

## Annexe 6. Résumé de nomenclature

### 1. Corps purs simple

Les métaux et gaz rares se trouvent sous forme atomique et prennent le nom de l'élément. Les non-métaux existent sous forme de molécules (l'hydrogène, l'azote, l'oxygène et les halogènes (1789↓) sont diatomiques). On indique en préfixe la quantité d'atomes qui constituent la molécule.

Ex : Na = sodium, O<sub>2</sub> = dioxygène, P<sub>4</sub> = tétraphosphore, S<sub>8</sub> = octosoufre, He = hélium

### 2. Corps purs composés minéraux

#### a) Ions

Les cations se nomment comme l'élément. Dans le cas où plusieurs charges sont possibles, on indique celle portée entre parenthèses et en chiffres romains après le nom.

Ex : Na<sup>+</sup> = cation sodium, Fe<sup>2+</sup> = fer (II), Fe<sup>3+</sup> = fer (III), Ag<sup>+</sup> = cation argent

Les anions simples portent en plus du nom de l'élément le suffixe « -ure ». Trois exceptions (P, N et S) voient leur nom légèrement modifié. L'oxygène porte un nom différent.

Ex : Cl<sup>-</sup> = chlorure, P<sup>3-</sup> = phosphure, N<sup>3-</sup> = nitrure et S<sup>2-</sup> = sulfure, O<sup>2-</sup> = oxyde

Les anions complexes finissent en « -ite » ou « -ate » et sont à connaître par cœur :

|                                           |                                            |                                                  |
|-------------------------------------------|--------------------------------------------|--------------------------------------------------|
| ClO <sup>-</sup> hypochlorite             | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> nitrate       | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> phosphate          |
| ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> chlorite    | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> nitrite       | PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> phosphite          |
| ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> chlorate    | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> sulfate      | BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> borate             |
| ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> perchlorate | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> sulfite      | OH <sup>-</sup> hydroxyle (→ hydroxyde)          |
| CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> acétate  | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> carbonate    | HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> hydrogénocarbonate |
| CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> chromate   | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> permanganate | SiO <sub>4</sub> <sup>4-</sup> silicate          |
| Un seul cation complexe est à connaître : |                                            | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> ammonium            |

#### b) Sels et hydroxydes

Les noms des sels et hydroxydes découlent directement du nom des ions qui les forment (« nom de l'anion » de « nom du cation »).

Ex : FeCl<sub>3</sub> (contient Fe<sup>3+</sup> et Cl<sup>-</sup>) = chlorure de fer (III), NaOH = hydroxyde de sodium,

Mn(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> = sulfate de manganèse (IV)

### c) Acides

On distingue deux catégories d'acides minéraux : les hydracides, formés d'hydrogène et d'un seul autre élément ainsi que les oxacides, formés en plus d'oxygène.

Leur nom découle du nom de l'ion qui accompagne l'atome d'hydrogène, avec toutefois une sorte de déclinaison :

|                        |      |                  |            |
|------------------------|------|------------------|------------|
| lorsque l'ion finit en | -ure | l'acide finit en | -hydrique, |
| lorsque l'ion finit en | -ate | l'acide finit en | -ique,     |
| lorsque l'ion finit en | -ite | l'acide finit en | -eux,      |

Ex :  $\text{HCl}$  = acide chlorhydrique ( $\text{Cl}^-$  = chlorure),  $\text{HClO}$  = acide hypochloreux ( $\text{ClO}^-$  = hypochlorite),  $\text{HClO}_2$  = acide chloreux ( $\text{ClO}_2^-$  = chlorite),  $\text{HClO}_3$  = acide chlorique ( $\text{ClO}_3^-$  = chlorate),  $\text{HClO}_4$  = acide perchlorique ( $\text{ClO}_4^-$  = perchlorate).

Pour deux cas particuliers, le phosphore et le soufre, la racine est généralement modifiée :

Ex :  $\text{H}_2\text{SO}_4$  = acide sulfurique ( $\text{SO}_4^{2-}$  = sulfate),  $\text{H}_2\text{SO}_3$  = acide sulfureux ( $\text{SO}_3^{2-}$  = sulfite) mais  $\text{H}_2\text{S}$  = acide sulfhydrique ( $\text{S}^{2-}$  = sulfure)

$\text{H}_3\text{PO}_4$  = acide phosphorique ( $\text{PO}_4^{3-}$  = phosphate),

$\text{H}_3\text{PO}_3$  = acide phosphoreux ( $\text{PO}_3^{3-}$  = phosphite),

$\text{H}_3\text{P}$  n'est pas un acide, c'est pourquoi on l'écrit  $\text{PH}_3$  et on le nomme phosphine.

### d) Oxydes

Les noms des oxydes de métaux découlent directement du nom des ions qui les forment.

Ex :  $\text{MnO}$  = oxyde de manganèse (II),  $\text{Mn}_2\text{O}_5$  = oxyde de manganèse (V)

Les noms des oxydes de non-métaux portent des préfixes indiquant la quantité d'oxygène et la quantité d'atomes de non-métal. Le seul préfixe qui peut être enlevé est celui correspondant au chiffre un devant le non-métal uniquement.

Ex :  $\text{P}_2\text{O}_3$  = trioxyde de diphosphore,  $\text{NO}$  = monoxyde d'azote (oxyde d'azote pas possible car  $\text{NO}_x$  = oxydes d'azote, la catégorie de molécules).

### e) Cas particuliers

Deux molécules à nom usuel sont à connaître et n'entrent dans aucune de ces catégories : l'eau  $\text{H}_2\text{O}$  et l'ammoniac  $\text{NH}_3$ .

## 3. Corps composés organiques

La nomenclature organique sera abordée au cours de la 2<sup>e</sup> année pour les DF et/ou la 4<sup>e</sup> pour les OS.