

# Nomenclature des composés inorganiques

## 1. Composés ioniques : cations

Les cations formés à partir d'un métal sont en général monoatomiques. On les nomme : **ion + « nom du métal »**

$\text{Na}^+$  ion sodium       $\text{Zn}^{2+}$  ion zinc       $\text{Al}^{3+}$  ion aluminium

Si le métal peut former plusieurs cations, on note la charge de l'ion en chiffre romain :

$\text{Fe}^{2+}$  ion fer II ou ion **ferreux**       $\text{Cu}^+$  ion cuivreux

$\text{Fe}^{3+}$  ion fer III ou ion **ferrique**       $\text{Cu}^{2+}$  ion ferrique

Il existe des cations polyatomiques :  $\text{NH}_4^+$  ion ammonium,  $\text{H}_3\text{O}^+$  ion hydronium

## 2. Composés ioniques : anions

S'ils sont monoatomiques, ils sont formés à partir d'un non-métal. On ajoute le **suffixe « ure »** au nom de l'élément.

$\text{Cl}^-$  ion chlorure       $\text{S}^{2-}$  ion sulfure       $\text{N}^{3-}$  ion niture (azote = nitrogen en anglais)

exception :  $\text{O}^{2-}$  ion oxyde

S'ils sont polyatomiques et contiennent de l'oxygène, ce sont des polyanions :

- avec **le moins d'oxygène** : on ajoute le **suffixe « ite »** ( $\text{NO}_2^-$  ion nitrite)

- avec **le plus d'oxygène** : on ajoute le **suffixe « ate »** ( $\text{NO}_3^-$  ion nitrate)

exception :  $\text{OH}^-$  ion hydroxyde

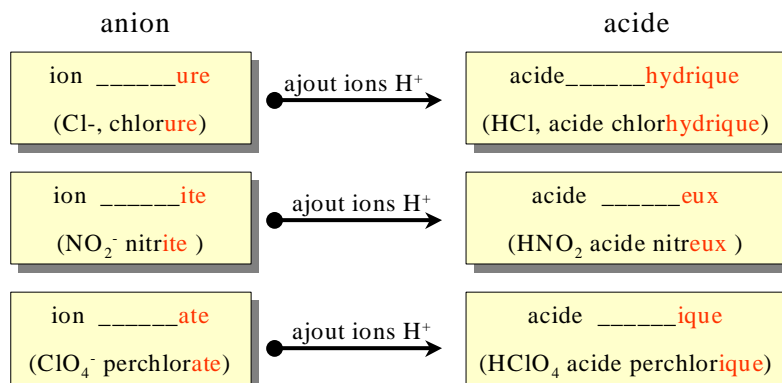
Si un élément forme plus de oxyanions on ajoute :

- le préfixe « **hypo** » pour l'ion où le nombre d'oxydation de l'élément est le plus faible (hypo\_\_\_\_\_ite)

- le suffixe « **per** » pour le nombre d'oxydation le plus grand (per\_\_\_\_\_ate):

$\text{ClO}^-$  ion hypochlorite       $\text{ClO}_2^-$  ion chlorite       $\text{ClO}_3^-$  ion chlorate       $\text{ClO}_4^-$  ion perchlorate

## 3. acides correspondant aux anions et oxyanions



Pour les polyacides, on peut former plusieurs anions par perte d'ion  $\text{H}^+$  :

$\text{H}_2\text{SO}_4$  donne  $\text{HSO}_4^-$  ion hydrogéné-sulfate (ancien nom bisulfate)

$\text{H}_3\text{PO}_4$  donne  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ion **di**hydrogéné-phosphate

$\text{HPO}_4^{2-}$  ion **mono**hydrogéné-phosphate

## 4. Composés ioniques et moléculaires

On construit le nom du composé à partir des ions présents dans l'ordre anion cation. La formule chimique s'écrit en indiquant tout d'abord le cation :

$\text{HCl}$  Chlorure d'hydrogène

$\text{CuCl}$  chlorure cuivreux

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  carbonate de sodium

$\text{Al}_2\text{O}_3$  oxyde d'aluminium

Pour les composés binaires formés à partir de non-métaux, on peut avoir plusieurs formules que l'on va nommer en ajoutant un préfixe numérique (mono, di, tri, tétra, penta, hexa...):

$\text{CO}$  **mono**xide de carbone

$\text{PCl}_3$  **tri**chlorure de phosphore

$\text{CO}_2$  **di**oxyde de carbone

$\text{PCl}_5$  **penta**chlorure de phosphore

On procède de même pour les composés à base de métaux de transition qui possèdent généralement plusieurs nombre d'oxydation :

$\text{MnO}_2$  **di**oxyde de manganèse

$\text{MnO}$  oxyde de manganèse

## Quelques ions utiles à connaître

	<b>Anions</b>		<b>Cations *</b>
H <sup>-</sup>	hydrure	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	hydronium
		NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	ammonium
OH <sup>-</sup>	hydroxyde	Li <sup>+</sup>	lithium
O <sup>2-</sup>	oxyde	Na <sup>+</sup>	sodium
O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	peroxyde	K <sup>+</sup>	potassium
		Ag <sup>+</sup>	argent
S <sup>2-</sup>	sulfure* *	Cu <sup>+</sup>	cuiivre I
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	sulfite	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	mercure I
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	sulfate		
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	thiosulfate		
S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	tétrathionate	Mg <sup>2+</sup>	magnésium
S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	peroxodisulfate	Ca <sup>2+</sup>	calcium
		Sr <sup>2+</sup>	strontium
F <sup>-</sup>	fluorure	Ba <sup>2+</sup>	baryum
		Zn <sup>2+</sup>	zinc
Cl <sup>-</sup>	chlorure	Cu <sup>2+</sup>	cuiivre II
ClO <sup>-</sup>	hypochlorite	Fe <sup>2+</sup>	fer II
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	chlorite	Mn <sup>2+</sup>	manganèse II
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	chlorate	Ni <sup>2+</sup>	nickel II
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	perchlorate	Hg <sup>2+</sup>	mercure II
		Co <sup>2+</sup>	cobalt II
Br <sup>-</sup>	bromure	Sn <sup>2+</sup>	étain II
BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	bromate	Pb <sup>2+</sup>	plomb II
I <sup>-</sup>	iodure	Al <sup>3+</sup>	aluminium
IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	iodate	Fe <sup>3+</sup>	fer III
		Cr <sup>3+</sup>	chrome III
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	nitrite		
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	nitrate		
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	phosphate	Ti <sup>4+</sup>	titane IV
P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup>	diphosphate	Sn <sup>4+</sup>	étain IV
		Pb <sup>4+</sup>	plomb IV
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	carbonate**		
C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	oxalate		
CN <sup>-</sup>	cyanure		
OCN <sup>-</sup>	cyanate		
SCN <sup>-</sup>	thiocyanate		
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	acétate		
BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	borate		
Al(OH) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	aluminate		
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	permanganate		
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	chromate		
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	dichromate		

\* La plupart des cations en solution aqueuse forment avec l'eau des complexes hydratés dont l'hydratation n'est pas mentionnée (sauf H<sup>+</sup>)

\*\* Les anions à plusieurs charges peuvent former des ampholytes intermédiaires (HS<sup>-</sup> par ex) hydrogénéo- .... non mentionnés ici (sauf OH<sup>-</sup>)