

Chimie Générale : Syllabus 1



Un cours de Milosevic Corentin.
Ipes Verviers.
2015-2016
corentin_milosevic@hotmail.com

CONSEILS POUR ETUDIER LA CHIMIE.

Avant chaque cours, soyez prêts :

1. Regardez votre emploi de temps pour avoir une idée de la matière qui sera présentée.
2. Lisez votre le chapitre à l'avance de sorte que le cours soit plus facile à suivre.
3. Identifiez à l'avance les points nébuleux qui demandent des explications.
4. Préparez vos questions sur la matière déjà vue ou sur les exercices que vous aviez à faire.
5. Soyez organisés : ayez un cahier pour la prise de notes et un autre pour vos exercices.

Votre attitude pendant un cours :

1. Évitez de vous asseoir près d'une porte ou d'une fenêtre : il y a trop de distractions.
2. Sur votre table, n'ayez que le strict nécessaire pour éviter toute distraction.
3. Restez concentré : votre étude ultérieure sera beaucoup plus facile et plus rapide.

La prise de note pendant un cours :

1. Faites preuve de discernement : ce qui est écrit au tableau ne doit pas nécessairement être intégralement recopié ; des remarques ou des commentaires de votre professeur, non écrits au tableau, peuvent devoir être pris en note.
2. Ne faites pas que lire ce qui est écrit au tableau ; écoutez aussi votre professeur.
3. Sachez utiliser des connecteurs : donc, si, alors, ...
4. Aérez vos notes. Utilisez des titres ou des en-têtes pour vous repérer facilement.
5. Soulignez les points importants ; étudier sera plus facile ; n'utilisez pas trop de couleurs, vous serez déconcentré.
6. Utilisez les marges pour commentaires, renvois à d'autres pages, ...

Vous avez des questions ?

1. Osez poser des questions à votre professeur, à vos confrères ou à vous-même.
2. Rephrasez ce que le professeur a dit pour vous assurer que vous avez bien compris.
3. Préparez votre liste de questions avant d'aller voir votre professeur.

L'étude en groupe :

1. Travailler ensemble peut favoriser la compréhension et nous encourager.
2. Expliquer aux autres améliore notre propre compréhension de la matière et nous fait gagner de l'assurance.
3. On a l'occasion de prendre conscience de nos forces et de nos faiblesses.
4. Le travail en groupe peut être anti-productif s'il y a trop de placotage.

La préparation à un examen :

1. Commencez votre révision une/deux ou trois semaines avant l'examen.
2. Faites un plan de ce que vous devez étudier pour l'examen.
3. Commencez votre étude par une relecture des notes de cours.
4. Faites les exercices de révision, après avoir lu vos notes de cours.
5. Quand vous êtes confus à propos d'une notion, reportez son étude d'un jour ou deux ; un regard frais et reposé vous aidera.
6. Il peut être utile de faire un court résumé, un tableau synthèse, etc.
7. Il arrive un moment où l'on doit arrêter d'étudier et aller se coucher : bien dormir est un facteur important pour la réussite d'un examen.
8. La clé pour réussir : Comprenez ce que vous faites ; **n'apprenez pas par coeur**. La compréhension implique que vous pouvez utiliser les techniques vues en classe pour résoudre tous les types de problème, et non pas seulement certains problèmes types.

Pendant un examen :

1. Lisez l'examen au complet et estimez le temps alloué à chaque question avant de rédiger.
2. Commencez par répondre aux questions les plus faciles, que vous pourrez faire rapidement.
3. Si après deux minutes vous ne pouvez pas répondre à une question, passez à la suivante.
4. Gardez-vous du temps à la fin pour réviser votre copie. Si possible, refaites les calculs.

Des attitudes importantes pour réussir ses études en sciences :

1. La volonté (vouloir, faire des efforts).
2. La préparation et l'organisation.
3. La compréhension.

1. Table des matières.

- a. **Introduction : Qu'est-ce que la chimie.**
- b. **Physique ou chimie.**
- c. **Atome et le modèle atomique.**
- d. **Les éléments périodiques et l'utilisation du tableau périodique.**
- e. **Les ions (Anions et cations) => poly-atomiques.**
- f. **Les molécules et les groupements valenciennes.**
- g. **Les réactions chimiques.**
- h. Introduction à la chimie organique.
- i. Les groupements organiques.
- j. Les fonctions organiques.
- k. La stéréo-isomère.
- l. La nomenclature et fonctions de base.
- m. La nomenclature organique.
- n. Les liaisons chimiques et l'électronégativité.
- o. Les équations chimiques, réactions chimiques et l'équation bilan.
- p. Le comportement des substances chimiques dans l'eau.
- q. La solubilité des substances organiques.
- r. La concentration d'une solution.
- s. Réactions de neutralisation => Indicateurs colorés et le PH.
- t. Équilibre chimique.
- u. Réactions bilan et titrage Acide-Base.
- v. Réactions d'oxydoréductions.
- w. Terminologie organique analytique.
- x. La synthèse analytique et les échanges de synthèse.
- y. Les cycles d'analyses synthétiques organiques.
- z. Les catalyses et les énergies chimiques + cinématique.

2. Introduction.

Qu'est-ce que la chimie ?

*"La **chimie** est la science qui étudie la composition, les réactions et les propriétés de la matière en se penchant sur les atomes qui composent la matière et leurs interactions les uns avec les autres. La taille des composés étudiés en chimie varie de la réaction entre de simples atomes jusqu'à des édifices moléculaires de plusieurs dizaines de milliers d'atomes (ADN, protéines, cristaux...). L'étude du monde à l'échelle moléculaire permet de mieux comprendre le monde à l'échelle de l'homme. En termes de dimensions, le domaine d'application de la chimie se situe entre le femtomètre (10^{-15} m) et le micromètre (10^{-6} m).*

La chimie est par nature interdisciplinaire et relie les sciences naturelles. Elle joue un rôle indispensable dans le fonctionnement de notre monde et dans l'existence de la vie".

Les principales branches de la chimie sont :

- La chimie physique (ou générale) qui traite des bases physiques des systèmes chimiques. (ex : thermochimie, électrochimie) ;
- La chimie analytique, l'étude des méthodes permettant de déterminer la composition d'un échantillon. (ex : la chromatographie) ;
- La chimie organique, qui étudie les composés organiques, des molécules à base de carbone ;
- La chimie industrielle, l'activité économique qui produit molécules et composés chimiques en grande quantité. (ex : les médicaments, les colorants...) ;

3. Physique ou chimie.

Nous appellerons "phénomènes physiques" => Ils ont lieu entre: plusieurs substances, en proportions quelconques, les constituants conservent leurs propriétés caractéristiques initiales.

Nous appellerons "phénomènes chimiques" => Il a lieu entre: plusieurs substances, en proportions fixes et définies, les réactifs perdent chacun leurs propriétés caractéristiques initiales.

D'une manière générale, lors de phénomènes physiques la matière ne subit pas de transformations (le fer reste du fer, le soufre reste du soufre).

A l'inverse, lors de phénomènes chimiques la matière subit de profondes transformations (le fer et le soufre se transforment en sulfure de fer).

Comparons quelques phénomènes physiques et chimiques:

<i>Quelques modifications physiques</i>	<i>Quelques réactions chimiques courantes</i>
De l'eau qui bout	Une grille en fer qui rouille en présence d'eau liquide
Un glaçon qui fond	Cuire une pomme de terre dans une poêle à tel point qu'elle est calcinée en surface
Un soda qui pétillie lorsqu'on y plonge un morceau de sucre	Brûler du bois dans un feu ouvert
Faire fondre du sel de cuisine dans l'eau	Respirer

On constate que dans une modification physique, la nature de la substance ne change pas: de l'eau liquide ou de la vapeur d'eau restent de l'eau, de même que sa forme solide le glaçon; le gaz carbonique solubilisé dans le soda est simplement libéré dans l'air; le sel dissout dans l'eau conserve ses propriétés.

Dans une réaction chimique par contre, malgré les modifications d'aspect et parfois d'état, les substances se sont transformées et ont changé de nature, donc de propriétés: la rouille n'a pas la solidité du fer; le carbone provenant de la calcination de la pomme de terre n'est plus comestible; on ne peut pas se chauffer avec les cendres ou la fumée produites par la combustion du bois; on respire de l'oxygène et il sort de nos poumons de la vapeur d'eau (visible en hiver) et du gaz carbonique.

Il est important de se rappeler que seule la nature (et non l'apparence) d'une substance détermine sa réactivité: la silice conserve ses propriétés de dureté, de non-réactivité vis-à-vis des acides, etc., qu'elle forme des grains de sable, un verre à boire, les grains abrasifs d'une feuille de papier de verre ou un matelas isolant de fibres de verre.

3.1 Exercices :

1) Indique par un P ou un C si c'est un phénomène **physique** ou **chimique**.

- a) le fer qui rouille _____
- b) le moulage de l'aluminium _____
- c) la cuisson d'un gâteau _____
- d) un feu de bois _____

2) Indiquer si les phénomènes suivants sont de nature physique ou chimique.

Phénomène	Phénomène PHYSIQUE	Phénomène CHIMIQUE
a) La formation de vert-de-gris sur les toits en cuivre des vieux édifices	_____	_____
b) L'évaporation de l'eau	_____	_____
c) La cuisson du pain	_____	_____
d) La formation des nuages	_____	_____
e) Le ternissement de l'argent	_____	_____
f) L'action d'une lampe-éclair	_____	_____
g) La liquéfaction de l'air	_____	_____
h) La combustion d'une chandelle	_____	_____
i) La fonte de la glace	_____	_____

3) Indiquer s'il s'agit d'une propriété physique ou d'une propriété chimique.

Propriété	Propriété PHYSIQUE	Propriété CHIMIQUE
a) L'azote est un gaz incolore	_____	_____
b) L'oxygène entretient la combustion	_____	_____
c) Le diamant est la plus dure substance naturelle que l'on connaisse	_____	_____
d) L'alcool méthylique bout à 78°C	_____	_____
e) Le potassium est un métal mou	_____	_____
f) Le phosphore s'enflamme au contact de l'air	_____	_____

CHAPITRE 1 : Atome et le modèle atomique.

1. Constitution d'un atome :

L'atome est **électriquement neutre**, il comprend 2 parties :

- LE NOYAU qui est constitué :
 - **1 ou plusieurs protons p^+**
 - **1 ou plusieurs neutrons n^0**
- LE NUAGE ELECTRONIQUE qui est constitué :
 - **1 ou plusieurs électrons e^-**

La masse d'un proton et celle du neutron est égale.

La masse du proton est **1836x** plus grande que celle de l'électron.

Masse du proton $\Rightarrow 1.6726 \times 10^{-27} \text{kg}$

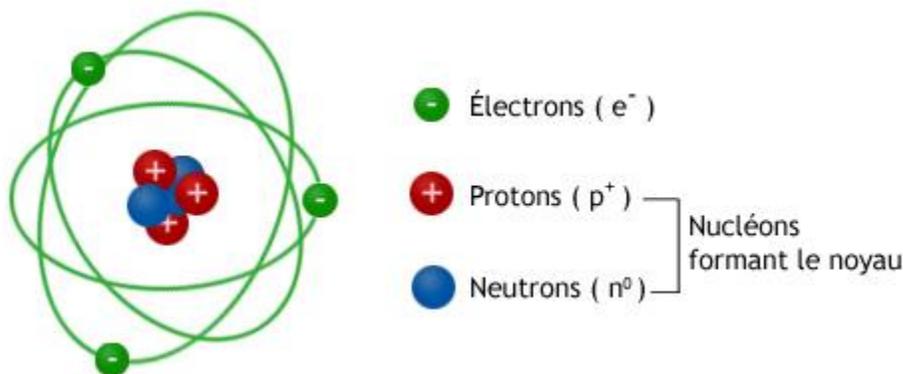
Masse de l'électron $\Rightarrow 9,1094 \times 10^{-31} \text{kg}$

Masse du neutron $\Rightarrow 1.6749 \times 10^{-27} \text{kg}$

$$\Rightarrow \text{Nucléons} = n^0 + p^+$$

$$\Rightarrow \sum p^+ = \sum e^-$$

Représentation atomique :



2. Constitution du cortège électronique :

Le cortège ou nuage électronique est constitué d'électron du symbole e^- chargé négativement de charge $-e$. L'atome étant neutre et la charge de l'électron opposée à celle du proton, le nombre d'électrons est égale au nombre de protons donc à Z .

La masse de l'électron est négligeable devant celle du proton :

- $m_p = 1836 m_e$
- $m_n = 1839 m_e$
- $m_p = M_n = 2000 m_e$

3. Composition et représentation du noyau :

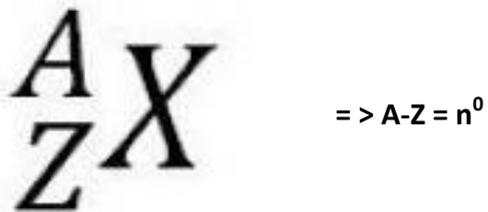
Le noyau d'un atome est composé de :

A nucléons.

Z protons.

N = A-Z neutrons.

La représentation symbolique du noyau d'un atome de l'élément x est :



4. Numéro atomique ou nombre de charge Z.

Le numéro atomique Z est **le nombre de protons du noyau**. Il est aussi appelé nombre de charge car il détermine la charge du noyau. La charge du noyau est donc :

$$Z \times e = Z \times 1,6 \times 10^{-19} \text{C}$$

5. Nombre de masse A :

Le nombre de masse A est **le nombre de nucléons** :

Nombre de protons plus le nombre de neutrons.

Nucléide => C'est un type de noyau caractérisé par ses nombres de nucléons et de protons; il est donc identifié par une représentation.

6. Les isotopes d'un élément.

On appelle isotope d'un élément, **des atomes de cet élément différent par le nombre de n^0 dans leur noyau.**

Des isotopes sont donc caractérisés par des valeurs de Z identiques mais de valeurs de A et N différentes.

Symbolisation de l'atome :



A = Son nombre de masse

Z = Son numéro atomique.

Donc dans l'atome neutre =>

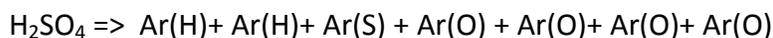
- Nombre de Proton et d'électron = Z
- Nombre de nucléons = A = Nbr de proton + nbr de neutron
- Nombre de neutron = A – Z

Masse moléculaire relative (M_r) :

La masse moléculaire relative d'une molécule est le rapport entre la masse de cette molécule et le $12^{\text{ème}}$ de la masse de l'isotope 12 du CARBONE.

$$\sum Ar(x_n) = M_r$$

Exemple :



$$\Rightarrow 2x Ar(H) + Ar(S) + 4x Ar(O)$$

$$\Rightarrow 2 + 32 + 16 \times 4$$

$$\Rightarrow 98$$

$$\Rightarrow M_r(H_2SO_4) = 98$$

Exercices:

1. Calculer le nombre de charge Z des éléments suivant.

a. Carbone $z = 6$

b. Or $z = 79$

c. Niobium = 41

2. Calculer la masse moléculaire des groupements suivants.

a. PO_4

b. $\text{Na}_2\text{Cl}_5\text{H}$

c. MnO_4

3. Complète le tableau suivant.

ATOME	A_r	Nombre d' e^-	Nombre de p^+	Nombre de n^0
U	235			
N	14			
N	15			

CHAPITRE 2: Les éléments périodiques et l'utilisation du tableau périodique.

1. Répartition des électrons.

Les électrons se situent sur des couches distinctes correspondant à différents niveaux d'énergie.

Les couches sont : k,l,m,n,o,p et q.

- Chaque une de ces couches (selon le type d'atomes) est occupée par un ou plusieurs électrons.
- Les électrons, chargés négativement, exercent sur les autres une force de répulsion : il ne peut donc y en avoir un nombre quelconque sur chaque couche.
- Le nombre maximal d'électrons que l'on peut trouver sur les 4 premières couches est égal à $2n^2$, n'étant les numéros de la couche électronique.
 - **Sur la couche K (n=1) : 2 électrons.**
 - **Sur la couche L (n=2) : 8 électrons.**
 - **Sur la couche M (n=3) : 18 électrons.**
 - **Sur la couche N (n=4) : 32 électrons.**

Exemple :

Soufre Z= 16.

K2L8M6

- ⇒ Première couche 2 électrons
- ⇒ Deuxième couche 8 électrons
- ⇒ Troisième couche 6 électrons

Exercices :

Carbone Z=6

Hydrogène Z=1

Chlore Z=17

2. Comment fonctionne le tableau périodique ?

Les périodes

Définition

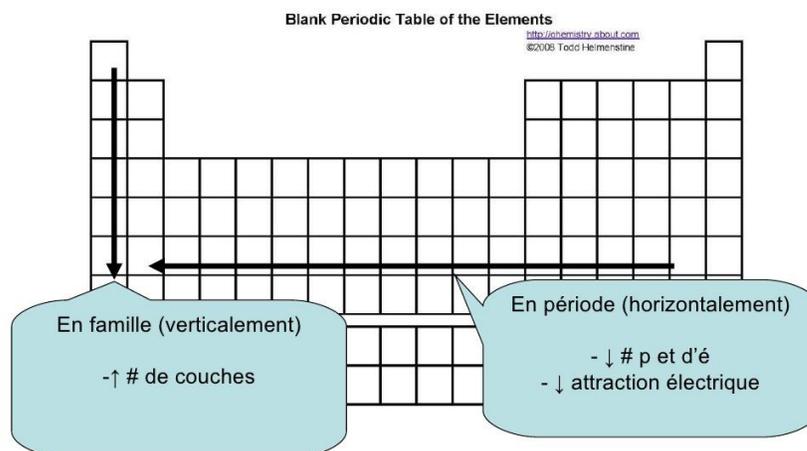
Une période est une ligne horizontale du tableau périodique. Le tableau périodique est constitué de sept périodes, numérotées en ordre croissant, en chiffres arabes, à partir du haut du tableau. On peut remarquer que le numéro d'une période correspond au nombre de couches électroniques que possèdent les éléments de cette période.

Les familles

Définition

Les deux premières et les six dernières colonnes du tableau périodique constituent chacune une famille chimique. Les colonnes situées entre ces deux extrêmes contiennent les éléments dits de transition. Les familles sont numérotées en ordre croissant, en chiffres romains, de gauche à droite. Dans une même famille, les propriétés chimiques des éléments sont très semblables. Une étude des couches électroniques des éléments nous permet de constater que, dans une même famille, les éléments possèdent le même nombre d'électrons de valence, c'est-à-dire le même nombre d'électrons sur la dernière couche électronique. Les propriétés chimiques d'un élément dépendent donc uniquement de ses électrons de valence.

Pourquoi?



Indice: En famille commencez avec le nombre de couches et en période commencez avec le nombre de protons.

Les familles :

- **Famille Ia : Alcalins**
- **Famille IIa : Alcalino-terreux**
- **Famille IIIa : Terreux**
- **Famille IVa: Carbonides**
- **Famille Va : Azotides**
- **Famille VIa : Sulfurides**
- **Famille VIIa : Halogènes**
- **Famille VIIIa : Gaz Nobles ou Gaz Rares**

La lecture d'un atome dans le tableau périodique:

Numéro atomique -----	4	9,0122	----- Masse atomique
Point d'ébullition en °C -----	2970		
Point de fusion en °C -----	1278		
Masse volumique en g/cm ³ -----	1,85	Be	----- Symbole
(en grammes par litre pour les gaz)	Béryllium		----- Nom

3. Le modèle de Lewis.

Pour schématiser la répartition des électrons sur la couche externe, couche au niveau de laquelle se passent les modifications lors des réactions chimiques, on utilise souvent la représentation simplifiée proposée par Lewis :

La structure des atomes peut être déterminée simplement, dans la limite d'application du modèle. Le modèle de Lewis est la suivante :

1. Décompter le nombre d'électrons situés sur la couche externe de l'atome (voir **configurations électroniques des atomes**).
2. Placer les électrons dans par autour du **symbole de l'élément chimique** selon les quatre directions (nord-sud-est-ouest).
3. Faire un tour si on a au plus quatre électrons à placer, faire deux tours si on a plus de quatre électrons.
4. Les paires d'électrons doivent être reliées par un trait pour former un **doublet électronique**.

5. Les électrons restés seuls sont appelés **électrons non-appariés**.
6. Les doublets restés seuls sont appelés **doublets non-liants**.

Modélisation:

Les quatre premiers électrons de la couche externe sont représentés par un point (.) et sont appelés **électrons célibataires**.

Les électrons supplémentaires s'apparient aux électrons célibataires afin de former des **doublets électroniques** (groupe de deux électrons). Ils se représentent sous la forme d'un trait (-). Enfin, le tout est disposé dans une croix (X). Attention ! Il faut veiller à respecter les règles de répulsions, ainsi deux électrons seront opposés et deux doublets également.

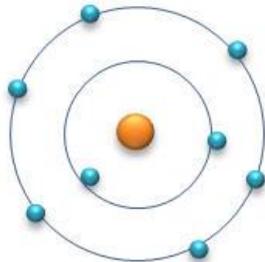
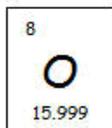


Enfin, notons que pour les éléments d'une même famille (pour les colonnes), le nombre d'électrons dans la couche extérieure est identique. A différencier des périodes, où le nombre de couches électroniques est identique mais pas le nombre d'électrons qui les occupent.

	1	2	13	14	15	16	17	18
	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
nombre d'e ⁻ de la dernière couche électronique	1	2	3	4	5	6	7	8
représentation de Lewis								
exemple (2ième période)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

exemple :

représentation selon Bohr représentation selon Lewis



$K^2 L^6$



$K^2 L^6$

- On appellera **orbitale**, une région de l'espace (*appartenant à une couche électronique*) qui peut accueillir au maximum deux électrons. Ces orbitales sont représentées dans le modèle de Lewis comme chacune des zones délimitées par la croix "X". Il y en a donc 4.

- ⇒ Tous les atomes d'une même famille "a" possèdent le même nombre d'électrons externes et le même schéma de Lewis. Ce nombre correspond au n° de la famille.
- ⇒ Tous les atomes d'une même période possèdent le même nombre de couches électroniques. Ce nombre correspond au n° de la période.

Exercices :

Elément	Symbole	Z	Nbr e ⁻	Nbr p ⁺	Structure En couche	Nbr e ⁻ externes	Structure De Lewis	N° de période	N° et nom de la famille "a"
Calcium		20							
	P		15					3	
Sodium					K ₂ L ₈ M ₁				
Oxygène				8					
	Br					7			
	N							2	

Etablir la structure de Lewis des 6 éléments suivants, sachant leur numéro atomique :

du carbone (C)	Z = 6	
du soufre (S)	Z = 16	
de l'azote (N)	Z = 7	
du lithium (Li)	Z = 3	
de l'hydrogène (H)	Z = 1	
du bore (B)	Z = 5	

CHAPITRE 3 : Les ions et groupements ioniques.

1. Notion des ions :

Observe l'étiquette ci-dessous, repère les différents éléments présents dans cette eau.



Tu auras identifié plusieurs éléments chimiques et symboles déjà connus ... Mais il y a une différence avec les symboles déjà vus !

A côté des symboles des éléments chimiques contenus dans cette eau, apparaît un signe mathématique en exposant (+ou-). Cela signifie donc que ce ne sont pas les éléments neutres qui sont présents dans cette eau, mais des particules chargées qui ont les mêmes propriétés chimiques que les éléments neutres.

Nous avons déjà vu que dans un élément chimique, le nombre de protons (particules positives formant le noyau) et le nombre d'électrons (particules négatives gravitant autour du noyau) est identique. Dans les espèces chargées, les **IONS**, ces nombres de protons et d'électrons sont différents.

Analyse moyenne pour 1 litre :	
CALCIUM (Ca^{2+})	176 mg
MAGNESIUM (Mg^{2+})	46 mg
POTASSIUM (K^+)	5 mg
SODIUM (Na^+)	28 mg
BICARBONATES (HCO_3^-)	312 mg
SULFATES (SO_4^{2-})	372 mg
CHLORURES (Cl^-)	37 mg
FLUOR (F)	2 mg
NITRATES (NO_3^-)	0 mg

/!\ Les ions sont formés suite à un ajout ou un retrait d'électrons ! Les protons sont liés dans le noyau par des attractions très fortes et lorsque l'on forme un ion, on ne modifie JAMAIS le nombre de protons présents dans le noyau. (Pour rappel, c'est le nombre de protons contenus dans le noyau qui détermine l'élément !)

Un ion est un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Un ion négatif est appelé **ANION** a gagné un ou plusieurs électrons.

Un ion positif est appelé **CATION** a perdu un ou plusieurs électrons.

Le but de l'ionisation d'un atome est d'obtenir la configuration d'un gaz rare ! C'est la règle de l'octet.

Remarque : La couche K est saturée avec 2 électrons, les atomes proches de l'hélium (comme H, Li, ...) essaient d'avoir deux électrons de valence comme celui-ci. Ils réalisent la règle du duet.

2. Formation d'un cation.

Un cation s'obtient en enlevant de la couche externe le nombre d'électrons nécessaires pour obtenir la configuration du gaz rare de la période précédente.

De manière générale, les atomes ayant 1-2 ou 3 électrons de valence ont tendance à perdre leur(s) électron(s) pour atteindre la configuration d'un gaz rare.

Atome \rightarrow Cation + électron(s)

3. Formation d'un anion.

Un anion s'obtient en ajoutant le nombre d'électrons nécessaires pour obtenir la configuration du gaz rare de la même période.

C'est un atome qui est chargé négativement car son nombre de protons est inférieur à son nombre d'électrons.

Atome + électron(s) \rightarrow Anion

4. Les ions poly-atomiques.

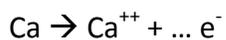
Lorsqu'un ion est formé de plusieurs atomes, on parle d'ion poly-atomique ou composé.

Principaux à connaître :

OH^-	Ion Hydroxyde
NO_3^-	Ion Nitrate
SO_4^{2-}	Ion Sulfate
PO_4^{3-}	Ion Phosphate

Exercices :

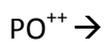
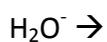
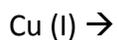
a) Complète les réactions d'ionisation suivant.



b) Détermine le nombre de protons, de neutrons et d'électrons de chacun de ces ions.

ION	Z (nombre de protons)	Nombre d'électron
Ca^{++}		
I^-		
H^+		
Cu^{3+}		
O_2^-		

c) Achève les équations d'ionisations.

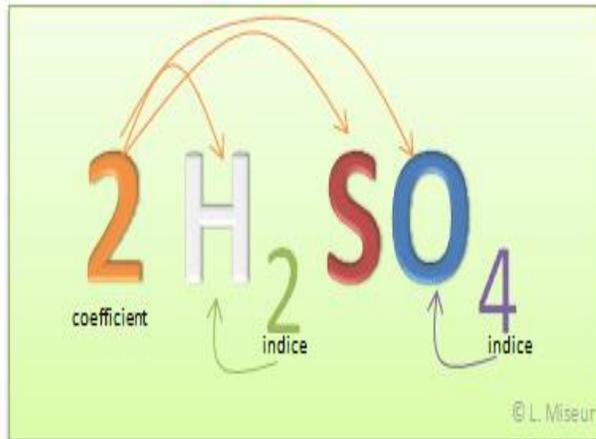


d) Représente par lewis l'atome As^{+++}

CHAPITRE 4 : Les molécules et les groupements valenciennes.

Une molécule est un ensemble d'atomes liés. La molécule constitue la plus petite partie d'un corps purs.

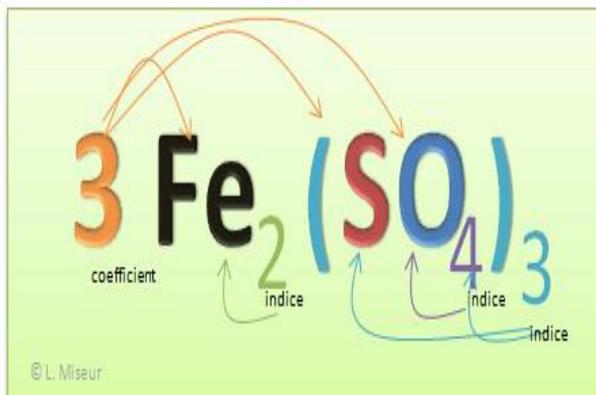
Formules moléculaires :



Le coefficient = Il distribue sur tous les atomes qui forment la molécule.

L'indice = Il se distribue et multiplie l'atome qu'il précède.

Groupelement = L'indice du regroupement va multiplier tout le regroupement (y compris l'indice du regroupement).



Quelques illustrations :

1 atome non lié		Ex : Cl
2 atomes non liés		Ex : 2 Cl
1 molécule avec 2 atomes liés		Ex : Cl_2
2 molécules avec 2 atomes liés par molécule		Ex : $2 Cl_2$

1. Construire une molécule avec l'aide de valence.

Une valence d'un atome est la capacité de liaison de cet atome avec l'hydrogène. Autrement dit, c'est le nombre d'atome d'hydrogène maximal avec lequel un atome peut se lier.

N'oublions pas l'hydrogène ne se lie qu'une seule fois !

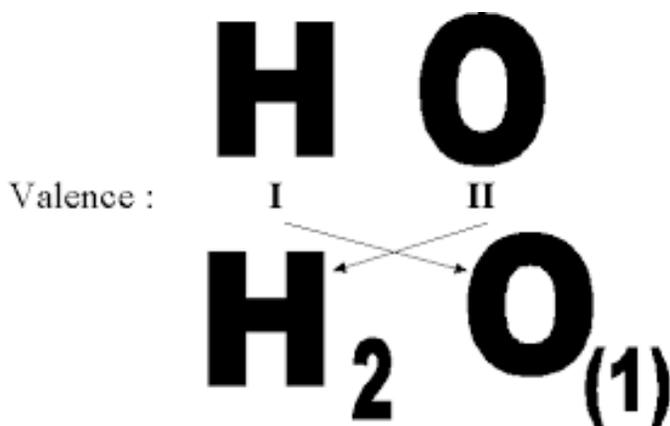
Règle du Chiasme:

Etape n°1 => Rechercher la valence des atomes dans le T.P (ou les connaître).

Etape n°2 => Indiquer sous chaque atome sa valence (en chiffre romain).

Etape n°3 => Croiser les valences des atomes qui deviennent les indices de la molécule.

Exemple :



Voici les groupements de valence à connaître !

valence 1		valence 2		valence 3	
NH ₄	ammonium	CO ₃	carbonate	PO ₄	phosphate
OH	hydroxyde	SO ₄	sulfate		
CN	cyanure	SO ₃	sulfite		
NO ₃	nitrate	SiO ₃	silicate		
NO ₂	nitrite				
ClO ₄	chlorate				
ClO	hypochlorite				

Charges des groupements importants :

valence 1	valence 2	valence 3
NH ₄ ⁺		
OH ⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻
CN ⁻	SO ₄ ²⁻	
NO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	
NO ₂ ⁻	SiO ₃ ²⁻	
ClO ₄ ⁻		
ClO ⁻		

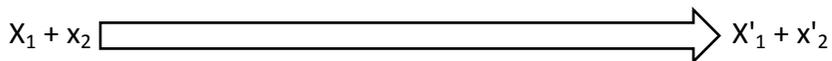
2. Les liaisons chimiques : Equations chimiques.

L'équation chimique est l'équilibre des échanges moléculaires.



Réactifs => Produits que l'on met en présence avant la réaction.

Produits => Les composés que l'on récupère après la réaction chimique.

Expression mathématique :

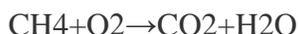
Il existe certaines règles à respecter pour qu'une équation soit correctement balancée.

1. Il ne faut jamais modifier les molécules: il est impossible d'ajouter un atome à une molécule ou de modifier les indices de cette molécule.
2. Il ne faut jamais ajouter des molécules ou d'en enlever.
3. Il n'est pas obligatoire d'écrire le coefficient 1, puisque celui-ci est sous-entendu.
4. Les coefficients doivent être des nombres entiers. Si des fractions sont nécessaires pour équilibrer une réaction, il faut multiplier la réaction complète par un même facteur de manière à avoir des coefficients entiers pour toutes les molécules.
5. Les coefficients doivent être le plus petit possible.

6. Après avoir équilibré l'équation, il faut toujours vérifier si l'équation est correctement équilibrée en effectuant le bilan des atomes.

Lorsqu'on utilise la méthode utilisant la molécule la plus complexe, il faut commencer le balancement d'équations par la molécule la plus complexe, soit celle possédant le plus d'atomes, et garder les molécules plus simples pour la fin.

- 1) Quelle est l'équation balancée de la combustion du méthane?



Dans cette équation, la molécule la plus complexe est la molécule de méthane (CH₄). Il faut donc commencer par cette molécule pour faire le bilan des atomes.

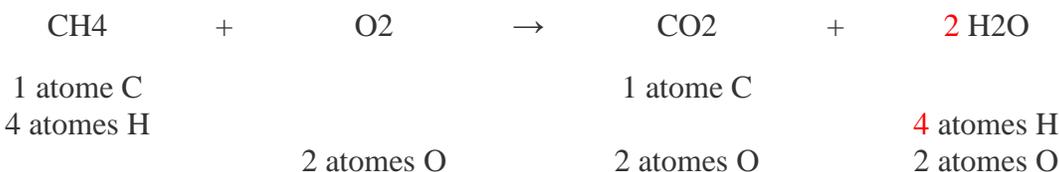


Le nombre d'atomes de carbone est le même du côté des réactifs et du côté des produits.

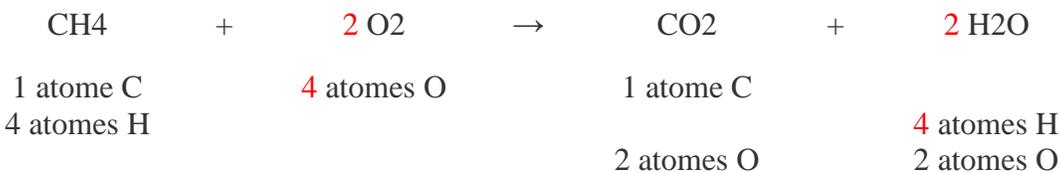
Toutefois, le nombre d'atomes d'hydrogène est différent: il y a quatre atomes dans la molécule de méthane, mais seulement deux atomes dans la molécule d'eau. On doit donc multiplier la molécule H₂O par 2.



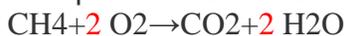
Les molécules les plus complexes sont, par la suite, CO₂ et H₂O. Il faut donc équilibrer les atomes de ces molécules.



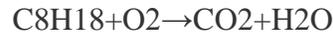
Les atomes de carbone sont correctement équilibrés. Toutefois, il n'y a que deux atomes d'oxygène du côté des réactifs, alors qu'il y en a quatre du côté des réactifs (deux dans la molécule CO₂ et deux dans la molécule H₂O). Il faut donc ajouter un coefficient 2 devant la molécule O₂.



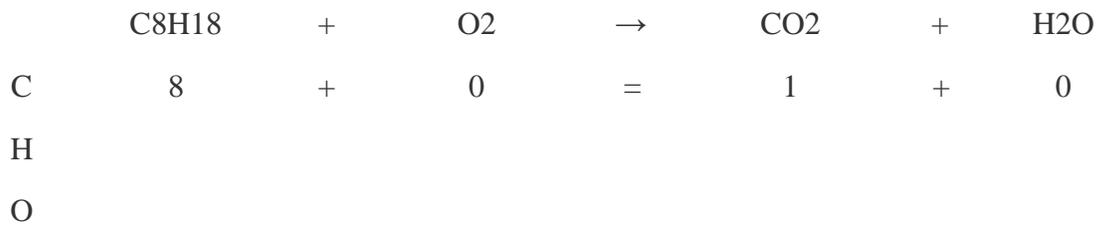
L'équation équilibrée est donc l'équation suivante:



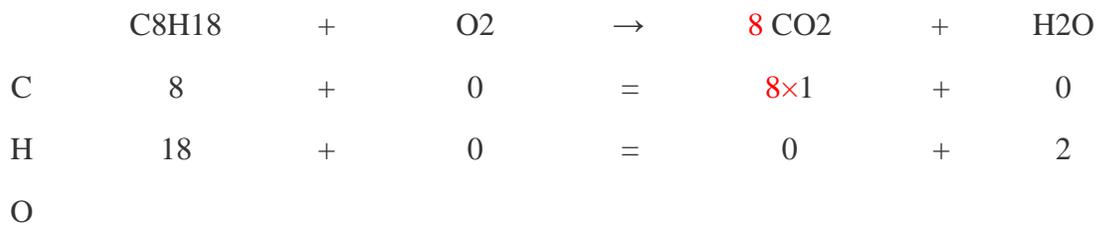
2) Quelle est l'équation équilibrée de la combustion de l'octane?



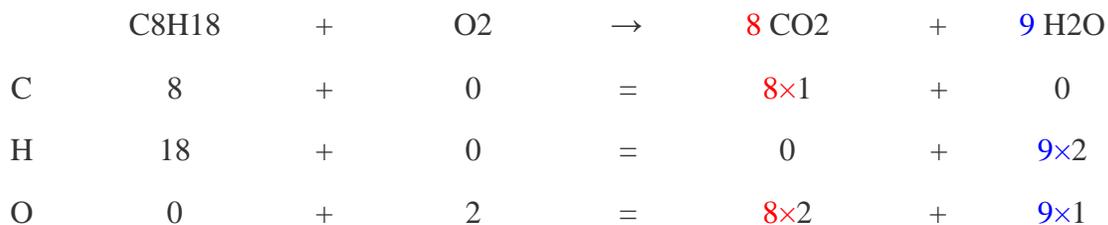
Les atomes de carbone (C), d'hydrogène (H) et d'oxygène (O) doivent être équilibrés, dans cet ordre.



Il y a 8 atomes de carbone dans les réactifs et 1 seul dans les produits. Il faut donc inscrire un coefficient de 8 devant la molécule de CO₂ afin d'équilibrer les atomes de carbone.



Il y a 18 atomes d'hydrogène dans les réactifs et 2 atomes d'hydrogène dans les produits. On doit donc multiplier par 9 la molécule de H₂O pour avoir autant d'atomes d'hydrogène de chaque côté de l'équation.



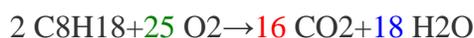
Pour équilibrer les atomes d'oxygène, il faut multiplier la molécule de O₂ par un coefficient. Puisqu'il y a deux atomes d'oxygène dans les réactifs et 25 atomes d'oxygène dans les produits (16 provenant de la molécule de CO₂ et 9 atomes dans la molécule de H₂O). Il faut donc multiplier la molécule de O₂ par 25/2.



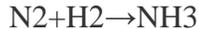
Puisqu'il est impossible d'avoir des coefficients fractionnaires, il faut multiplier tous les coefficients par 2 pour obtenir des coefficients entiers.



Ainsi, l'équation équilibrée est:



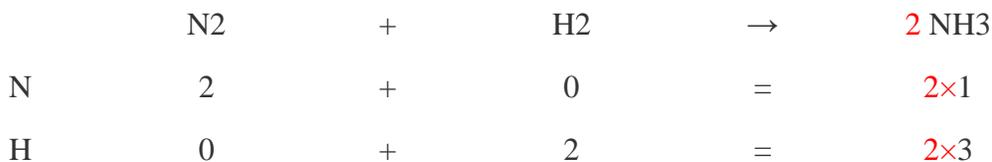
3) Quelle est l'équation équilibrée de la synthèse de l'ammoniac ?



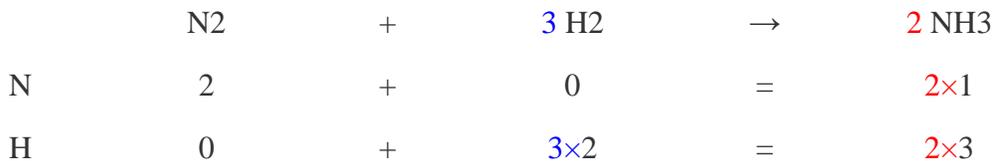
Les atomes d'azote (N) et d'hydrogène doivent être équilibrés. Puisque l'hydrogène est plus complexe à équilibrer, le premier atome à balancer sera l'azote.



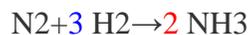
Les atomes d'azote ne sont pas équilibrés de chaque côté de l'équation. Deux atomes d'azote sont présents du côté gauche de l'équation, alors qu'un seul atome existe du côté droit. Il faut donc multiplier par 2 le côté droit de l'équation.



Il y a deux atomes d'hydrogène du côté gauche de la réaction, alors qu'il y en a six du côté droit. Il faut donc multiplier par 3 la molécule de H₂ pour équilibrer les atomes d'hydrogène.



L'équation équilibrée est donc l'équation suivante:



Exercices :

a) Pondère les équations suivantes :

