

Recommandation pour la nomenclature de composés inorganiques

I. Introduction

Un composé inorganique résulte de la combinaison de n'importe quel élément de la classification périodique, excepté le carbone. Cependant certains composés du carbone sont considérés comme inorganique lorsqu'ils en présentent les propriétés

Métaux, non métaux et métalloïdes

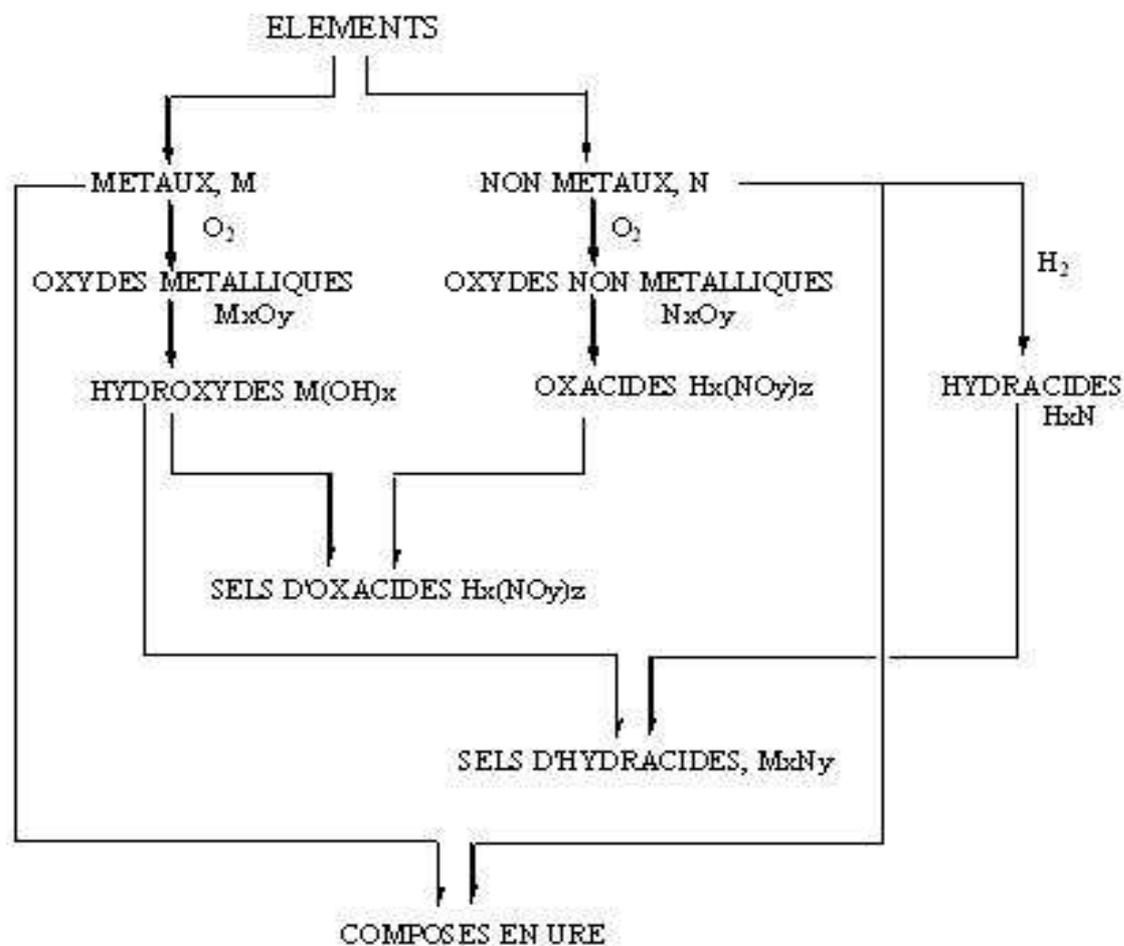
Les métaux sont électropositifs et donnent des cations (exemple élément du groupe IA, IIA, éléments de transition.....)

Les non métaux sont en général électronégatifs et donnent des anions. On les classe généralement en quatre familles principales (groupe IVA, VA, VIA et VIIA).

Carbonides	Azotides	Sulfurides ou chalcogènes	Halogènes
Carbone	Azote	Oxygène	Fluore
Silicium	Phosphore	Soufre	Chlore
	Arsenic	Sélénium	Brome
		Tellure	Iode

Les métalloïdes présentent à la fois des caractéristiques métalliques et non métalliques.

Tableaux 1 : Relation entre les différentes classes de composés.



Règle 1 : Nomenclature des oxydes Métalliques

La combinaison d'un métal et d'un non métal donne un oxyde
 Les oxydes de Métaux qui donnent des acides sont appelés anhydrides
 On nomme ces composés en faisant suivre le mot oxyde par le nom du métal ou du non métal contenu dans la molécule. Pour les métaux l'état d'oxydation est mentionné en faisant suivre le nom du métal d'un chiffre romain tandis pour les non métaux on indique par des préfixes numérique le nombre d'atome d'oxygène et de non métal contenus dans la molécule.

Exemples :

Oxydes de métaux

Na_2O : Oxyde de Sodium

Al_2O_3 : Oxyde d'aluminium

Cu_2O : Oxyde de cuivre (I)

CuO : Oxyde de cuivre (II)

Remarque : On peut distinguer entre les deux valences possibles d'un métal de transition en ajoutant les suffixes **ique** pour l'état d'oxydation le plus élevé et **eux** pour l'état d'oxydation le plus bas.

Exemples

Cu_2O : Oxyde cuivreux

CuO : Oxyde cuivrique

Oxydes de non métaux

SO_2 : dioxyde de soufre, anhydride sulfureux

SO_3 : trioxyde de soufre, anhydride sulfurique

P_2O_3 : trioxyde de diphosphore, anhydride phosphoreux

Cl_2O_7 : heptyaoxyde de dichlore, anhydride perchlorique

CO : monoxyde de carbone

CO_2 : dioxyde de carbone, anhydride carbonique

Règle 2 : Nomenclature des acides

A cette catégorie appartient tous les composés comprenant dans leur molécule contient outre un non métal, un ou plusieurs atomes d'hydrogène mobiles pouvant contenir ou non de l'oxygène, ce qui permet des subdiviser en deux groupes.

- Les oxacides : qui contiennent de l'oxygène.
- Les hydracides : qui ne contiennent pas de l'oxygène.

i) Oxacides

On peut les considérer comme résultant de la réaction générale d'addition :



Pour les oxacides de non métaux ayant deux degrés d'oxydation possibles, on les distingue par les suffixes -eux et -ique. S'il y a plus de deux oxacides du même non métal on a recours aux préfixes per et hypo.

Exemples

Oxyde de non métal +eau	Oxacide	Nom
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$	H_2SO_3	Acide sulfureux
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$	H_2SO_4	Acide sulfurique
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} =$	2HNO_3	Acide nitrique
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$	H_2CO_3	Acide carbonique
$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} =$	2HClO	Acide hypochloreux
$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} =$	2HClO_2	Acide chloreux
$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} =$	2HClO_3	Acide chlorique
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} =$	2HClO_4	Acide perchlorique

Regle 2 bis : Hydracides

On peut les considérer comme résultant de la réaction générale d'addition d'hydrogène sur quelque non métaux.



Leur nom est caractérisé par le suffixe -hydrique.

Exemple :



Règles 3. Nomenclature des hydroxydes

Ces composés forment les pendants des acides. On peut les considérer comme résultant de la réaction générale d'addition.

Oxyde de métaux + eau = hydroxyde

La règle de nomenclature est la même que pour oxydes.

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}(\text{OH})$: hydroxyde de sodium

$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3$: hydroxyde d'aluminium

$\text{CuO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2$: hydroxyde de sodium

Règle 4 : Les sels neutres

Quand on fait réagir un acide sur un hydroxyde on obtient un sel plus de l'eau.

Ces composés sont nommés comme des sels.

"Nom de l'anion " de "nom du cation".

Le degré d'oxydation du métal est précisé s'il n'est pas trivial.

Il faut retenir les terminaisons suivantes pour les anions venant des acides.

i) Les acides à terminaison eux donnent des anions en ite.

Exemple :

H_2SO_3 Acide sulfureux donne SO_3^{2-} ion sulfite.

HNO_2 Acide nitreux donne NO_2^- : ion nitrite

ii) Les acides à terminaison ique donnent des anions en ate.

Exemple :

H_2SO_4 Acide sulfurique donne SO_4^{2-} ion sulfate.

HNO_3 Acide nitrique donne NO_3^- : ion nitrate.

iii) Les acides à terminaison hydrique donnent des anions en ure.

Exemple :

HCl : Acide chlorhydrique donne Cl^- ion chlorure.

H_2S : Acide sulfhydrique donne S^{2-} ion sulfure.

Règles 4 bis : Les sels acides

Ils résultent de la neutralisation partielle de polyacide par des bases. Le nombre d'hydrogène acide sera précisé par un préfixe numérique suivi de hydrogeno.

Exemple :

NaH_2PO_4 = dihydrogenophosphate de sodium

Na_2HPO_4 = monohydrogenophosphate de sodium

Dans le cas où le cation est un métal de transition on précisera son degré d'oxydation.

Règle 5 : combinaison d'un métal et d'un non métal

On mettra la terminaison ure à toutes les combinaisons d'un métal et d'un nom métal.

Exemple :

AlN = nitrure d'aluminium

SiC = carbure de silicium