

## La nomenclature en chimie inorganique

par Serge LUNEAU,  
Lycée Polyvalent Victor-Hugo,  
Besançon-Planoise.

---

Cette nomenclature, systématique et internationale, a été élaborée à partir de 1960 par l'U.I.C.P.A. (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée, en anglais I.U.P.A.C.).

Publiée à l'origine dans le Journal of American Chemical Society (J.A.C.S.) (1), elle a été reprise par la suite dans diverses revues et manuels (2) (3). La Société Chimique de France a, quant à elle, publié une version « francophone » de cette nomenclature, le travail étant toujours en cours sur certains points particuliers. Cette version est suffisamment complète pour servir de base de travail sérieuse dans ce domaine (4). Mon but sera ici, d'une part, de présenter ces règles de manière pédagogique (ce document est distribué aux élèves) — Y suis-je parvenu ? —, et d'autre part de mettre le doigt sur certaines nomenclatures désuètes, voire interdites encore largement répandues.

N'oublions pas les articles parus dans le B.U.P. (5) (6), auxquels on peut ajouter d'autres articles de revues continuant à paraître sur le sujet : (7) (8) par exemple.

### 1. BIBLIOGRAPHIE.

- (1) J.A.C.S., 1960, 82, p. 5525 et volumes ultérieurs.
- (2) Handbook of chemistry and physics, 1980-81 (61<sup>e</sup> éd.), C.R.C. Press.
- (3) M. LAFFITTE, « Les bases théoriques de la chimie », Gauthier-Villars, 1967 (une édition plus récente doit exister...).
- (4) Bull. Soc. Chim., février 1975 (numéro spécial, 64 pages).
- (5) GIACOMINI, « Nomenclature de chimie minérale », B.U.P., 1966, n° 489, p. 517-32.
- (6) Y. JEANNIN, « La nomenclature en chimie de coordination », B.U.P., 1977, n° 595, p. 1135-51.
- (7) « Recommendations for the naming of elements of atomic number greater than 100 », Pure Appl. Chem., 1979, 51, p. 381-4.
- (8) Bernard CASTAGNA, « Règles élémentaires de nomenclature en chimie inorganique ». Document de travail du Centre Universitaire de distribution de Nouveaux Média d'enseignement, Poitiers.

## 2. NOMENCLATURE DES ÉLÉMENTS.

### 2.1. Les éléments.

— Le symbole chimique comporte une majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule : C, H, Ca, Co...

— Pour les éléments de numéro atomique supérieur à 104, le symbole comporte 3 lettres et se termine en « ium » : Unnilquadium (Unq) pour  $Z = 104$ .

— Les isotopes portent le même nom et se différencieront par leur nombre de masse : oxygène 16, 17, 18. Seuls les noms hydrogène, deutérium et tritium sont autorisés.

### 2.2. Les groupes ou familles d'éléments.

— Divers noms collectifs sont autorisés :

Alcalins : du lithium au francium (groupe 1 A).

Alcalino-terreux : du calcium au radium (gr. 2 A partiel).

Halogènes : du fluor à l'astate (groupe 7 B).

Chalcogènes : de l'oxygène au polonium (gr. 6 B).

Gaz nobles (ils ne sont plus rares, ni inertes...).

Lanthanoïdes : de  $Z = 57$  à 71 (de La à Lu).

Actinoïdes : de  $Z = 90$  à 103 (de Th à Lw).

Éléments de transition : Ceux qui comportent une sous-couche « d » incomplète dans le métal ou dans un de ses ions. Ce sont donc les éléments allant du scandium au cuivre inclus pour la première série des métaux de transition. Le zinc en est exclus.

— Le terme NON-MÉTAL se substitue à celui de métalloïde, d'usage trop variable dans les différentes langues.

### 2.3. Le symbole atomique - les préfixes.

— La représentation complète d'un élément est la suivante :

nombre de masse  $A \rightarrow$   $\left[ \begin{array}{c} 32 \\ 16 \end{array} \text{S} \right]_{2+}$   $\leftarrow$  charge ionique  
 numéro atomique  $Z \rightarrow$   $\left[ \begin{array}{c} 32 \\ 16 \end{array} \text{S} \right]_{2}$   $\leftarrow$  atomicité


Ce symbole représente une molécule de soufre comportant 2 atomes, isotope 32, ionisée 2 fois.

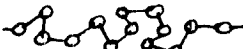
L'A.F.N.O.R. recommande l'usage du terme « nombre atomique », synonyme de « numéro atomique ». Les deux termes sont autorisés.


— L'atomicité et les renseignements structuraux sont indiqués par des préfixes, en principe d'origine grecque. Les plus usités sont les suivants :

mono	1	hémi	1/2	ces préfixes peuvent être utilisés en cas de doute, lorsque di, tri, etc. ont une signification différente (voir ex. § 3.4.3.)
di	2	sesqui	3/2	
tri	3	bis	2 fois	
tétra	4	tris	3 fois	
penta	5	tétrakis	4 fois	
hexa	6			
hepta	7			
octa	8	cyclo	en chaîne fermée, en anneau	
nona	9	caténa	en chaîne ouverte	
déca	10	poly	en nombre élevé et inconnu	
undéca	11	sym	symétrique	
ou :		octaédro	6 atomes en octaèdre	
chiffres		tétraédro	4 atomes en tétraèdre	
arabes	> 10	$\eta$	tous les atomes d'un cycle ou d'une chaîne sont liés à l'atome central.	

Exemples :

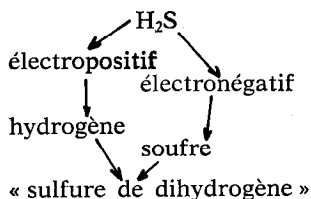
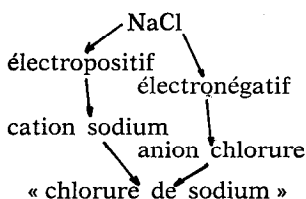
: monohydrogène  $S_8$  : cyclooctasoufre 

: dioxygène  $S_n$  : caténapolysoufre 

: trioxygène  $P_4$  : tétraédrotétraphosphore. 

### 3. LA NOMENCLATURE DES COMPOSES.

Les composés sont souvent binaires : assemblage d'un cation et d'un anion, assemblage de deux radicaux. Dans les deux cas, on distinguera l' « électropositif » de l' « électronégatif ». Chacune de ces deux parties pouvant être polyatomique, il faudra ensuite détailler la nomenclature de chacun :



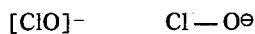
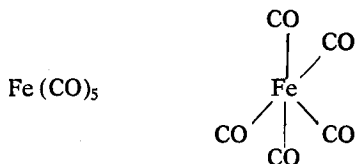
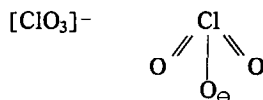
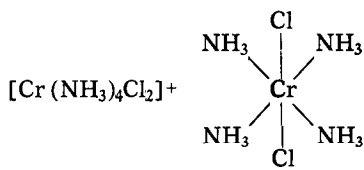
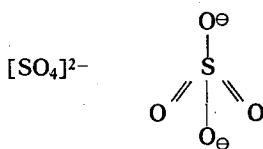
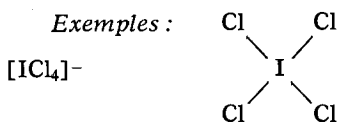
Il n'y a donc pas de distinction *a priori* entre structure ionique et structure covalente : la majorité des substances ont en effet une structure hybride dont le détail ne concerne pas le chimiste qui décrit un enchaînement d'atomes sans présumer de la nature des liaisons. Les écritures des composés cités par la suite correspondent simplement à une forme généralement admise ou fréquemment citée.

### 3.1. La structure des ions ou groupements polyatomiques.

Un groupement polyatomique sera qualifié de COMPLEXE chaque fois que l'on pourra identifier un ATOME CENTRAL entouré de groupements — atomes, radicaux, molécules, ions — appelés alors LIGANDS (\*).

Cette nomenclature s'étend facilement aux ions polyatomiques dans lesquels un atome caractéristique est encore entouré d'un ou de plusieurs ligands.

Exemples :



*Élément central* : iode ; chrome ; fer ; soufre ; chlore ; chlore.

*Ligands* : chlore (ion Cl<sup>-</sup>) ; ammoniac ; monoxyde de carbone ; oxygène (dans les 3 exemples de droite).

(\*) Le terme « coordinat » a été recommandé en 1957, mais n'a pas été retenu. Depuis 1970, ligand est le *seul* recommandé, avec cette orthographe (masculin).

### 3.2. Ecriture de la formule chimique.

#### 3.2.1. ORDRE D'ÉCRITURE.

Le composé électropositif est placé en premier, c'est souvent un cation métallique.

L'électronégatif est écrit ensuite (ce n'est pas forcément un anion).

*Exemples* : KCl, CaSO<sub>4</sub>, FeCl<sub>3</sub>, LiH...

**Métaux** : S'il s'agit d'un composé binaire entre deux éléments métalliques, ils sont écrits dans l'ordre alphabétique de leurs symboles.

*Exemples* : AgZn ; Cu<sub>5</sub>Zn<sub>8</sub>.

*Exceptions* : L'ordre peut être interverti pour souligner le caractère ionique d'un composé : Na<sub>3</sub>Bi<sub>5</sub>, ou pour comparer entre elles des structures analogues : Cu<sub>5</sub>Zn<sub>8</sub> et Cu<sub>5</sub>Cd<sub>8</sub>.

**Non-métaux** : S'il s'agit d'un composé binaire entre deux éléments non-métalliques, l'ordre d'écriture est le suivant :

B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F

Le premier élément écrit est celui qui apparaît en premier dans cette série.

Cet ordre est voisin du classement par électronégativité croissante, mais non identique à cause de règles d'usage bien établies : la place de l'azote par exemple permet de conserver les écritures traditionnelles de type NH<sub>3</sub>.

*Exemples* : NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, SCl<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O mais OF<sub>2</sub>, N<sub>4</sub>S<sub>4</sub>.

**Plus de 2 éléments** : S'il s'agit d'un composé comportant trois ou plus de trois éléments, on respecte l'ordre dans lequel sont établies les liaisons réelles.

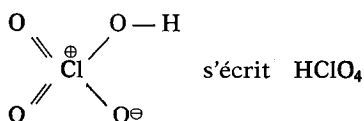
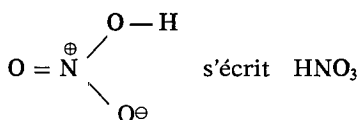
*Exemples* :

N ≡ C — S s'écrit SCN<sup>-</sup> et non CNS<sup>-</sup>

H — O — C ≡ N s'écrit HOCN (acide cyanique)

H — O — N = C s'écrit HONC (ac. fulminique).

*Exceptions* : Dans les acides oxygénés, l'atome central est toujours écrit juste après l'hydrogène, lui-même écrit en premier :



Encore une fois, seule la géométrie des composés importe, non leur structure électronique précise (l'ordre et non la nature des liaisons interatomiques).

### 3.2.2. COMPOSÉS MOLÉCULAIRES.

Lorsque les composés comportent des molécules discrètes, il faut respecter leur formule moléculaire exacte.

*Exemples* : On écrira  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  et non  $\text{SCl}$ ;  $\text{N}_4\text{S}_4$  et non  $\text{NS}$ .

*Exceptions* : Lorsque l'atonicité dépend de la température, on peut choisir l'écriture la plus simple : le soufre, qui existe sous les formes successives  $\text{S}_8$ ,  $\text{S}_6$ ,  $\text{S}_4$ ,  $\text{S}_2$ , et  $\text{S}$  lorsque l'agitation thermique croît peut s'écrire  $\text{S}$ , de même on écrira  $\text{NO}_2$  au lieu d'écrire  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

### 3.3. Règle générale de nomenclature : le nom des composés.

— Dans les langues anglo-saxonnes, l'ordre est le même que celui de l'écriture de la formule :  $\text{NaCl}$  = « sodium chloride ».

— Dans la langue française, l'ordre est inversé : chlorure de...

— La règle générale de nomenclature est la suivante :

*L'électropositif* garde son nom inchangé.

*L'électronégatif* prend la terminaison « ure » ou « ate » :

« ure » s'il comporte un seul élément (monoatomique, ou homopolyyatomique),

« ate » s'il comporte plusieurs éléments (hétéropolyatomiques).

Exemples :

formule	é. positif	é. négatif	nom
NaCl	sodium	chlore (monoatomique)	chlorure de sodium
NaPb	sodium	plomb (monoatomique)	plombure de sodium
Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	aluminium	soufre (homopolyatom.)	trisulfure de dialuminium
SF <sub>6</sub>	soufre	fluor (homopolyatom.)	hexafluorure de soufre
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	sodium	anion sulfate (hétéropolyat.)	sulfate de disodium
CaCO <sub>3</sub>	calcium	anion carbonate (hétéropolyat.)	carbonate de calcium

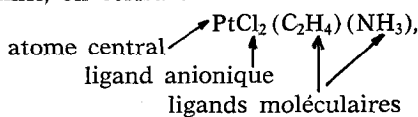
*Exceptions* : Elles sont nombreuses, beaucoup d'anions courants portant la terminaison « ure » ou « ite » ou encore « yde » à la place de la terminaison « ate » qu'ils devraient porter, ainsi : CN<sup>-</sup> cyanure ; OH<sup>-</sup> hydroxyde ; NO<sub>2</sub><sup>-</sup> nitrite (voir plus loin les terminaisons « ite » et « ate »).

### 3.4. Nomenclature détaillée des groupements polyatomiques.

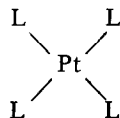
#### 3.4.1. FORMULE DU COMPOSÉ.

- L'atome central est écrit en premier.
- Puis viennent les ligands anioniques.
- Enfin les ligands moléculaires (neutres).

Ainsi, on écrira :



dont la structure est :



#### 3.4.2. NOM DU COMPOSÉ.

— Atome central :

Si le complexe est anionique, l'atome central prend la terminaison « ate ».

Sinon, il ne prend pas de terminaison particulière.

Dans tous les cas, il se nomme en dernier : pour le complexe précédent : ... platine.

— Ligands :

Si le ligand est anionique, il prend la terminaison « o ».

Si'il est moléculaire, pas de terminaison particulière.

Si'il y a plusieurs ligands, ils se nomment par ordre alphabétique.

Le nom doit être écrit sans aucun intervalle entre désinences.

Le complexe précédent se nomme donc : amminedichloroéthylèneplatine. Nous allons revenir sur de multiples exemples.

### 3.4.3. EXEMPLES.

#### Hétéropolyanions.

formule	at. central	ligands	nom
$\text{ICl}_4^-$	iode	chlore	ion tétrachloroiodate
$\text{ClO}_4^-$	chlore	oxygène	ion tétraoxochlorate
$\text{SO}_4^{2-}$	soufre	oxygène	ion tétraoxosulfate
$\text{SO}_3^{2-}$	soufre	oxygène	ion trioxosulfate

#### Remarques.

— L'atome de chlore est ligand dans  $\text{ICl}_4^-$ , mais atome central dans  $\text{ClO}_4^-$ .

— Le terme « sulfate » s'applique à tout composé dont l'atome central est un atome de soufre (de même pour les « chlorates », les « phosphates », etc.), et non pas seulement à l'anion traditionnel  $\text{SO}_4^{2-}$ .

#### Complexes ioniques ou moléculaires.

formule	at. central	ligands	nom du composé
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	cation $\text{Cu}^{2+}$	ammoniac (moléculaire)	ion tétraammine- cuivre (II)
$[\text{CrCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+$	cation $\text{Cr}^{3+}$	ammoniac (moléculaire) chlore (anionique)	ion tétraammine- dichlorochrome (III)



$Al(OH)(H_2O)_5]^{2+}$	cation $Al^{3+}$	hydroxyde (anionique) eau (moléculaire)	ion pentaquahydroxo- aluminium
$Fe(CO)_5$	atome Fe	carbonyle (moléculaire)	pentacarbonylfer
$PtCl_2(C_2H_4)(NH_3)$	cation $Pt^{2+}$	chlore (anionique) éthylène (moléculaire) ammoniac (moléculaire)	amminedichloro (éthylène) platine (II)
$Cr(C_6H_6)_2$	atome Cr	benzène (moléculaire)	bis (benzène) chrome

### Remarques.

— On retrouve la différence entre l'ordre d'écriture des constituants dans la formule et dans la nomenclature.

— Beaucoup de ligands ont des noms particuliers :  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CO$ ...

— La charge de l'ion central (son nombre d'oxydation) est souvent indiqué : voir les « nomenclatures indirectes » (§ 3.5).

— L'usage des parenthèses : (éthylène), et des préfixes latins) : « bis » au lieu de « di », permettent d'éviter des confusions.

Ainsi « amminedichloroéthylèneplatine (II) » pourrait désigner le composé complexe de structure  $Pt(C_2H_2Cl_2)(NH_3)$ , s'il existe.

### Complexes très complexes !

$[CoN_3(NH_3)_5]SO_4$  :

tétraoxosulfate de pentaammineazidocobalt (III).

$NH_4[Cr(SCN)_4(NH_3)_2]$  :

diamminetétrathiocyanatochromate (III) d'ammonium.

$Os_3(CO)_{12}$  :

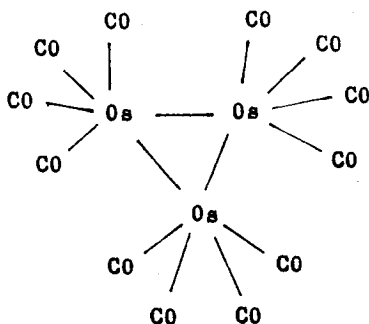
dodécacarbonyltriangulotriosmium ou 12 carbonyl... ou cyclotris (tétracarbonylosmium) (3 Os - Os).

### Remarques.

— Vérifiez vous-même si l'ordre d'écriture est correct.

— Le premier nom peut être allégé en « sulfate de... » (voir les tolérances et interdits, § 4.3.).

— La structure spatiale est indiquée dans le 3<sup>e</sup> exemple. Voici la structure développée de ce corps :



— On retrouve le préfixe « tris » au lieu de « tri ». De même le composé  $P(C_{10}H_{21})_3$  sera le tris (décyl) phosphine (ou phosphore, encore un cas particulier !) et non tridécyl car le radical organique tridécyle est  $C_{13}H_{27}$ .

**Pour terminer, c'est à vous.**

Complétez, soit par le nom systématique, soit par la formule, éventuellement structurale :



bis ( $\eta$  cyclopentadiényl) fer :

trioxodisulfate de disodium :

(solutions en fin d'article...).

### 3.5. Les nomenclatures indirectes.

Il est possible d'indiquer les proportions des constituants, non pas par l'utilisation systématique des préfixes multiplicatifs (di, tri, etc.) mais par le biais, soit des nombres d'oxydation — c'est la notation de STOCK —, soit de la charge des ions — c'est la notation de EWENS-BASSETT. Cette dernière pose le problème de la structure des liaisons, ioniques ou non, et est d'usage beaucoup moins fréquent que la notation de STOCK.

*Exemples :*

formule	nom systématique	notation de STOCK	notation d'EWENS-BASSETT
$\text{FeCl}_2$	dichlorure de fer	chlorure de fer (II)	chlorure de fer (+ 2)
$\text{FeCl}_3$	trichlorure de fer	chlorure de fer (III)	chlorure de fer (+ 3)
$\text{Pb}_3\text{O}_4$ $\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}}\text{O}_4$	tétraoxyde de triplomb	oxyde de diplomb (II) et plomb (IV)	oxyde de plomb (+ 2) et plomb (+ 4)
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$	dichlorure de dimercure	chlorure de mercure (I)	?
$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$	hexacyanoferrate de tétrapotassium	hexacyanoferrate (II) de potassium	hexacyanoferrate (4 —) de potassium
$^{\text{e}_4}[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$	à vous !	hexacyanoferrate (II) de fer (III)	hexacyanoferrate (4 —) de fer

**Remarques.**

— Dans les deux derniers exemples, l'ion complexe est l'ion ferrocyanure  $[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]^{4-}$ , dont on peut indiquer la structure octaédrique par le préfixe « octaédro ».

— Le dernier composé est le ferrocyanure ferrique (voir aussi les terminaisons « eux » et « ique », § 4.2.2.). Ce nom est néanmoins déconseillé.

**4. EXCEPTIONS, HABITUDES, TOLÉRANCES ET INTERDITS...**

Du fait de l'ancienneté de l'histoire et des habitudes en chimie minérale — pardon inorganique —, beaucoup de noms usuels et d'exceptions ont été acceptés, à la condition qu'aucune confusion ne soit possible. Citons-en quelques-uns :

**4.1. Quelques noms particuliers.****4.1.1. LES HYDRURES.**

$\text{AsH}_3$  : arsane (pour trihydrure d'arsenic),

$\text{B}_2\text{H}_6$  : diborane (pour hexahydrure de dibore),

$\text{H}_2\text{S}_n$  : polysulfane (pour polysulfure de dihydrogène).

**4.1.2. CERTAINS ANIONS POLYATOMIQUES.**

$\text{S}_2^{2-}$  : disulfure

$\text{OH}^-$  : hydroxyde

$\text{N}_3^-$  : azoture

$\text{O}_2^{2-}$  : peroxyde

$\text{CN}^-$  : cyanure

$\text{O}_2^-$  : hyperoxyde

.....

HS<sup>-</sup> : hydrogénosulfure

HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> : hydrogénocarbonate

.....

Polyanions (formés par condensation de molécules) :

S<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> : disulfate (2 —) (2 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → S<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + 2 H<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O, théorique !)

Cr<sub>4</sub>O<sub>13</sub><sup>2-</sup> : tétrachromate (2 —)

B<sub>4</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> : tétraborate (2 —)

P<sub>3</sub>O<sub>10</sub><sup>5-</sup> : triphosphate (5 —) ou  $\left[ \begin{array}{ccccccc} & \text{O} & & \text{O} & & \text{O} & \\ & | & & | & & | & \\ \text{O} & - \text{P} & - \text{O} & - \text{P} & - \text{O} & - \text{P} & - \text{O} \\ & | & & | & & | & \\ & \text{O} & & \text{O} & & \text{O} & \end{array} \right]^{5-}$

#### 4.1.3. CERTAINS CATIONS POLYATOMIQUES.

NO<sup>+</sup> : nitrosyle

H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> : hydronium ou oxonium

UC<sub>2</sub><sup>2+</sup> : uranyle

NH<sub>4</sub><sup>+</sup> : ammonium

PO<sup>3+</sup> : phosphoryle

N<sub>2</sub>H<sub>5</sub><sup>+</sup> : hydrazinium

PS<sup>3+</sup> : thiophosphoryle

PH<sub>4</sub><sup>+</sup> : phosphonium

.....

PyH<sup>+</sup> : pyridinium

.....

#### Remarques.

— L'appellation thiophosphoryle correspond à une règle générale : passage de SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, sulfate, à S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>, thiosulfate, etc. Il en est de même des appellations hydrogénosulfure, etc. : passage de S<sub>2</sub><sup>2-</sup> à HS<sup>-</sup>.

— H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> se nomme oxonium lorsqu'il s'agit du proton monohydraté exclusivement (ex. : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> cristallisé) il se nomme hydronium lorsque son degré d'hydratation est mal connu ou peu important (en solution aqueuse par exemple).

#### 4.1.4. LES TERMINAISONS « ITE » ET « ATE » (nomenclature décommandée).

Certains anions portent la terminaison « ite » au lieu de « ate » (voir la règle générale du § 3.3.), pour indiquer un degré d'oxydation inférieur de l'atome central.

*Exemples :*

formule	nom toléré	nom systématique
$\text{NO}_2^-$	an. nitrite	an. dioxonitrate (III)
$\text{NO}_3^-$	an. nitrate	an. trioxonitrate (V)
$\text{SO}_3^{2-}$	an. sulfite	an. trioxosulfate (IV)
$\text{SO}_4^{2-}$	an. sulfate	an. tétraoxosulfate (VI)

De même, sont autorisés certains noms comme :

$\text{MnO}_4^-$	an. permanganate	an. tétraoxomanganate (VII)
$\text{ClO}^-$	an. hypochlorite	an. oxochlorate (I)

Cette nomenclature touche aussi les cations simples et les oxoacides (voir détail au § 4.2.2.) :

$\text{Cu}^+$ cuivreux	$\text{Fe}^{2+}$ ferreux	$\text{Sn}^{2+}$ stanneux
$\text{Cu}^{2+}$ cuivrique	$\text{Fe}^{3+}$ ferrique	$\text{Sn}^{4+}$ stannique
$\text{HNO}_2$ acide nitreux		$\text{HClO}$ acide hypochloreux
$\text{HNO}_3$ acide nitrique		$\text{HClO}_3$ acide chlorique

Cette nomenclature n'a donc qu'une valeur de comparaison, elle n'indique pas la charge des ions nommés (ce qui, pour les ions monoatomiques, semble la façon la plus simple de les définir), ni la structure des acides correspondants. Elle ne permet que de classer les composés analogues selon leur nombre d'oxydation :

- « ferreux » est moins oxydé que « ferrique » ;
- l'azote est à un degré d'oxydation moindre dans  $\text{NO}_2^-$  ou dans  $\text{HNO}_2$  que dans  $\text{NO}_3^-$  ou dans  $\text{HNO}_3$ .

## 4.2. Les acides.

### 4.2.1. LES ACIDES BINAIRES.

Ils suivent la nomenclature habituelle :  $\text{H}_2\text{S}$  et  $\text{HCl}$  se nomment bien sulfure de dihydrogène et chlorure d'hydrogène.

### 4.2.2. LES OXOACIDES.

Ces acides peuvent être nommés selon les règles générales, l'électronégatif étant un ion complexe dont le ligand est l'oxygène.

*Exemples :*

$H_2SO_4$  : tétraoxosulfate de dihydrogène,

$HNO_3$  : trioxonitrate (V) d'hydrogène.

Cependant, en accord avec la règle du § 4.1.4. (« ite » et « ate »), une nomenclature particulière est appliquée : selon que l'anion se termine par « ite » ou par « ate », l'acide correspondant se termine par « eux » ou « ique ».

*Exemples :*

anion	nom	acide	nom
$NO_2^-$	an. nitrite	$HNO_2$	ac. nitreux
$ClO_3^-$	an. chlorate	$HClO_3$	ac. chlorique
$ClO^-$	an. hypochlorite	$HClO$	ac. hypochloreux

#### Remarques.

— L'acide phosphoreux donne donc des phosphites.

— Un acide en « eux » est moins oxygéné qu'un acide en « ique ».

— Certains acides conservent leur nom commun :  $H_3BO_3$  acide orthoborique,  $HOCN$  acide cyanique,  $(HPO_3)_n$  acides métaphosphoriques, etc.

### 4.3. Tolérances et interdits.

#### 4.3.1. SIMPLIFICATIONS.

Lorsque aucune confusion n'est à craindre, par exemple pour un élément dont la valence est essentiellement constante, le nom systématique du corps peut être simplifié :  $Na_2SO_4$  peut être appelé sulfate de sodium ;  $Al(NO_3)_3$  est le nitrate d'aluminium (et non tris (trioxonitrate) d'aluminium).

#### 4.3.2. NOMENCLATURE « FONCTIONNELLE ».

La nomenclature dite fonctionnelle, qui nomme « anhydride nitrique » le corps de formule  $N_2O_5$  eu égard à sa fonction et non à sa structure, n'est pas recommandée.

#### 4.3.3. NOMS PROSCRITS.

Sont proscrits tous les noms scientifiques périmés, erronés, tels que sulfate de « magnésie » (pour magnésium), carbonate de « chaux » (pour calcium) ou bien sûr lessive de soude (pour carbonate de sodium).

Pour ce qui est des exceptions et habitudes (des exemples figurent dans les § 4.1. et 4.2.), la liste des exceptions autorisées est exhaustive et publiée (voir bibliographie (4) par exemple).

#### 4.3.4. DEUX LIGANDS IMPORTANTS.

Pour terminer, indiquons précisément les noms des deux ligands suivants :

$H_2O$  se nomme « aqua » et non « aquo » car ce n'est pas un ligand anionique et il ne peut donc pas se terminer en « o » (cf. § 3.4.2.);

$NH_3$  se nomme « ammine » et non « ammino » pour la même raison.

### 5. REPONSES AUX QUESTIONS POSÉES.

$[CoCl(NH_3)_5]^{2+}$  : ion pentaamminechlorocobalt (III),

$[CoBr(NH_3)_5] SO_4$  : sulfate de pentaamminebromocobalt (III),

$[CoSO_4(NH_3)_5] Br$  : bromure de pentaamminesulfatocobalt (III)

(ces deux corps sont isomères par échange des ions bromure et sulfate entre la sphère de coordination et la sphère ionique),

bis ( $\eta$  cyclopentadiényl) fer :



trioxodisulfate de disodium :  $Na_2S_2O_3$  (thiosulfate de sodium),  
 $Fe_4 [Fe(CN)_6]_3$  : tris(hexacyanoferrate (II) de tétrafer (III).

---