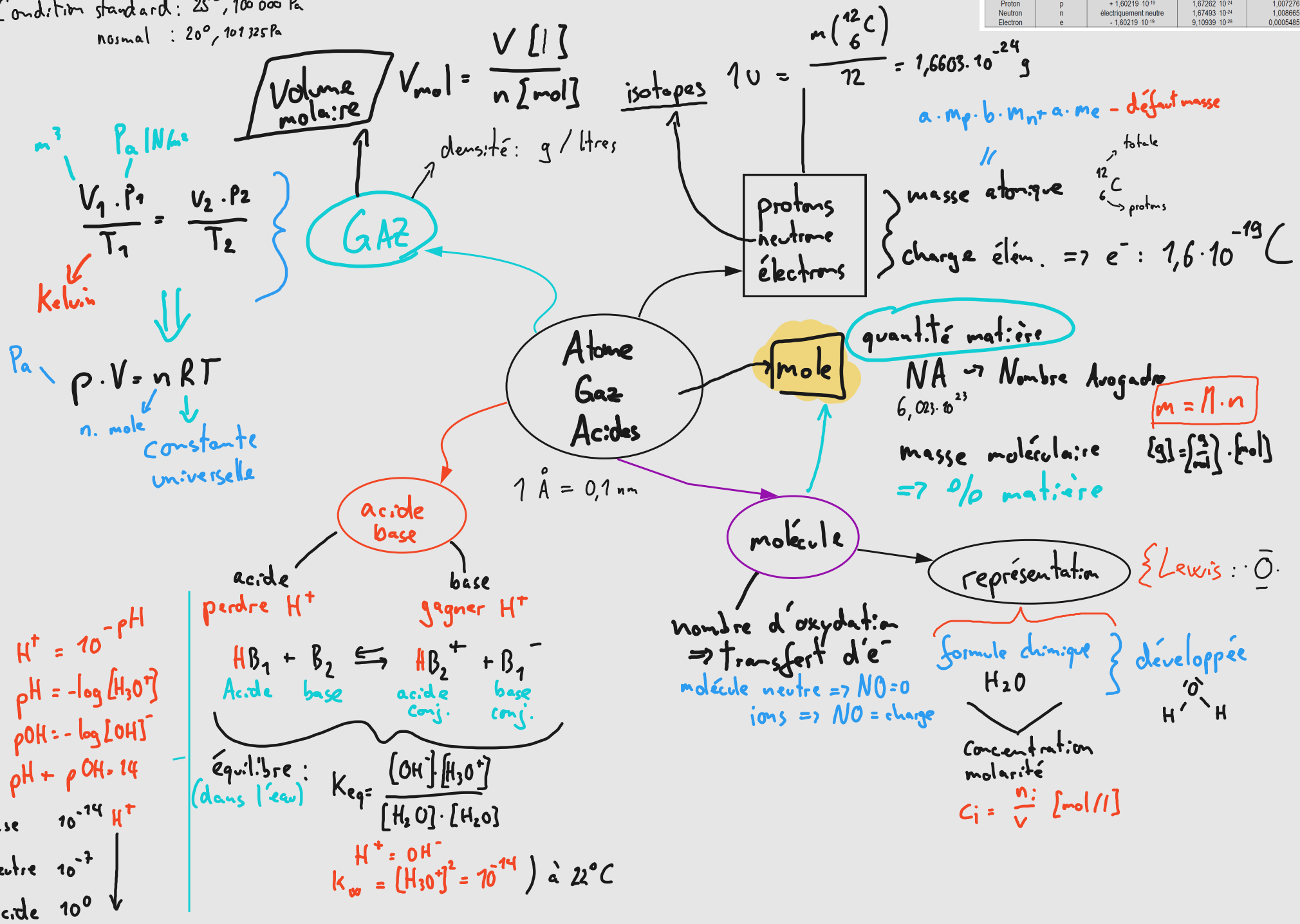


Condition standard: 25°, 100 000 Pa  
 normal : 20°, 101 325 Pa

| particule | symbole | charge [C]                    | masse [g]                   | masse [u]  |
|-----------|---------|-------------------------------|-----------------------------|------------|
| Proton    | p       | + 1,60219 · 10 <sup>-19</sup> | 1,67262 · 10 <sup>-24</sup> | 1,007276   |
| Neutron   | n       | électriquement neutre         | 1,67493 · 10 <sup>-24</sup> | 1,008665   |
| Electron  | e       | - 1,60219 · 10 <sup>-19</sup> | 9,10939 · 10 <sup>-28</sup> | 0,00054858 |



Planck:  $h = 6,62608 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

$1 \text{ eV} = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$E = h \cdot f$   
 $E = m \cdot c^2$

$f = \frac{c}{\lambda}$

longueur onde  $\lambda$  [m]  
amplitude  $A$  [ $\frac{\text{W}}{\text{m}^2}$ ]  
vitesse  $c$  [m/s]  
fréquence  $f$  [Hz]  
intensité  $I \approx A^2$

liaisons  
covalent  
ionique  
métallique

rayon

$r \uparrow$  dans groupe  $\Delta_{n=7}^{n=7} e^-$   $E_{ion} \downarrow$   
 $r \downarrow$  dans période  $\Delta_{n=7}^{n=7} e^-$   $E_{ion} \uparrow$

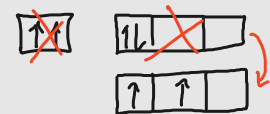
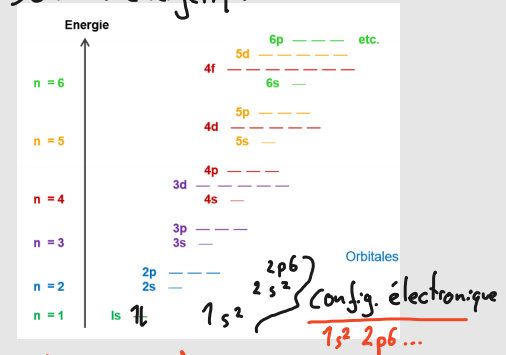
Atomes et modèles

$e^-$

$E_e = m_e \cdot v_e^2$   
 $E_e = h \cdot f$   
 $v_e = \lambda_e \cdot f_e$

$\lambda_e = \frac{h}{m_e \cdot v_e}$   $h = 6,6267 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$   
 $m$  [kg]  
 $v$  [m/s]

Schéma énergétique

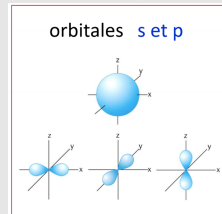


Structure électronique

modèles

Bohr

Orbitales s, p, d, f = probabilité  $e^-$  90%



nbr quantique

- 1: principale  $n = 1, 2, \dots, 7$  couches
- 2: secondaire  $l = 0, 1, 2, 3$  orbitale  
s p d f
- 3: magnétique  $m = -l, 0, +l$  orientation orbitale  
x y z
- 4: spin  $s = +1/2, -1/2$

NOMBRES QUANTIQUES ET ORBITALES  $\max e^- = 2 \cdot n^2$

| n | l | m           | Orbitalbezeichnung                                                                         | max. e <sup>-</sup> Zahl |
|---|---|-------------|--------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------|
| 1 | 0 | 0           | 1s                                                                                         | 2                        |
| 2 | 0 | 0           | 2s                                                                                         | 2                        |
| 3 | 1 | -1 0 1      | 2p <sub>x</sub> 2p <sub>y</sub> 2p <sub>z</sub>                                            | 6                        |
| 3 | 0 | 0           | 3s                                                                                         | 2                        |
| 4 | 1 | -1 0 1      | 3p <sub>x</sub> 3p <sub>y</sub> 3p <sub>z</sub>                                            | 6                        |
| 4 | 2 | -2 -1 0 1 2 | 3d <sub>xy</sub> 3d <sub>xz</sub> 3d <sub>yz</sub> 3d <sub>z^2</sub> 3d <sub>x^2-y^2</sub> | 10                       |
| 4 | 0 | 0           | 4s                                                                                         | 2                        |
| 5 | 1 | -1 0 1      | 4p <sub>x</sub> 4p <sub>y</sub> 4p <sub>z</sub>                                            | 6                        |
| 5 | 2 | -2 -1 0 1 2 | 4d <sub>xy</sub> 4d <sub>xz</sub> 4d <sub>yz</sub> 4d <sub>z^2</sub> 4d <sub>x^2-y^2</sub> | 10                       |
| 5 | 0 | 0           | 5s                                                                                         | 2                        |
| 6 | 1 | -1 0 1      | 5p <sub>x</sub> 5p <sub>y</sub> 5p <sub>z</sub>                                            | 6                        |
| 6 | 2 | -2 -1 0 1 2 | 5d <sub>xy</sub> 5d <sub>xz</sub> 5d <sub>yz</sub> 5d <sub>z^2</sub> 5d <sub>x^2-y^2</sub> | 10                       |
| 6 | 0 | 0           | 6s                                                                                         | 2                        |
| 7 | 1 | -1 0 1      | 6p <sub>x</sub> 6p <sub>y</sub> 6p <sub>z</sub>                                            | 6                        |
| 7 | 2 | -2 -1 0 1 2 | 6d <sub>xy</sub> 6d <sub>xz</sub> 6d <sub>yz</sub> 6d <sub>z^2</sub> 6d <sub>x^2-y^2</sub> | 10                       |
| 7 | 0 | 0           | 7s                                                                                         | 2                        |



Hydrogène  
Emission (↑) Absorption  
lignes spectrales  
l'e<sup>-</sup> émet des rayons quand il descend de couche  
Lyman Balmer Paschen  
 $m=2,3,4 \rightarrow n=1$   $3,4 \dots \rightarrow n=2$   $4,5,6 \dots \rightarrow n=3$   
 $\lambda \Rightarrow$  UV Visible IR  
 $\frac{1}{\lambda} = R_{\infty} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$   $E = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda}$   
 $R_{\infty} = 1,097373 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

énergie la plus faible  
Gaz nobles

Pour les groupes principaux surtout (C, N, O)  
halogènes (F, Cl, Br)  
[I, At]

règles de l'octet : 8

mésomérie

= modifications des liaisons double (saut électrons)

liaison  $\sigma$  et  $\pi$

hybridation

Liaisons

Covalentes

non métal  $\longleftrightarrow$  non métal  
 $\Rightarrow$  liaison de paire d'électron  $\rightarrow$  spin anti-parallèle

Lewis H-H

liaison double  
triple  $\left\{ \begin{array}{l} \text{O}=\text{O} \\ \text{N}\equiv\text{N} \end{array} \right\}$  taille liaison petit fort

Nombre liaisons

nombre  $e^-$  non liés  
nombre  $e^-$  de liaison =  $+8 \cdot \text{nombre tous atomes/ions}$   
(Bdge)  
- nbr total  $e^-$  valence (tous atomes)  
 $\Rightarrow e^-$  qui forment des liaisons

Structure Spaciale

1. Bdge  $e^-$
2. Atome central
3. n Paar  $e^-$
4. nuage atome central

Une distinction est faite entre les cas suivants:

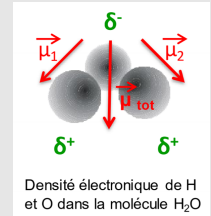
|                                                                |                                                                                   |                                                                                     |
|----------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| 2 Nuages d'électrons $\Rightarrow$ structure linéaire          | (Exp: $\text{BeCl}_2$ , $\text{HgCl}_2$ , $\text{CO}_2$ )                         |  |
| 3 Nuages d'électrons $\Rightarrow$ structure trigonal-planaire | (Exp: $\text{BF}_3$ , $\text{H}_2\text{CO}$ , $\text{O}_3$ )                      |  |
| 4 Nuages d'électrons $\Rightarrow$ structure tétraédrique      | (Exp: $\text{CH}_4$ , $\text{NH}_3$ , $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{SO}_4^{2-}$ ) |  |

Ex  $\left\{ \begin{array}{l} \text{O}=\text{C}=\text{O} \\ \text{O}=\text{C}=\text{O} \end{array} \right\}$  nuage  
1. 4 liaisons  
3.  $e^-$  non liant de C = O

EN

atome compact  
grand EN

moment dipolaire



$\vec{\mu} = q \cdot d$   
 $q = (\delta+) - (\delta-) = \% \text{ ionique} \cdot q_{\text{elem}}$   
 $d = \text{longueur [cm]}$   
 $\Downarrow$   
caractère ionique

LE MODELE DES ORBITALES - LA LIAISON  $\sigma$  ET  $\pi$

- Les ondes sont superposables (addition ou soustraction des amplitudes)
- Liaison  $\sigma$  se forment par recouvrement de:
  - deux orbitales s  $\rightarrow$  liante  $\sigma_s$
  - un orbital s avec un orbital p  $\rightarrow$  liante  $\sigma_{sp}$
  - deux orbitales p  $\rightarrow$  liante  $\sigma_{pp}$
- Liaison  $\pi$  se forment par recouvrement de:
  - deux orbitales p perpendiculaire à l'axe  $\rightarrow$  liante  $\pi_{pp}$

1ère liaison:  $\sigma$   
2ème:  $1\sigma + 1\pi$   
3ème:  $1\sigma + 2\pi$

HYBRIDISATION DES ORBITALES

Hybridisation à l'aide du C d'autres atomes forment les mêmes structures hybride: O, Be, Si, ...

Configuration électronique: couche externe!

à trop d'énergie

| Configuration électronique | Structure hybride | Exemples                                    |
|----------------------------|-------------------|---------------------------------------------|
| $sp$                       | Linéaire          | Exp.: $\text{CO}_2$                         |
| $sp^2$                     | Trigonal planaire | Exp.: $\text{O}_3$ , $\text{C}_6\text{H}_6$ |
| $sp^3$                     | Tétraédrique      | Exp.: $\text{CH}_4$                         |

Voir aussi le modèle VSEPR

| particule | symbole | charge [C]                 | masse [g]                | masse [u]  |
|-----------|---------|----------------------------|--------------------------|------------|
| Proton    | p       | $+ 1,60219 \cdot 10^{-19}$ | $1,67262 \cdot 10^{-24}$ | 1,007276   |
| Neutron   | n       | électriquement neutre      | $1,67493 \cdot 10^{-24}$ | 1,008665   |
| Electron  | e       | $- 1,60219 \cdot 10^{-19}$ | $9,10939 \cdot 10^{-28}$ | 0,00054858 |

Équation d'Einstein:  $E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} m_e v^2 = h \cdot \nu - W_A$ ,

$E_{\text{kin}}$  = énergie cinétique de l'électrons

$h$  = constante de Planck =  $6,62608 \cdot 10^{-34}$  J s

$\nu$  = fréquence en Hz

$v$  = vitesse de l'électron

$m_e$  = masse de l'électron =  $9,11 \cdot 10^{-31}$  kg

$W_A$  = = travail de sortie ou énergie de liaison électron-métal =  $\phi$ (métal)

et énergie = tension x charge ou:

$$E = U \cdot Q \quad \text{et ainsi} \quad E_{\text{cin}} = |e| \cdot U_0$$

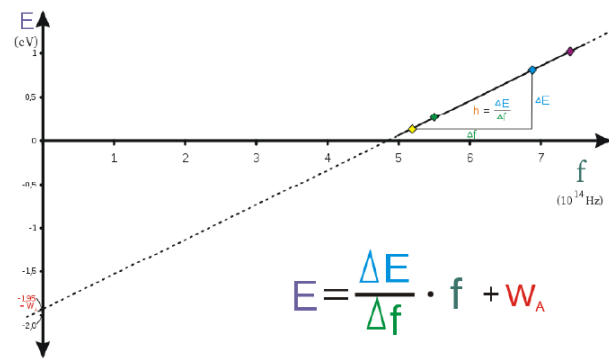
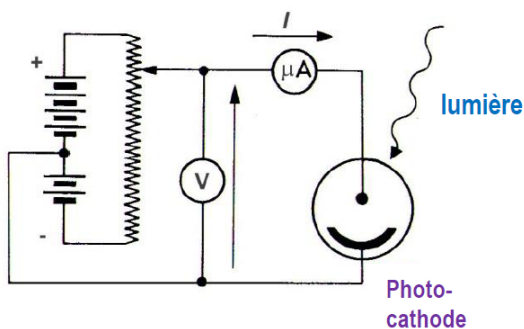
Exemples des acides forts:

| Nom de l'acide      | Formule de l'acide             | Formule de la base            | Nom de la base       |
|---------------------|--------------------------------|-------------------------------|----------------------|
| Acide perchlorique  | HClO <sub>4</sub>              | ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | ion fluorure         |
| Acide chlorhydrique | HCl                            | Cl <sup>-</sup>               | ion chlorure         |
| Acide bromhydrique  | HBr                            | Br <sup>-</sup>               | ion bromure          |
| Acide iodhydrique   | HI                             | I <sup>-</sup>                | ion iodure           |
| Acide nitrique      | HNO <sub>3</sub>               | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>  | ion nitrate          |
| Acide sulfurique    | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | ion hydrogènesulfate |
| Ion hydronium       | H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>  | H <sub>2</sub> O              | Eau                  |

Exemples des bases fortes:

| Nom de la base | Formule de la base           | Formule de l'acide conj. | Nom de l'acide conj. |
|----------------|------------------------------|--------------------------|----------------------|
| Ion hydroxide  | HO <sup>-</sup>              | H <sub>2</sub> O         | eau                  |
| Ion amide      | NH <sub>2</sub> <sup>-</sup> | NH <sub>3</sub>          | ammoniaque           |

### Démonstration cellule photoélectrique :



remarque:  $f$  = fréquence =  $\nu$

(grecque: „nu“)

| CATION                                       | ANION                                                               |
|----------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------|
| Aluminium (Al <sup>3+</sup> )                | Bromure (Br <sup>-</sup> )                                          |
| Ammonium (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )     | Carbonate (CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> )                          |
| Argent (Ag <sup>+</sup> )                    | Chlorate (ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )                           |
| Baryum (Ba <sup>2+</sup> )                   | Chlorure (Cl <sup>-</sup> )                                         |
| Cadmium (Cd <sup>2+</sup> )                  | Chromate (CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )                          |
| Calcium (Ca <sup>2+</sup> )                  | Cyanure (CN <sup>-</sup> )                                          |
| Césium (Cs <sup>+</sup> )                    | Dichromate (Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> )          |
| Chrome (III) (Cr <sup>3+</sup> )             | Dihydrogénophosphate (H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ) |
| Cobalt (II) (Co <sup>2+</sup> )              | Fluorure (F <sup>-</sup> )                                          |
| Cuivre (I) (Cu <sup>+</sup> )                | Hydrogencarbonate ou bicarbonate (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )   |
| Cuivre (II) (Cu <sup>2+</sup> )              | Monohydrogénophosphate (HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )            |
| Etain (II) (Sn <sup>2+</sup> )               | Hydrogènesulfate (HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> )                   |
| Fer (II) (Fe <sup>2+</sup> )                 | Hydroxyde (OH <sup>-</sup> ) ou hydroxyle                           |
| Fer (III) (Fe <sup>3+</sup> )                | Hydruure (H <sup>-</sup> )                                          |
| Hydrogène (H <sup>+</sup> )                  | Iodure (I <sup>-</sup> )                                            |
| Lithium (Li <sup>+</sup> )                   | Nitrate (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )                             |
| Magnésium (Mg <sup>2+</sup> )                | Nitrite (NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> )                             |
| Manganèse (II) (Mn <sup>2+</sup> )           | Nitrure (N <sup>3-</sup> )                                          |
| Mercure (I) (Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> ) | Oxyde (O <sup>2-</sup> )                                            |
| Mercure (II) (Hg <sup>2+</sup> )             | Permanganate (MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> )                       |
| Plomb (II) (Pb <sup>2+</sup> )               | Peroxyde (O <sub>2</sub> <sup>2-</sup> )                            |
| Potassium (K <sup>+</sup> )                  | Phosphate (PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> )                          |
| Sodium (Na <sup>+</sup> )                    | Sulfate (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )                            |
| Strontium (Sr <sup>2+</sup> )                | Sulfite (SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> )                            |
| Zinc (Zn <sup>2+</sup> )                     | Sulfure (S <sup>2-</sup> )                                          |
|                                              | Thiocyanate (SCN <sup>-</sup> )                                     |