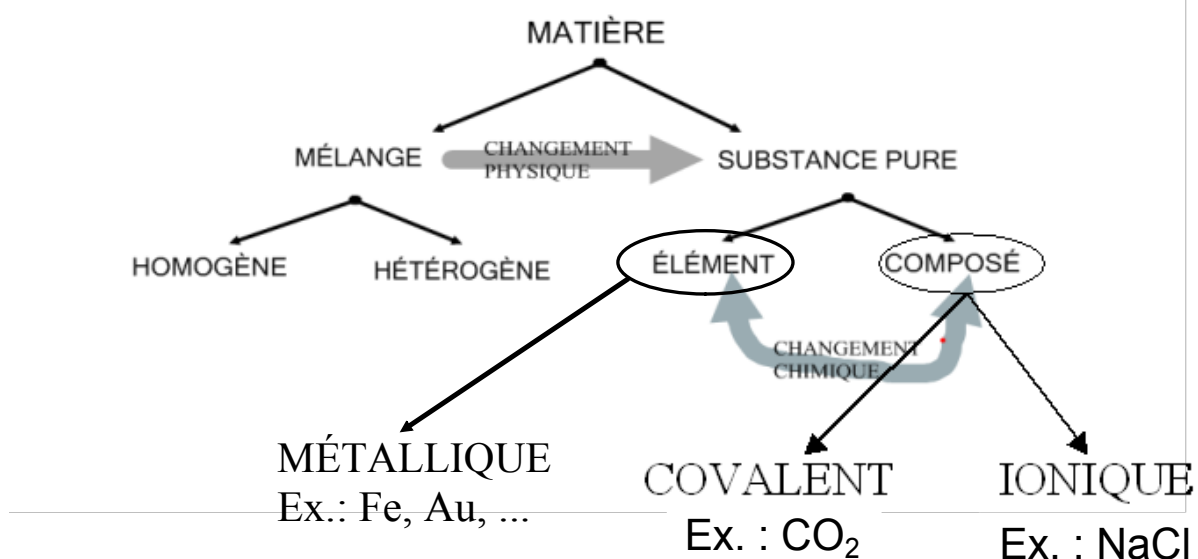


Chapitre 3

Les composés chimiques et les liaisons



Qu'est-ce que les périodes sur le tableau périodique nous indique?

Combien d'électrons y a-t'il dans la dernière couche de chaque famille?

Quels éléments veulent perdre des électrons? Quels veulent en gagner?

Quelles groupe d'éléments se combinent pour former:

- (a) les composés ioniques?
- (b) les composés covalents?

Les propriétés des composés

Propriétés	Composé ionique	Composé covalent
État à la t° ambiante	Solide cristallin	Liquide, gazeux ou solide
Point de fusion	Élevé	Peu élevé
Conductivité électrique à l'état liquide	Oui	Non
Solubilité dans l'eau	La plupart sont très solubles	La plupart sont peu solubles
Conductivité électrique en solution dans l'eau	Oui	Généralement : non

Composés et liaisons

Liaison chimique:

- force qui maintient les atomes ensemble dans un composé

Lorsque dans une liaison (habituellement entre un métal et un non-métal) il y a transfert d'électrons, on la nomme une liaison *ionique*

Lorsque dans une liaison (habituellement entre deux non-métaux) il y a un partage d'électrons, on la nomme une liaison *covalente*

L'électronégativité (ÉN)

Définition :



C'est la tendance qu'a un atome à attirer vers lui les électrons dans une liaison chimique

l'électronégativité est une valeur relative, et donc sans unité; plus l'électronégativité d'un élément est élevée, plus cet élément a tendance à attirer des électrons

Pauling a établi une méthode pour calculer l'électronégativité de la plupart des éléments

l'électronégativité est une propriété périodique

en général, l'électronégativité *augmente* de gauche à droite
dans une période,

en général, l'électronégativité *diminue* de haut en bas
dans un groupe.

les métaux de transition ne suivent pas très bien ces tendances

Les électrons vont être plus attirés par les plus petits atomes car le noyau est plus près donc plus «attirant»

Donc, la tendance de l'électronégativité est inverse
de la tendance du rayon atomique. contraire

les éléments les plus électronégatifs se trouvent
en haut à droite (F) du tableau périodique

les éléments les moins électronégatifs se trouvent
en bas à gauche (Fr) du tableau périodique

Les composés et leurs liaisons

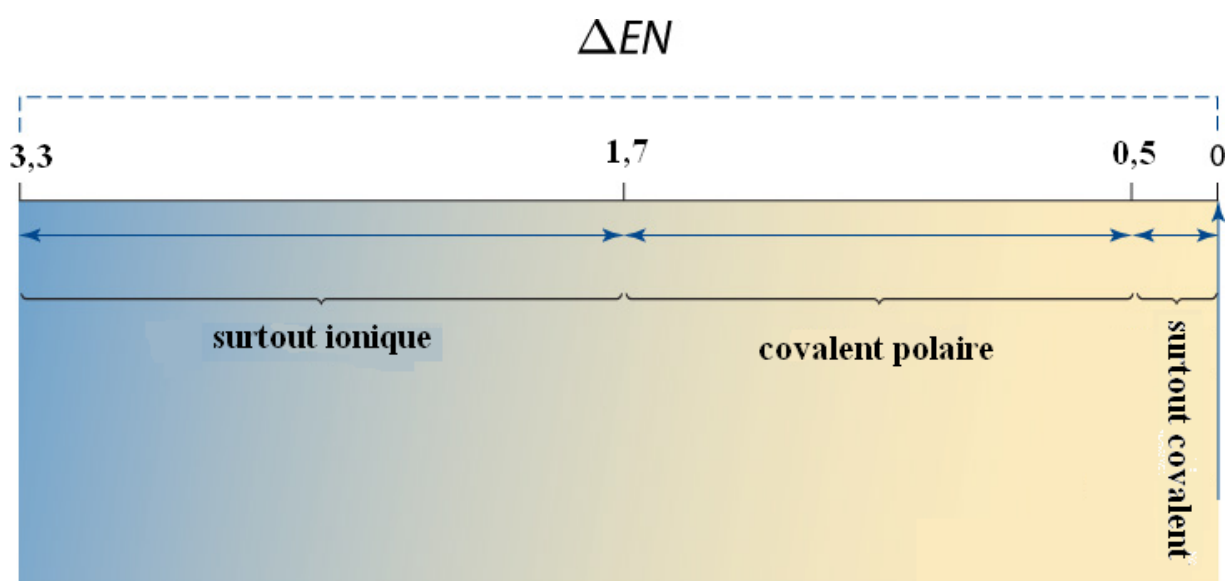
Les questions suivantes nous aident à former les composés

- Pourquoi est-ce que les atomes veulent former des liaisons?
- Pourquoi est-ce que les gaz nobles sont content et ne réagissent pas ou peu?
- Comment est-ce que les éléments des groupes I à VII changent pour être comme un gaz noble?

Différence d'électronégativité ($\Delta\text{ÉN}$)

Pour déterminer la nature d'une liaison on peut utiliser la $\Delta\text{ÉN}$.

$\Delta\text{ÉN} < 0,5 \rightarrow$ surtout **covalent**
 $0,5 < \Delta\text{ÉN} < 1,7(1,67) \rightarrow$ **covalent polaire**
(partage inégal)
 $\Delta\text{ÉN} > 1,7(1,67) \rightarrow$ surtout **ionique**



voir p. 73

Détermine pour chacune des paires la nature de leur liaison. (covalente, polaire ou ionique)

- F-Fr $3,98 - 0,7 = \boxed{3,3}$ ionique
3,98 0,7
- Ca-N $3,04 - 1,00 = \underline{\underline{2,04}} \rightarrow$ ionique
1,00 3,04
- C-Cl $3,16 - 2,55 = \underline{\underline{0,61}} \rightarrow$ covalent polaire
2,55 3,16
- O-O $3,44 - 3,44 = 0,00 \div 0 \Rightarrow$ covalent
3,44 3,44

La différence d'électronégativité nous aide à prédire la nature de la liaisons mais il y a des exceptions...

Ex. PbCl_2 : $\Delta\text{ÉN} \approx 1$, mais ionique

BF_3 : $\Delta\text{ÉN} \approx 2$, mais covalent

C'est les propriétés du composés qui confirment si il est ionique ou covalent...

Quelles seraient les propriétés du PbCl_2 ?

Propriétés des composés ioniques

Quelles seraient les propriétés du BF_3 ?

Propriétés des composés covalents

Règle de l'octet et liaisons chimiques

Lewis a proposé que tout atome, sauf l'hydrogène, a tendance à former des liaisons jusqu'à ce qu'il soit entouré de huit électrons de valence, ceci est la règle de l'octet (l'hydrogène doit posséder deux électrons ou aucun)

Les atomes font des liaisons chimiques pour devenir Stables comme les *gaz nobles, rares.*

Les gaz rares ont la couche de valence *remplies.*

Les atomes vont donc compléter leur couche de valence en formant des *liaisons chimiques.*

Ils auront ainsi une configuration électronique semblable à celle des gaz rares.

ISOélectronique

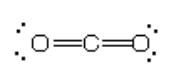
Notation de Lewis

Diagramme montrant toutes les paires d'électrons d'un atome, ion, molécules, ... provenant de la couche de valence

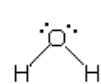
Notation de Lewis des atomes
des éléments représentatifs

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
·H·	·Li·											·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·	
·Na·	·Mg·	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9	10	11 1B	12 2B	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·
·K·	·Ca·												·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·
·Rb·	·Sr·												·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·
·Cs·	·Ba·												·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn·
·Fr·	·Ra·																	

Atome de chlore


 CO_2
Dioxyde de carbone
 H_2O


Molécule d'eau



La liaison ionique

La liaison ionique est un type de liaison chimique qui est le résultat d'une forte attraction électrostatique entre des ions de charges opposées (cations et anions).

Généralement elle se produit entre des métaux et des non-métaux.

ion :  Espèce chimique ayant une charge suite au gain ou à la perte d'un ou plusieurs électrons

Cation

cation : *ion +*

anion : *ion -*

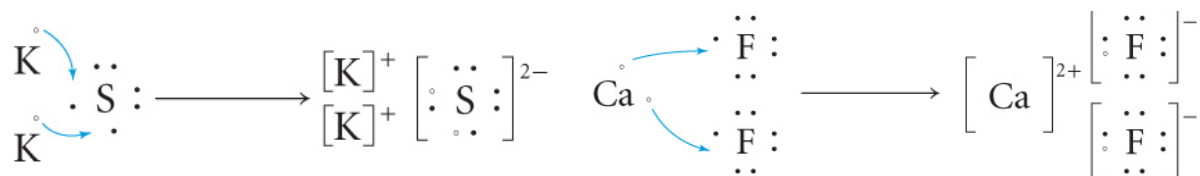
Transfert d'un électron



Transfert de 2 électrons

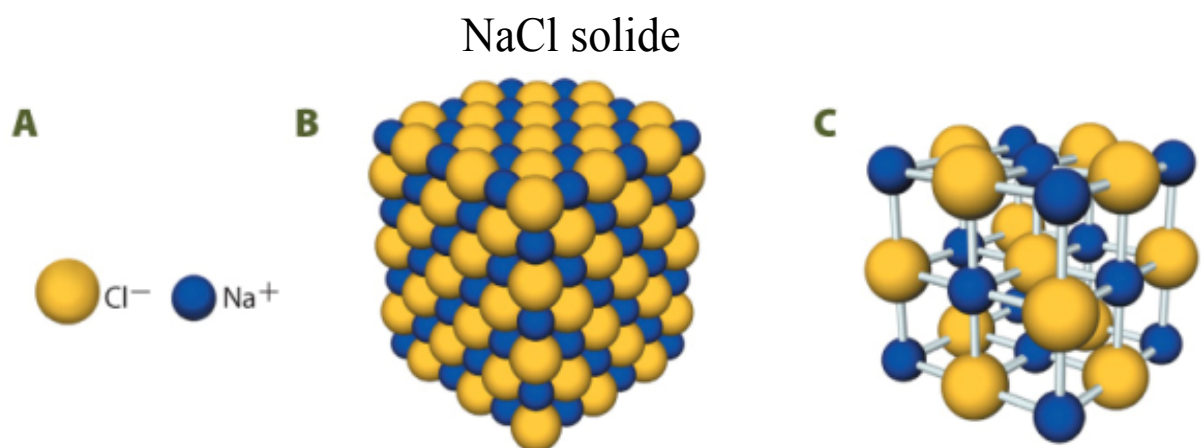


Transfert d'électrons avec plus de 2 ions

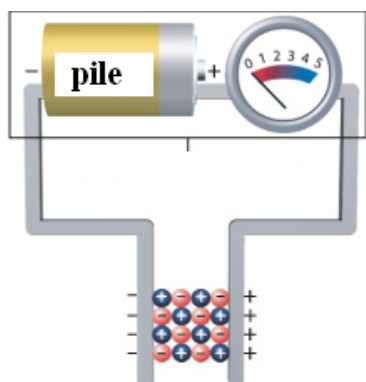


Composés ioniques

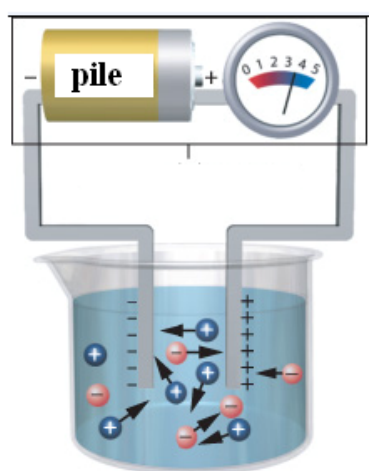
À quoi ressemble la structure d'un composé ionique ?



Conductivité électrique



composé ionique solide

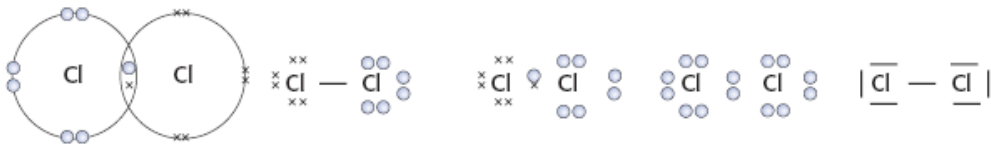


composé ionique liquide
ou en solution

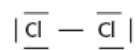
Liaison covalente

Liaison covalente :

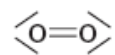
- résultat de l'attraction électrostatique entre une paire(ou plus) d'électrons partagés et des noyaux de charges positives.



Liaison simple



double

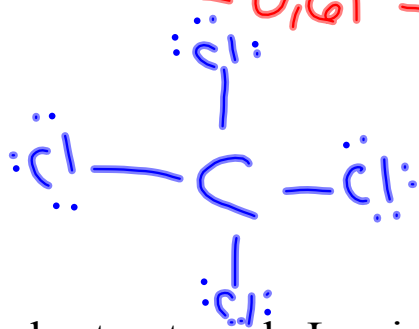


triple

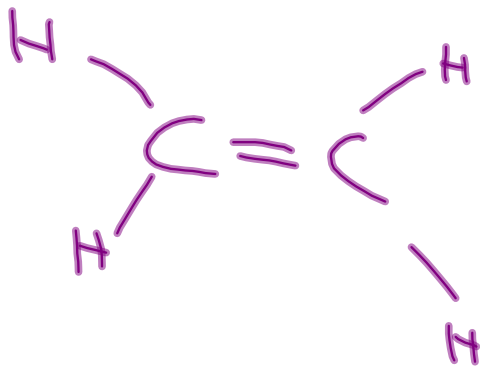


Exemple : Vérifie la $\Delta\text{ÉN}$ de la liaison C-Cl dans CCl_4 pour vérifier si c'est covalent, dessine ensuite le diagramme de Lewis correspondant

$$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Cl} \\ 3,16 - 2,55 = 0,61 \rightarrow \text{covalent (Polaire)} \end{array}$$



Ex.2 Dessine la structure de Lewis correspondant à la liaison covalente molécule contenant deux atomes de carbone liés ensemble et dont chacun de ceux-ci sont liés à 2 atomes d'hydrogène.



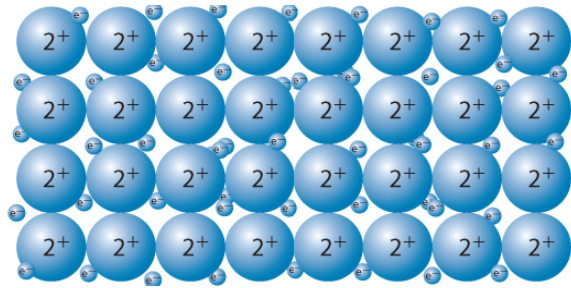
Liaison métallique

non métaux avec non métaux : liaison covalente

non métaux avec métaux : liaison ionique

métaux avec métaux : ??

La liaison métallique consiste en des ions métalliques organisés en réseau entourés de leurs électrons de valence délocalisés (libres).

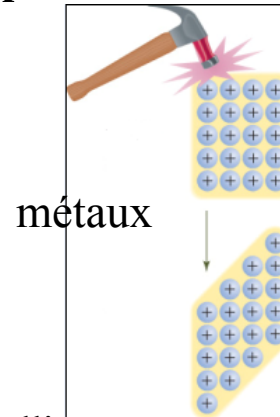


force d'attraction électrostatique entre les ions métalliques et les électrons délocalisés.

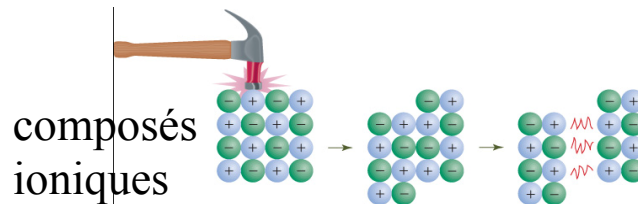
Propriétés des métaux

malléable et **ductile**

Avec de la pression, ils peuvent prendre et reprendre n'importe quelle forme et aussi se faire tirer en fil



Parce que lorsqu'on exerce de la pression les ions métalliques peuvent «glisser» les uns sur les autres sans briser plus de liaisons qu'ils en font. (contrairement aux composés ioniques)



Pourquoi les métaux sont plus malléables lorsqu'ils sont plus chauds ?

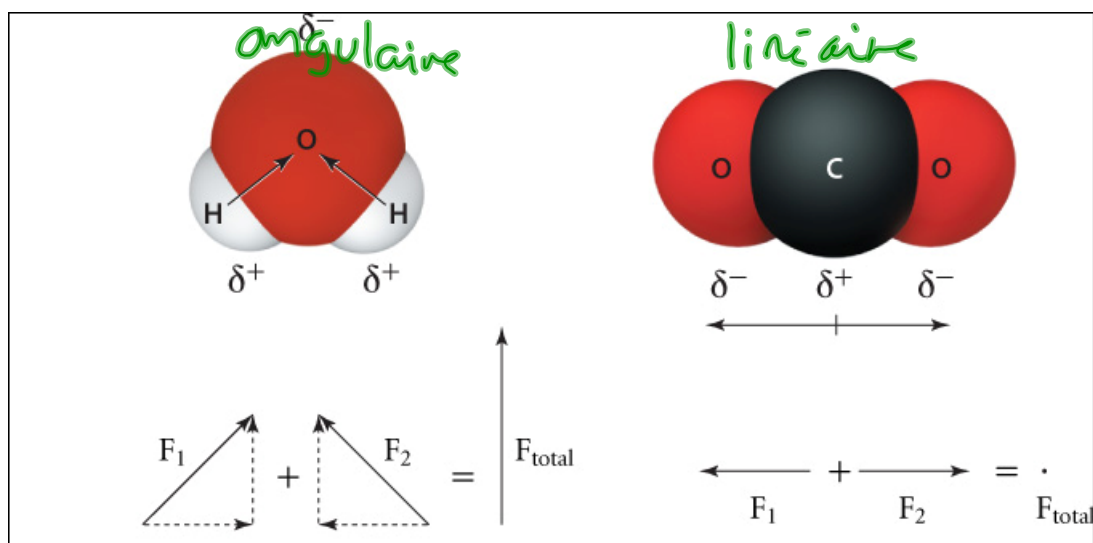
Propriétés

Propriétés	Composé ionique	Composé covalent	métaux
État à la t° ambiante	Solide cristallin	Liquide, gazeux ou solide	solide sauf Hg
Point de fusion	Élevé	Peu élevé	varie, assez élevé
Conductivité électrique à l'état liquide	Oui	Non	oui et à l'état solide
Solubilité dans l'eau	La plupart sont très solubles	La plupart sont peu solubles	non, soluble dans autres métaux (alliages)
Conductivité électrique en solution dans l'eau	Oui	Généralement : non	non soluble dans l'eau oui pour les alliages

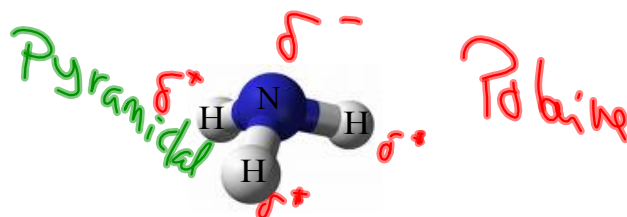
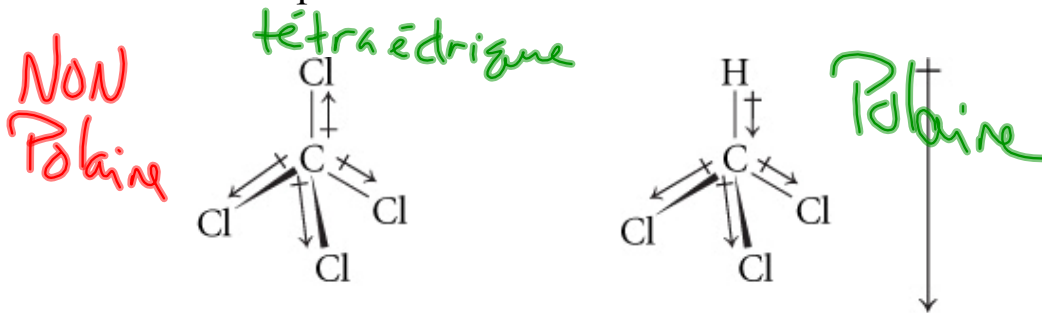
Molécules polaires

Pour qu'une molécule soit polaire, elle doit remplir 2 conditions :

- elle doit contenir au moins une liaison polaire
- la forme doit permettre l'asymétrie de la répartition des charges partielles



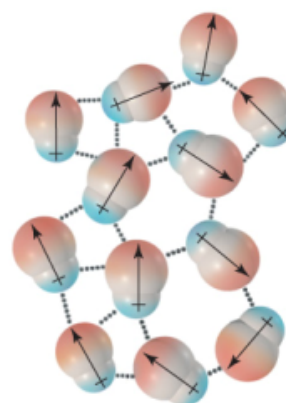
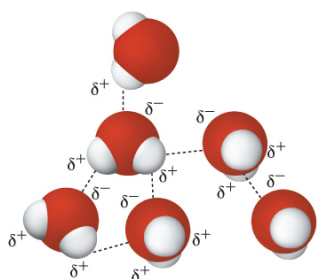
Polaire ou non polaire?



Propriétés des molécules polaires

Les molécules polaires, ayant des charges partielles, vont s'attirer les une avec les autres, ayant donc une tendance à «se tenir» plus que les molécules non polaires. Donc, les points d'ébullition et de fusion des molécules polaires sont généralement plus haut que ceux des molécules non polaires.

Par exemple, CO_2 , non polaire, est un gaz à température ambiante. H_2O , polaire, est un liquide à température ambiante.



Devoir
p. 81 à 86
nos 7 à 9, 11 à 13
+
p. 94 nos 1 à 6

DEVOIR

Activité modèles moléculaires

1. Construire les molécules suivantes à l'aide des pièces mentionnées :

- 120° BH_3 : 1 Be3, 3 Bl1 + 3 liens courts gris
- 180° BeCl_2 : 2 V1, 1 G2 + 2 liens courts gris
- 109.5° CCl_4 : 1 N4, 4 V1 + 4 liens courts gris (109.5°)
- 180° CO_2 : 1 N4, 2 R2 + 4 liens longs gris
- 105° H_2O : 1 R2, 2 Bl1 + 2 liens courts gris
- H_2O^* : 1 R4, 2 Bl1 + 2 liens courts gris et
2 «ballons» beiges
- 107° NH_3 : 1 B3, 3 Bl1 + 3 liens courts gris
- NH_3^* : 1 B4, 3 Bl1 + 3 liens courts gris et
1 «ballon» beige

2. Répondre aux questions suivantes :

a) à l'aide d'un rapporteur d'angle, estime la valeur de l'angle atome₁-atome central-atome₂ et regroupe-les selon ces valeurs.

b) Compare NH_3 et BH_3 (similitudes et différences).
Explique tes réponses

c) Compare CCl_4 , NH_3^* et H_2O^* (similitudes et différences).
Explique tes réponses. À quelle molécule ressemblerait l'ion NH_4^+ ?

Quelles stratégies est-ce que vous utilisez pour déterminer la formule chimique d'un composé ionique?

a) Li et F b) K et O
c) Be et F d) Ca et S
e) Al et O f) Na et P
g) Mg et N h) Ga et As

Il y a différentes stratégies que vous pouvez employer mais il faut être capable de déterminer la charge des ions.

Voici huit combinaisons. Détermine la formule résultante et le nom du composé.

a) Li et F

b) K et O

c) Be et F

d) Ca et S

e) Al et O

f) Na et P

*Na₃P
Phosphure de Sodium*

g) Mg et N

h) Ga et As

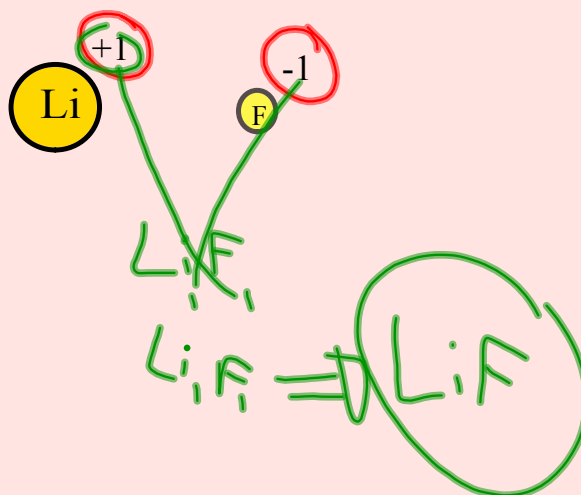
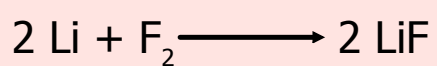
*nitruure de magnésium
Mg₃N₂*

*arseniure de gallium
GaAs*

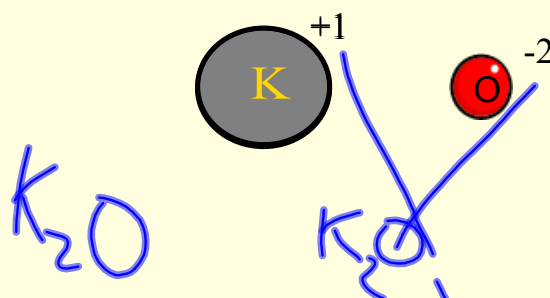
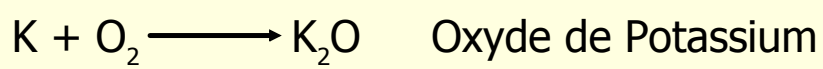
Famille I et Famille VII



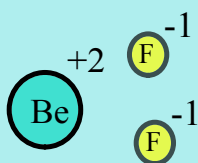
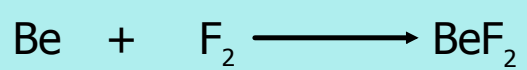
Fluorure de Lithium
Anion (ure) de Cation



Famille I et Famille VI

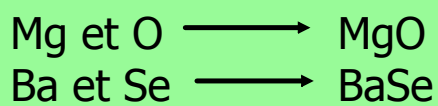
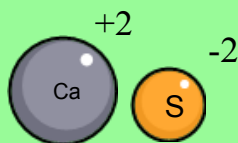


Famille II et Famille VII

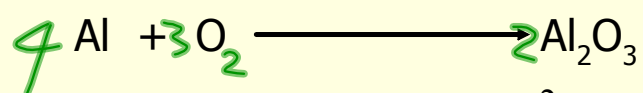


fluorure de béryllium

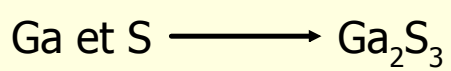
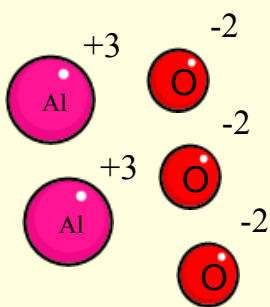
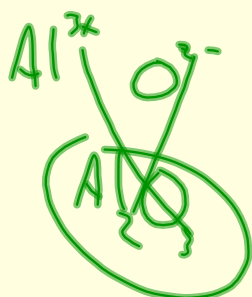
Famille II et Famille VI



Famille III et Famille VI

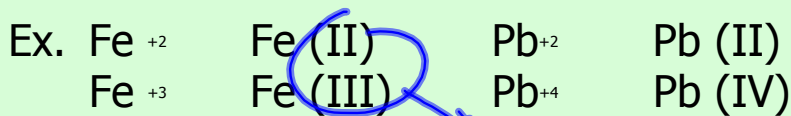


Oxyde D'Aluminium



Éléments de Transition

→ possède des degrés d'oxydation multiples



Notation de Stock

exemples de composés avec les éléments de transition

Fe(III) et O



Mn(V) et Cl



Pb(IV) et S



Zn(II) et N



Cu (I) et P



Fe (II) et S



Ajoutez à vos notes la stratégie pour écrire la formule et le nom du composé.

Table 1: Cations (Charge +1) IONS POLYATOMIQUES

Ion	Structure 2-D	Representation 3-D
Ammonium NH_4^+		

Table 2: Anions (Charge -1)

Ion	Structure 2-D	Representation 3-D
Bicarbonate HCO_3^-		
Cyanure CN^-		
Sulfate d'hydrogène HSO_4^-		
Hydroxyde OH^-		
Nitrate NO_3^-		
Nitrite NO_2^-		
Perchlorate ClO_4^-		
Permanganate MnO_4^-		

acétate

CH_3COO^-

Table 3: Anions (Charge -2)

Ion	Structure 2-D	Representation 3-D
Carbonate CO_3^{2-}		
Chromate CrO_4^{2-}		
Bichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$		
Phosphate d'hydrogène HPO_4^{2-}		
Sulfate SO_4^{2-}		
Sulfite SO_3^{2-}		
Thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$		

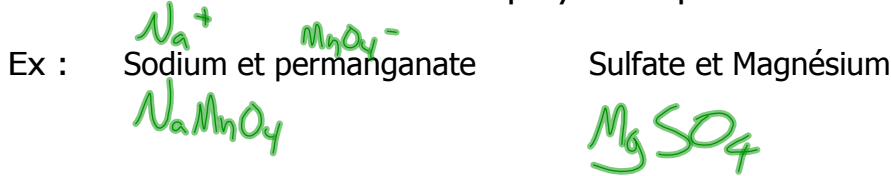
Table 4: Anions (Charge -3)

Ion	Structure 2-D	Representation 3-D
Phosphate PO_4^{3-}		

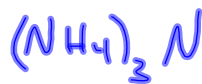
Qu'est-ce que c'est un ion polyatomique?

espèce chimique ayant une charge provenant de la perte ou du gain de un ou plusieurs électrons contenant 2 ou + atomes liés de façon covalente.

Formule et nomenclature d'un composé ionique qui contient un ion polyatomique.



Ammonium et azote
 NH_4^+ N^{3-}



nitrate d'ammonium

Baryum et Phosphate
 Ba^{2+} PO_4^{3-}



Phosphate de baryum

Ca et NO_3^-



Nitrate de calcium

Ag(I) et ClO_4^-



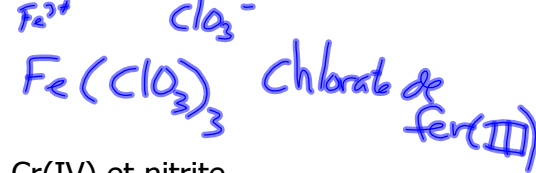
Perchlorate d'argent (I)

OH^- et $Pb(IV)$

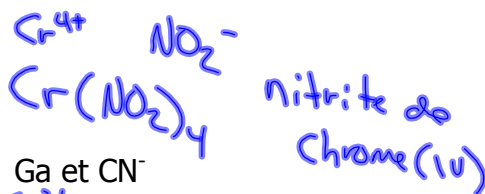


hydroxide de plomb (IV)

Fer(III) et Chlorate
 Fe^{3+} ClO_3^-



Cr(IV) et nitrite
 Cr^{4+} NO_2^-



Ga et CN^-



cyanure de gallium

Al et $Cr_2O_7^{2-}$



dichromate d'aluminium

$Mn(IV)$ et SO_3^{2-}



Sulfite de manganèse(IV)

hypo — ite 2 oxygènes de moins ClO^- hypochlorite
 — ite 1 Oxygène de moins ClO_2^- chlorite
 — ate + ClO_3^- chlorate
 Per — ate 1 oxygène de plus ClO_4^- perchlorate

Nomenclature des composés covalents

Quand on nomme les composés covalents, on doit utiliser des préfixes pour décrire le partage.

nb d'atomes	Préfixe
1	mono
2	di
3	tri
4	tétra
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	octa
9	nona
10	déca

Par exemple,

NO Monoxyde d'azote
 NO_2 Dioxyde
 N_2O_3 trioxyde de diazote
 N_2O_5 Pentaoxyde de diazote

oxyde d'azote (II)
 oxyde d'azote (IV)
 oxyde d'azote (III)
 oxyde d'azote (V)

P. 99-105

n°s 16 à 24

Sauf 21b et 21d
et 22