 162 g/mol. Quelle est sa formule moléculaire ?
8. Un échantillon d'un composé à base de sodium et d'oxygène, dont la masse est égale à 1,659 g contient 0,978 g de sodium et 0,681 g d'oxygène. Calculer les pourcentages massiques du sodium et de l'oxygène dans ce composé.
9. L'éthanol, qui est l'alcool présent dans les boissons alcoolisées, est un composé constitué de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Un échantillon (3,70 g) d'éthanol s'avère contenir 1,93 g de carbone et 0,49 g d'hydrogène. Calculer les pourcentages massiques du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène dans l'éthanol.
10. A l'aide des masses atomiques apparaissant dans le tableau périodique, calculer les pourcentages massiques du chlore et du fluor dans le trifluorure de chlore.
11. A l'aide des masses atomiques apparaissant dans le tableau périodique, calculer les pourcentages massiques de l'azote et de l'oxygène dans l'hémioxyde d'azote.
12. Calculer le nombre de grammes de xénon qu'il y a dans 2,000 g de tétrafluorure de xénon.
13. Calculer le nombre de grammes de soufre qu'il y a dans 5,585 g de trioxyde de soufre.
14. L'épaisseur d'une feuille de papier est de 0,0091 cm. Imaginez un livre qui a un nombre d'Avogadro de pages. Calculez l'épaisseur de ce livre en années-lumière. (Note : une année-lumière correspond à la distance parcourue par la lumière en une année, soit $9{,}46.10^{12}$ km.)
15. Quelle masse en grammes équivaut à 13,2 uma?
16. Quelle masse en unités de masse atomique équivaut à 8,4 g ?
17. Combien y a-t-il d'atomes dans 5,10 moles de soufre (S) ?
18. Combien y a-t-il de moles dans $6{,}00.10^{9}$ atomes de cobalt (Co)?
19. Combien y a-t-il de moles d'atomes dans 77,4g de calcium (Ca) ?
20. Quelle est la masse (en grammes) de 15,3 moles d'or (Au) ?
21. Quelle est la masse (en grammes) d'un seul atome de chacun des éléments suivants ?
    - Hg
    - Ne

22. Quelle est la masse (en grammes) de $1{,}00.10^{12}$ atomes de plomb (Pb) ?
23. Combien y a-t-il d'atomes dans 3,14 g de cuivre (Cu) ?
24. Lequel des échantillons suivants contient le plus d'atomes : 1,10 g d'hydrogène ou 14,7 g de chrome ?
25. Laquelle des quantités suivantes a la masse la plus élevée : 2 atomes de plomb ou $5{,}1.10^{-23}$ mole d'hélium ?
26. Calculez la masse moléculaire (uma) de chacune des substances suivantes :
    a. CH_4 ; b. H_2O ; c. H_2O_2 ; d. C_6H_6 ; e. PCl_5
27. Calculez la masse molaire des substances suivantes :
    a. S_8 ; b. CS_2 ; c. $CHCl_3$ (chloroforme) ; d. $C_6H_8O_6$ (acide ascorbique ou vitamine C).
28. Calculez la masse molaire d'un composé si 0,372 mole de ce composé a une masse de 152 g.
29. Combien de moles y a-t-il dans 0,334 g d'éthane (C_2H_6) ?
30. Calculez les nombres d'atomes C, H et O contenus dans 1,50 g de glucose ($C_6H_{12}O_6$).

3. Réponses aux exercices

1.
    a. 0,2 mole
    b. $6{,}24.10^{-6}$ mole
    c. $2{,}92.10^{-2}$ mole
    d. $2{,}67.10^{3}$ moles
    e. $3{,}57.10^{-2}$ mole
    f. $2{,}07.10^{-1}$ mole
2. Cu : 63,55 g
   CH_4: 16,03 g
   SiO_2: 60,09 g
   $CaSO_4$: 136,15 g
   $CHCl_3$: 119,36 g
   HNO_3: 63,02 g
3. 1 g NH_3 ($1{,}41.10^{23}$ atomes)
4. 50 g $KClO_3$ (14,5 g de Cl)
5. $HClO_4$
6. $4{,}78.10^{13}$ molécules/cm^3
7. $C_{10}H_{14}N_2$
8. Na : 58,95 % ; O : 41,05 %
9. C : 52,16 % ; H : 13,24 % ; O : 34,60 %
10. Cl : 38,35 % ; F : 61,65 %
11. N : 63,65 % ; O : 36,35 %
12. 1,2668 g
13. 2,2366 g
14. 5791 années-lumière
15. $2{,}19.10^{-23}$ g
16. $5{,}06.10^{24}$ uma
17. $3{,}07.10^{24}$ atomes

LA MAJORITE DES CALCULS DE CE SOLUTIONNAIRE ONT ETE FAITS AVEC LES MASSES ATOMIQUES PRISES AVEC 2 DECIMALES

18. $9{,}97.10^{-15}$ moles
19. 1,93 mole d'atomes
20. 3014 g
21.
    a. Hg : $3{,}33.10^{-22}$ g
    b. Ne : $3{,}35.10^{-23}$ g
22. $3{,}44.10^{-10}$ g
23. $2{,}97.10^{22}$ atomes
24. 1,10 g d'H : $6{,}57.10^{23}$ atomes
25. 2 atomes de Pb : $6{,}88.10^{-22}$ g
26. CH_4 : 16,04 uma ; H_2O : 18,02 uma ; H_2O_2 : 34,02 uma ; C_6H_6 : 78,05 uma ; PCl_5 : 208,22 uma
27. S_8 : 256,48 g/mol ; CS_2 : 76,13 g /mol; $CHCl_3$: 119,37 g/mol ; $C_6H_8O_6$: 176,12 g/mol
28. 408,60 g/mole
29. 0,011 mole
30. 3.10^{22} atomes de C ; 6.10^{22} atomes de H ; 3.10^{22} atomes de O

1. Concentration

a) Solution

Dans une solution d'une substance dissoute dans une autre, la substance dissoute est le soluté et la substance dans laquelle on le dissout est le solvant (majoritaire).

SOLUTION = SOLUTE + SOLVANT

b) Concentration d'une solution

C'est le rapport entre la quantité d'un soluté et celle de son solvant.
La concentration n'est donc pas une quantité (ex : nombre de moles), mais elle est un rapport de quantités (ex : mol/L).

c) Unités usuelles de concentration

Différentes unités de concentration sont utilisées couramment :

- La concentration massique : c'est la masse de soluté par unité de volume de solution (ex : g/L).
- Le pourcentage en masse en % : c'est le nombre d'unités de masse de soluté pour 100 unités de masse de solution (ex : g/100 g).
- Le pourcentage en volume en % : c'est le nombre d'unités de volume de soluté pour 100 unités de volume de solution (ex : ml/100 ml).

Le plus souvent en chimie, on utilisera l'unité suivante reconnue dans le Système International (S.I.) :

- La molarité ou la concentration molaire M en mol/L : c'est le nombre de moles de soluté par litre de solution.

2. Dilution

Nous pouvons simplifier la résolution des problèmes de dilution en les classant en différentes catégories correspondant aux cas les plus fréquents.

- On modifie le volume initial d'une solution de concentration donnée en ajoutant de l'eau. Dans ce cas, le nombre de moles de soluté dans le volume initial reste inchangé mais la concentration finale est modifiée.

Exemple : on dilue 500 ml d'une solution 0,1 M de X en y ajoutant 200 ml d'eau.
Le nombre de moles de départ est de 0,1*500/1000 = 0,05 mol et reste inchangé. La nouvelle concentration est de 0,05*1000/(500+200) = 0,071 M.

Remarque : si on ajoute une quantité donnée d'une autre solution d'un composé (soluté) différent le problème sera le même.

- On modifie le volume initial d'une solution de concentration donnée en ajoutant une autre solution du même composé de concentration différente. Dans ce cas, le nombre de moles de la première solution s'ajoute à celui de la deuxième et la concentration finale est obtenue en tenant compte du volume total des deux solutions.

Exemple : on mélange 50 ml d'une solution de X 0,1 M et 200 ml d'une solution de X 0,2 M. Quel est la concentration finale ?
Dans la première solution, on a 0,1*50/1000 = 0,005 mol.
Dans la deuxième, on a 0,2*200/1000 = 0,04 mol.
En tout, on a 0,045 mol dans un volume total de 200 + 50 = 250 ml.
La concentration est donc de 0,045*1000/250 = 0,18 M. La première solution a donc été concentrée et la seconde diluée.

Remarque : si la concentration de la deuxième solution était la même, on modifierait le volume donc le nombre de moles total mais on ne changerait rien à la concentration.

- On modifie la quantité de soluté en l'ajoutant sous forme solide à la solution de départ. Ici, il faut calculer la quantité en nombre de moles correspondant au solide ajouté. Ce nombre de moles additionné au nombre de moles contenu dans la solution de départ sera alors dans le volume de la solution de départ (qui lui reste inchangé).

Exemple : on ajoute 50 g de NaOH à 500 ml d'une solution de NaOH 1 M. Quelle est la concentration finale ?
Dans 50 g de NaOH il y a 50/(22,99 + l,008 + 16) = 1,25 mol de NaOH.
Dans la solution on a 1*500/1000 = 0,5 mol.
En tout, on a 1,25 + 0,5 = 1,75 mol dans un volume de 500 ml.
La concentration finale est de 1,75*1000/500 = 3,5 M.

Pour terminer ce rappel, il faut encore définir le **facteur de dilution, fdil**, qui est le rapport de la concentration initiale Ci sur la concentration finale Cf. On peut encore le définir comme le rapport du volume final Vf sur le volume initial Vi.

$$\boldsymbol{fdil = \frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i}}$$

Exemple : on souhaite préparer 100ml d'une une solution de concentration 0,5 M en acide chlorhydrique à partir d'une solution plus concentrée à 12 M.
Le facteur de dilution fdil=12/0,5=24 fois.
Le volume de solution concentrée à prélever est de 100/24=4,2 ml.

3. Exercices proposés

1. Remplacez les lettres (a), (b), (c) et (d) soit par « concentration » soit par « quantité dissoute » :
   Vous mettez un morceau de sucre dans une tasse de café et un morceau de sucre dans une cafetière pleine de café. Dans la tasse et dans la cafetière, la … (a) de sucre est la même, mais la … (b) de sucre est différente.

   Vous mettez 5 morceaux de sucre dans une cafetière pleine, puis vous remplissez une tasse. Dans la tasse et dans la cafetière, la … (c) de sucre est la même, mais la … (d) de sucre est différente.

2. Remplacez les lettres (e) et (f) soit par « somme » soit par « moyenne » :

Si on mélange des volumes égaux de deux solutions de concentrations différentes, la concentration du mélange est la … (e) de celles des deux solutions et la quantité de soluté dans le mélange est la … (f) des quantités contenues dans chaque solution.

3. Calculer la molarité des solutions suivantes :
   a. 7,88 g de HNO_3 par litre de solution
   b. 26,5 g de Na_2CO_3 par litre de solution
4. On dispose de 200 ml d'une solution de chlorure de potassium de concentration 0,4 M. Quelle est la concentration molaire en KCl des solutions obtenues en y ajoutant :
   a. 500 ml d'eau?
   b. 250 ml de la même solution?
   c. 200 ml d'une solution de bromure de sodium 0,1 M?
   d. 100 ml d'une solution de KCI 0,1 M?
   e. l,49 g de KCl solide (son volume est négligeable par rapport au volume de la solution)?
5. Laquelle des solutions de NaOH suivantes contient le plus de soluté ?
   a. l000 ml à 2 M?
   b. 800 ml à 3 M?
   c. 500 ml à 4 M?
   d. 200 ml à 5 M?
6. L'ammoniaque commercial est une solution aqueuse qui contient 28 % de NH_3 en masse et dont la masse volumique est de 0,9 g/ml. Calculer la molarité de cette solution.
7. On mélange 200 ml d'une solution à 146,25 g/l de chlorure de sodium et 300 ml de solution à 37,25 g/l de chlorure de potassium. Quelles sont les molarités en Na^+, K^+, Cl^- dans le mélange ?
8. 25 ml de NaOH 1 M sont placés dans un jaugé de 500 ml complété au trait avec de l'eau. Calculer la concentration de la nouvelle solution et le facteur de dilution.
9. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 125 ml d'une solution de chlorure de zinc pour que sa concentration soit divisée par 8 ?
10. Combien de grammes de composé sont nécessaires pour préparer 1 L de solution de $CaCl_2.6H_2O$ 1M ?
11. 100 g de NaCl sont dissous dans la quantité suffisante d'eau pour donner 1500 ml de solution. Quelle est la molarité de cette solution ?
12. Calculer la molarité des solutions contenant respectivement 0,65 mole de glucose dans 250 ml d'eau ; 45 g de glucose dans 1000 ml d'eau ; 18 g de glucose dans 200 ml d'eau ?
13. Combien de grammes de chlorure de calcium doivent-ils être ajoutés à 300 ml d'eau pour donner une solution 2,46 M ?
14. Quelle est la molarité d'une solution contenant 37,5 g de permanganate de baryum par litre et quelle est la molarité par rapport à chaque ion ?
15. Quelle masse de KOH faut-il ajouter à 200 ml d'une solution de KOH 0,5 M pour obtenir une solution de concentration 0,7 M ?
16. Une solution contient 75 mg de chlorure de sodium par ml. Quelle dilution doit-on faire pour obtenir une solution dont la concentration est de 15 mg par ml de solution ?
17. Combien de ml de solution de concentration 100 mg Co^{2+}/ml sont-ils nécessaires pour préparer 1,5 L de solution de concentration 20 mg Co^{2+}/ml ?

18. On mélange 250 ml de HCl 12 M et 250 ml de HCl 6 M. Calculer la concentration de la nouvelle solution.
19. On veut préparer 15 l d'une solution d'HCl 0,5 M à partir d'une solution à 36,6 % en masse, dont la masse volumique est 1,18 kg/l. Quel volume faut-il en prendre et quel volume d'eau faut-il y ajouter ?
20. Calculer le volume de H_2SO_4 concentré (d = l,835 g/ml ; 93,2% en masse de H_2SO_4) nécessaire pour obtenir 500 ml d'acide 3M ?

4. Exercices supplémentaires

a) Solutions préparées à partir d'un solide

1. Calculer la molarité d'une solution d'acide oxalique ($H_2C_2O_4$) obtenue en dissolvant 0,2775 g dans un jaugé de 500 ml.
2. Quelle masse de bicarbonate (hydrogénocarbonate) de sodium faut-il dissoudre dans 250 ml de solution pour que la concentration de cette dernière soit :
   a. à 10% en masse?
   b. 0,1 M?
3. Calculer la concentration massique d'une solution de NaOH 0,1 M.
4. Calculer la molarité d'une solution de Na_2CO_3 à 10% en masse.
5. Dans quel volume d'eau faut-il dissoudre 1 g de biphtalate de potassium (HOOC–C_6H_4–COOK) pour que celle-ci soit 0,2 M ?
6. Combien d'eau faut-il ajouter à 250 ml d'une solution d'acide oxalique 0,1 M pour la rendre 0,075 M ?

b) Solutions préparées à partir d'un liquide

1. Calculer la molarité d'une solution d'HCl obtenue en ajoutant 1 ml d'HCl 12 M à la quantité d'eau nécessaire pour compléter un ballon jaugé de 500 ml.
2. Combien de ml d'H_2SO_4 18 M faut-il prélever pour préparer 250 ml d'une solution 0,001 M ?
3. Un volume de 20 ml d'HNO_3 14 M est placé dans un jaugé de 750 ml (complété au trait avec H_2O). Calculer :
   a. la nouvelle molarité de la solution;
   b. le facteur de dilution.
4. Combien d'eau faut-il ajouter à 25 ml d'HCl 6 M pour obtenir une solution 0,1 M ?
5. Un volume de 25 ml de NaOH 1 M est placé dans un jaugé de 500 ml (complété avec de l'eau). Calculer :
   a. la concentration en soude diluée;
   b. le facteur de dilution.
6. Combien de ml d'une solution de KOH 0,25 M faut-il ajouter à 300 ml d'eau pour obtenir une solution 0,01 M ? Calculer aussi le facteur de dilution.

c) Mélange de solutions

1. On mélange 15 ml d'une solution d'HCl 6 M à 125 ml d'une solution d'HCl 0,1 M. Calculer :
   a. la concentration de la solution ainsi obtenue;
   b. le facteur de dilution par rapport à la solution d'HCl 6 M.
2. On mélange 250 ml d'une solution d'H_2SO_4 12 M à 250 ml d'une solution d'H_2SO_4 6 M. Calculer la concentration de la nouvelle solution.

5. Exercices divers et non classés

1. Soit 0,5 mole de H_2SO_4 dissous dans 60 ml de solution. Molarité ? ($mol.1^{-1}$)
2. Combien de g de NaOH y a-t-il dans 40 ml de solution de NaOH 3 M ?
3. Combien de grammes de $Ba(OH)_2$ y a-t-il dans 30 ml de solution 1 M de cette base ?
4. Une solution contient 24,5 g H_2SO_4 / 2L. Que vaut la molarité ?
5. Quelle quantité d'$AlCl_3$ (en g) faut-il dissoudre pour préparer 300 mL de solution 25.10^{-4} M de ce sel ?
6. Quelle est la dilution obtenue lorsqu'on mélange 50 cm^3 d'alcool avec 30 mL d'H_2O (pas de changement du volume final à la suite du mélange) ?
7. Quelle masse de nitrate d'aluminium faut-il peser pour préparer 300 ml de solution à 2,46 mol/l ?
8. Soit 30 ml de solution 0,2 M en HCl. Combien de mole d'HCl a-t-on dans ce volume ?
9. On ajoute 50 g de NaOH à 500 ml d'une solution de soude 1 M. Quelle est la concentration finale ?
10. Quelle est la pesée en BaCl2 (en g) nécessaire pour préparer 50 mL de solution à 12 % m/v ?
11. Quelle est la molarité de la solution contenant 12 g d'$AlCl_3.6H_2O$ par L de solution ?
12. On veut préparer une solution contenant 10 mg/100 mL en SO_4^{2-}. Quelle est la masse (en mg) de Na_2SO_4 que l'on doit placer dans 2 L ?
13. On veut préparer une solution à 20 mg Cl^-/L. On dispose de 50 mL de solution contenant 0,2 g de $CaCl_2$/L. Quel est le volume d'H_2O à y ajouter pour obtenir la concentration demandée ?
14. On mélange 35 mL de solution de HCl 2,5 M avec 16 mL de solution 3,2 M. Quelle est la molarité de la solution finale ?
15. Soit une solution d'éthanol (C_2H_5OH) à 95 % v/v. La masse volumique de l'éthanol pur est de 0,8 g/cm^3. Que vaut la concentration en g/L et en mol/L ?
16. On dispose d'une solution d'acide nitrique concentré contenant 65 % m/m en HNO_3 de masse volumique 1,42 g/cm^3. On veut obtenir 200 mL de solution 0,25 M en HNO_3. Quel volume d'acide nitrique concentré doit-on ajouter à de l'H_2O pour obtenir 200 mL de cette solution ?
17. Calculer le volume d'acide sulfurique concentré (d = 1,835 ; 93,2% en masse) à prélever pour préparer 500 ml de solution d'acide sulfurique 0,2 M.
18. Calculer le volume d'acide chlorhydrique concentré (d = 1,19 ; 38% en masse) à prélever pour préparer 18 litres de solution d'acide chlorhydrique 0,03 M.

6. Réponses aux exercices proposés

1. quantité ; (b) concentration ; (c) concentration ; (d) quantité
2. (e) moyenne ; (f) somme
3.
   a. 0,125 M
   b. 0,25 M
4.
   a. 0,114 M
   b. 0,4 M
   c. 0,2 M
   d. 0,3 M
   e. 0,5 M
5. b (2,4 moles)
6. 14,80 M
7. $[Na^+]$ = 1 M ; $[K^+]$ = 0,3 M ; $[Cl^-]$ = 1,3 M
8. 0,05 M ; 20 x
9. 875 ml
10. 219,077 g
11. 1,14 M
12. 2,6 M ; 0,25 M ; 0,5 M
13. 82 g
14. $[Ba(MnO_4)_2]$ = 0,1 M ; $[Ba^{2+}]$ = 0,1 M ; $[MnO_4^-]$ = 0,2 M
15. 2,2442 g
16. 5 X
17. 300 mL
18. 9 M
19. 633 ml de solution mère
20. 86 mL

7. Réponses aux exercices supplémentaires

a) Solutions à préparer à partir d'un solide

1. $16{,}16.10^{-3}$ M
2. 25 g
   2,1002 g
3. 4 (3,9997) g/l
4. 0,94 M
5. 24,5 ml
6. 83,3 ml

b) Solutions à préparer à partir d'un liquide

1. 0,024 M

2. 0,014 ml (impossible à réaliser pratiquement !)
3. 0,37 M; 37,5 X
4. 1475 ml
5. 0,05 M; 20 X
6. 12,5 ml ; 25 X

c) Mélange de solutions

1.
   a. 0,732 M
   b. 8,2 X
2. 9 M

8. Réponses aux exercices divers et non classés

1. 8,33 M
2. 4,8 g
3. 5,14 g
4. 0,125 M
5. 0,100 g
6. 1,6 X
7. 157,1912 g
8. 6.10^{-3} mole
9. 3,5 M
10. 6 g
11. 0,05 M
12. 295,8 mg
13. 269,5 mL
14. 2,72 M
15. 760 g/L ; 16,5 M
16. 3,4 mL
17. 5,7 ml
18. 9,1 % ; 28,6 g

1. La réaction chimique et l'équation chimique

Pour réduire les nuisances, Mercedes a présenté, en 1996, un véhicule alimenté par une pile à combustible produisant de l'énergie électrique à partir de la réaction. Pour traduire ce processus on utilise l'équation chimique :

$$2H_2(g)+O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$$

Dans ce processus, H_2 et O_2 sont les réactifs et H_2O, l'eau, le produit de la réaction.
Lorsqu'on représente une réaction chimique par une équation, les RÉACTIFS font partie du membre de gauche de l'équation et les PRODUITS ou composés obtenus au terme de la réaction font partie du membre de droite. Les deux membres sont séparés par une flèche indiquant le sens de la réaction.
L'équation chimique écrite ci-dessus est pondérée.
Pour l'écrire en respectant les lois de conservation, on a utilisé des règles comptables permettant d'établir un bilan des quantités de matière.

2. La pondération des équations chimiques[17]

Lorsque les formules des réactifs et produits sont correctes, il ne reste plus qu'à pondérer l'équation (on dit aussi équilibrer la réaction). Pour cela, il faut placer des coefficients (nombres entiers) DEVANT les molécules de manière à égaler le nombre d'**atomes** à gauche et à droite :

Exemple : $2\ NaOH + H_2SO_4 \rightarrow \ Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

Pour les équations d'échanges ioniques, l'opération est simple mais il est nécessaire de procéder dans un certain ordre :

Exemple : $Fe_2S_3 + HCl \rightarrow \ FeCl_3 + H_2S$

On repère le composé ayant beaucoup d'indices, Fe_2S_3, il nous sert de point de départ pour établir les coefficients. Il faut donc 2 Fe et 3 S dans le membre de droite : $Fe_2S_3 + HCl \rightarrow$ **2** $FeCl_3 +$ **3** H_2S.
Ce qui nous oblige à placer 6 Cl et 6 H à gauche : $Fe_2S_3 +$ **6** $HCl \rightarrow$ $2\ FeCl_3 + 3\ H_2S$.

Question : pondérez les équations suivantes
$Fe_2O_3 + HCl \rightarrow \ FeCl_3 + H_2O$
$Al_2(CO_3)_3 + HNO_2 \rightarrow \ Al(NO_2)_3 + H_2CO_3$ (Remarque : $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$)
$NaOH + H_3PO_4 \rightarrow \ Na_3PO_4 + H_2O$
$P_2O_5 + H_2O \rightarrow \ H_3PO_4$

[17] La pondération des équations rédox peut être ardue. Elle sera détaillée dans le chapitre correspondant de ce cours. Nous ne considérerons ici que les plus simples d'entre elles.

3. Equation des réactions sous forme ionique dans l'eau

Certaines molécules s'ionisent lorsqu'elles se dissolvent dans un solvant polaire. Le solvant polaire le plus utilisé est l'eau.
D'autres composés se dissolvent sans s'ioniser et subissent la solvatation ou hydratation.
Enfins certains réagissent avec l'eau ; c'est le cas des acides et des bases.

On distingue donc 3 cas.

a) La molécule présente une ou plusieurs *liaisons ioniques* : dans ce cas, il ne s'agit pas de molécule mais d'empilement d'ions.

Exemples : $NaCl$, Na_2SO_3, $CaSO_4$

Les ions se séparent dans l'eau :

$NaCl \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

$Na_2SO_3 \rightarrow 2\ Na^+_{(aq)} + SO_3^{2-}{}_{(aq)}$

$CaSO_4 \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

La séparation se fait au départ des liaisons ioniques.

b) La molécule présente une ou plusieurs *liaisons covalentes polarisées* :

Exemples : HCl, H_2SO_4

Si la différence d'électronégativité est suffisante (cas des acides), la molécule réagit avec l'eau pour former des ions :

$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + HSO_4^-{}_{(aq)}$

$HSO_4^-{}_{(aq)} + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

D'autres molécules, présentant néanmoins des groupements polaires se dissolvent sans se dissocier. C'est le cas du glucose et du saccharose. Dans ce cas, la molécule s'entoure d'une couronne de molécules d'eau (solvatation). On obtient alors une solution moléculaire.

c) La molécule est *apolaire* ; elle ne se dissout pas ou peu dans l'eau.

Exemple : I_2, CCl_4

a) Exercices résolus

1. Dans le cas où les molécules suivantes sont solubles dans l'eau, que se passe-t-il lors de leur dissolution ? $Al_2(SO_4)_3$, H_3PO_4, Saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
2. Pondérer les équations suivantes qui se déroulent dans l'eau :

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$

$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

$AgNO_3 + FeCl_3 \rightarrow AgCl + FeNO_3$

b) Solutions

1. $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2\ Al^{3+}_{(aq)} + 3\ SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

$H_3PO_4 + 3\ H_2O \rightarrow 3\ H_3O^+_{(aq)} + PO_4^{3-}{}_{(aq)}$

$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11}$ hydraté

2. $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_{4\,(aq)}$

$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$ ($2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow 2Na^+_{(aq)} + SO_4^{=}{}_{(aq)} + 2H_2O_{(l)}$)

$AgNO_3 + FeCl_3 \rightarrow AgCl + Fe(NO_3)_3$ ($3AgNO_3 + FeCl_3 \rightarrow 3AgCl_{(s)} + Fe^{3+}_{(aq)} + 3NO_3^-{}_{(aq)}$)

4. Différents types de réaction chimique

Il existe différents types de réaction suivant le critère choisi. Elles sont nombreuses et tout en ne voulant pas être exhaustif nous voulons ici présenter quelques cas.

a) Nature de la réaction

- **Réactions redox** : avec changement du N.O. de certains atomes. Réactions de transfert d'électron d'un donneur (réducteur) vers un accepteur (oxydant).
- **Réactions d'échanges ioniques** : sans changement du N.O. des atomes.

b) Mécanisme réactionnel

- **Réactions d'addition** : $A+B \rightarrow AB$
- **Réactions de décomposition** : $AB \rightarrow A + B$
- **Réactions de substitution :** $AB + C \rightarrow CB + A$ ou $AB + CD \rightarrow AD + CB$

c) Nature du produit formé

- **Réactions de précipitation** :

$NaCl(aq) + AgNO_3\ (aq) \rightarrow AgCl(s)$ (précipité) $+ NaNO_3(aq)$

- **Réactions de complexation** : d'une façon générale, la formation d'un complexe à partir d'un métal M et de n ligand[18] L s'écrira :

$M^{t+} + n\ L^{u-} \rightleftharpoons [M(L)_n]^{t-nu+}$ qui est un complexe

[18] Molécule ou ion uni à l'atome central d'un complexe par une liaison covalente dative coordinative.

5. Réaction complète et réaction limitée à un équilibre chimique

Certaines réactions seront traduites en équation avec une flèche simple -> et d'autres avec une double flèche ⇌.

a) Exemple de réaction complète (Réactifs -> Produits)

Elle se déroule jusqu'à épuisement d'un réactif (le limitant) au moins.

n(mol)	$2HCl$	+	$Ca(OH)_2$	⟶	$CaCl_2$	+	$2H_2O$
t_0 (début)	0,5		0,8		-		-
t_f (fin))	0		0,8-0,25 = 0,55		0,25		0,5

Ou

t_0 (début)	0,5		0,25		-		-
t_f (fin))			0		0	0,25	0,5

b) Exemple de réaction limitée à un équilibre (Réactifs ⇌ Produits)

Dans ce type de réaction, on observe une transformation, mais aucun des réactifs ne sera épuisé totalement. La réaction se produit alors dans les 2 sens. C'est un équilibre dynamique, on a l'impression que rien ne change et pourtant le système réagit constamment.

	N_2	+	$3\ H_2$	⇌	$2\ NH_3$
Début :	0,8		0,4		-
Équilibre :	0,8 - x		0,4 -3x		2x

6. Etude quantitative de réactions chimiques complètes

a) Stoechiométrie

i. Conditions stœchiométriques

- **Définition** : une réaction est dite en conditions stœchiométriques lorsque les réactifs sont introduits dans les proportions exactes données par l'équation chimique équilibrée.
- **Conséquence** : aucun réactif n'est présent en excès, tous sont entièrement consommés.
- **Exemple** : $2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l)$
  Avec 2 moles de H_2 pour 1 mole de O_2, il n'y a ni excès ni déficit.

ii. Conditions non stœchiométriques

- **Définition** : les réactifs ne sont pas introduits dans les proportions exactes de l'équation.
- **Conséquence** :
  - un réactif est limitant : il détermine la quantité maximale de produit formée ;
  - un réactif est en excès : il reste après la fin de la réaction.
- **Intérêt pratique** : souvent, un réactif coûteux ou dangereux est choisi comme réactif limitant afin de le consommer entièrement, l'autre étant mis en excès.

- **Exemple** : dans la réaction précédente, si l'on mélange 3 moles de H_2 et 2 moles de O_2, l'oxygène est en excès et l'hydrogène est limitant.

iii. Rendement d'une réaction chimique

- **Définition** : le rendement exprime l'efficacité de la transformation chimique.
- **Rendement théorique** : quantité de produit attendue si la réaction se déroule complètement, calculée à partir du réactif limitant.
- **Rendement réel (ou expérimental)** : quantité de produit effectivement obtenue en laboratoire.
- **Formule** :

$$\eta\,(\%) = \frac{\text{Quantité réelle de produit}}{\text{Quantité théorique de produit}} \times 100$$

- **Causes de rendement < 100 %** : réactions secondaires, pertes lors de la manipulation, équilibre chimique non total, pureté imparfaite des réactifs, etc.

b) Exercices proposés

1. Equilibre les réactions chimiques suivantes :
   $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
   $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
   $CO + Fe_3O_4 \rightarrow CO_2 + Fe$
   $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow HCl + Na_2SO_4$
   $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$
   $Cu_2S + Cu_2O \rightarrow Cu + SO_2$
   $CH_4 + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2$
   $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$
   $Fe + H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2 + H_2O$
   $Cu^{2+} + OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$
   $Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4$
2. Que se passe-t-il lors de la dissolution des composés suivants : HCl, $C_6H_{12}O_6$, CH_3COOH, $CaCl_2$, H_2SO_3, $Ca_3(PO_4)_2$, $AlBr_3$, K_2CO_3, $Na_2SO_4.10H_2O$, $PbCl_2$, H_3PO_3, Li_3PO_4, $NaHCO_3$, $Fe_2(HPO_4)_3$, NaH_2PO_4, H_2S ?
3. Soit la combustion de l'alcool amylique $C_5H_{11}OH$
   $2\ C_5H_{11}OH + 15\ O_2 \rightarrow 10\ CO_2 + 12\ H_2O$
   Combien faut-il de moles de O_2 pour la combustion de 1 mole d'alcool amylique ? Combien de moles de H_2O sont formées par mole de O_2 utilisée ? Combien obtient-on de grammes de CO_2 par mole d'alcool amylique brûlée ? Combien obtient-on de grammes de CO_2 par gramme d'alcool amylique brûlé ? Combien obtient-on de tonnes de CO_2 par tonne d'alcool amylique brûlé ?
4. Un générateur à hydrogène portable utilise la réaction
   $CaH_2 + 2\ H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2\ H_2$
   Combien obtient-on de grammes de H_2 à partir d'une cartouche de 50g de CaH_2 ?
5. L'iode est préparé par la réaction
   $2\ NaIO_3 + 5\ NaHSO_3 \rightarrow 3\ NaHSO_4 + 2\ Na_2SO_4 + H_2O + I_2$
   Quelle masse en Kg doit-on utiliser de $NaIO_3$ et $NaHSO_3$ pour obtenir 1 Kg d'iode ?
6. Quelle masse d'oxyde ferrique sera obtenue par oxydation complète de 100 g de fer ?

$Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

7. Combien de kilogrammes de ZnO seront formés par chauffage intensif, à l'air de 1 Kg de blende, ZnS ? $2\ ZnS + 3O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2SO_2$
8. Dans un moteur de fusée utilisant le butane C_4H_{10} comme carburant, combien de kilogrammes d'oxygène liquide seront nécessaires à la combustion complète d'un kilogramme de butane ?
   $C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$
9. La chloropicrine, CCl_3NO_2, peut être préparée économiquement en vue de son utilisation comme insecticide, par le procédé suivant : $CH_3NO_2 + 3\ Cl_2 \rightarrow CCl_3NO_2 + 3\ HCl$
   Combien faut-il de nitrométhane (CH_3NO_2) pour former 500 g de chloropicrine ?
10. L'alcool éthylique (C_2H_5OH) est préparé par fermentation du glucose ($C_6H_{12}O_6$) suivant la réaction : $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$
    Combien de kilogrammes d'alcool peut-on préparer à partir de 2000 Kg de glucose ?
11. Combien de kilogrammes de H_2SO_4 peut-on préparer à partir de 1 Kg de cuprite Cu_2S si chaque atome de S est transformé en une molécule de H_2SO_4 ?
12. Quelle quantité de nitrate de bismuth, $Bi(NO_3)_3.5H_2O$, sera formée à partir d'une solution de 10,4 g de bismuth dans l'acide nitrique ? $Bi + 4\ HNO_3 + 3\ H_2O \rightarrow Bi(NO_3)_3.5\ H_2O + NO$
    Quelle masse de solution d'acide nitrique à 30 % (m/m) est-elle nécessaire pour la réaction avec cette masse de bismuth ?
13. Dans le procédé Mond de purification du nickel, le nickel carbonyle volatile, $Ni(CO)_4$, est obtenu à partir de la réaction suivante : $Ni + 4\ CO \rightarrow Ni(CO)_4$
    Quelle quantité de CO est utilisée pour volatiliser 1 Kg de nickel ?
14. Combien de g de H_2O obtiendra-t-on en traitant 346,6 g de NaOH par la réaction suivante, considérant que tous les autres réactifs sont donnés en suffisance ? : $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
15. $Cu(NO3)_2$ peut être obtenu par la réaction suivante. Combien de g de HNO_3 faut-il engager dans la réaction pour obtenir 587,9 g de $Cu(NO_3)_2$, considérant que tous les autres réactifs sont donnés en suffisance ? $3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$
16. Combien de mole de NaOH réagissent avec 500 g de H_2SO_4 dans la réaction :
    $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$?
17. Combien de Kg de Na_2CO_3 anhydre utilise-t-on pour fabriquer une tonne de verre ($Na_2O.CaO.6SiO_2$) ? $6\ SiO_2 + Na_2CO_3 + CaO \rightarrow Na_2OCaO.6SiO_2 + CO_2$
18. L'électrolyse d'une solution de NaCl fournit de la soude caustique (NaOH), de l'hydrogène (H_2) et du chlore (Cl_2) selon la réaction : $NaCl + H_2O \rightarrow NaOH + 1/2\ H_2 + 1/2\ Cl_2$
    Au départ de 5 tonnes de NaCl pur, quel est le poids de soude obtenue ?
19. La réaction suivante est réalisée sous 1,75 atm et à 26,3 °C. Calculer le volume de CH_4 nécessaire à la formation de 345,9 g de H_2S. $2\ CH_4 + S_8 \rightarrow 2\ CS_2 + 4\ H_2S$
20. Quel est le volume d'hydrogène obtenu par la réaction et les données de la question n°18 (0°C, p = 1 atm) ?
21. Soit l'équation : $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$
    On peut affirmer que :
    a) 8 L de N_2 réagissent avec 25 L de H_2
    b) 8 L de N_2 réagissent avec 12 L de H_2
    c) 30 L de N_2 réagissent avec 10 L de H_2
    d) 7 L de N_2 réagissent avec 21 L de H_2
    e) 2 L de N_2 réagissent avec 4 L de H_2
    f) 0,2 L de N_2 réagissent avec 0,9 L de H_2
    Indiquer la phrase correcte.

22. On fait barboter 5,5 L de SO_2 gaz à 20°C et p = 755 mm Hg dans 200 mL de solution de NaOH. Si on considère qu'il n'y a pas de variation de volume suite à la réaction et que le NaOH est en quantité stoechiométrique. Quelle est a) la concentration en % m/v de la solution de NaOH ; b) la masse de Na_2SO_3 formée ?
23. On attaque 5 g de fer par une solution d'HCl 0,5 M. Quel est le volume d'HCl utilisé sachant qu'il se forme du $FeCl_3$? Quel est le volume d'hydrogène formé à 20°C et p = 1 atm ?
24. $CaSiO_3$ peut être obtenu par la réaction suivante. Combien de g de SiO_2 faut-il engager dans la réaction pour obtenir 1276,3 g de $CaSiO_3$, considérant que tous les autres réactifs sont donnés en suffisance ? $Ca_3(PO_4)_2$ + ? SiO_2 + ? C -> ? $CaSiO_3$ + ? CO + ? P_4
25. Combien de g de KF obtiendra-t-on en traitant 575,0 g de KOH par la réaction suivante, considérant que tous les autres réactifs sont donnés en suffisance ? : ? KOH + ? HF -> ? KF + ? H_2O
26. Soit la réaction Fe_2O_3 + HCl -> $FeCl_3$ + H_2O. Combien de g de $FeCl_3$ obtient-on au départ de 100 g de HCl ?
27. La réaction suivante est réalisée sous 143481 Pa et à 287,17 K. Calculer le volume de SO_3 nécessaire à la formation de 499,9 g de H_2SO_4.
    ? SO_3 + ? H_2O -> ? H_2SO_4
28. Calculer le volume de O_2, pris dans les CNTP, nécessaire à la formation de 656,4 g de CO_2 suivant la réaction :
    ? O_2 + ? $C_6H_8O_6$ -> ? CO_2 + ? H_2O
29. Soit la réaction de carbonatation de la soude : NaOH + CO_2 -> Na_2CO_3 + H_2O
    On fait réagir 10450 cm^3 de CO_2 (0°C, p=1 atm) avec le NaOH. On demande
    a. la masse de NaOH qui réagit
    b. la masse de Na_2CO_3 formé
30. Quelle masse de $KClO_3$ doit-on chauffer pour obtenir 3,50 g d'oxygène ?
31. Quand on chauffe du cuivre en présence d'un excès de soufre, on forme Cu_2S. Combien de grammes de Cu_2S peut-on obtenir si 100 g de cuivre sont chauffés avec 50 g de soufre ?
32. Combien de g de zinc réagissent avec 36,5 g de HCl pour former du chlorure de zinc et de l'hydrogène ?
33. On chauffe au rouge vif 20 g de carbonate de sodium hydraté ; on pèse le résidu (oxyde de sodium) : 4,3 g. Quel est le nombre de molécules d'eau d'hydratation contenues dans le carbonate ? ($Na_2CO_3.xH_2O$ -> Na_2O + CO_2 + x H_2O)
34. On brûle 200 Kg de gaz à l'eau (CO + H_2 en proportion équimolaire) dans l'air. Quel est le volume d'air utilisé à 30°C et p = 1 atm sachant qu'il est composé d'1/5 d'O_2 et de 4/5 de N_2 ?
    CO + H_2 + O_2 -> CO_2 + H_2O
35. Combien de kilogrammes de Na_2SO_4 à 83,4 % peut-on obtenir à partir de 250 Kg de NaCl à 94,5 % ?
    2 NaCl + H_2SO_4 -> Na_2SO_4 + 2 HCl
36. Combien de Kg de zinc peut-on obtenir au départ d'une tonne de minerai contenant 34 % de blende (ZnS) ?
    ZnS + 3/2 O_2 -> ZnO + SO_2
    ZnO + C -> Zn + CO
37. L'« hydrosulfite » de sodium commercial est du Na_2S2O_4 à 90 % de pureté. Quelle quantité de produit commercial peut-on préparer à partir de 100 tonnes de zinc et d'une quantité suffisante des autres produits réagissant ? Les réactions sont les suivantes :

$Zn + 2\ SO_2 \rightarrow ZnS_2O_4$

$ZnS_2O_4 + Na_2CO_3 \rightarrow ZnCO_3 + Na_2S_2O_4$

38. Un haut fourneau fabrique de la fonte au départ d'un minerai de fer (Fe_2O_3 + gangue) et de CO selon la réaction $Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$.
    Si on part de 2 tonnes de minerai à 15,2 % en Fe_2O_3,
    a. quelle est la masse de fer composant la fonte?
    b. quel est le volume de CO_2 obtenu à 1000°C et p = 1100 hPa?
39. Un four à chaux produit 3 tonnes de chaux vive (CaO) par décomposition de 11 tonnes de pierre calcaire. Quel est le % de $CaCO_3$ dans la pierre calcaire ?
40. La formule brute d'une résine échangeuse d'ions commerciale est $C_8H_7SO_3Na$. La résine peut être utilisée pour adoucir l'eau suivant la réaction $Ca^{2+} + 2\ C_8H_7SO_3Na \rightarrow (C_8H_7SO_3)_2Ca + 2\ Na^+$.
    Quelle sera la quantité maximum de Ca^{2+} fixée par la résine, exprimée en moles par grammes de résine ?
41. La réduction de Cr_2O_3 par Al s'effectue quantitativement par inflammation provoquée :
    $2\ Al + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2\ Cr$
    Quelle quantité de chrome métallique peut-on préparer en portant à la température de réaction un mélange de 5 Kg de Al et de 20 Kg de Cr_2O_3 ? Quel réactif reste-t-il en fin de réaction et en quelle quantité ?
42. Un mélange de 1 tonne de CS_2 et de 2 tonnes de Cl_2 traverse un tube de réaction chaud dans lequel a lieu la réaction suivante : $CS_2 + 3\ Cl_2 \rightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$.
    Quelle quantité de CCl_4 peut-on préparer par la réaction complète des produits de départ ? Quel est le produit de départ en excès ? Combien en reste-t-il ?
43. L'insecticide DDT est préparé selon la réaction suivante :
    CCl_3CHO (chloral) + 2 C_6H_5Cl (chlorobenzène) -> $(ClC_6H_4)2CHCCl_3$ (DDT) + H_2O
    Si 100 Kg de chloral réagissent avec 100 Kg de chlorobenzène, quelle quantité de DDT obtiendra-t-on ? On suppose que la réaction est complète, sans réaction secondaire ni pertes.
44. $Na_2S_4O_6$ se prépare selon la réaction suivante. Combien de g de $Na_2S_4O_6$ obtiendra-t-on si on traite 427,2 g de I_2 par 735,4 g de $Na_2S_2O_3$ (Rendement = 100 %) ?
    $? I_2 + ? Na_2S_2O_3 \rightarrow ? NaI + ? Na_2S_4O_6$
45. Combien obtient-on de moles de NO_2 quand on fait réagir, dans les CNTP, 393,4 L d'O_2 avec 556,6 g de NH_3 selon la réaction suivante : $? O_2 + ? NH_3 \rightarrow ? NO_2 + ? H_2O$
46. Soit la réaction entre 18 g de H_2SO_4 pur et 12 g de fer pur. Il se forme du sulfate de fer II et de l'hydrogène. Quelle est la substance en excès et en quelle quantité ?
47. On mélange 15 L d'acétylène (C_2H_2) avec 35 L d'O_2 (CNTP). Après la réaction (combustion complète), il y a un excès de : $? C_2H_2 + ? O_2 \rightarrow ? CO_2 + ? H_2O$

a) 20 L de C_2H_2 c) 7 L de C_2H_2 e) D'aucun corps
b) 5 L d'O_2 d) 1 L d'O_2 f) 1 L de C_2H_2

48. On veut réaliser la synthèse de l'ammoniac par réaction de 30 Kg de N_2 et 10 Kg de H_2. Quel est le volume de NH_3 formé à 200°C et p = 15 atm ? (On suppose que la réaction a un rendement de 100 %). Quel est la substance en excès ? Quelle est la valeur de cet excès ?
49. On envoie 100 Kg de vapeur d'eau sur du coke (C) incandescent.
    Il se forme du gaz à l'eau : $H_2O + C \rightarrow (CO + H_2)$ (gaz à l'eau)

a. Quel est le volume de gaz formé (en m^3) à 200°C et p = 1 atm sachant que la vapeur d'eau est utilisée avec un excès de 30 %?
b. Quelle est la quantité de coke utilisée (Kg)?

50. Le sulfure de carbone, CS_2, peut être obtenu comme sous-produit de SO_2. La réaction globale est :
$5C + 2\ SO_2 \rightarrow CS_2 + 4\ CO$
Combien de CS_2 (en Kg) obtient-on par combustion de 450 Kg de SO_2 avec du coke (C) en excès, si le taux de conversion de SO_2 (le rendement de la réaction) est 82 % ?
51. L'industrie des plastiques utilise de grandes quantités d'anhydride phtalique $C_8H_4O_3$ préparé par oxydation contrôlée du naphtalène.
$2\ C_{10}H_8 + 9\ O_2 \rightarrow 2\ C_8H_4O_3 + 4\ CO_2 + 4\ H_2O$
Comme une partie de naphtalène est oxydée en d'autres produits, on obtient un rendement maximum de 70 %. Combien d'anhydride phtalique pourra-t-on préparer par oxydation de 100 Kg de $C_{10}H_8$?
52. Combien de Kg de Na_2CO_3 anhydre utilise-t-on pour fabriquer 100 Kg de verre ($Na_2O.CaO.6SiO_2$) (voir exercice n°17) sachant que le rendement de la réaction est de 90 % ?
53. Le rendement de la réaction suivante ne dépasse pas 70 %. Combien de g de CO_2 obtiendra-t-on en traitant 729,2 g de O_2 par la réaction suivante, considérant que les autres réactifs sont donnés en suffisances ? : $? C_4H_{10} + ? O_2 \rightarrow ? CO_2 + ? H_2O$
54. Un échantillon de matière contient 79 % en masse de I_2. Quelle quantité de KIO_3 obtiendra-t-on en traitant 316,5 g de l'échantillon par la réaction suivante si le rendement de la réaction s'élève à 73 % (les autres réactifs sont donnés en suffisance) ?
$3\ I_2 + 6\ KOH \rightarrow KIO_3 + 5\ KI + 3\ H_2O$
55. En laboratoire, on obtient 70,2 g du produit H_2O de la réaction suivante alors que 312,1 g du réactif NaOH ont été engagés. Quel est le rendement de la réaction si les autres réactifs sont donnés en suffisance ?
$? NaOH + ? H_2SO_4 \rightarrow ? NaHSO_4 + ? H_2O$
56. Un échantillon de matière contient 70 % en masse de NaOH. Quelle quantité de Na_2SO_4 obtiendra-t-on en traitant 487,3 g de l'échantillon par la réaction suivante si le rendement de la réaction s'élève à 48 % (les autres réactifs sont donnés en suffisance) ?
$? NaOH + ? H_2SO_4 \rightarrow ? Na_2SO_4 + ? H_2O$
57. Un échantillon de matière contient 71 % en masse de $AsCl_3$. Quelle quantité de As_4O_6 obtiendra-t-on en traitant 545,6 g de l'échantillon par la réaction suivante si le rendement de la réaction s'élève à 91 % (les autres réactifs sont donnés en suffisance) ?
$? AsCl_3 + ? H_2O \rightarrow ? As_4O_6 + ? HCl$
58. Un échantillon de matière contient 65 % en masse de $C_6H_{12}O_2$. Quelle quantité de H_2O obtiendra-t-on en traitant 318,9 g de l'échantillon par la réaction suivante si le rendement de la réaction s'élève à 91 % (les autres réactifs sont donnés en suffisance) ?
$? C_6H_{12}O_2 + ? O_2 \rightarrow ? CO_2 + ? H_2O$
59. Le problème est le même que le n°36 mais les deux réactions qui permettent d'aboutir au zinc ont successivement des rendements de 95 et 82 %.

c) Réponses aux exercices proposés

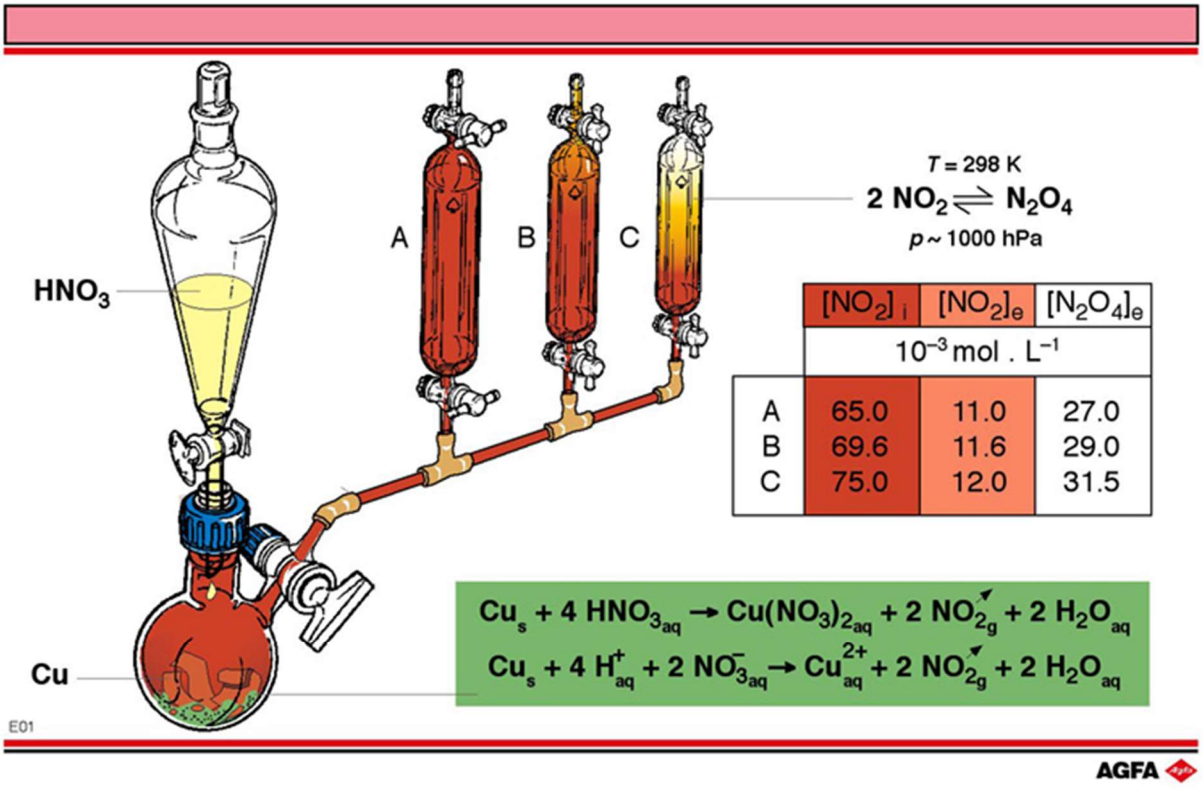
1. $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$
   $C_2H_6 + 7/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
   $4\ CO + Fe_3O_4 \rightarrow 4\ CO_2 + 3\ Fe$
   $2\ NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2\ HCl + Na_2SO_4$
   $4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$
   $Cu_2S + 2\ Cu_2O \rightarrow 6\ Cu + SO_2$
   $CH_4 + 2\ H_2O \rightarrow CO_2 + 4\ H_2$
   $H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_3O^+ + SO_4^{2-}$
   $Fe + 2\ H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2 + 2\ H_2O$
   $Cu^{2+} + 2\ OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$
   $3\ Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4$
2. $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ ($HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$)
   $C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_6H_{12}O_6$ hydraté
   $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$ ($CH_3COOH + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$)
   $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ Cl^-$
   $H_2SO_3 \rightarrow H^+ + HSO_3^-$ ($H_2SO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HSO_3^-$)
   $H_2SO_3 \rightarrow 2\ H^+ + SO_3^=$ ($H_2SO_3 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_3O^+ + SO_3^=$)
   $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow 3\ Ca^{2+} + 2\ PO_4^{3-}$
   $AlBr_3 \rightarrow Al^{3+} + 3\ Br^-$
   $K_2CO_3 \rightarrow 2\ K^+ + CO_3^{2-}$
   $Na_2SO_4 \rightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$
   $PbCl_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2\ Cl^-$
   $Li_3PO_4 \rightarrow 3\ Li^+ + PO_4^{3-}$
   $NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^-$
   $Fe_2(HPO_4)_3 \rightarrow 2\ Fe^{3+} + 3\ HPO_4^{2-}$
   $NaH_2PO_4 \rightarrow Na^+ + H_2PO_4^-$
   $H_2S \rightarrow H^+ + HS^-$ ($H_2S + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HS^-$)
   $H_2S \rightarrow 2\ H^+ + S^=$ ($H_2S + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_3O^+ + S^=$)
3. 7,5 moles O_2 ; 0,80 mole H_2O ; 220,05 g CO_2 ; 2,50 g CO_2 ; 2,50 tonnes CO_2
4. 4.79 g H_2
5. 1,56 Kg $NaIO_3$; 2,05 Kg $NaHSO_3$
6. 142,97 g
7. 0,835 Kg
8. 3,58 Kg
9. 185,68 g
10. 1022,87 Kg
11. 0,616 Kg
12. 0,05 mol ; 41,8 g
13. 1,91 Kg
14. 156,12 g
15. 526,72 g
16. 5,1 moles
17. 221,46 Kg

18. 3,42 tonnes
19. 71,18 L
20. 957,665 m3
21. 7 L N_2 réagissent avec 21 L H_2
22. a) 9,09 %m/v ; b) 28,6 g
23. 537 ml ; 3,2 L
24. 660,17 g
25. 595,42 g
26. 148,30 g
27. 84,82 L
28. 278,4 L
29. 37,34 g ; 49,48 g
30. 8,94 g $KClO_3$ ($KCl + 3/2\ O_2$) ; 13,40 g ($KClO + O_2$) ; 26,81 g ($KClO_2 + 1/2\ O_2$)
31. 125,23 g
32. 32,72 g
33. 10
34. 827,5 m3
35. 344,24 Kg
36. 228,12 Kg
37. 295,912 tonnes
38. 212,63 Kg ; 549,47 m^3
39. 48,68 %
40. 0,00242 mol. Ca^{2+}/g
41. 185 mol de Cr ; 38,5 mol de Cr_2O_3
42. 1,45 tonne CCl_4 ; 0,285 tonne CS_2
43. 157,47 Kg DDT
44. 454,82 g
45. 10,03 mol
46. 1,75 g de Fe en excès
47. 1 L de C_2H_2
48. 5,54 m^3; 3,52 Kg H_2
49. 301,42 m^3 ; 46,67 Kg
50. 219,27 Kg
51. 80,89 Kg
52. 24,61 Kg
53. 432,03 g
54. 51,30 g
55. 49,94 %
56. 290,72 g
57. 192,36 g
58. 175,52 g
59. 177, 71 Kg

LES CALCULS DE CE SOLUTIONNAIRE ONT ETE FAITS AVEC LES MASSES ATOMIQUES PRISES AVEC 2 OU 3 DECIMALES (Tableau issu des « Tables de Chimie » de J. Tonneau)

7. Etude de réactions limitées à un équilibre

a) Installation d'un équilibre chimique (figure 35)



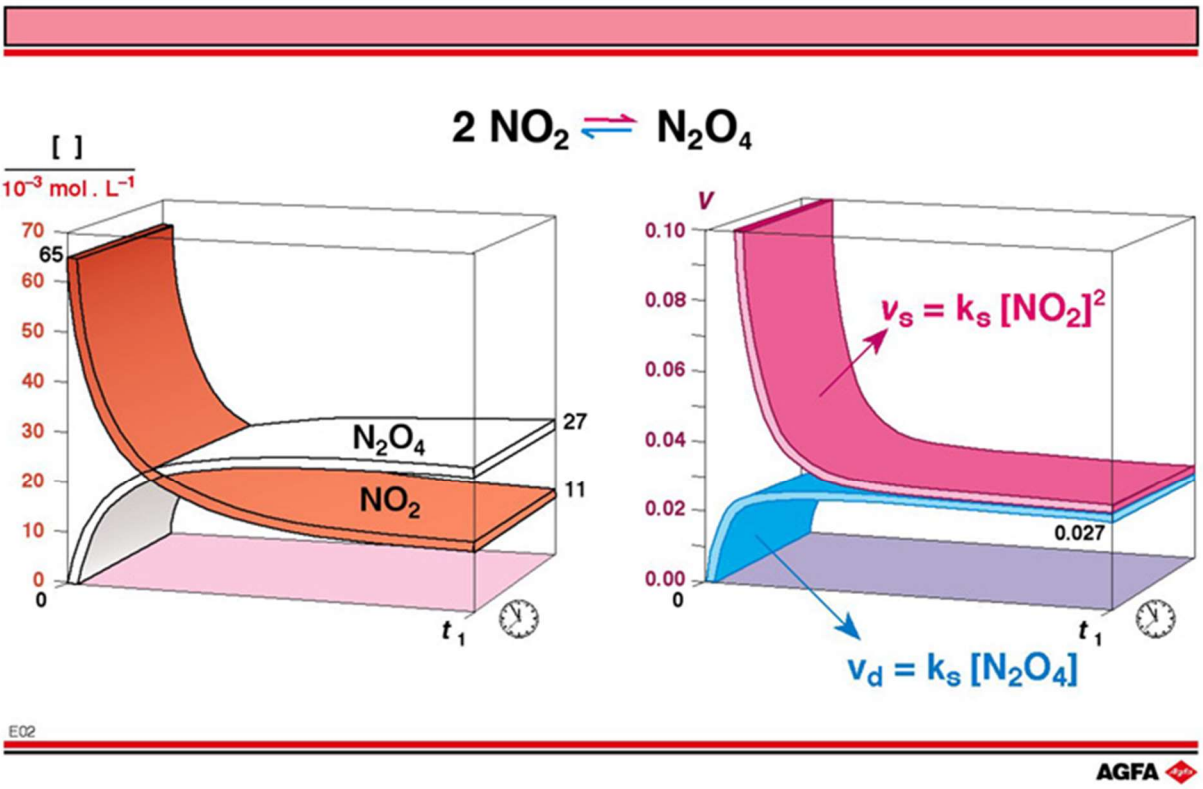


Figure 24

b) Mise en évidence de la réversibilité d'un équilibre chimique

Sur la figure 36, on peut voir que l'on peut partir d'un côté (Fe^{3+}et I^-) ou de l'autre (Fe^{2+} et I_2) de la réaction et qu'on arrive dans les deux cas à l'équilibre.

$$2\ Fe^{3+} + 2\ I^- \rightleftharpoons 2\ Fe^{2+} + I_2$$

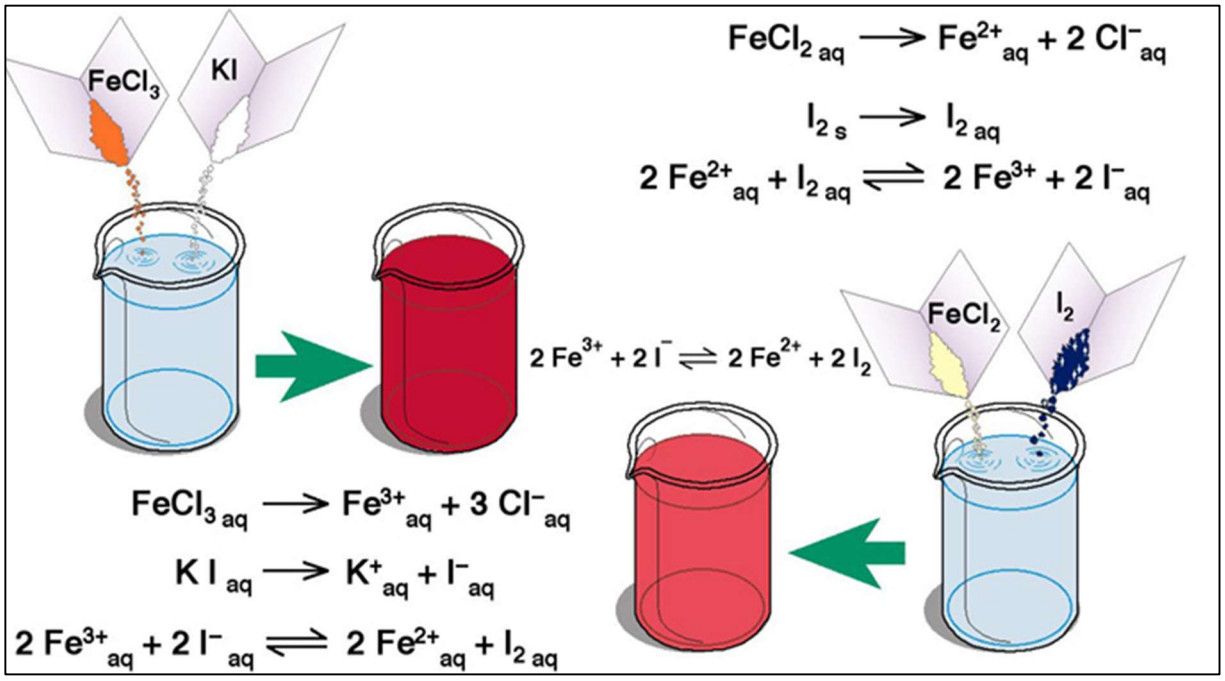


Figure 25

Les tests suivants (figure 37) permettent ensuite de mettre en évidence certains espèces : (1) Fe^{3+}, (2) I^-, (3) Fe^{2+}, (4) I_2. On voit que les 4 composés sont présents dans le mélange en même temps à l'équilibre.

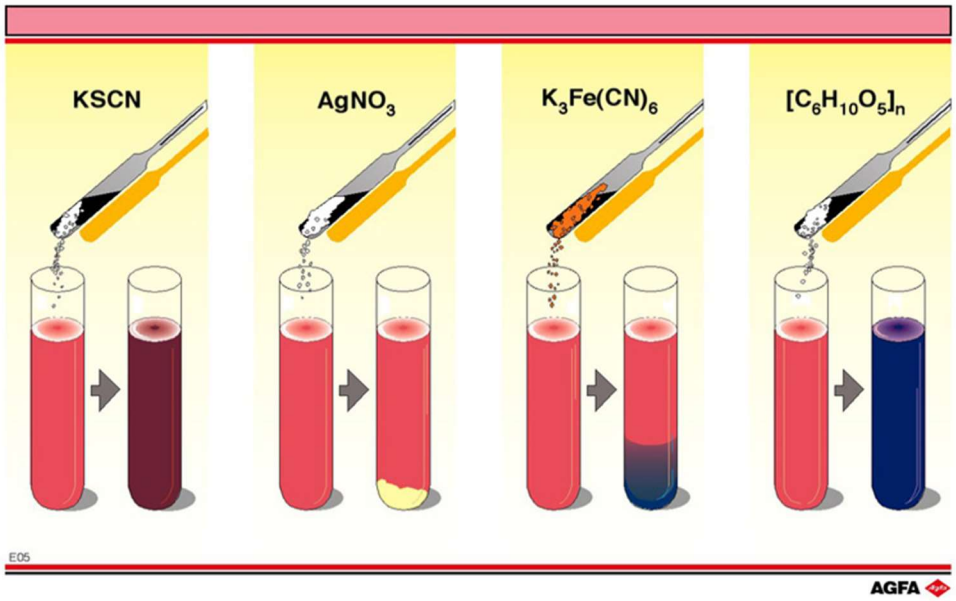


Figure 26

c) Généralisation pour les équilibres chimiques : loi de Guldberg et Waage

Soit la réaction générale : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

On définit la constante d'équilibre : Kc = $\frac{[C]^c\ [D]^d}{[A]^a\ [B]^b}$

Valeurs extrêmes de K :

K ≅ 10^{-25} K<<< bcp de réactifs réaction totale vers la gauche avec peu de produits

K ≅ 10^{25} K >>> peu de réactifs réaction totale vers la droite avec bcp de produits

Au départ, que l'on parte des réactifs ou des produits, une réaction se produira dans un sens ou l'autre jusqu'à ce qu'on ait atteint l'équilibre.
De même, si on perturbe un équilibre, par exemple en modifiant la température, la pression, le volume …, l'équilibre évoluera spontanément vers un nouvel état d'équilibre.

Cette loi va permetre :

a. de déterminer le Kc ;
b. de déterminer les quantités de réactifs et produits présents à l'équilibre.

<u>Exemple de détermination de Kc</u>

A 250°C, le pentachlorure de phosphore se décompose partiellement en dichlore et en trichlorure de phosphore. Le nombre de mole avant réaction et à l'équilibre de pentachlorure de phosphore est respectivement de 0,25 et de 0,19 mole pour un volume total de 0,5 litre. Déterminer la valeur de Kc et la tendance générale de la réaction.

1. Écrire l'équation pondérée :

Volume = 0,5 l	$PCl_{5\ (g)}$	⇌	$Cl_{2\ (g)}$	+	$PCl_{3\ (g)}$

2. Établir le tableau du nombre de mole initial et des inconnues

Volume = 0,5 l	$PCl_{5\ (g)}$	⇌	$Cl_{2\ (g)}$	+	$PCl_{3\ (g)}$
Nombre de mole initiale	0,25		0		0

3. Déterminer les nombres de moles à l'équilibre

Volume = 0,5 l	$PCl_{5\ (g)}$	⇌	$Cl_{2\ (g)}$	+	$PCl_{3\ (g)}$
Nombre de mole initiale	0,25		0		0
Nombre de mole à l'équilibre	0,19 = 0,25 - x		x		x

4. Déterminer les molarités

Volume = 0,5 l	$PCl_{5\ (g)}$	⇌	$Cl_{2\ (g)}$	+	$PCl_{3\ (g)}$
Nombre de mole initiale	0,25		0		0

Nombre de mole à l'équilibre	0,19 = 0,25 - x	x	x
Molarité (mole(s)/litre)	2.0,19	2x	2x

5. Recherche de Kc

Comme 0,19= 0,25-x, alors x= 0,06 mole.
Kc= $[Cl_2\ ] * [PCl_3]/[PCl_5]$ = x*x/ 0,19 = $(0,06)^2/(0,5*0,19)$= 0,038 mol/l

<u>Exemple de détermination de la composition du système à l'équilibre</u>

1. L'hydrogénosulfure d'ammonium solide se décompose à 25°C en ammoniac gazeux et en sulfure d'hydrogène gazeux. K_C = 1,81.10^{-4} (unités ?) à 25°C. Si on place de l'hydrogénosulfure d'ammonium solide dans une enceinte réactionnelle de 0,5l, dans laquelle on a fait le vide, quelles seront les concentrations à l'équilibre dans cette enceinte, à 25°C ?

a. Écrire l'équation pondérée
$NH_4HS_{(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$

b. Établir le tableau du nombre de mole initial et des inconnues

Volume = 0,5 l	$NH_4HS_{(S)}$ ⇌	$NH_{3(g)}$ +	$H_2S_{(g)}$
Nombre de mole initiale	y	0	0

c. Déterminer les nombres de moles à l'équilibre

Volume = 0,5 l	$NH_4HS_{(S)}$ ⇌	$NH_{3(g)}$ +	$H_2S_{(g)}$
Nombre de mole initiale	y	0	0
Nombre de mol à l'équilibre	y-x	x	x

d. Détermination de x avec le Kc = $\frac{[NH_3]*[H_2S]}{[NH_4S]}$ = $(x / 0,5)^2/1$

En effet on ne fait pas intervenir le solide dans l'expression du Kc.
Alors on peut dire que Kc = 1,81.10^{-4} $(mol/l)^2 = (2x)^2$ donc x = 0,0067 mol/l.

e. Calculer les concentrations

$[NH_3]$ = 0,0067/ 0,5 = 0,0135 mol/l
$[H_2S]$ = 0,0135 mol/l
NH_4S étant un solide il n'y a pas lieu de calculer sa concentration.

2. A 460°C, le dihydrogène et le diiode réagissent partiellement pour former l'iodure d'hydrogène. Tous les composés sont gazeux. Les nombres de moles initiaux et à l'équilibre de diiode sont respectivement de 1 mol et 0,22 mol dans un volume total d'un litre.
Sachant que la constante d'équilibre de cette réaction vaut 50 :

a. Calculer la valeur du nombre de mol de dihydrogène de départ ?
b. Calculer les concentrations à l'équilibre.

d) Écrire l'équation pondérée

Volume = 1 l	$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

e) Établir le tableau du nombre de mole initial et des inconnues

Volume = 1 l	$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$		
Nombre de mole initiale	y	1	0

f) Déterminer les nombres de moles inconnus

Volume = 1 l	$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$		
Nombre de mole initiale	y	1	0
Nombre de mole à l'équilibre	y-x	0,22= 1-x	2x

g)

a. On peut calculer x car 0,22 = 1-x et donc x = 1-0,22 = 0,78 mol

Dans le Kc cela donne :

$Kc = \frac{[HI]^2}{[H_2]*[I_2]} = 50$

$50 = 4\,x^2/(1-x)*(y-x)$

Et si on remplace x par sa valeur on a 2,4336 / 0,22*(y-0,78), ce qui donne y = 1 mol.

b. Les concentrations à l'équilibres sont = néq/V et comme V = 1l

$[HI]$ = 2* 0,78= 1 56 mol/l

$[H_2]$ = 0,22 mol/l

$[I_2]$ = 0,22 mol/l

d) Exercices proposés

1. Le N_2O_4 se transforme en partie en NO_2. A 25°C, le nombre de mole initiale de N_2O_4 est de 0,100 mole et à l'équilibre de 0,0844 mole pour un volume total de 2 litres. Déterminer Kc.
2. On considère la réaction : $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI$ pour laquelle Kc = 52,8 à 700 K. On introduit 200 moles d'hydrogène et 100 moles d'iode dans un récipient à 700 K.
   Quel sera le nombre de moles d'acide iodhydrique formées quand l'équilibre sera atteint ?
3. Soit la réaction : $CO(g) + 2\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$
   Dans un ballon de 5,19 L, un mélange réactionnel à une certaine température T° contient 26,9 g de CO et 2,34 g de H_2. A l'équilibre le ballon contient 8,65 g de CH_3OH. Calculer Kc de la réaction à cette température T°.

4. Considérons la réaction (en enceinte fermée de V litres) :
   $CO\ (g) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons CO_2\ (g) + H_2\ (g)$
   On part de 1 mole de CO et de 1 mole de H_2O. On porte le mélange à 1700°C. A l'équilibre, on obtient 0,32 mole de H_2.
   Calculer la constante d'équilibre Kc de la réaction.
5. Supposons que l'on mélange 5 moles de CO(g) avec 2,5 moles de Cl_2(g) dans une enceinte réactionnelle de 10 litres et que la réaction suivante atteigne son état d'équilibre
   $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$
   Sachant que Kc = 4 (unités ?), calculer les valeurs à l'équilibre des concentrations en CO, Cl_2 et $COCl_2$.
6. Le pentachlorure de phosphore gazeux se décompose en trichlorure de phosphore gazeux et en chlore moléculaire gazeux, réaction pour laquelle Kc = 1,8 (unités ?) à 250°C.
   On injecte 0,5 mole de pentachlorure de phosphore dans une enceinte réactionnelle vide de 2 litres maintenue à 250°C. Calculer les concentrations en pentachlorure et en trichlorure de phosphore à l'équilibre.
7. Sachant que $[Ni(CO)_4]$ = 0,85 M à l'équilibre dans le cas de l'équation :
   $Ni(s) + 4\ CO(g) \rightleftharpoons Ni\ (CO)_4(g)$ et que $Kc = 5.10^4$ (unités ?)
   Calculer la concentration du CO(g) à l'équilibre.

e) Réponses des exercices proposés

1. $5,8*10^{-3}$ mol/l
2. nHI = 187,5 mol.
3. 27,3 $L^2\ mol^{-2}$
4. 0,22
5. [CO] = 0.353 M ; $[Cl_2]$ = 0,1035 M et $[COCl_2]$ = 0,1465 M.
6. $[PCl_5]$ = 0,03 M et $[PCl_3]$ = 0,22 M.
7. $[CO] = 6,4.10^{-2}$ M.

1. Nombre d'oxydation N.O.

Il est souvent possible de déterminer les nombres d'oxydation des éléments constitutifs d'une espèce chimique (neutre ou chargée) en s'appuyant sur un certain nombre de constatations et de règles simples :

1. La somme algébrique des nombres d'oxydation des éléments constitutifs d'une espèce chimique est égale à sa charge électrique nette (exprimée en unités élémentaires de charge).
   Charge = Σ (N.O.)
2. Le nombre d'oxydation d'un élément dans un corps simple est égal à zéro (0).
3. Le fluor F est le plus électronégatif des éléments. Son N.O. vaut (-1) dans toutes ses combinaisons avec d'autres éléments.
4. L'oxygène est l'élément le plus électronégatif à l'exception de F. Son N.O. vaut le plus souvent (-2), sauf dans quelques espèces particulières. Il vaut (-1) dans les peroxydes (comme l'eau oxygénée H_2O_2) et (+2) s'il est lié à deux atomes de fluor comme dans OF_2.
5. L'hydrogène H a (+1) pour N.O. dans toutes ses combinaisons avec un élément plus électronégatif que lui (ce qui est le plus souvent le cas). Son N.O. vaut (-1) lorsqu'il est en combinaison avec un métal de plus faible électronégativité, comme dans les hydrures, par exemple NaH.
6. Les halogènes Cl, Br et I ont souvent un nombre d'oxydation égal à (-1). Ils peuvent cependant être caractérisés pas des N.O. positifs (de +1 à +7) s'ils sont en combinaison avec des éléments plus électronégatifs qu'eux (typiquement l'oxygène ou un autre halogène), les valeurs positives impaires étant plus fréquentes que les paires.
7. Dans les composés, le nombre d'oxydation des éléments alcalins est (+1), tandis que celui des éléments alcalino-terreux est (+2).

En tenant compte de ce qui précède, l'équation « Charge = Σ (N.O.) » ne possède plus qu'une seule inconnue.

<u>En résumé</u> : le N.O. est un nombre entier, positif, nul ou négatif qui indique le nombre d'électrons perdus ou gagnés de l'élément par rapport à l'atome neutre.

CAS POSSIBLES	NOMBRE D'OXYDATION (N.O.)
1) Atome isolé	0
2) Molécule	La somme des nombres d'oxydation = 0
3) Ion	La somme des nombres d'oxydation = la charge de l'ion

<u>Exemples</u>

1) Na; Cu; O_2; H_2; Cl_2: NO=0
2) $KMnO_4$: NO =? K: (+1); Mn: (+7); O: (-2) => +1 + 7 + (-2) x4 = 0
3) MnO_4^- : NO =? Mn : (+7) ; O : (-2) => +7 +(-2)x4 = -1

2. Oxydation, réduction, oxydant, réducteur

1. Une oxydation est une perte d'électron(s), donc une augmentation du N.O.
2. Une réduction est un gain d'électron(s), donc une diminution du N.O.
3. Un oxydant est un capteur d'électron(s)
4. Un réducteur est un donneur d'électron(s).

3. Réaction d'oxydo-réduction (redox)

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction où il y a un transfert d'électron(s) d'un donneur vers un accepteur c'est-à-dire d'un réducteur vers un oxydant.

Exemple :

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

N.O. 0 +2 +2 0

Donc $Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2\ e^-$

$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightleftharpoons Cu$

Le Fe subit une oxydation, il est réducteur.

Le Cu^{2+} subit une réduction, il est oxydant.

Il y a transfert de deux électrons du Fe vers le Cu^{2+}, c'est une réaction d'oxydo-réduction.

4. Exercices préliminaires

1. Choisir la proposition correcte :

Dans le processus décrit par l'équation chimique : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

Le zinc subit

a) une réaction d'oxydation

b) une réaction de réduction

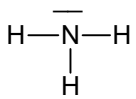
2. Dans le processus de l'équation chimique : $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$

Le chlore subit

a) une réaction d'oxydation

b) une réaction de réduction

3. Quel est le nombre maximum d'électrons que l'on peut retirer de la couche de valence d'un atome neutre de manganèse ?
4. Déterminez le N.O. des atomes constitutifs de l'ammoniac NH_3, dont la structure est :

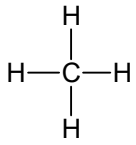


5. Déterminez le nombre d'oxydation des atomes constitutifs du diazote, dont la structure est :

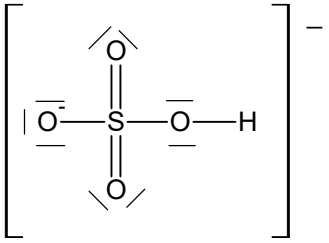
I N≡N I

6. Pour chaque atome constitutif de la molécule d'acide sulfurique, déterminez le nombre d'oxydation.

7. Déterminez le N.O. des atomes constitutifs de la molécule de méthane CH_4, dont la formule est :



8. Calculez le N.O. des différents atomes de l'ion hydrogénosulfate HSO_4^-, dont la formule est :



9. En fonction des réponses aux questions 6 et 8, on peut conclure que la réaction

$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$

Est :

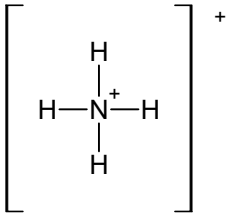
a) une réaction d'oxydation

b) une réaction de réduction

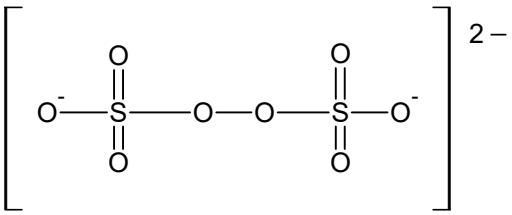
c) une réaction d'oxydoréduction

d) une réaction sans modification des nombres d'oxydation.

10. Déterminez la valeur des N.O. des atomes constitutifs de l'ion ammonium NH4+, dont la structure est :



11. Déterminez les N.O. des différents atomes constitutifs de l'anion peroxodisulfate (ou persulfate) $S_2O_8^{2-}$ dont la formule est :



5. Exercices résolus

1. Compléter et pondérer l'équation suivante :

$Na_2SO_3 + KMnO_4 \rightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+}$ en milieu acide sulfurique.

a. Egalisation des N.O. par ajout d'e^- :

$$(\underset{(+4)}{SO_3^{2-}} \rightarrow \underset{(+6)}{SO_4^{2-}} + 2e^-) \times 5$$

$$(5\,e^- + \underset{(+7)}{MnO_4^-} \rightarrow \underset{(+2)}{Mn^{2+}}) \times 2$$

$$5\,SO_3^{2-} + 2\,MnO_4^- \rightarrow 5\,SO_4^{2-} + 2\,Mn^{2+}$$

b. Egalisation des charges : $5\,SO_3^{2-} + 2\,MnO_4^- + 6\,H^+ \rightarrow 5\,SO_4^{2-} + 2\,Mn^{2+}$ (-12 à gauche ; -6 à droite)

c. Egalisation des O et H :

Elément	O		H		
	Membre de gauche	Membre de doite	Membre de gauche	Membre de doite	
Situation actuelle	23	20	6	0	Ajouter 3 H_2O à droite
Manque		3		6	

$$5\,SO_3^{2-} + 2\,MnO_4^- + 6\,H^+ \rightarrow 5\,SO_4^{2-} + 2\,Mn^{2+} + 3\,H_2O$$

d. Equation moléculaire:

$$5\,Na_2SO_3 + KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow 5\,Na_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + K_2SO_4$$

2. Compléter et pondérer l'équation suivante :

$MnO_2 + K_2Cr_2O_7 \rightarrow MnO_4^- + CrO_3^-$ en milieu basique KOH.

a. Egalisation des N.O. par ajout d'e^- :

$$(\underset{(+4)}{MnO_2} \rightarrow \underset{(+7)}{MnO_4^-} + 3e^-) \times 2$$

$$(2\,e^- + \underset{(+6)\times 2}{Cr_2O_7^{2-}} \rightarrow \underset{(+5)\times 2}{2\,CrO_3^-}) \times 3$$

$$2\,MnO_2 + 3\,Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2\,MnO_4^- + 6\,CrO_3^-$$

b. Egalisation des charges : $2\,OH^- + 2\,MnO_2 + 3\,Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2\,MnO_4^- + 6\,CrO_3^-$ (-6 à gauche ; -8 à droite)

c. Egalisation des O et H :

Elément	O		H		
	Membre de gauche	Membre de doite	Membre de gauche	Membre de doite	
Situation actuelle	27	26	2	0	Ajouter 1 H_2O à droite
Manque		1		2	

$$2\,OH^- + 2\,MnO_2 + 3\,Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2\,MnO_4^- + 6\,CrO_3^- + H_2O$$

d. Equation moléculaire :

$$2\ KOH + 2\ MnO_2 + 3\ K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2\ KMnO_4 + 6\ KCrO_3 + H_2O$$

3. Compléter et pondérer l'équation suivante :

$$KMnO_4 + Na_2S_2O_3 \rightarrow MnO_2 + SO_4^{2-} \text{ en milieu neutre.}$$

a. Egalisation des N.O. par ajout d'e^- :

$$(3\ e^- + \underset{(+7)}{MnO_4^-} \rightarrow \underset{(+4)}{MnO_2}) \times 8$$

$$(\underset{(+2)\times 2}{S_2O_3^{2-}} \rightarrow \underset{(+6)\times 2}{2\ SO_4^{2-}} + 8\ e^-) \times 3$$

$$8\ MnO_4^- + 3\ S_2O_3^{2-} \rightarrow 8\ MnO_2 + 6\ SO_4^{2-}$$

b. Egalisation des charges :

$$8\ \underset{(-14)}{MnO_4^-} + 3\ S_2O_3^{2-} \rightarrow \underset{(-12)}{8\ MnO_2} + 6\ SO_4^{2-} + 2\ OH^-$$

c. Egalisation des O et H :

Elément	O		H		
	Membre de gauche	Membre de doite	Membre de gauche	Membre de doite	
Situation actuelle	41	42	0	2	Ajouter 1 H_2O à gauche
Manque	1		2		

$$H_2O + 8\ MnO_4^- + 3\ S_2O_3^{2-} \rightarrow 8\ MnO_2 + 6\ SO_4^{2-} + 2\ OH^-$$

d. Equation moléculaire:

$$H_2O + 8\ KMnO_4 + 3\ Na_2S_2O_3 \rightarrow 8\ MnO_2 + 4\ K_2SO_4 + 2\ Na_2SO_4 + 2\ NaOH$$

6. Exercices proposés

1. Compléter et pondérer les équations suivantes **en milieu acide** :
   a. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu^{2+} + NO$
   b. $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow Cr^{3+} + Cl_2$
   c. $SO_2 + H_2S \rightarrow S$
   d. $HNO_3 + NO \rightarrow N_2O_3$
   e. $MnO_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow Cr^{3+} + MnO_4^-$
   f. $Na_2C_2O_4 + NaClO + H_2SO_4 \rightarrow Cl^- + CO_2$
   g. $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn^{2+} + NH_4^+$
   h. $KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Mn^{2+}$
   i. $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{2+} + S$
   j. $Na_2S_2O_3 + NaClO + HCl \rightarrow Cl_2 + SO_4^{2-}$
   k. $MnO_2 + AsCl_3 + HCl \rightarrow As^{5+} + Mn^{2+}$
   l. $SnCl_2 + KMnO_4 + HCl \rightarrow Sn^{4+} + Mn^{2+}$
   m. $Ca(ClO)_2 + KI + HCl \rightarrow I_2 + Cl^-$
   n. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu^{2+} + NO_2$
   o. $MnO + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow MnO_4^- + Pb^{2+}$
   p. $FeS + HNO_3 \rightarrow S + NO$

q. $Na_2O_2 + AsCl_3 + HCl \rightarrow As^{5+} + H_2O$

2. Compléter et pondérer les équations suivantes **en milieu basique** :
   a. $ClO_2 + NaOH \rightarrow ClO_2^- + ClO_3^-$
   b. $Cl_2 + KOH \rightarrow ClO_3^- + Cl^-$
   c. $KCrO_2 + H_2O_2 + KOH \rightarrow CrO_4^{2-} + OH^-$
   d. $MnO_2 + K_2Cr_2O_7 + KOH \rightarrow MnO_4^- + CrO_3^-$
   e. $MnO_2 + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_4^- + Cl^-$
   f. $As_2O_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow MnO_2 + AsO_4^{3-}$
   g. $SO_2 + NaClO_2 + NaOH \rightarrow SO_4^{2-} + Cl^-$
   h. $Br_2O_3 + NaClO + NaOH \rightarrow BrO_3^- + Cl^-$
   i. $NH_3 + NaOBr + NaOH \rightarrow NO_3^- + Br^-$
   j. $Cr(OH)_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow CrO_4^{2-} + H_2O$
   k. $Al + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Al(OH)_4^- + NH_3$
   l. $P_4 + KOH \rightarrow H_2PO_4^- + PH_3$
   m. $K_3Fe(CN)_6 + Cr_2O_3 + KOH \rightarrow [Fe(CN)_6]^{4-} + CrO_4^{2-}$

3. Compléter et pondérer les équations suivantes **en milieu neutre** :
   a. $KMnO_4 + Na_2S_2O_3 \rightarrow MnO_2 + SO_4^{2-}$
   b. $FeCl_3 + SO_2 \rightarrow Fe^{2+} + SO_4^{2-}$
   c. $SbCl_5 + Na_2SO_3 \rightarrow Sb^{3+} + SO_4^{2-}$
   d. $H_2O_2 + Na_2S_2O_3 \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$
   e. $KMnO_4 + H_2O_2 \rightarrow MnO_2 + O_2$
   f. $AsCl_5 + SO_2 \rightarrow As^{3+} + SO_4^{2-}$
   g. $Na_2S_2O_3 + Cl_2 \rightarrow HSO_4^- + Cl^-$
   h. $MnSO_4 + (NH_4)_2S_2O_8 \rightarrow MnO_2 + SO_4^{2-}$
   i. $NH_4Cl + NaNO_2 \rightarrow N_2$
   j. $CrCl_3 + K_2S_2O_8 \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + SO_4^{2-}$
   k. $K_2MnO_4 \rightarrow KMnO_4 + MnO_2$
   l. $Ag + KCN + O_2 \rightarrow [Ag(CN)_2]^- + OH^-$
   m. $SO_2 + H_2O_2 \rightarrow O_2 + S$
   n. $KMnO_4 + H_2S \rightarrow MnO_2 + SO_3^{2-}$
   o. $CrI_3 + Cl_2 \rightarrow CrO_4^{2-} + Cl^-$

7. Réponses aux exercices

a) Exercices préliminaires

1. a)
2. b)
3. 7 e^-
4. N (-3) ; H (+1)
5. 0

6. H (+1) ; O (-2) ; S (+6)
7. H (+1) ; C (-4)
8. H (+1) ; O (-2) ; S (+6)
9. d)
10. N (-3) ; H (+1)
11. Les 3 O extérieurs : (-2)
    Les 2 O intérieurs : (-1)
    S (+6)

b) Exercices proposés

1.
   a. $3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$
   b. $14\ HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2\ CrCl_3 + 3\ Cl_2 + 2\ KCl + 7\ H_2O$
   c. $SO_2 + 2\ H_2S \rightarrow 3\ S + 2\ H_2O$
   d. $2\ HNO_3 + 4\ NO \rightarrow 3\ N_2O_3 + H_2O$
   e. $6\ HCl + 2\ MnO_2 + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2\ KMnO_4 + 2\ CrCl_3 + 3\ H_2O$
   f. $H_2SO_4 + Na_2C_2O_4 + NaClO \rightarrow 2\ CO_2 + NaCl + Na_2SO_4 + H_2O$
   g. $4\ Zn + 10\ HNO_3 \rightarrow 4\ Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3\ H_2O$
   h. $8\ H_2SO_4 + 2\ KMnO_4 + 10\ KI \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5\ I_2 + 6\ K_2SO_4 + 8\ H_2O$
   i. $5\ H2S + 3\ H2SO4 + 2\ KMnO4 \rightarrow 2\ MnSO4 + 5\ S + K2SO4 + 8\ H2O$
   j. $6\ HCl + Na2S2O3 + 8\ NaClO \rightarrow 2\ Na2SO4 + 4\ Cl2 + 6\ NaCl + 3\ H2O$
   k. $MnO_2 + AsCl_3 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + AsCl_5 + 2\ H_2O$
   l. $16\ HCl + 5\ SnCl_2 + 2\ KMnO_4 \rightarrow 5\ SnCl_4 + 2\ MnCl_2 + 2\ KCl + 8\ H_2O$
   m. $4\ HCl + Ca(ClO)_2 + 4\ KI \rightarrow CaCl_2 + 2\ I_2 + 4\ KCl + 2\ H_2O$
   n. $4\ HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$
   o. $8\ HNO_3 + 2\ MnO + 5\ PbO_2 \rightarrow Pb(MnO_4)_2 + 4\ Pb(NO_3)_2 + 4\ H_2O$
   p. 1.17. $8\ HNO_3 + 3\ FeS \rightarrow 3\ S + 2\ NO + 4\ H_2O + 3\ Fe(NO_3)_2$
   q. $4\ HCl + Na_2O_2 + AsCl_3 \rightarrow 2\ H_2O + AsCl_5 + 2\ NaCl$
2.
   a. $2\ NaOH + 2\ ClO_2 \rightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$
   b. $6\ KOH + 3\ Cl_2 \rightarrow KClO_3 + 5\ KCl + 3\ H_2O$
   c. $2\ KOH + 2\ KCrO_2 + 3\ H_2O_2 \rightarrow 2\ K_2CrO_4 + 4\ H_2O$
   d. $2\ MnO_2 + 3\ K_2Cr_2O_7 + 2\ KOH \rightarrow 2\ KMnO_4 + 6\ KCrO_3 + H_2O$
   e. $2\ MnO_2 + 3\ Cl_2 + 8\ KOH \rightarrow 2\ KMnO_4 + 6\ KCl + 4\ H_2O$
   f. $14\ KOH + 3\ As_2O_3 + 4\ KMnO_4 \rightarrow 6\ K_3AsO_4 + 4\ MnO_2 + 7\ H_2O$
   g. $4\ NaOH + 2\ SO_2 + NaClO_2 \rightarrow 2\ Na_2SO_4 + NaCl + 2\ H_2O$
   h. $2\ NaOH + Br_2O_3 + 2\ NaClO \rightarrow 2\ NaBrO_3 + 2\ NaCl + H_2O$
   i. $NaOH + NH_3 + 4\ NaOBr \rightarrow NaNO_3 + 4\ NaBr + 2\ H_2O$
   j. $4\ NaOH + 2\ Cr(OH)_3 + 3\ H_2O_2 \rightarrow 2\ Na_2CrO_4 + 8\ H_2O$
   k. $5\ NaOH + 18\ H_2O + 8\ Al + 3\ NaNO_3 \rightarrow 8\ NaAl(OH)_4 + 3\ NH_3$
   (commencer “comme si” cette réaction se passait en milieu neutre)

l. $9\ H_2O + 3\ KOH + 2\ P_4 \rightarrow 3\ KH_2PO_4 + 5\ PH_3$

m. $10\ KOH + 6\ K_3Fe(CN)_6 + Cr_2O_3 \rightarrow 6\ K_4Fe(CN)_6 + 2\ K_2CrO_4 + 5\ H_2O$

3.

a. $H_2O + 8\ KMnO_4 + 3\ Na_2S_2O_3 \rightarrow 8\ MnO_2 + 4\ K_2SO_4 + 2\ Na_2SO_4 + 2\ NaOH$

b. $2\ H_2O + 2\ FeCl_3 + SO_2 \rightarrow 2\ FeCl_2 + H_2SO_4 + 2\ HCl$

c. $H_2O + SbCl_5 + Na_2SO_3 \rightarrow SbCl_3 + Na_2SO_4 + 2\ HCl$

d. $4\ H_2O_2 + Na_2S_2O_3 \rightarrow 3\ H_2O + H_2SO_4 + Na_2SO_4$

e. $2\ KMnO_4 + 3\ H_2O_2 \rightarrow 2\ MnO_2 + 3\ O_2 + 2\ KOH + 2\ H_2O$

f. $2\ H_2O + AsCl_5 + SO_2 \rightarrow AsCl_3 + H_2SO_4 + 2\ HCl$

g. $5\ H_2O + Na_2S_2O_3 + 4\ Cl_2 \rightarrow 2\ NaHSO_4 + 8\ HCl$

h. $2\ H_2O + MnSO_4 + (NH_4)_2S_2O_8 \rightarrow MnO_2 + 2\ H_2SO_4 + (NH_4)_2SO_4$

i. $NH_4Cl + NaNO_2 \rightarrow N_2 + 2\ H_2O + NaCl$

j. $7\ H_2O + 2\ CrCl_3 + 3\ K_2S_2O_8 \rightarrow K_2Cr_2O_7 + 6\ H_2SO_4 + 4\ KCl + 2\ HCl$

k. $2\ H_2O + 3\ K_2MnO_4 \rightarrow 2\ KMnO_4 + MnO_2 + 4\ KOH$

l. $2\ H_2O + 4\ Ag + O_2 + 8\ KCN \rightarrow 4\ KAg(CN)_2 + 4\ KOH$

m. $SO_2 + 2\ H_2O_2 \rightarrow S + 2\ O_2 + 2\ H_2O$

n. $2\ KMnO_4 + H_2S + H_2O \rightarrow 2\ MnO_2 + K_2SO_3 + 2\ KOH$

o. $8\ H_2O + 2\ CrI_3 + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ H_2CrO_4 + 6\ HCl + 6\ HI$

Arnaud, P. (1993). *Cours de chimie physique* (3e éd.). Dunod.
Arnaud, P. (2016). Chimie générale : Les cours de Paul Arnaud (8e éd.). Dunod.
Alonso, H. (2017, 17 juillet). *Exemples d'hydrocarbures simples*. SlidePlayer. https://slideplayer.fr/slide/466840/
Atkins, P. W., Jones, L., & Laverman, L. (2007). *Principes de chimie* (4e éd.). De Boeck Supérieur.
Boqueho, V. (s. d.). *La chimie des liquides*. Futura. Consulté le 12 septembre 2024, à l'adresse https://www.futura-sciences.com/sciences/dossiers/astronomie-eau-liquide-source-vie-univers-995/page/3/
Bouvier, V. (2021-2022). *Cours de chimie organique, 1ère partie* [Syllabus imprimé]. Haute Ecole Libre Mosane.
Chang, R., & Papillon, L. (2002). *Chimie fondamentale : Principes et problèmes* (2e éd., Vol. 1). Montréal : Chenelière/McGraw-Hill.
Chimie - définitions, synonymes, prononciation, exemples | Dico en ligne Le Robert. (s. d.). Dans *Dico En Ligne le Robert*. Consulté le 9 septembre 2024, à l'adresse https://dictionnaire.lerobert.com/definition/chimie
Criddle, C., & Gonick, L. (2015). *La chimie en BD*. Larousse.
Et un isotope, c'est quoi ? (2012, 21 mai). Institut de Radioprotection et de Sûreté Nucléaire. Consulté le 9 septembre 2024, à l'adresse https://www.irsn.fr/savoir-comprendre/dialogue-pedagogie/isotope-cest quoi#:~:text=Les%20isotopes%20sont%20des%20atomes,et%201200%20isotopes%20cr%C3%A9%C3%A9s%20artificiellement
Exemples d'hydrocarbures aromatiques. (s. d.). Nagwa. https://www.nagwa.com/fr/explainers/492194068191/
Fiche explicative de la leçon : liaison hydrogène. (s. d.). Nagwa. https://www.nagwa.com/fr/explainers/ 108182676945/
Fradette, M.-A. (s. d.). *Tableau périodique des éléments : les caractéristiques*. SlidePlayer. https://slideplayer.fr/slide/13085619/
Fournier, A., Servant, M., Constantin, R., & Tournier, M. (1970). *Chimie - 3 volumes (complet) - Tome 1 : De la structure de l'atome aux phases de la matière*. Centre Educatif et Culturel, Inc - CEC - C.E.C.
Fuster, F. (2024, septembre). *Cours de chimie : travaux encadrés sur la structure électronique de l'atome* [Syllabus en ligne]. Université Pierre et Marie Curie. https://www.lct.jussieu.fr/pagesperso/fuster/1C001/regles.pdf
Fuster, F. (2024, septembre). *Cours de chimie : travaux encadrés sur les forces intermoléculaires* [Syllabus en ligne]. Université Pierre et Marie Curie. https://www.lct.jussieu.fr/pagesperso/fuster/1C001/forces-inter.pdf
Hill, J. W., Petrucci, R., McCreary, T., & Perry, S. (2008). *Chimie générale* (2e éd.). Saint-Laurent (Québec) : ERPI - LE RENOUVEAU PEDAGOGIQUE.
Krajicek, V. (s. d.). *Tableau périodique des éléments avec des valeurs d'électronégativité*. 123RF. https://fr.123rf.com/photo_26072026_tableau-p%C3%A9riodique-des-%C3%A9l%C3%A9ments-avec-des-valeurs-d-%C3%A9lectron%C3%A9gativit%C3%A9.html
La chimie verte — mise en contexte. (2019, 30 avril). Université McGill. Consulté le 9 septembre 2024, à l'adresse https://www.mcgill.ca/newsroom/fr/article/la-chimie-verte-mise-en-contexte
Laidlaw, W. G., Ryan, D. E., Horlick, G., Clark, Takats, J., Cowie, M., & Lemieux, R. U. (2015). Divisions de la chimie. Dans *l'Encyclopédie Canadienne*. Consulté le 9 septembre 2024, à l'adresse https://www.thecanadianencyclopedia.ca/fr/article/divisions-de-la-chimie
Langrognet, P. (s. d.). *Les blocs du tableau périodique des éléments*. Physique et Chimie En STL. https://pcstl.langg.net/Files/Other/BTS_ABM/Chimie_generale/CLASSIFICATION_PERIODIQUE.pdf

L'électronégativité. (s. d.). Chim. Consulté le 11 septembre 2024, à l'adresse http://www.chim.lu/ch0410.php

MacQuarrie, D. A., & Rock, P. A. (1992). *Chimie générale* (3e éd.). De Boeck Université.

Mercier, J. P., & Godard, P. (2001). *Chimie organique : Une initiation* (2e éd.). Presses polytechniques et universitaires romandes.

Nivaldo, J. T., Clair, E., Vézina, J., & Gagnon, J.-M. (2013). *Principes de chimie : une approche moléculaire* (2e éd.). Saint-Laurent (Québec) : ERPI - LE RENOUVEAU PEDAGOGIQUE.

Roy, K., Zeghal, M., Thomas, J. M., & Focsaneanu, K. (s. d.). *La chimie générale pour les gee-gees : Forces intermoléculaires*. Pressbooks. Consulté le 12 septembre 2024, à l'adresse https://ecampusontario.pressbooks.pub/genchempourlesgeegees/chapter/2-1-forces-intermoleculaires/

Sbarbati. (2011, 25 septembre). *Dans quel état j'erre ?* Bases de la Chimie Pour L'environnement. Consulté le 12 septembre 2024, à l'adresse https://sbarbati.wordpress.com/2011/09/25/dans-quel-etat-jerre/

Site disciplinaire de physique-chimie : Décrire la Constitution et les états de la matière – approche théorique. (2016, 18 octobre). Académie de Limoges. Consulté le 12 septembre 2024, à l'adresse http://pedagogie.ac-limoges.fr/physique-chimie/IMG/pdf/interactions_intermoleculaires.pdf

Tableau périodique des éléments. (s. d.). Scienticlic. Consulté le 11 septembre 2024, à l'adresse http://scienticlic.wifeo.com/tableau-periodique-des-elements.php

Tonneau, J. (2000). *Tables de chimie : Un mémento pour le laboratoire* (2e éd.). De Boeck Supérieur.

Trole, C. (s.d.). *Cours de physique chimie : texte à l'usage des étudiants de Première S* [Syllabus en ligne]. http://christrole.free.fr/premiereS/A%20Outils/1S%2005%20solvatation.htm

Walravens, E. (s. d.). *La synthèse des protéines*. Athénée Fernand Blum. Consulté le 12 septembre 2024, à l'adresse https://www.afblum.be/bioafb/syntprot/syntprot.htm