

# STRUCTURE DE LA MATIERE

## I. LES ATOMES :

Par différentes transformations (physiques ou chimiques) et par différents traitements (spectroscopies diverses, Résonance Magnétique Nucléaire, diffraction par rayons X, ...) qu'on fait subir à la matière, on est conduit à proposer des *modèles* qui rendent compte le plus fidèlement possible des caractéristiques concernant la structure de la matière .

*Un MODELE ne peut jamais traduire l'ensemble de la réalité.*

### 1. L'atome d'hydrogène

Principaux constituants des atomes :

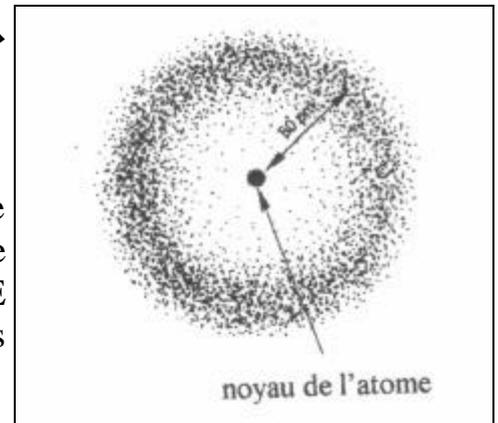
PARTICULE	découverte par	CHARGE	MASSE
ELECTRON : $e^-$	Crookes (1900)	$q_e = - 1,6. 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 0,91. 10^{-30} \text{ kg}$
PROTON : $p$	Thompson (1897)	$q_p = + 1,6. 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,672. 10^{-27} \text{ kg}$
NEUTRON : $n$	Chadwick (1932)	$q_n = 0$	$m_n = 1,671. 10^{-27} \text{ kg}$ $m_n$ très voisin de $m_p$

- Le noyau est constitué d'un proton et l'électron  $e^-$  gravite autour du noyau tout en tournant sur lui-même .

- L'atome est électriquement NEUTRE et la masse de l'atome est concentrée dans le noyau (la masse de l' $e^-$  est négligeable par rapport à celle du noyau)

- La structure de l'atome est dite «*lacunaire*» puisque l'électron est très loin du noyau .  
(rayons : atome  $R_a = 5.10^{-2} \text{ nm}$  et noyau  $R_n = 5.10^{-7} \text{ nm}$ )

- L'électron ne se déplace pas sur une trajectoire fixe et déterminée : on définit par contre sa probabilité de présence d'occuper une région donnée : c'est le NUAGE ELECTRONIQUE : il représente l'ensemble des positions susceptibles d'être occupées par l'électron.



### 2. Structure des autres atomes

Les atomes sont composés d'un noyau (chargé +) et d'électrons qui gravitent autour (chargés -). L'ATOME, dans son ensemble, EST ELECTRIQUEMENT NEUTRE.

**2.A. Le noyau** : il est constitué de NUCLEONS : PROTONS et NEUTRONS

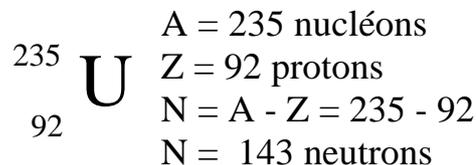
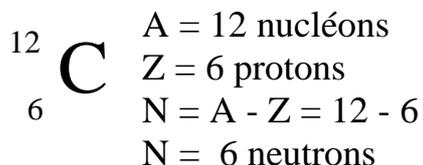
- *Représentation symbolique* :

**A** : nombre de masse :  $A = Z + N$

**Z** : numéro atomique : il représente le nombre de protons

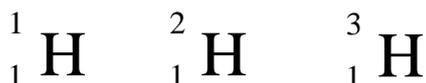


Exemples :



- **Elément chimique** : il y a 92 éléments naturels + quelques éléments artificiels : à chaque élément correspond un numéro atomique Z.

- **Isotopes** d'un même élément : ce sont des atomes pour lesquels Z est identique, mais A est différent :  $A = Z + N$ , donc c'est le nombre de neutrons qui change.



## 2.B. Structure électronique des atomes :

- **Niveaux d'énergie** (couches électroniques) : si on veut arracher un  $e^-$  à un atome, il faut lui fournir de l'énergie :

- \* les  $e^-$  des atomes ne sont pas tous liés de la même manière (les  $e^-$  éloignés du noyau sont plus facile à arracher)
- \* les  $e^-$  d'un atome se répartissent sur des niveaux d'énergie ou couches électroniques.
- \* chaque couche est caractérisée par un nombre quantique n (nombre entier positif) :

- **Remplissages des couches** :

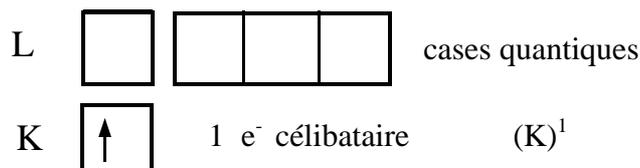
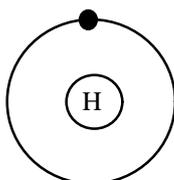
Valeur de n	1	2	3	4	5	6	7
Lettre désignant la couche	K	L	M	N	O	P	Q

- \* le nombre maximum d' $e^-$  par niveau d'énergie est  $2n^2$
- \* le remplissage se fait de façon progressive (n petit vers n grand)  
Au début le remplissage est simple ; à partir de la 3<sup>ème</sup> couche il y a des anomalies de remplissage (à cause de l'existence de sous-couches)
- \* doublet d' $e^-$  et  $e^-$  célibataires : c'est le nombre d' $e^-$  célibataires dans un atome qui définit ses propriétés chimiques. C'est le modèle de LEWIS (chimiste américain : 1875-1946) qui rend le mieux compte de cette réalité.

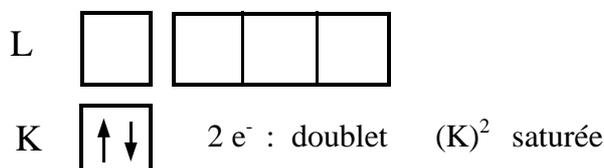
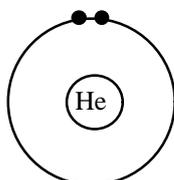
- **Configuration électronique des premiers atomes** :

\* Z = 1 Hydrogène

ATTENTION : le cercle représente la couche (niveau d'énergie). Ce n'est pas une orbite.



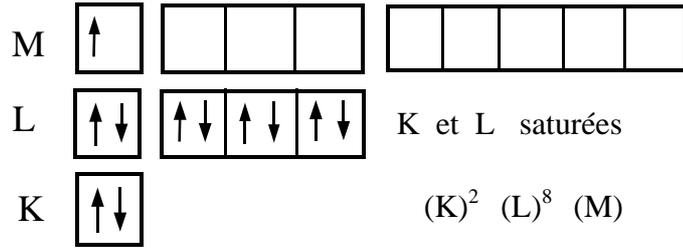
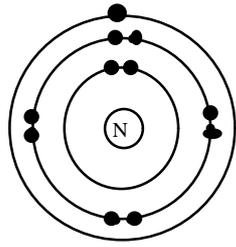
\* Z = 2 Hélium



* Z = 3	Lithium		L		1 e <sup>-</sup> célibataire (K) <sup>2</sup> (L) <sup>1</sup>
* Z = 4	Beryllium		L		2 e <sup>-</sup> célibataires (K) <sup>2</sup> (L) <sup>2</sup>
* Z = 5	Bore		L		3 e <sup>-</sup> célibataire (K) <sup>2</sup> (L) <sup>3</sup>
* Z = 6	Carbone		L		4 e <sup>-</sup> célibataire (K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>
* Z = 7	Azote		L		3 e <sup>-</sup> célibataires (K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>
* Z = 8	Oxygène		L		2 e <sup>-</sup> célibataires (K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>
* Z = 9	Fluor		L		1 e <sup>-</sup> célibataire (K) <sup>2</sup> (L) <sup>7</sup>
* Z = 10	Néon		L		K et L saturées (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>

Sous-couche « d » qui se remplit par après :  
c'est elle qui détermine les 10 colonnes dans le

\*  $Z = 11$



Le remplissage des 2 premières sous-couches de M se fera de la même manière que pour celles de la couche L. (cf. tableau récapitulatif)

### 3. Classification périodique des éléments :

**3.A. Historique :** c'est MENDELEEV qui a proposé une classification selon deux critères :

- classement par masse atomique croissante
- dans une même colonne les atomes ont des propriétés chimiques analogues.

*Tableau périodique simplifié à 8 colonnes*

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	hydrogène  ${}^1_1\text{H}$							hélium  ${}^4_2\text{He}$
2	lithium  ${}^7_3\text{Li}$	béryllium  ${}^9_4\text{Be}$	bore  ${}^{11}_5\text{B}$	carbone  ${}^{12}_6\text{C}$	azote  ${}^{14}_7\text{N}$	oxygène  ${}^{16}_8\text{O}$	fluor  ${}^{19}_9\text{F}$	néon  ${}^{20}_{10}\text{Ne}$
3	sodium  ${}^{23}_{11}\text{Na}$	magnésium  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$	aluminium  ${}^{27}_{13}\text{Al}$	silicium  ${}^{28}_{14}\text{Si}$	phosphore  ${}^{31}_{15}\text{P}$	soufre  ${}^{32}_{16}\text{S}$	chlore  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$	argon  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$
4	potassium  ${}^{39}_{19}\text{K}$	calcium  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$		germanium  ${}^{72}_{32}\text{Ge}$	arsenic  ${}^{75}_{33}\text{As}$		brome  ${}^{80}_{35}\text{Br}$	krypton  ${}^{84}_{36}\text{Kr}$
5							iode  ${}^{127}_{53}\text{I}$	xénon  ${}^{131}_{54}\text{Xe}$

### 3.B. Principe de la classification actuelle :

- \* les éléments sont classés par numéro atomique  $Z$  croissant
- \* les éléments qui se retrouvent dans une même colonne possèdent la même configuration électronique de la couche externe.
- \* chaque ligne du tableau correspond à une "période" (remplissage d'une couche ou niveau d'énergie)

Par exemple : un élément situé dans la 3<sup>ème</sup> ligne possède 3 couches d'  $e^-$  .

- \* colonne VIII ou O : couche externe SATURÉE : aucune réactivité chimique. Ce sont les gaz rares ou inertes :

He (couche externe saturée à 2  $e^-$ )

Ne (couche externe saturée à 8  $e^-$ )

Ar (couche externe saturée à 8  $e^-$ )

### 3.C. Réactivité chimique :

- \* ce qui caractérise la réactivité et les propriétés chimiques d'un atome, c'est le nombre d'  $e^-$  de sa couche externe.
- \* tous les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'  $e^-$  sur la couche externe, donc les mêmes propriétés chimiques. Le nombre d'  $e^-$  de la couche externe représente le numéro de la colonne : 5  $e^-$  sur la couche ext. ==> Colonne V .
- \* tous les atomes ont tendance à acquérir la configuration électronique stable (couche externe saturée) du gaz rare le plus proche dans la classification périodique des éléments : c'est la REGLE de l'OCTET.

## II. LES MOLECULES / LIAISON COVALENTE

### 1. Généralités :

#### 1.A. La liaison covalente :

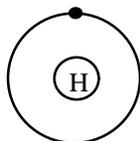
Elle résulte de la mise en commun entre 2 atomes d'une ou plusieurs paires d'  $e^-$  : chaque atome fournit un  $e^-$  par doublet mis en commun.

Les atomes se lient entre eux pour saturer leur couche externe et acquérir une stabilité chimique (règle de l'octet).

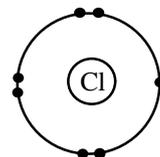
1.B. Valence d'un atome : c'est le nombre de doublets d'  $e^-$  que l'atome peut partager avec un autre atome.

**Hydrogène**

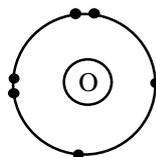
Valence : 1



**Chlore** : couche externe : il manque 1  $e^-$  pour saturer la couche externe ==> Valence : 1

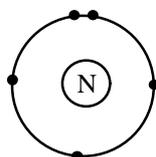


**Oxygène** : couche externe : il manque 2  $e^-$  pour saturer la couche externe ==> Valence : 2



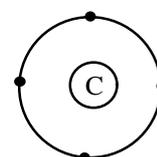
**Azote** :

Valence : 3



**Carbone**

Valence : 4



## 2. Liaison de covalence SIMPLE

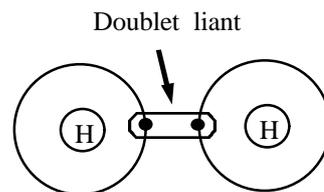
### 2.A. Définition :

Une LIAISON COVALENTE SIMPLE résulte de la mise en commun entre deux atomes d'1 seule paire d' $e^-$ . Chaque atome fournit un  $e^-$ .

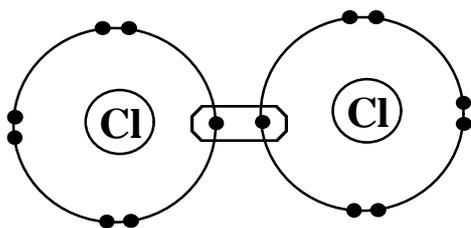
### 2.B. Exemples :

- Molécule de dihydrogène :  $H_2$

Après mise en commun, chaque atome possède 2  $e^-$  :  
pour chaque atome la couche externe est saturée  
==> la molécule de dihydrogène est chimiquement stable :



- Molécule de dichlore :  $Cl_2$



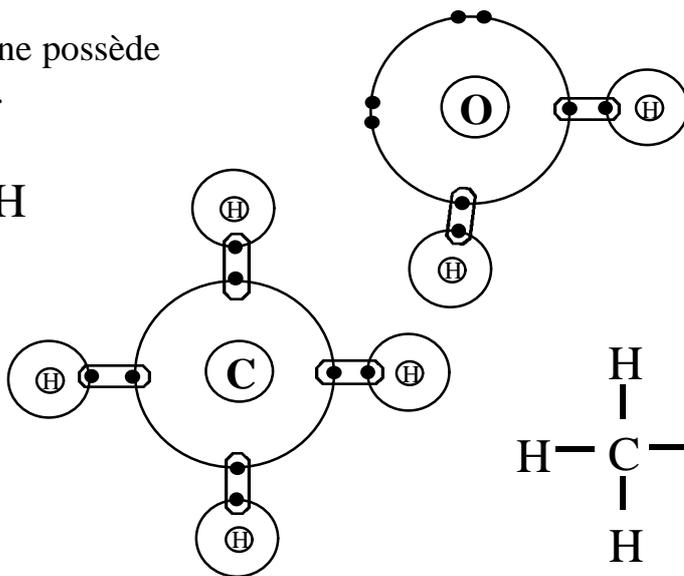
Après mise en commun, chaque atome possède 8  $e^-$  ; pour chaque atome, la couche externe est saturée :  
- 3 doublets non liants  
- 1 doublet liant

La molécule de dichlore est chimiquement stable :



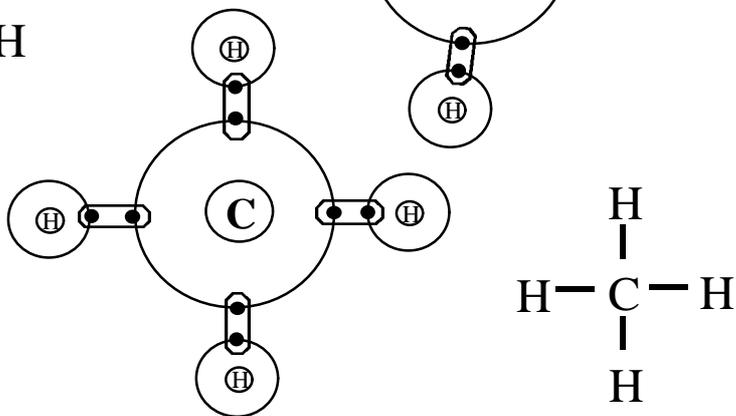
- Molécule d'eau :  $H_2O$

Deux liaisons simples : l'atome d'oxygène possède 2 doublets non liants et 2 doublets liants.

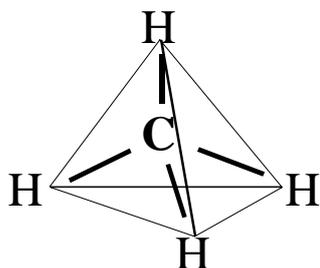


- Molécule de méthane :  $CH_4$

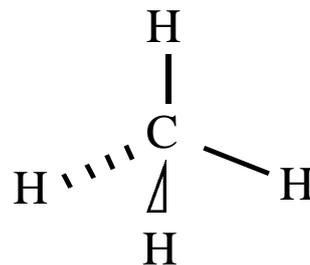
La valence du Carbone est 4 :  
il va partager 4 doublets avec  
4 atomes d'hydrogène  
==> 4 liaisons simples :



Géométrie de la molécule : un atome de C qui donne 4 liaisons simples est un CARBONE TETRAEDRIQUE : L'atome de C occupe le centre d'un tétraèdre et à chaque sommet se trouve un atome H.



Les angles valent  $\widehat{HCH} = 109^\circ 28'$



### 3. Liaison de covalence DOUBLE

#### 3.A. Définition :

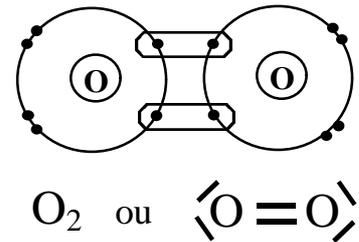
Une LIAISON COVALENTE DOUBLE résulte de la mise en commun entre deux atomes de deux paires d'  $e^-$  . Chaque atome fournit un  $2 e^-$  .

#### 3.B. Exemples :

\* Molécule de dioxygène :  $O_2$

Après mise en commun de 2 paires d'  $e^-$   
chaque atome O possède  $8 e^-$  :

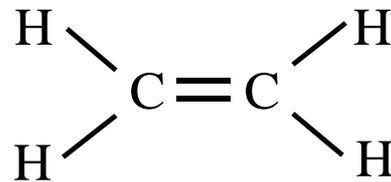
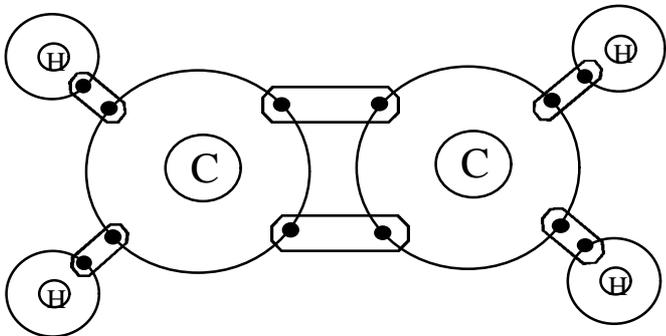
- 2 doublets non liants
- 2 doublets liants (liaison double)



\* Molécule d'éthène :  $C_2H_4$

Chaque carbone C donne : - 2 liaisons simples C — H  
- 1 liaison double C = C

Un atome de Carbone C qui donne 1 liaison double et 2 liaisons simples est un CARBONE PLAN : la molécule est plane.



Molécule plane et parfaitement

$$\widehat{HCH} = \widehat{HCC} = 120^\circ$$

### 4. Liaison de covalence TRIPLE

#### 4.A. Définition :

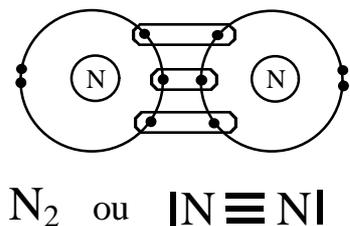
Une LIAISON COVALENTE TRIPLE résulte de la mise en commun entre deux atomes de trois paires d'  $e^-$  . Chaque atome fournit un  $3 e^-$  ( $1 e^-$  par paire mise en commun) .

#### 4.B. Exemples :

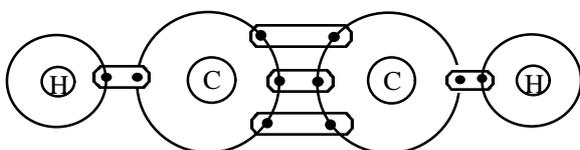
\* Molécule de diazote :  $N_2$

Après mise en commun chaque atome d'azote N possède  $8 e^-$  (couche externe saturée) :

- 3 doublets liants (triple liaison)
- 1 doublet non liant



\* Molécule d'éthyne :  $C_2H_2$



Géométrie de la molécule :

Un atome de C qui donne une liaison triple et une liaison simple est un CARBONE LINEAIRE : la molécule est linéaire



### III. LES IONS / LA LIAISON IONIQUE

#### 1. Formation des ions :

Certains atomes ont tendance à gagner ou perdre 1 ou plusieurs  $e^-$  pour saturer la couche externe (règle de l'octet).

Les atomes deviennent alors des IONS.

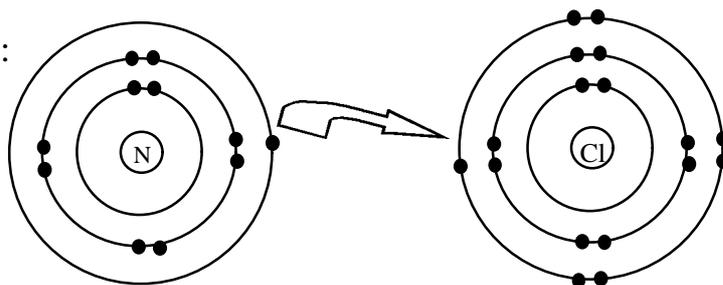
- atome qui perd des  $e^-$  : il devient CATION  $\oplus$
- atome qui gagne des  $e^-$  : il devient ANION  $\ominus$

#### 2. Liaison ionique :

**2.A Définition :** elle résulte de l'attraction électrostatique entre anions et cations.

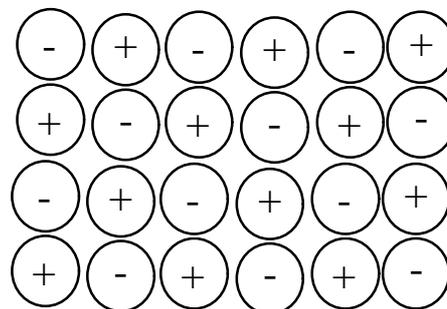
**2.B. Exemple :** Chlorure de sodium

- \* atome de sodium :  $(K)^2 (L)^8 (M)^1$  :  
Na va perdre 1  $e^-$   $\implies$  couche externe saturée :  $(K)^2 (L)^8$   
 $\implies$  ainsi Na est devenu  $Na^+$ .
- \* atome de chlore :  $(K)^2 (L)^8 (M)^7$  :  
Cl va gagner cet  $e^-$   $\implies$  couche externe saturée  $(K)^2 (L)^8 (M)^8$   
 $\implies$  ainsi Cl est devenu  $Cl^-$ .



#### 2.C. Structure du solide :

- \* c'est un un assemblage régulier, un empilement de cations et d'anions
- \* la liaison entre les ions est d'origine électrostatique, ce qui explique la grande cohésion de ce genre de composé (cristal ionique)
- \* la plus petite parcelle de cristal solide s'appelle une MAILLE ELEMENTAIRE : le chlorure de sodium cristallise dans une structure Cubique Faces Centrées
- \* le composé ionique est globalement électriquement NEUTRE :  
 $\Sigma$  charges positives =  $\Sigma$  charges négatives



#### 2.D. Exemples :

- \* ANIONS : chlorure :  $Cl^-$       oxyde :  $O^{2-}$       sulfure :  $S^{2-}$   
Nitrate :  $NO_3^-$       Hydrogénocarbonate :  $HCO_3^-$   
Sulfate :  $SO_4^{2-}$       Carbonate :  $CO_3^{2-}$   
Phosphate :  $PO_4^{3-}$
- \* CATIONS :  $Na^+, K^+$  (colonne I) ;  $Mg^{2+}, Ca^{2+}$  (colonne II) ;  $Al^{3+}$  (colonne III)  
 $Ag^+, Cu^{2+}, Fe^{2+}$  et  $Fe^{3+}, Zn^{2+}, Pb^{2+}$
- \* COMPOSES IONIQUES : écriture ionique et écriture statistique  
 $(Al^{3+} + 3 Cl^-) / AlCl_3$       Chlorure d'aluminium  
 $(2 Na^+ + SO_4^{2-}) / Na_2SO_4$       Sulfate de sodium  
 $(2 Al^{3+} + 3 SO_4^{2-}) / Al_2(SO_4)_3$       Sulfate d'aluminium  
 $(Ca^{2+} + 2 NO_3^-) / Ca(NO_3)_2$       Nitrate de calcium  
 $(Na^+ + HCO_3^-) / NaHCO_3$       Hydrogénocarbonate de sodium