

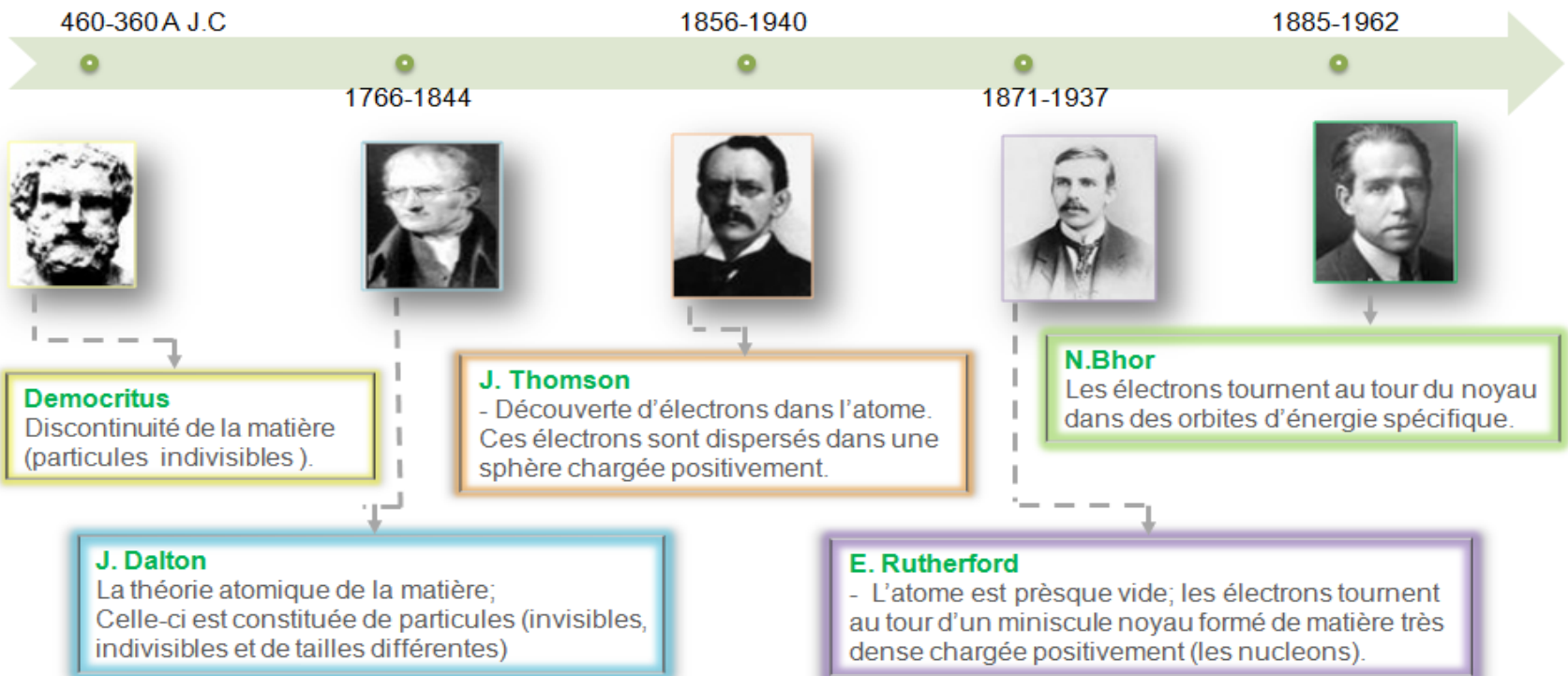
1.6 Atomes & Molécules

Objectifs

- Concepts de la matière; comprendre la théorie atomique;
- Lire et interpréter les informations disponibles sur le tableau périodique;
 - Symbole et numéro atomique
 - Configuration électronique
 - Isotopes
 - Masse molaire
 - Électronégativité
 - Classification des éléments
- Définir les différents types de liaisons chimiques;
- Comprendre comment représenter les substances chimiques selon la représentation de Lewis.

Élaboration de la théorie atomique

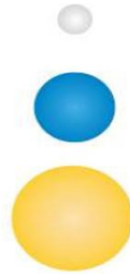
- Ce cours débute dans une perspective historique, en exposant les étapes de la découverte des plus petites entités de la matière.
- **John Dalton** est à l'origine de la version moderne de la théorie atomique.



Élaboration de la théorie atomique (électron)

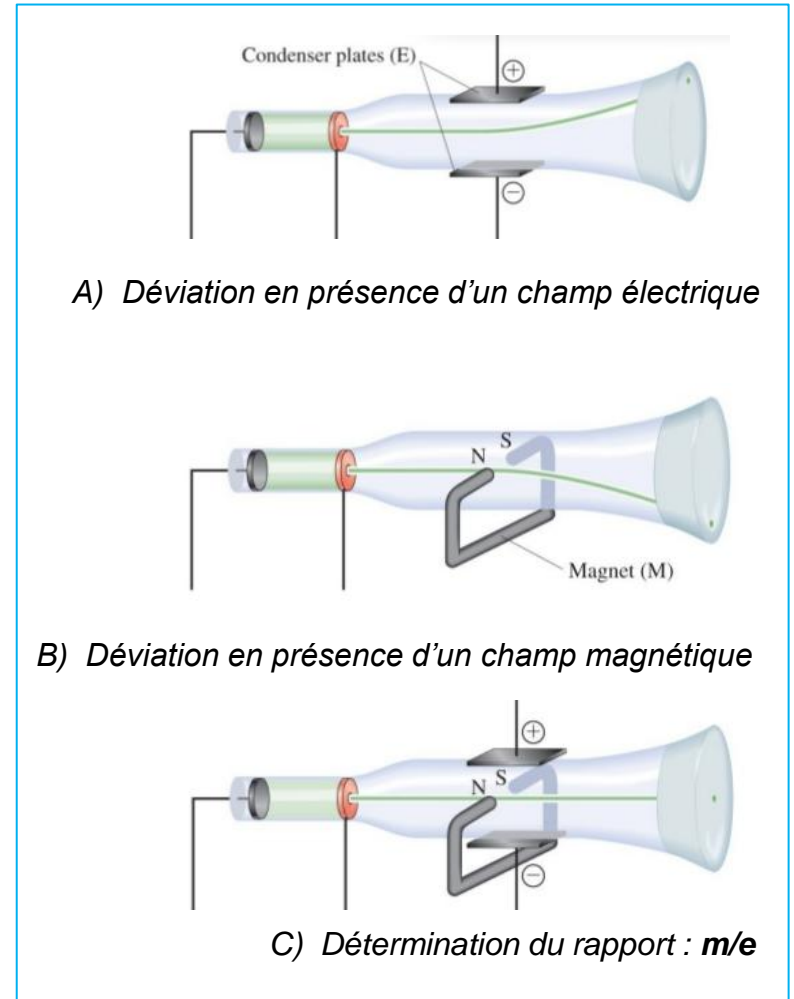
Modèle de Dalton

- Chaque élément est constitué de particules indivisibles appelées **atomes**; Ce modèle n'explique pas le comportement électrique de la matière.



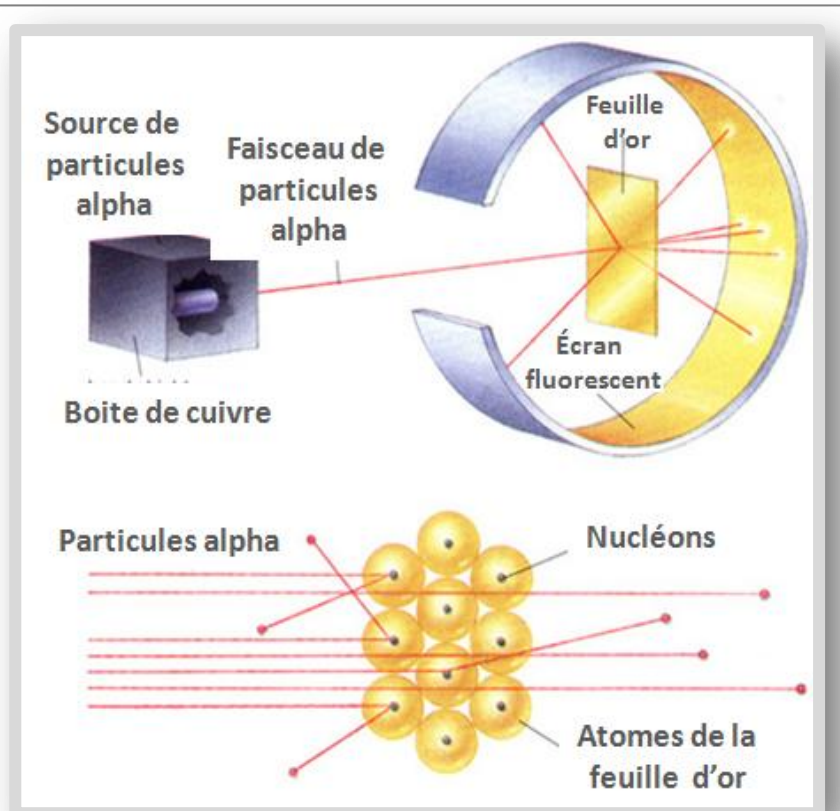
Modèle de Thomson

- Des études sur des rayons qui étaient émis par la cathode des tubes à rayon cathodique démontrent :
 1. La nature **corpusculaire** des ces rayons;
 2. Ces rayons sont déviés lorsqu'ils se trouvent dans un champs **électrique** ou **magnétique**;
 3. L'étude de l'étendue de la déviation des rayons cathodiques dans un champs magnétique ou électrique a permis de calculer le *rapport* : m/e ;
 4. Milikan détermine par la suite la masse d'un électron grâce à ses travaux sur les gouttelettes d'huile chargées électriquement;



Modèle de Rutherford

- Un **atome** est de taille très petite de l'ordre de milliardième de mètre (10^{-10}m);
- Il est constitué majoritairement de vide.
- Au centre de l'atome on retrouve du volume, un **noyau très petit** ~ **10 000 fois** plus petit que l'atome (10^{-14}m);
- Le **noyau** est très dense contient **presque la masse** de l'atome, mais occupe 10^{-13} ième de son volume;
- Le **noyau** est donc **dense** et contient les particules de charge positives ; **protons**.



http://www.paraschool.com/animations/lycee/f lash/2_phch_atom_rutherford.swf

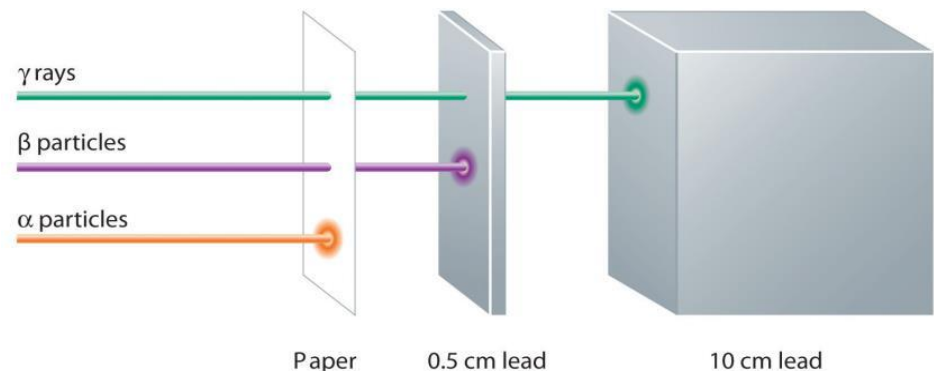
Élaboration de la théorie atomique *(radioactivité)*



Le 1^{er} cliché de radiographie aux Rayons X

Propriétés de la matière (la radioactivité)

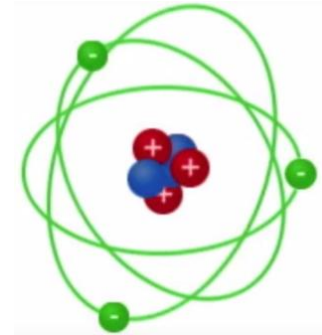
- Des rayons émis spontanément par certains atomes **radioactifs** (la penchblende), Polonium... ;
- **Rayons X** est un rayonnement électromagnétique qui est absorbé par la matière dépendamment de la masse atomique des atomes absorbants;
- D'autres rayonnements sont ensuite observés : **rayons α** : noyau de He et **rayons γ** ;
- Les trois types de rayonnements sont facilement distingués dans un champs électrique et également par leur pénétration dans la matière;



Élaboration de la théorie atomique

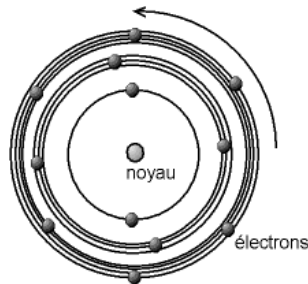
(*Neutron*)

- En se basant sur les travaux de Rutherford, Chadwick 1932 découvre la présence de particules aussi massives que les protons mais sans charge électrique; il s'agit des **neutrons**
- Le noyau est positif contient des protons positifs et des **neutrons neutres** qui assurent la cohésion du noyau.



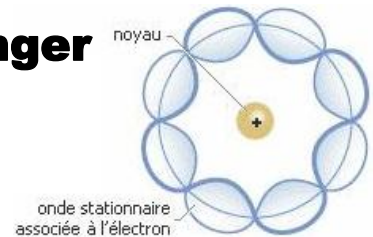
Modèle de Bohr

- Les électrons négatifs, très légers, gravitent autour du noyau et se distribuent sur des niveaux d'énergie bien définis appelés **couches électroniques**



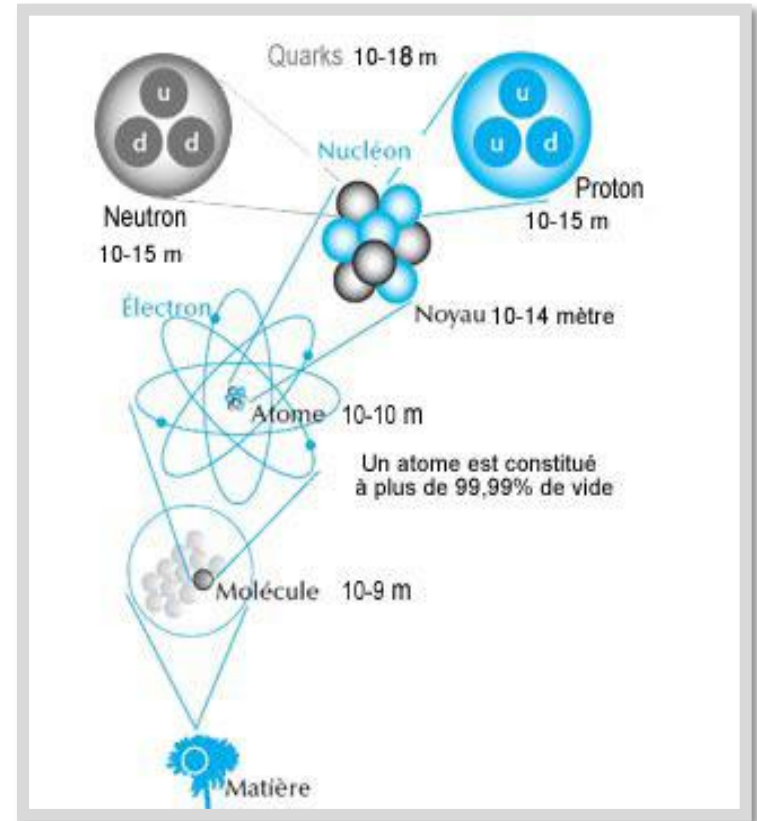
Modèle de Schrödinger

- L'électron est ***une onde*** ;
- Chaque onde lui est associée une orbitale (fonction d'onde) ;
- Le carré du module représente **la densité de probabilité** de présence d'un électron (ou densité électronique) de l'atome en un point de l'espace à un instant donné.



Récapitulons

- Le **noyau** de l'atome contient les **protons et les neutrons**; il possède la **presque totalité de la masse de l'atome**
- Les **électrons** forment le nuage électronique; ils occupent la **presque totalité du volume de l'atome**;
- La **version moderne** de l'atome est illustrées sur la *figure ci-contre*;



Propriétés des particules subatomiques

Particule	Symbole	Charge électrique (C)	Masse (g)
Électron	e^-	$- 1,6 \times 10^{-19}$	9.109×10^{-28}
Proton	P	$+1,6 \times 10^{-19}$	$1,6727 \times 10^{-24}$
Neutron	n	0	$1,6749 \times 10^{-24}$

Notation: Symbole de l'atome dans le tableau périodique

- **La masse des électrons** est **très faible** comparativement à celle des neutrons et protons;
- Les protons et les neutrons sont des particules du noyau de **l'atome** à **l'exception de l'atome H** qui ne possède pas de neutron ;
- Dans un **atome neutre**, le **nombre d'électrons** est égal au **nombre de protons**;
- Le nombre de protons d'un atome est appelé **le numéro atomique ``Z``** et représente l'identité de l'atome;
- Le **nombre de neutrons** d'un élément **n'est pas toujours le même** (isotopes);
- Les **électrons** sont responsables de **la réactivité chimique** des éléments et de la formation de liens chimiques;



X : Symbol de l'élément chimique;

A : **Nombre de masse** correspond au nombre de nucléons (composition du noyau) et représente aussi la masse atomique;

Z : **Numéro atomique** correspondant au nombre de protons;

N : correspond au nombre de **neutrons**

$$A = Z + N$$

Exemples

- Le noyau contient les protons et les neutrons, particules appelées conséquemment nucléons;
- Le nombre de protons détermine le numéro atomique (**Z**) de l'élément. C'est ce qui détermine l'espèce chimique;

- Déterminez le nombre de protons, neutrons et électrons de baryum ?

- En utilisant le tableau périodique, on obtient : $^{135}_{56}\text{Ba}$

- **Le symbole** : Ba ;

- **A** = 135; **Z** = 56 protons;

- **N** = **A - Z** = **N** = 135 – 56 = 79 neutrons

- **Nombre d'électrons** **e** = **Z** = 56 car, l'atome est neutre

- Déterminez le nombre de protons, neutrons et électrons des éléments?

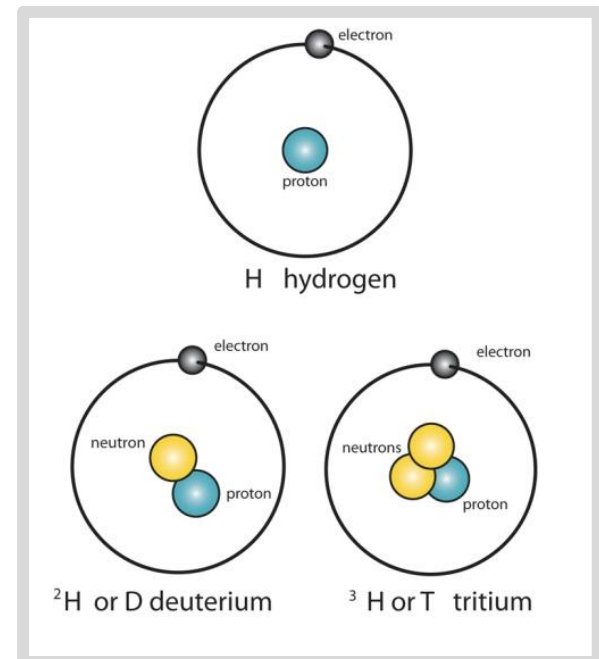
^{12}C : **Z** = 6, **N** = 6 ; ^{238}U : **Z** = 92, **N** = 146

Qu'est ce qu'un isotope ?

- Les isotopes sont des atomes qui possèdent le **même nombre d'électrons**, et protons **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);
- La masse atomique indiquée dans le tableau périodique pour un élément donnée est la moyenne pondérée de la masse des isotopes selon leurs **abondance** naturelle;

$$M_{\text{élément}} = \sum_i \%_{\text{massique-isotope } i} \times M_{\text{isotope } i}$$

https://fr.wikipedia.org/wiki/Table_des_isotopes



Masse atomique dans le tableau périodique

- La masse atomique est exprimée en **unités de masse atomique** (*uma*), (1 *uma* = $1,6605 \times 10^{-27}$ kg); elle correspond à 1/12 de la masse d'un atome de ^{12}C .
- Le nombre de **neutrons** influence la masse de l'atome, plus il y a de neutrons, plus l'atome est lourd.
- Un échantillon « normal » d'une substance élémentaire, tel que manipulé dans un laboratoire de chimie, contient un mélange de ses isotopes naturels.

Exemple :

Le spectre de masse de carbone montre 98.892 % de carbone sont des atomes de ^{12}C avec une masse atomique de **12 u** et 1.108 % sont des atomes de ^{13}C avec une masse de **13.00335 u** calculez la masse atomique du carbone?

- $$M_{\text{carbone}} = \left(\%_{\text{massique}(\text{C}^{12})} \times M_{\text{C}^{12}} \right) + \left(\%_{\text{massique}(\text{C}^{13})} \times M_{\text{C}^{13}} \right)$$
- $$M_{\text{carbone}} = (98.992\% \times 12 \text{ u}) + (1.108\% \times 13.00335 \text{ u})$$
- $$M_{\text{carbone}} = 11.879 \text{ u} + 0.1441 \text{ u} = 12.011 \text{ u} = 12.011 \text{ (g / mol)}$$

(la masse molaire indiquée pour le carbone dans le tableau périodique)

Configuration électronique

- Par leur mouvement, les électrons définissent le volume de l'atome;
- Il n'est pas possible de décrire précisément le mouvement des électrons;
- Il est basé sur la description de **la nature ondulatoire** de l'électron (qui se comporte à la fois comme une **particule** et une **onde**);
- Les électrons se distribuent sur divers niveaux d'énergie (*couches*). Ces niveaux sont notés par le nombre quantique : **$n = 1, 2, 3, \dots, 7$** ;
- Les couches d'énergie se subdivisent en sous couches représentées par un autre nombre quantique secondaire noté : `` ℓ `` tel que : **$0 \leq \ell \leq n-1$** ;
- Le nombre ℓ détermine la forme générale de l'orbitale tel que :

$\ell = 0$ correspond à l'orbitale **s** ; $\ell = 1$ correspond à l'orbitale **p**
 $\ell = 2$ correspond à l'orbitale **d** ; $\ell = 3$ correspond à l'orbitale **f**

- Chaque orbitale peut contenir au maximum deux électrons de spin différents, le nombre de spin est désigné par le nombre quantique **m** designe les deux sens possibles de rotation pour un électron tel que :

$m = +1/2$, symbolisé par : \uparrow et : **$m = -1/2$** , symbolisé par : \downarrow

Configuration électronique

- En résumé on peut se fier au tableau ci-dessous :

<u>Couche</u>	<u>Sous-couche</u>			
<u>n</u>	<u>ℓ</u>		<u>Nombre d'électrons</u>	<u>Cases quantiques</u>
1	0	1s	2	
2	0	2s	2	
	1	2p	6	
3	0	3s	2	
	1	3p	6	
	2	3d	10	

- La **configuration électronique** d'un atome est la répartition des électrons sur les niveaux d'énergie différents, en utilisant les nombres quantiques et suivre les règles de remplissage des électrons dans les niveaux d'énergie;

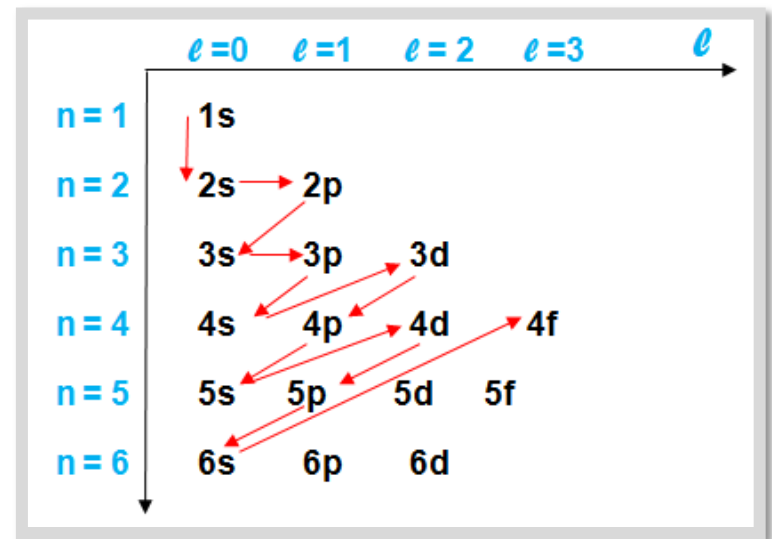
Règles de remplissage

Règle numéro 1 : - Deux électrons d'un même atome ne peuvent avoir leurs nombres quantiques identiques;

Règle Numéro 2 : - Le remplissage des orbitales se fait selon l'ordre croissant des valeurs $n + \ell$
- Quand on trouve deux valeurs $n + \ell$ identiques, on choisira l'orbital ayant le nombre principal n le plus petit;


Règle Numéro 3 : - Dans une même orbitale, la stabilité est assurée lorsque la somme des spins des électrons est plus grande;

- Pour appliquer aisément ces règles, il existe des **méthodes graphiques** pour retrouver rapidement l'ordre de remplissage qu'elle engendre.
- Toutes ces méthodes mènent au **même remplissage**. En voici une:



Notation spectroscopique

➤ Le nombre maximal d'électrons par niveau d'énergie est donné dans le tableau ci-dessous, pour les niveaux : **n=1; 2; 3; 4; 5; 6 et 7.**

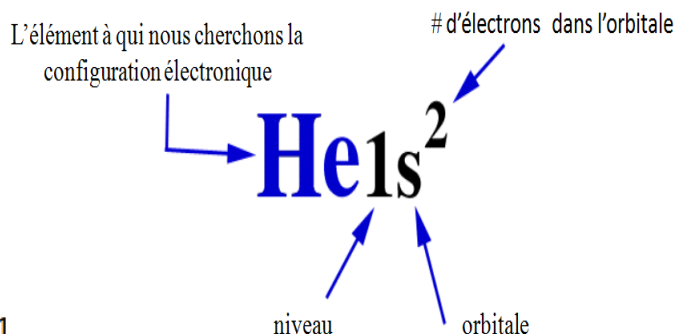
niveau d'énergie  *n* [*orbitale*]^{*nombre d'électrons*}

Exemples

Niveau d'énergie	Nombre d'e ⁻	Orbitales atomiques
1	2	1s ²
2	8	2s ² 2p ⁶
3	18	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰
4	32	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴
5	50	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 5f ¹⁴ 5g ¹⁸
6	72	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰ 6f ¹⁴ 6g ¹⁸ 6h ²²
7	98	7s ² 7p ⁶ 7d ¹⁰ 7f ¹⁴ 7g ¹⁸ 7h ²² 7i ²⁶

Notation spectroscopique

Exemple # 1 :



○ ₁ H	1s ¹		: 1 électron
○ ₂ He	1s ²		: 2 électrons
○ ₃ Li	[He]2s ¹ → 1s ² 2s ¹		: 3 électrons
○ ₄ Be	[He]2s ² → 1s ² 2s ²		: 4 électrons
○ ₅ B	[He]2s ² 2p ¹ → 1s ² 2s ² 2p ¹		: 5 électrons
○ ₆ C	[He]2s ² 2p ² → 1s ² 2s ² 2p ²		: 6 électrons
○ ₁₀ Ne	[He]2s ² 2p ⁶ → 1s ² 2s ² 2p ⁶		: 10 électrons
○ ₁₁ Na	[Ne]3s ¹ → 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹		: 11 électrons

Exemple # 2 : Donnez la configuration électronique de l'atome de Fer (Z=26)

Fe : 1S² 2S² 2P⁶ 3S² 3P⁶ 4S² 3d⁶ ou : Fe : 1S² 2S² 2P⁶ 3S² 3P⁶ 3d⁶ 4S²

Tableau périodique

- **Dimitri Mendeleïev** (1843-1907) qui a proposé le premier tableau périodique regroupant 63 éléments chimiques connus à son époque;

- La classification périodique actuelle, classe les éléments chimiques par **numéro atomique croissant**;

- Les éléments chimiques ayant $Z < 93$ sont naturels et ceux ayant $Z \geq 93$ sont artificiels

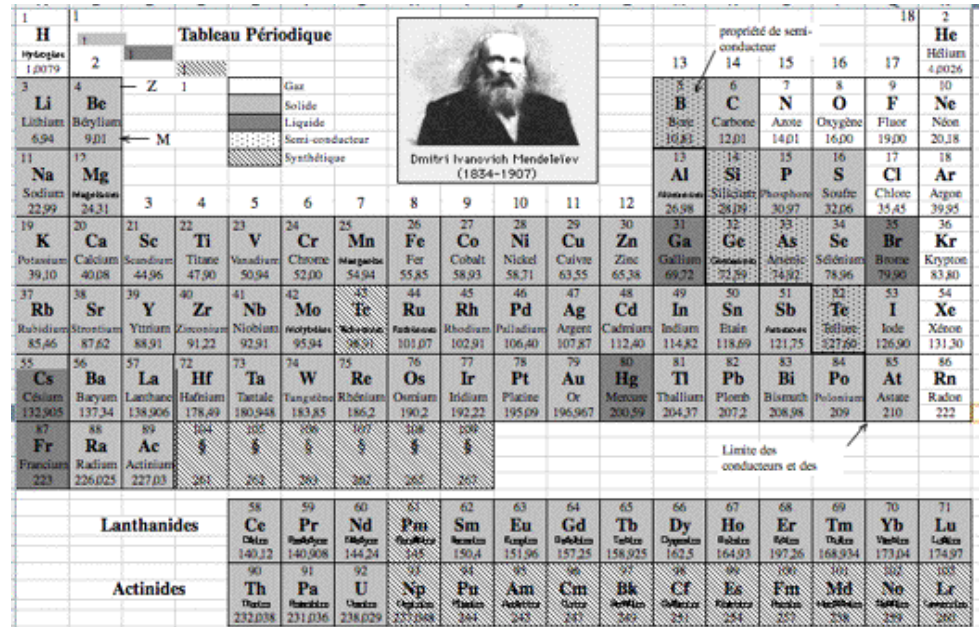


Tableau périodique des éléments chimiques. Le tableau est divisé en sections : les éléments naturels (Z < 93) sont en blanc, les éléments artificiels (Z ≥ 93) sont en gris. Les éléments sont classés par numéro atomique croissant. Les légendes indiquent : GAZ, Solide, Liquide, Semi-conducteur, Synthétique. Une photo de Dimitri Mendeleïev (1834-1907) est insérée. La limite des conducteurs et des semi-conducteurs est indiquée.

<http://feux-artifices-tpe-merleau-ponty.e-monsite.com/pages/la-couleur.html>

- **Dans une ligne:** les éléments sont classés par ordre de numéro atomique (**Z**) croissant.
- Les lignes appelées **périodes** correspondent au dernier niveau d'énergie occupé par les électrons de l'atome.
- Les éléments d'une **même colonne** caractéristique, qui ont la même « **terminaison** » de configuration électronique, ont des **propriétés chimiques similaires**
- Les colonnes correspondent au remplissage des orbitales du dernier niveau d'énergie;

La périodicité

- La disposition en lignes et colonnes du tableau périodique a été créée en étudiant ces propriétés: elle est en fait antérieure à la formulation du modèle atomique
- On sait maintenant qu'il y a un lien entre le comportement (propriétés) et la configuration électronique.
- Pour les colonnes caractéristiques, la configuration se termine

1^{ère} colonne (groupe IA) : s^1

2^e colonne (groupe IIA) : s^2

13^e colonne (groupe IIIA) : s^2p^1

14^e colonne (groupe IVA) : $s^2p^2...$

18^e colonne (groupe VIIIA) : s^2p^6 (sauf He)

Électrons de valence

- Les **électrons de valence** sont ceux qui occupent le **dernier niveau d'énergie** de l'atome;
- Pour les éléments des colonnes caractéristiques, les électrons de valence sont ceux qui se trouvent dans les orbitales **s** et **p** du **dernier niveau d'énergie**: *il sont écrits de manière explicite dans la notation spectroscopique du tableau périodique*;
- Ce sont les électrons de valence qui sont impliqués dans les **liaisons chimiques**;

Exemple :

- a** - Donnez la configuration électronique de l'atome du manganèse ($Z = 25$) ?
- b** - A Quelle periode appartient-il ?
- c** - Déterminez le nombre d'électrons de valence?
- d** - À quell colonne apartiet-il ?

Réponses:

- a** : **Mn : $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^5$**
- b** : La période est représentée par le dernier niveau d'énergie = **4^{ème}** période;
- c** : le nombre électrons de valence **$2 + 5 = 7$ électrons** ;
- d** : la dernière sous-couche est la **d**, le manganèse appartient au **bloc d** et se trouve dans la **7^{ème} colonne**;

Règle de l'octet

- La **stabilité chimique** d'un atome est **plus grande** lorsque les orbitales **s** et **p** du **dernier niveau d'énergie** sont **complètes**, i.e. lorsqu'il a **huit** électrons de valence (sauf les éléments de la première ligne);
- Ainsi, la configuration électronique de l'atome ressemble à celle d'un élément de la dernière colonne (**18^e**) du tableau périodique (les **gaz rares**);
- L'atome tend vers cet état de **stabilité** en interagissant avec d'autres atomes pour **gagner** ou **perdre** des électrons;
 - L'atome qui possède **peu d'électrons de valence** tendra à les **perdre**
 - L'atome qui possède **beaucoup d'électrons de valence** tendra à en **gagner**
 - Ces interactions constituent **les liaisons chimiques**;

Exemples:

- ❖ ${}_8\text{O} : [\text{He}]2s^2 2p^4 \rightarrow 6$ électrons de valence ; et le dernier niveau énergétique occupé est : $n=2$ (2^{ème} période)
- ❖ ${}_{12}\text{Mg} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 \rightarrow 2$ électrons de valence
dernier niveau énergétique occupé ($n=3$)
- ❖ ${}_{34}\text{Se} : [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4 \rightarrow 6$ électrons de valence; dernier niveau énergétique occupé $n=4$ (4^{ème} période)
- ❖ ${}_{29}\text{Cu} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ (11 électrons de valence);
dernier niveau occupé $n=4$ (4^{ème} colonne)

Les types d'éléments

Les métaux

- Côté gauche du tableau périodique;
- Tendance à perdre leurs électrons de valence;

Les non-métaux

- Côté droit du tableau périodique;
- Comprennent des éléments qui sont chimiquement très stables (gaz rares) et des éléments qui ont tendance à gagner des électrons;

Les semi-métaux (métalloïdes)

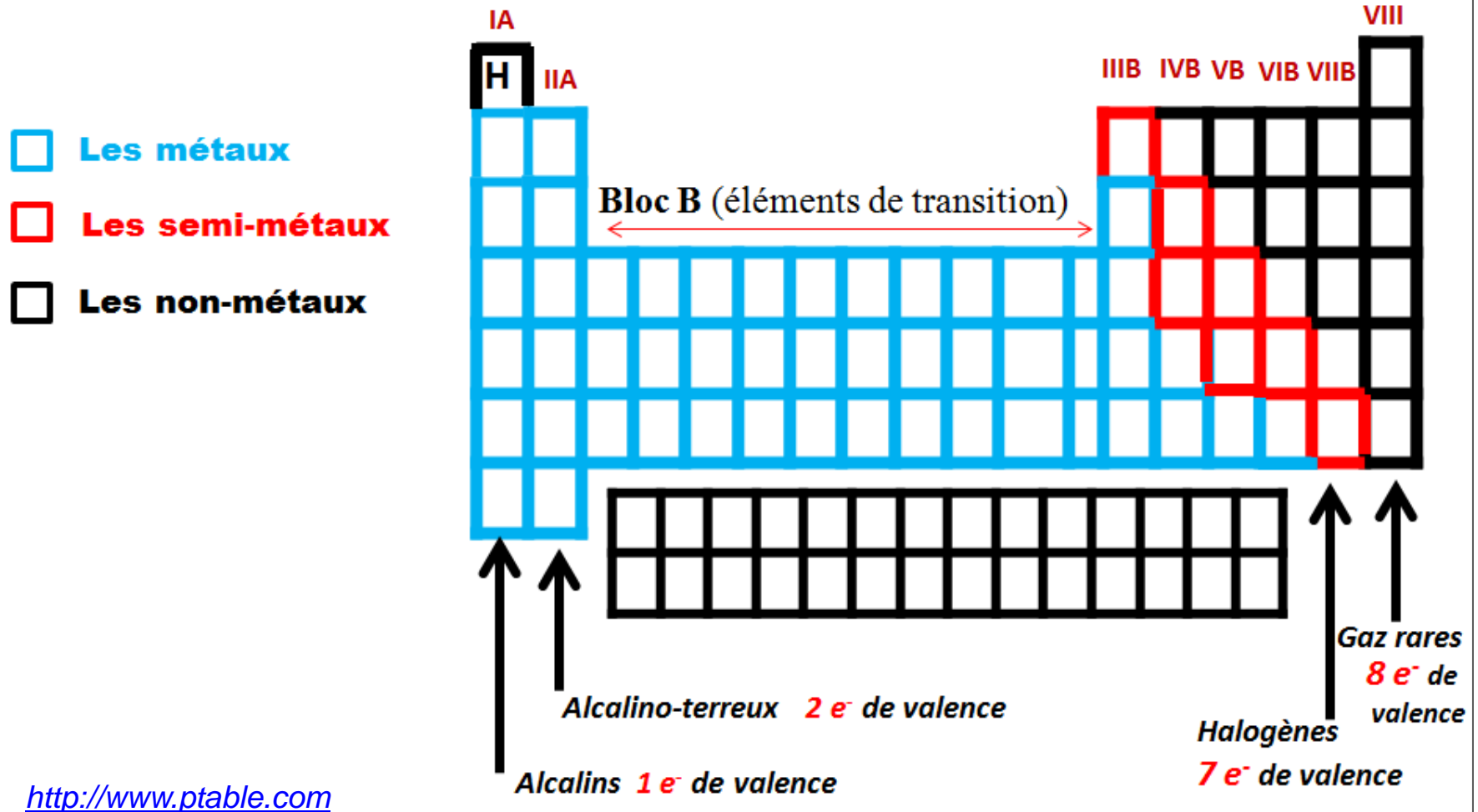
- Entre les deux autres groupes;
- Possèdent des propriétés des métaux et des non-métaux;

<http://www.ptable.com>

Caractéristiques des groupes

- **1 (IA) métaux alcalins**
 - 1 électron de valence
 - Très réactifs
- **2 (IIA) métaux alcalinoterreux**
 - 2 électrons de valence
- **17 (VIIA) halogènes**
 - 7 électrons de valence
- **18 (VIITA) gaz rares**
 - 8 électrons de valence (2 pour He)
 - Très stables chimiquement (ne forment pas de liaisons chimiques)
- **L'hydrogène (non-métal) forme un groupe à part**

Récapitulons



Électronégativité

- Propriété qui caractérise la **tendance** d'un atome à **attirer les électrons d'une liaison chimique**;
- Cette tendance est d'autant plus forte (**maximum d'attraction électrostatique**) que :
 - Le nombre de protons (**numéro atomique**) est élevé
 - Le **rayon** de l'atome **est petit**
- Le long d'une ligne, le **numéro atomique augmente**; **l'électronégativité augmente**
- Le long d'une colonne, le **rayon atomique augmente**, **l'électronégativité diminue**
- Échelle arbitraire (selon le tableau périodique); symbole **X**

											Non-métaux									
	1	2	3'	4'	5'	6'	7'	8'	9'	10'	11'	12'	3	4	5	6	7	8/0		
	bloc s		bloc d								bloc p									
1													↘	2,1						X
2	1,0	1,5											2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	X		
3	0,9	1,2											1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	X		
4	0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,8	1,8	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	X		
5	0,8	1,0	1,3	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	X		
6	0,7	0,9	1,1	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2	X		
7	0,7	0,9	1,1	1,3	1,5	1,7												↗		
	Métaux																			

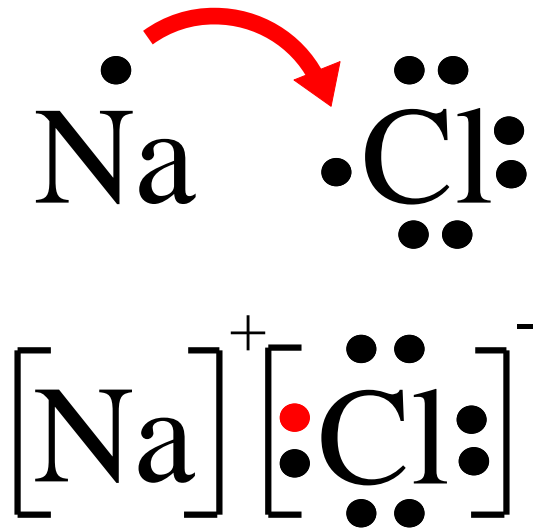
Nature des éléments en fonction de l'électronégativité X

- Il y a une **règle générale** pour le classement des éléments en fonction de leur nature chimique. Cette règle est à la fois de nature topologique et de nature numérique : c'est la valeurs de l'électronégativité :
- Les éléments situés à gauche et en dessous de la diagonale descendante qui est définie dans la zone de remplissage **p**, (colonnes 3 à 8) sont tous des **métaux**, leur électronégativité est, sauf exceptions, inférieure à 2.
- Les éléments qui constituent cette diagonale, ou qui en sont très proches, sont appelés **semi-métaux**, leur électronégativité est voisine de 2.
- Les autres éléments, situés à droite et au dessus de cette diagonale sont des **non-métaux**, leur électronégativité est supérieure à 2.

Liaisons chimiques

- Les liaisons chimiques permettent la formation de composés ioniques et de molécules;
- Elles font intervenir **les électrons de valence** des atomes; les noyaux ne sont pas modifiés;
- Ces interactions entre atomes permettent à ceux-ci d'acquérir une plus **grande stabilité** chimique;
- On décrit **3 types de liaisons** qui se distinguent par la **différence d'électronégativité (ΔX)** entre les **2 atomes impliqués**;

Liaison ionique



- Échange d'électrons entre atomes de tendance très opposée ($\Delta X \geq 2.0$)
- Chaque atome a alors une dernière couche électronique complète
- Crée des ***solides ioniques***

Liaison ionique

- Un **ion** est un atome ayant perdu (**cation**) ou gagné (**anion**) un ou plusieurs électrons;
- Les **métaux, peu électronégatifs**, forment des cations (**ions positifs**)
- Les atomes des familles de l'oxygène et du fluor (**halogènes**), **très électronégatifs**, forment des anions (**ions négatifs**)



Cation

*C'est un atome de calcium
ayant perdu deux électrons*



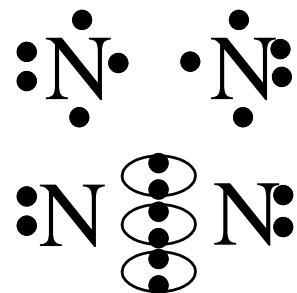
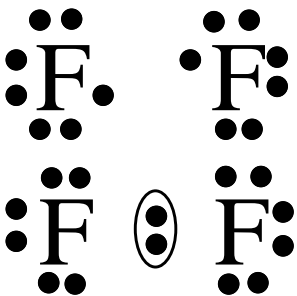
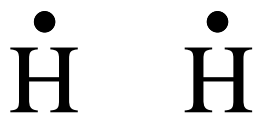
Anion

*C'est un atome de chlore
ayant gagné un électron*

Liaison covalente

- La liaison de covalence résulte de la mise en commun, par 2 atomes, d'une paire d'électrons (doublet). Elle est représentée par un tiret;
- Cette mise en commun d'une paire d'électrons résulte d'un recouvrement d'**O.A.**, la liaison de covalence est donc une liaison dirigée;

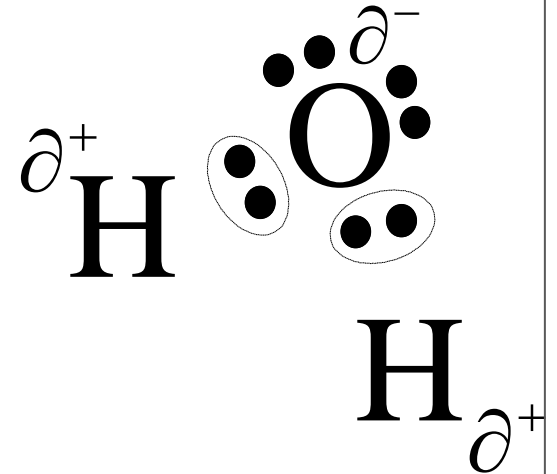
Liaison covalente



- Mise **en commun** d'une paire d'électrons entre atomes **de tendance semblable**
- La **paire d'électrons** peut être représentée par **un trait**
- Forme une entité appelée « **molécule** »
- peut être
 - **Simple** (Cl-Cl ou H-H)
 - **Double** (O=O)
 - **Triple** (N≡N)
- Le nombre de **liaisons covalentes** que forme un atome est égal **au nombre d'électrons de valence manquants** (pour atteindre 8).
 - Carbone: **4 électrons** de valence, il lui manque donc **4** pour satisfaire la règle de l'Octet. Le carbone fera généralement **4 liaisons covalentes**.

Liaison covalente polaire

- Mise en commun d'une paire d'électrons
- Partage inégal des électrons, car les atomes n'ont pas une électronégativité semblable
- Crée une molécule
- Le partage inégal provoque un dipôle électrique (charges partielles sur les atomes impliqués)



Classification des liaisons chimiques

Différence d'électronégativité	Type de liens	Description	Exemples
$\Delta X \leq 0.7$	Covalent	Partage symétrique d'une paire d'électrons	H ₂ , Cl ₂ , O ₂
$0.7 \leq \Delta X \leq 1.4$ ou plus	Covalent - polaire	Partage asymétrique d'une paire d'électrons	HCl, H ₂ O
$\Delta X \geq 2$	Ionique	Transfert d'électrons	NaCl, MgO

Représentation de Lewis

- La **notation de Lewis** est une représentation d'un élément par son **symbole** entouré de **points** qui représentent **les électrons de valence**.
- La **représentation de Lewis** d'un atome fait apparaître la dernière **couche électronique** de l'atome.

Représentation de Lewis - règles -

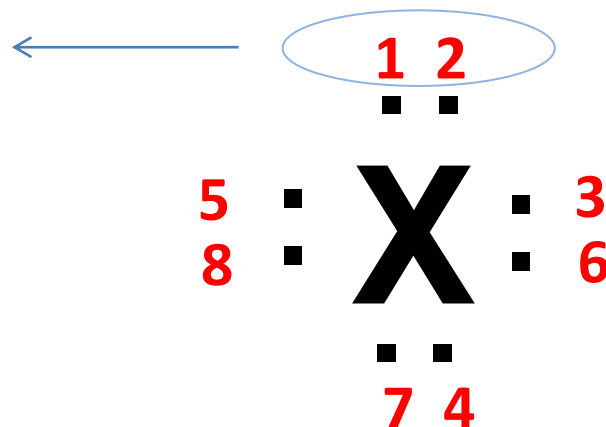
1. Écrire écrira la **formule brute** de la molécule et éventuellement son nom.
2. Écrire le nom et le symbole de chaque atome présent dans la molécule puis leur **configuration électronique**;
3. Repérer le nombre d'électrons de valence sur la **couche externe** de chaque atome;
4. Une **paire d'électrons** est représentée par **un tiret**;
5. Un électron célibataire est représenté par **un point**;
6. Regarder le **gaz rare le plus proche** à l'atome de l'élément considéré ainsi que **sa configuration électronique**;
7. Répartir **les doublets liants** et **non liants** de l'atome considéré;
8. Quand une paire d'électrons constitue une liaison chimique covalente, c'est un **doublet liant** , sinon, c'est **un doublet non liant**;

Représentation de Lewis - règles -

- **Récapitulons**

- De manière générale, voici comment répartir les électrons de valence d'un élément chimique (**X**);
- Deux électrons d'un coté sont remplacés par un tiret (**non liant**) ;
- Un seul électron est appelé électron **célibataire**;
- Parfois des exceptions au niveau de molécules complexes

Électrons
d'orbitale ``S``

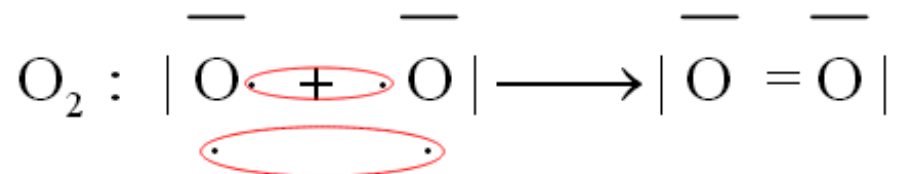


Représentation de Lewis - règles -

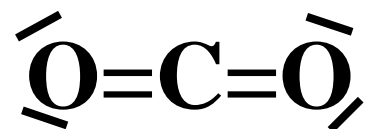
Composé	Nombre d'électrons externes	Modèle de Lewis
H_2O Eau	O : 6 électrons externes H : 1 électron externe $(1)2 + 6 = 8$ électrons 2 doublets liants 2 doublets non liants	$\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} - \text{H}$
NH_3 Ammoniac	N : 5 électrons externes H : 1 électron externe $5 + (1)3 = 8$ électrons 3 doublets liants 1 doublet non liant	$\begin{array}{c} \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
CH_4 Méthane	C : 4 électrons externes H : 1 électron externe $4 + (1)4 = 8$ électrons 4 doublets liants	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

Représentation de Lewis

➤ Double liaison



Dioxyde de carbone CO₂



➤ Triple liaison

