

KAROLINA KACZMAREK

Université Adam Mickiewicz, Poznań

NOMENCLATURE DES COMPOSÉS CHIMIQUES

Abstract. Kaczmarek Karolina, *Nomenclature des composés chimiques* [Nomenclature of chemical compounds]. *Studia Romanica Posnaniensia*, Adam Mickiewicz University Press, Poznań, vol. XXXVI: 2009, pp. 71-88. ISBN 978-83-232-2035-0. ISSN 0137-2475.

This article presents the mechanisms of the inorganic chemistry nomenclature formation in French language. It shows the structure and the way of presenting the names of chemical compounds either descriptively or by giving the structural formulas' characteristics, their transcription and order of reading the letters. The text specifies the rules of naming a chemical compound, according to the criteria of IUPAC (Union of Pure and Applied Chemistry), the organisation responsible for digesting the chemical nomenclature. The article contains the transcription chart and the manner of reading the structural formula, also called latero-numerical. Additionally, there is information concerning the usage of the common names given, still remaining in use next to the names compatible with those of IUPAC. Particular types of chemical compounds have served as models for description of other nomenclature formation rules from the simplest structures to the complicated compound ones. A short summary presents the relations and similarities between the names of particular types of chemical compounds.

1. FORMATION DU LEXIQUE CHIMIQUE ET SYSTEMATISATION DE LA NOMENCLATURE

La chimie, en tant que science, pendant la période de son développement intensif au XIX^e siècle a dû mettre en ordre le système de nomenclature des composés chimiques. De plus, il fallait nommer les éléments et les composés nouveaux. Les éléments chimiques ont reçu les noms choisis le plus souvent par ses découvreurs. Par contre, il était impossible qu'un composé soit nommé différemment par plusieurs personnes. Cela aurait pu causer des problèmes de compréhension au cours du travail scientifique dans des laboratoires entre les chercheurs. C'est pour cela qu'en 1918, par l'initiative de la France, de l'Allemagne et de la Grande Bretagne, a été créée l'IUPAC (International Union of Pure Applied Chemistry ; en français UICPA – Union internationale de chimie pure et appliquée), une organisa-

tion internationale s'occupant de la création des règles de nomenclature chimique. Elle s'occupe non seulement de noms, mais aussi des symboles chimiques, et forme des normes de données (comme par exemple des tableaux de masses atomiques, des potentiels redox etc.) et les publie comme les données générales de base. L'IUPAC est une organisation dans laquelle participent des représentants de tous les pays du monde, sous forme de comité composés de spécialistes de chaque domaine de la chimie. Ils ont travaillé sur l'ordre de la nomenclature dont le but était de montrer et de reconstituer, à partir d'un nom, la structure, le nombre et la valence des éléments dans un composé. Puisque l'organisation a commencé son activité au début du siècle dernier, certains noms de substances et de composés se sont déjà encrés dans la langue et sont restés, à côté des noms formels. C'est un procédé fréquent dans la chimie organique où la nomenclature est si compliquée, qu'il est préférable d'utiliser le nom (comme pour « acide 2-hydroxopropane-1,2,3-tricarboxylique » – « acide citrique ») mais nous n'allons pas entrer dans les détails de ce domaine de la chimie car nous ne nous en occuperons pas. Voyons donc quel est le procédé de formation du vocabulaire chimique.

2. FORMATION DES UNITÉS LEXICALES DANS LA LANGUE TECHNIQUE FRANÇAISE

L'enrichissement lexical dans les langues techniques se base surtout sur la formation de nouveaux signes grâce à la dérivation, aux suffixes et préfixes de la langue greco-latine, et la composition. Ce sont les procédés les plus importants et les plus productifs, mais à côté d'eux, nous pouvons rencontrer également des emprunts d'autres langues et des changements sémantique. Nous voulons maintenant nous concentrer surtout sur la dérivation et la composition pour comprendre leurs mécanismes et la structure du lexique technique.

2.1. LA DÉRIVATION

La dérivation est un procédé qui permet de créer de nouvelles unités lexicales à partir de mots qui existent dans une langue. Cela permet soit de former une famille de mots en changeant du mot final, soit de créer un vocabulaire différent de celui qui nous sert de base. Ainsi nous distinguons :

La dérivation impropre – qui permet de changer la classe grammaticale d'un mot grâce aux procédés comme la substantivation de mots, de parties du discours autre que le nom, l'adjectivisation des adverbes, l'adverbialisation. Nous pouvons ainsi créer des mots nouveaux sans utiliser de morphèmes spécifiques grammaticaux. Si nous les utilisons, nous parlons de :

La dérivation proprement dite – qui se base sur l'adjonction de suffixes et préfixes qui ont un rôle déterminé. Certains sont des **catégoriseurs**¹ qui servent à changer la catégorie grammaticale d'un mot de base, des **modificateurs** du sens qui introduisent une nuance sémantique par rapport au mot premier, et ceux qui sont l'hybride de celles que nous venons d'évoquer – des **indicateurs** de structure lexicale. Parmi les morphèmes employés dans la chimie nous pouvons rencontrer les suffixes :

- catégorisateurs en fonction du nom
 - a) *-tion, -yse, -èse, -age* qui servent à nommer des processus et des actions (solvatation, dénaturation, catalyse, analyse, électrolyse, synthèse, ionophorèse, titrage) ;
 - b) *-métrie, -graphie*, qui nomment des domaines plus spécialisés de recherche en chimie (cristallographie, argentométrie) ;
 - c) *-phie, -phisme*, des traits caractéristiques des matières (allotropie, izomorphisme) ;
 - d) *-eur (-teur), -ant, -and*, noms de ceux qui initient ou sont actifs au cours de la réaction et du processus chimique (catalyseur, réducteur, oxydant, ligand) et ceux qui subissent l'action *-ute* (solute) ;
 - e) *-ité*, des noms de qualités (solubilité) ;
 - f) *-ome, -ote, -ope, -ate, -ule*, noms des substances, des particules chimiques et des méthodes de les présenter (atome, isotope, sulfate, particule, molécule) ;
 - g) *-on, -ode*, toutes les particules qui ont quelque chose de commun avec les électrons (ion, électron, anode, électrode) ;
 - h) *-ium* des éléments chimiques, surtout des métaux (sodium, potassium) ;
 - i) *-yde* pour des oxydes ;
 - j) *-ure* pour des sels et des acides binaires (hydrure de sodium, chlorure de sodium) ;
- modificateurs en fonction du nom :
 - a) *-ite* pour des sels et des groupes acides au degré d'oxydation moins élevé (sulfite, nitrite) ;
 - b) *-ate* pour des sels et des groupes acides au degré d'oxydation plus élevé (sulfate, nitrate) ;
- modificateurs en fonction d'adjectif :
 - c) *-eux* pour les composés avec un élément au degré d'oxydation moins élevé (acide chloreux, oxyde ferreux) ;
 - d) *-ique* pour les composés avec un élément au degré d'oxydation plus élevé (acide chlorique, oxyde ferrique) ;

¹ J. Sypnicki, A. Kacprzak (2000), *Eléments de la grammaire française*, Wydawnictwo Naukowe UAM, Poznań, p. 89-109.

Les préfixes sont dans la nomenclature chimique porteurs du sens d'augmentation, de diminution ou de dépendance. Ils sont très utiles surtout, comme nous le verrons dans les sous-chapitres suivants pour signaler le degré d'oxydation comme p.ex. *per-*, *prot-*, *hémi-*, *hept-*, *hypo-*. Nous y trouvons un grand nombre de préfixes venant du grec. Voyons d'autres procédés de formation du vocabulaire dans la langue chimique.

3. FORMATION DE LA NOMENCLATURE DES COMPOSÉS CHIMIQUES

Tous les noms des minéraux que nous énumérons ont été trouvés dans le manuel de la chimie générale d'Adam Bielański. Le type de procédé de formation du lexique utilisé dépend du groupe de composés chimiques, du nombre de différentes formules et de valence d'un élément. Les groupes que nous analyserons sont: oxydes métalliques, oxydes non-métalliques, hydracides, bases (hydroxydes), oxacides, groupes acides, sels et sels quaternaires, et les complexes. Commençons par les oxydes métalliques.

3.1. FORMULE DES OXYDES MÉTALLIQUES

La formation des noms des composés de l'oxygène et du métal est moins compliquée que la combinaison de l'oxygène et du non-métal. Nous y rencontrons des composés déterminatifs de relation du génitif (« X de Y ») avec l'omission de l'article devant le déterminant. **La formule générale** (l'écriture d'un composé sous forme de sigles correspondants aux éléments chimiques) est MO, dont M signifie un métal, O – oxygène. Un métal est toujours suivi de l'oxygène, jamais à l'inverse, tandis qu'il faut lire la formule de la fin vers le début, ainsi « oxyde de métal », par exemple :

oxyde + de + métal (nombre de valence)

Na_2O – oxyde de sodium

Cela concerne le cas où le métal n'a qu'une seule valence possible, contrairement aux métaux qui ont plusieurs valences possibles auxquels il faut encore ajouter après le nom le chiffre du valence entre parenthèses, p.ex. :

Fe_2O_3 – oxyde de fer (III)

FeO – oxyde de fer (II)

La nomenclature que nous avons évoquée ne concerne que les oxydes où l'oxygène a la valence « -2 ». Il existe également ceux où l'oxyde a « -1 », dans ce cas-là, il est nécessaire d'ajouter le préfixe « per- ». De plus, il y a des composés

où le métal possède la valence plus basse que celle qui est normalement la plus petite pour un élément concret. Ici on parle de « protoxydes ». Il existe encore des suroxydes :

- Na_2O_2 – protoxyde de sodium
- Cu_2O – peroxyde de cuivre
- KO_2 – supraoxyde de potassium

L'ancienne nomenclature préférait utiliser les différents suffixes là, où un seul élément formait plusieurs oxydes selon leurs différents degrés d'oxydation. Ainsi le **-eux** fonctionnait pour l'oxydation plus basse et le **-ique** pour la plus haute.

- FeO – oxyde ferreux
- Fe_2O_3 – oxyde ferrique

A côté des noms acceptés par l'IUPAC nous utilisons encore les formes habituelles des oxydes. Cela concerne souvent les oxydes où les métaux ont plusieurs degrés d'oxydation, mais contrairement aux exemples évoqués plus haut, cette fois-ci il y a plusieurs valences possibles d'un métal dans une seule molécule. Leurs noms viennent d'habitude des minéraux sous forme desquels un oxyde est présent dans l'environnement naturel. Les noms se sont enracinés dans l'usage quotidien :

- MgO – oxyde de magnésium / magnésie, magnésie calcinée
- CaO – oxyde de calcium / chaux
- TiO_2 – oxyde de titane / rutile, anatase
- ZrO_2 – oxyde de zirconium / baddeleyite
- MnO_2 – oxyde de manganèse / pyrolusite – savon de verriers
- Mn_3O_4 – oxyde de manganèse / hausmannite
- Mn_2O_3 – oxyde manganoux / braunite
- Fe_3O_4 – oxyde de fer / magnétite, oxyde ferroso-ferrique
- Fe_2O_3 – oxyde ferrique, sanguine
- FeO – oxyde ferreux / protoxyde de fer
- Cu_2O – oxyde cuivreux / cuprite
- CuO – oxyde de cuivre (II) / cuproxyde
- U_3O_8 – oxyde d'uranium / pechblende
- Sb_2O_3 – oxyde d'antimoine / neige d'antimoine
- Sb_4O_6 – oxyde d'antimoine / sénarmontite
- Bi_2O_3 – oxyde de bismuth / bismuth ocre
- Al_2O_3 – oxyde d'aluminium / alumine
- BeO – oxyde de béryllium / glucine
- As_4O_6 – oxyde d'arsenic / arsenic

Comme nous avons observé, pour formuler les noms des oxydes métalliques dans la plupart des cas il suffit de donner le degré d'oxydation d'un métal. Voyons maintenant comment se forment les noms des oxydes non-métalliques.

3.2. FORMULE DES OXYDES NON-MÉTALLIQUES

Nommer des oxydes non-métalliques est plus compliqué que les oxydes métalliques. Cela est dû à l'adjonction du préfixe au nom « oxyde ». Il dépend du rapport entre le nombre des composants, c'est à dire de l'oxygène et du non-métal. Le nom vient d'une composition comme dans le cas des oxydes métalliques mais il subit la dérivation sous forme d'adjonction des préfixes caractéristiques :

préfixe + oxyde de X

(Ox/non-m.)

(1/2)	X ₂ O – hémi – hémioxyde de X,	p.ex. hémioxyde d'iode I ₂ O
(1/1)	XO – mono – monoxyde de X	p.ex. monoxyde de carbone CO
(2/1)	XO ₂ – di – dioxyde de X	p.ex. dioxyde de carbone CO ₂
(3/1)	XO ₃ – tri – trioxyde de X	p.ex. trioxyde de soufre SO ₃

La formule générale reste la même que celle des oxydes métalliques – d'abord le symbole d'un élément X, ensuite le symbole d'oxygène O – **XO**. Dans le cas où le rapport entre les éléments composants est différent de celui que nous avons présenté plus haut, par exemple où l'on a deux atomes d'un élément non-métallique et plusieurs atomes d'oxygène, le règle de formation d'un nom est suivante :

préfixe complexe + oxyde de X*(nombre d'atomes d'un non-métal + nombre d'atomes d'un oxygène + oxyde de X) :*

(5/2)	X ₂ O ₅ – hémi-pent – hémipentoxyde de X,	p.ex. hémipentoxyde d'azote N ₂ O ₅
(3/2)	X ₂ O ₃ – sesqui – sesquioxyde de X,	p.ex. sesquioxyde de chlore Cl ₂ O ₃
(7/2)	X ₂ O ₇ – hémi-hept – hémihéptoxyde de X,	p.ex. hémihéptoxyde d'iode I ₂ O ₇

Il existe également les peroxydes, pour les oxydations élevées et les hémioxydes non-métalliques, pour les oxydations moins élevées. L'ancienne nomenclature utilisait plutôt les suffixes **-ique** et **-eux** pour les anhydrides acides.

N₂O₃ – oxyde azoteuxNO₂ – oxyde azotique

Le modèle de formation des formules chimiques des oxydes non-métalliques donne les formules attestées par l'IUPAC, mais également, nous pouvons utiliser les noms d'usage populaires pour certains composés de ce groupe. Ce sont le plus souvent les dénominations usuelles qui ne sont pas forcément les noms savants mais qui ont été attribués par la population humaine a force de l'usage. Nous y trouvons :

H₂O – dioxyde d'hydrogène / eauD₂O – oxyde de deutérium / eau lourdeT₂O – oxyde de tritium / eau hyperlourde

H_2O_2 – peroxyde d'hydrogène / eau oxygénée
 SiO_2 – dioxyde de silicium / silice, améthyste
 CO – monoxyde de carbone / fumée de carbone
 NO_2 – oxyde azotique / oxyde nitrique

A côté des composés chimiques qui sont formés de deux éléments différents, comme des oxydes, il y a un troisième groupe où les molécules sont formées des atomes d'hydrogène et d'un autre élément – ce sont des **hydrures**.

3.3. FORMULE DES HYDRURES

Les hydrures, contrairement aux oxydes, ne forment pas plusieurs composés d'un seul élément. En effet chaque élément peut donner un seul hydrure où le degré d'oxydation est déterminé et unique. Cela facilite la formation des noms de ces composés, qui est beaucoup plus simple que le cas des oxydes. La formule générale exige de donner tout d'abord le symbole d'un élément et puis le symbole d'hydrogène, si l'élément vient du premier au cinquième groupe général du tableau des matières **XH** (p.ex. I – LiH, II – BeH₂, III – B₂H₆, IV – CH₄, V – NH₃) et à l'inverse pour les hydrures des groupes sixième et septième **HX** (p.ex. VI – H₂S, VII – HF). Le nom dépend du type d'hydrure. S'il est formé d'un métal nous avons le terme composé d'un élément nominal et du complément du nom :

hydrure de X (nom d'un élément)

KH – hydrure de potassium
 AlH₃ – hydrure d'aluminium

Dans le cas des hydrures non-métalliques on parle des **hydracides**, autrement dit **acides binaires**. La formule est donc différente, de plus, elle est double, selon que nous voulons nommer un gaz ou un acide (forme liquide d'un hydrure) nous avons soit le nom avec le complément, soit le nom « acide » avec épithète finie par la finale « ique » :

nom d'élément + ure d'hydrogène / gaz / acide X (nom d'un élément)-hydrique

HCl – chlorure d'hydrogène	gaz / acide chlorhydrique
HBr – bromure d'hydrogène	gaz / acide bromhydrique
HF – fluorure d'hydrogène	gaz / acide fluorhydrique
HI – iodure d'hydrogène	gaz / acide iodhydrique
H ₂ S – sulfure d'hydrogène	gaz / acide sulhydrique
HCN – cyanure d'hydrogène	gaz / acide cyanhydrique
NH ₃ – azoture d'hydrogène	gaz / acide azothydrique



Evidemment il y a des noms d'usage courant de certains hydracides qui échappent à la formule officielle de l'IUPAC. Il s'agit le plus souvent des gaz et des composés qui ont une utilisation industrielle, parfois ce sont également les composés organiques et polymères, comme dans le cas des hydrures d'aluminium et de béryllium. Ainsi parmi les hydrures métalliques nous trouvons :

AsH_3 – hydrogène arsénié gazeux / arsine

B_2H_6 – hydrures de bore / boranes (le nombre des atomes peut être divers mais ces composés restent sous le nom général des boranes)

GeH_n – hydrures de germanium / germane, germanométhane

PbH_4 – hydrures de plomb / plombane

SbH_3 – antimoniure d'hydrogène / hydrogène antimonié

SiH_4 – hydrures de silicium / silane

SnH_4 – hydrures d'étain / stanane

Ce qui concerne des hydracides, il y a plusieurs gaz et acides que les chimistes préfèrent utiliser la dénomination usuelle qui est parfois un seul nom pour certains composés, comme :

C_xH_y – hydrures de carbone / divers composés organiques, nommés selon le type de liaisons entre les atomes de carbone – alcanes, alcènes, alcynes

NH_3 – azoture d'hydrogène / ammoniac

N_2H_4 – hydrazine

PH_3 – phosphure d'hydrogène / phosphine

H_2S – sulfure d'hydrogène / hydrogène sulfuré

H_2Se – hydrogène sélénié / acide sélénydrique

H_2Te – hydrogène telluré

Il existe des sels dérivés des hydracides, connus sous le nom de sels binaires ou sels d'hydracide dont nous allons parler maintenant.

3.4. FORMULE DES SELS BINAIRES

Les sels binaires sont les derniers composés formés de deux éléments différents. Nous y distinguons deux grands groupes dont le premier est représenté par les **halogénures** – sels des hydracides des éléments qui se trouvent dans le septième groupe du tableau des matières (alors les sels du chlorure, du fluorure, du bromure, de l'iodure) et des **sulfures** – sels du soufre. La formule générale de ces composés veut que le symbole d'un métal soit posé comme premier et suivi d'un symbole d'un non-métal – **MX**. Ce qui concerne le nom, la structure est inverse ; nous préposons le nom d'acide duquel vient le sel du métal. De nouveau nous y trouvons la composition basée sur le complément du nom. Quand le métal possède plusieurs degrés d'oxydation il faut donner la valence pour montrer duquel composé il s'agit.

Comme nous l'avons fait avec les noms des oxydes, nous pouvons également utiliser des suffixes -eux pour le degré plus bas et -ique pour le degré plus haut. La règle de former un nom est la suivante :

X-ure de M (valence du métal)

pour les halogénures – **halogénure de M (valence)**

NaCl – chlorure de sodium / halogénure de sodium

KBr – bromure de potassium

FeS – sulfure de fer (II) / sulfure ferreux

Fe₂S₃ – sulfure de fer (III) / sulfure ferrique

Les sels binaires possèdent eux aussi une autre nomenclature car plusieurs sels s'emploient dans la vie quotidienne, par exemple dans la cuisine et ils sont connus depuis des siècles. En effet, nous leurs avons attribué des noms avant d'avoir découvert leur microstructure, d'où la dénomination usuelle, courante de certains sels, comme des exemples qui suivent :

CaF₂ – fluorure de calcium / fluorite

NaCl – chlorure de sodium / sel gemme, halite

PbS – sulfure de plomb / galène

FeS₂ – sulfure de fer (II) / pyrite

ZnS – sulfure de zinc / blende, sphalérite

As₂S₃ – sulfure d'arsène / orpiment, orpin, auripigment

Sb₂S₃ – sulfure d'antimoine (III) / stibine

Bi₂S₃ – sulfure de bismuth / bismuthinite

CaC₂ – carbure de calcium / carbure

Fe₃C – carbure de fer (III) / cémentite

Ca₂Si – siliciure de calcium

KCl – chlorure de potassium / sylvite

NH₄Cl – chlorure d'ammonium / sel ammoniac, salmiac

CuS – sulfure de cuivre / chalcosine

Ag₂S – sulfure d'argent / argyrose, argentite, argyrite

AgCl – chlorure d'argent / céraryr(it)e, argent corné

VS₄ – sulfure de vanadium / patronite

Hg₂Cl₂ – chlorure mercureux / calomel

MoS₂ – sulfure de molybdène / molybdénite

CdS – sulfure de cadmium / grenoclite

HgS – sulfure de mercure / cinabre

Puisque c'était le dernier groupe des composés formés de deux éléments différents, nous voulons élaborer la formation de la nomenclature des composés des trois éléments, parmi lesquels se trouvent les bases (hydroxydes), les acides tertiaires (oxacides) et les sels tertiaires (sels oxacides) avec leurs exceptions sous forme des hydrogénoacides. Commençons par les hydroxydes.

3.5. FORMULE DES HYDROXYDES

Les hydroxydes, comme l'indique leurs noms, sont formés d'atomes d'oxygène, d'hydrogène et d'un métal. La formule générale exige de placer tout d'abord le symbole d'un métal et ensuite le groupement hydroxyle – **MOH**. La règle de la formation d'un nom nous est bien connue :

hydroxyde de M (nom du métal) (valence)

LiOH – hydroxyde de lithium

Mg(OH)₂ – hydroxyde de magnésium

Fe(OH)₂ – hydroxyde de fer (II)

Il y a également des dénominations usuelles des hydroxydes. La plupart est pour les hydroxydes alcalins (des métaux du premier et du deuxième groupe du tableau des matières) qui produisent des lessives dans l'eau. Ainsi nous y trouvons :

Al(OH)₃ – hydroxyde d'aluminium / hydragilite

Ca(OH)₂ – hydroxyde de calcium / chaux éteinte, chaux hydratée

Gd(OH)₃ – hydroxyde de gadolinium / gadoline

KOH – hydroxyde de potassium / potasse caustique, potasse

Mg(OH)₂ – hydroxyde de magnésium / magnésie hydratée

NaOH – hydroxyde de sodium / soude caustique, soude

Comme nous l'avons observé, la formule des hydroxydes n'est pas compliquée, contrairement aux oxacides que nous souhaitons examiner maintenant.

3.6. FORMULE DES ACIDES TERTIAIRES – DES OXACIDES

Dans le cas de la nomenclature des oxacides composées d'atomes d'hydrogène, d'oxygène et d'un non-métal, le non-métal est le point central et il est le plus important dans le composé. En effet il est la clé de la formule générale et du nom. Cette fois-ci, la nomenclature est beaucoup plus complexe et plus compliquée que celle d'autres composés chimiques que nous avons décrits plus haut. La formule générale exige de poser au début l'hydrogène **H**, puis l'atome central – le non-métal **X** et à la fin l'oxygène **O** → **HXO**.

Pour pouvoir parler des noms des acides tertiaires il est nécessaire d'énumérer et de décrire trois facteurs qui déterminent leur formation. Puisque le procédé de formation des unités lexicales qui nomme les acides est très complexe, nous donnerons des exemples d'oxacides après la présentation des critères de formation de leur nomenclature.

1. Le non-métal et le thème du nom

Chaque non-métal possède son propre thème afin de former un nom. Soit il ressemble à un nom de l'élément duquel il vient, soit il vient de son correspondant latin. Ainsi, nous y trouvons :

C	carbone	– carbo-
N	azote	– nitr-
S	soufre	– sulf-
Cl	chlore	– chlor-
I	iode	– iod-
P	phosphore	– phosp-
Si	silicium	– silic-
B	bore	– bor-
As	arsenic	– arsén-
Mn	mangane	– mangan-
Br	brome	– brom-

Il existe encore d'autres acides parmi lesquels nous trouvons ceux qui sont construits de plusieurs atomes d'un non-métal et ils ont besoin d'un thème différent de celui qu'ils devraient former à partir de leurs contenants :

HCN – acide cyanhydrique

HCNO – acide isocyanique

HNCS – acide thiocyanique / rhodanique

Puisque le thème ne suffit pas pour former un nom, il faut maintenant analyser le deuxième critère – les suffixes et les préfixes qui sont la clé pour le déchiffrement de la structure des acides.

2. Les suffixes et les préfixes

Pareillement aux autres composés dont nous avons déjà parlé, nous trouvons le suffixe **-ique** correspondant au nombre d'oxydation plus élevé d'un élément non-métallique et le suffixe **-eux**. Pourtant ils sont ajoutés à plusieurs nombres d'oxydation élevés et d'oxydation moins élevés d'un élément. Pour distinguer le plus élevé parmi eux nous utilisons de plus le préfixe **per-**, et pour le plus bas **hypo-**.

Comment nommer les acides dont nous trouvons l'élément central sur plusieurs degrés d'oxydation ?

3. Le degré d'oxydation

Il est possible que le non-métal possède plusieurs degrés d'oxydation dans une seule molécule. Dans ce cas-là il ne suffit pas de donner un suffixe spécifique, il est nécessaire d'ajouter le préfixe autre que **per-** et **hypo-**, par exemple **pyro-**, **tio-**. Nous devons y faire attention car selon l'élément, ces préfixes peuvent correspondre à un autre degré d'oxydation ou à une autre structure d'une molécule. Il y a des

acides dont le non-métal forme plusieurs structures qu'il faut distinguer pour un seul degré d'oxydation. Nous les distinguons grâce aux préfixes comme **ortho-**, **méta-**, et également **pyro-**.

Après avoir vu les critères de formation des noms, voyons maintenant quelle est la formule des oxacides et observons des exemples regroupés dans le tableau selon l'élément non-métallique :

acide (préfixe) thème venant d'un non-métal + suffixe

Elément	Thème	formule générale	nom d'acide	degré d'oxydation
1	2	3	4	5
CHLORE	chlor-	HClO	acide hypochloreux	1
	chlor-	HClO ₂	acide chloreux	3
	chlor-	HClO ₃	acide chlorique	5
	chlor-	HClO ₄	acide perchlorique	7
BROME	brom-	HBrO	acide hypobromeux	1
	brom-	HBrO ₃	acide bromique	5
CARBON	carbon-	H ₂ CO ₃	acide carbonique	4
IODE	iod-	HJO	acide hypoiodeux	1
	iod-	HJO ₃	acide iodique	5
	iod-	H ₅ JO ₆	acide periodique	7
SOUFRE	sulf-	H ₂ SO ₂	acide sulfoxylique	2
	sulfur-	H ₂ S ₂ O ₄	acide dithioneux, acide hydrosulfureux	3
	sulfur-	H ₂ SO ₃	acide sulfureux	4
	sulfur-	H ₂ S ₂ O ₅	acide pyrosulfureux	4
	sulfur-	H ₂ S ₂ O ₇	acide pyrosulfurique	6
	sulfur-	H ₂ S ₂ O ₃	acide thiosulfurique	6, -2
	sulfur-	H ₂ S ₂ O ₈	acide dipersulfurique	6
	sulfur-	H ₂ SO ₅	acide monopersulfurique	6
	sulfur-	H ₂ SO ₄	acide sulfurique	6
AZOTE	nitr-	H ₂ N ₂ O ₂	acide hyponitieux	1
	nitr-	HNO ₂	acide nitreux	3
	nitr-	HNO ₃	acide nitrique	5
PHOSPHORE	phosphor-	H ₃ PO ₂	acide hypophosphoreux	1
	phosphor-	H ₃ PO ₃	acide orthophosphoreux	3
	phosphor-	H ₄ P ₂ O ₆	acide hypophosphorique	4
	phosphor-	H ₃ PO ₄	acide orthophosphorique	5
	phosphor-	H ₄ P ₂ O ₇	acide pyrophosphorique	5
	phosphor-	H ₅ P ₃ O ₁₀	acide orthotriphosphorique	5
	phosphor-	H ₃ P ₃ O ₉	acide métatriphosphorique	5
	phosphor-	H ₄ P ₄ O ₁₂	acide métabutaphosphorique	5

1	2	3	4	5
SILICIUM	silic-	H_4SiO_4	acide orthosilicique	4
	silic-	$H_6Si_2O_7$	acide disilicique	4
	silic-	H_2SiO_3	acide métasilicique	4
	silic-	$H_2Si_2O_5$	acide métadisilicique	4
BORE	bor-	H_3BO_3	acide orthoborique	3
	bor-	HBO_2	acide métaborique	3
MANGANUM	mangan-	H_2MnO_4	acide manganique	6
		$HMnO_4$	acide permanganique	7
CHROME	chrome-	H_2CrO_4	acide chromique	6

Les noms des acides sont très importants car ils constituent la base pour des noms de sels ternaires et quaternaires que nous allons ensuite examiner.

3.7. SELS TERNAIRES ET SELS « ACIDES » OU QUATERNAIRES

Les sels, un genre des composés chimiques venant des acides tertiaires où un métal est ajouté à un groupe acide. Dans sa structure nous trouvons donc des atomes d'oxygène, de non-métal et d'un métal. Cependant, le nom exige de montrer de quel acide et de quel métal provient le sel. Le nombre d'atomes d'oxygène et le degré d'oxydation du non-métal doit être inscrit dans le nom du **groupe acide**.

La formule générale réclame le métal **M** en position privilégiée suivi du groupe acide **XO** (dans l'ordre: non métal et oxygène) : **MXO**. La formation du vocabulaire nécessite le changement des suffixes que nous avons connu en parlant des acides tertiaires, car le nom est composé du nom du groupe acide et du complément nominal qui est le nom d'un métal. Les changements gardent la distinction entre les sels au degré d'oxydation plus élevé et plus bas du groupe acide :

Acides plus bas : **-eux** → groupe acide plus bas : **-ite**
 Acide plus haut : **-ique** → groupe acide plus haut : **-ate**

Les préfixes qui transmettent l'information concernant le degré d'oxydation et le nombre d'atomes du non-métal restent les mêmes que dans les acides. Le tableau illustre le changement nécessaire pour la formation des noms de sel.

Elément	Formule générale d'acide	Nom d'acide	Formule du groupe acide	Nom du groupe acide
1	2	3	4	5
CHLORE	$HClO$	acide hypochloreux	ClO^-	hypochlorite
	$HClO_2$	acide chloreux	ClO_2^-	chlorite
	$HClO_3$	acide chlorique	ClO_3^-	chlorate
	$HClO_4$	acide perchlorique	ClO_4^-	perchlorate

1	2	3	4	5
BROME	HBrO	acide hypobromeux	BrO ⁻	hypobromite
	HBrO ₃	acide bromique	BrO ₃ ⁻	bromate
CARBON	H ₂ CO ₃	acide carbonique	CO ₃ ²⁻	carbonate
IODE	HJO	acide hypoiodeux	JO ⁻	hypoiodite
	HJO ₃	acide iodique	JO ₃ ⁻	iodate
	H ₅ JO ₆	acide periodique	JO ₆ ⁻⁵	periodate
SOUFRE	H ₂ SO ₂	acide sulfoxylique	SO ₂ ⁻²	sulfoxylate
	H ₂ S ₂ O ₄	acide dithioneux, acide hydrosulfureux	S ₂ O ₄ ⁻²	dithionite, hydrosulfite
	H ₂ SO ₃	acide sulfureux	SO ₃ ⁻²	sulfite
	H ₂ S ₂ O ₅	acide pyrosulfureux	S ₂ O ₅ ⁻²	pyrosulfite
	H ₂ S ₂ O ₇	acide pyrosulfurique	S ₂ O ₇ ⁻²	pyrosulfate
	H ₂ S ₂ O ₃	acide thiosulfurique	S ₂ O ₃ ⁻²	thiosulfate
	H ₂ S ₂ O ₈	acide dipersulfurique	S ₂ O ₈ ⁻²	dipersulfate
	H ₂ SO ₅	acide monopersulfurique	SO ₅ ⁻²	monopersulfate
	H ₂ SO ₄	acide sulfurique	SO ₄ ⁻²	sulfate
AZOTE	H ₂ N ₂ O ₂	acide hyponitieux	N ₂ O ₂ ⁻²	hyponitrite
	HNO ₂	acide nitreux	NO ₂ ⁻	nitrite
	HNO ₃	acide nitrique	NO ₃ ⁻	nitrate
PHOSPHORE	H ₃ PO ₂	acide hypophosphoreux	PO ₂ ⁻³	hypophosphite
	H ₃ PO ₃	acide orthophosphoreux	PO ₃ ⁻³	orthophosphite
	H ₄ P ₂ O ₆	acide hypophosphorique	P ₂ O ₆ ⁻⁴	hypophosphate
	H ₃ PO ₄	acide orthophosphorique	PO ₄ ⁻³	orthophosphate
	H ₄ P ₂ O ₇	acide pyrophosphorique	P ₂ O ₇ ⁻⁴	pyrophosphate
	H ₅ P ₃ O ₁₀	acide orthotriphosphorique	P ₃ O ₁₀ ⁻⁵	orthotriphosphate
	H ₃ P ₃ O ₉	acide métatriphosphorique	P ₃ O ₉ ⁻³	métatriphosphique
	H ₄ P ₄ O ₁₂	acide métabutahosphorique	P ₄ O ₁₂ ⁻⁴	métabutahosphique
SILICIUM	H ₄ SiO ₄	acide orthosilicique	SiO ₄ ⁻⁴	orthosilicate
	H ₆ Si ₂ O ₇	acide disilicique	Si ₂ O ₇ ⁻⁶	disilicate
	H ₂ SiO ₃	acide métasilicique	SiO ₃ ⁻²	métasilicate
	H ₂ Si ₂ O ₅	acide métadisilicique	Si ₂ O ₅ ⁻²	métadisilicate
BORE	H ₃ BO ₃	acide orthoborique	BO ₃ ⁻³	orthoborate
	HBO ₂	acide métaborique	BO ₂ ⁻	métaborate
MANGANUM	H ₂ MnO ₄	acide manganique	MnO ₄ ⁻²	manganate
	HMnO ₄	acide permanganique	MnO ₄ ⁻	permanganate
CHROME	H ₂ CrO ₄	acide chromique	CrO ₄ ⁻²	chromate

Ayant décrit des groupes acides, voyons comment joindre le métal au nom des sels. Comme nous l'avons vu à l'exemple des oxydes métalliques, mais également dans le cas des sels il suffit d'ajouter le nom du métal soit avec le nombre de

valence entre parenthèse (nom avec le complément), à condition d'avoir un métal qui peut en posséder plusieurs, soit d'ajouter le suffixe **-eux** (degré plus bas) ou **-ique** (plus haut) au métal (cela donne un nom avec l'épithète qui le décrit). Afin de formuler un nom total il faut d'abord exposer le groupe acide et ensuite le métal :

nom du groupe acide + de + métal (valence)
nom du groupe acide + métal-eux/ique

Par exemple : $\text{FeSO}_4 \rightarrow$ sulfate de fer (II)	soit	sulfate ferreux
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ sulfate de fer (III)	soit	sulfate ferrique
$\text{FeSO}_3 \rightarrow$ sulfite de fer (II)	soit	sulfite ferreux
$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3 \rightarrow$ sulfite de fer (III)	soit	sulfite ferrique

Il existe encore des sels qui ont gardé un ou plusieurs atomes d'hydrogène dans leur structure – des **sels quaternaires** ou **sels acides**. La différence dans la formule générale par rapport aux sels tertiaires est de mettre entre le symbole de métal et de non-métal le symbole de l'hydrogène – **MHXO**. La nomenclature également est plus développée ; en effet il est nécessaire d'ajouter tout au début le préfixe « hydrogéno », éventuellement « dihydrogéno » dans le cas des sels où deux atomes d'hydrogène ont été conservés. La formule du nom :

(di)hydrogéno + nom de groupe acide + nom de métal

Na_2HPO_4 – hydrogénophosphate de sodium
 NaH_2PO_4 – dihydrogénophosphate de sodium

Comme c'était dans les cas d'autres composés, et pour les sels, il y a des noms bien ancrés dans l'usage quotidien qui existent encore. Parmi eux il y a beaucoup de sels qui ont reçu les noms de leurs inventeurs où de lieux de leur présence dans l'environnement naturel :

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – gypse, pierre à plâtre, plâtre
 CaSO_4 – anhydrite
 BaSO_4 – barytine, barytite, spath pesant
 NaNO_3 – nitrate de sodium / salpêtre du Chili, nitrate du Chili
 NO_3 – nitrate de potassium / nitre, salpêtre
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – phosphorite
 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – superphosphate
 CaCO_3 – calcite
 MgCO_3 – magnésite, giobertite
 FeCO_3 – sidérite, sidérose, fer spathique
 Fe_2SiO_4 – fayalite
 PbCO_3 – cérusite
 PbCrO_4 – crocoise, crocoïte; plomb chromaté, plomb rouge de Sibérie

PbSO_4 – anglésite
 $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – tétraborate de sodium, borax
 $\text{Ca}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – colémanite
 SrSO_4 – célestine
 SrCO_3 – strontianite
 BaCO_3 – withérite
 $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – kiesérite
 $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – sel amer
 Na_2SO_4 – mirabilite, sel admirable de Glauber
 FeTiO_3 – fer titané / ilménite
 FeCr_2O_4 – fer chromé / chrom(oferr)ite
 MnCO_3 – rhodochrosite, dialogite
 CoAl_2O_4 – bleu de cobalt, bleu (de) Thenard
 ZnCO_3 – smithsonite
 CePO_4 – monazite

Il ne nous reste qu'à décrire le dernier groupe de composés chimiques, de complexes, qui comme le nom nous le souligne ont une forme chimique et également lexicale très complexe et difficile à décrire.

3.8. COMPLEXES – COMPOSÉS DE COORDINATION

Cette fois-ci nous parlons de composés de coordination, très développés dans leur structure, construits d'un cation métallique et de plusieurs ligands (anions ou molécules) du même type ou différents. Avant de décrire le procédé de formation d'un nom et d'une formule générale il faut énumérer les ligands qui forment les complexes.

anions : F^-	– fluoro-	molécules : NH_3	– ammine
Cl^-	– chloro-	CO	– carbonyl
Br^-	– bromo-	NO	– nitrosyl
I^-	– iodo-	H_2O	– aqua
H^-	– hydrido-		
CN^-	– cyano-		
O^{2-}	– oxo-		
O_2^{2-}	– peroxy-		
OH^-	– hydroxy-		
NH_2^-	– amido-		
NH^{2-}	– imido-		
NO_2^-	– nitro-		
ONO^-	– nitrito-		
SCN^-	– thiocyanato-		

La formule générale veut qu'on écrive d'abord le symbole du métal, puis des ligands [ML(L)]. Il n'y a pas de règle précises concernant l'ordre des symboles des ligands, s'il y en a plusieurs. Contrairement à la formule générale, les règles de la nomenclature exigent que les noms des ligands précèdent le cation. S'il y en a plusieurs, il faut ajouter le préfixe : bi-, tri-, tetra-, penta-, hexa-. Les ligands sont nommés selon l'ordre alphabétique. Nous donnons également le nombre d'oxydation de l'atome métallique entre parenthèses. Selon le type du complexe nous avons deux formules de la nomenclature :

pour un anion ou neutre :

[nom des ligands] [nom du métal] + suffixe « ate » (nombre d'oxydation)

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ – ion hexacyanoferrate (III)

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ – ion hexacyanoferrate (II)

$\text{K}_3[\text{NiF}_6]$ – hexafluoronickelate (III) de potassium

$[\text{Cr}(\text{SCN})_4(\text{NH}_3)_2]^-$ – ion tétrathiocyanatodiamminechromate (III)

cation ou un neutre :

[noms des ligands] [nom du métal] (nombre d'oxydation)

$[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]^{3+}$ – ion pentaamminechloroplatine (IV)

$[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$ – chlorure de tetraaquadichlorochrome (III)

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ – ion pentaquahydroxoferrate (III)

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – pentacarbonylofer (0)

CONCLUSION

Nous avons analysé le procédé de formation des noms des composés chimiques. Il est évident qu'il existe des règles bien précises pour chaque élément du lexique. Selon que nous examinons les formules générales ou la nomenclature, nous apercevons des normes :

- la formule générale des oxydes est inverse par rapport au nom-parole (p.ex. CO, oxyde de carbone), de même que les sels (KCl, chlorure de potassium), les hydrures (KH, hydruire de potassium), et les hydroxydes (NaOH, hydroxyde de sodium)
- la formule des acides superpose le H, proton qui est le porteur du caractère acide et le nom des acides commence par nom « acide... »
- tous les noms des composés peuvent être présentés : sous forme du nom avec son complément, préposé par « de » avec l'omission de l'article et sous forme du nom avec épithète sauf les acides tertiaires dont les noms ne sont présentés que sous la deuxième forme.

- les épithètes qui forment le deuxième type des noms des composés possèdent deux suffixes, un pour signaler le degré d'oxydation plus haut -ique, et l'autre pour plus bas -eux. Également pour le nom du groupe acide nous avons les suffixes correspondants -ate et -ite.
- les préfixes jouent un rôle primordial pour le décryptage de la structure des composés car ils portent des informations sur le rapport entre le nombre d'atomes d'oxyde et de non-métal dans les acides et les groupes acides.
- les complexes bien qu'ils aient la structure et le nom compliqué, nous préférons l'ordre alphabétique des ligands préposés au métal dans la nomenclature, et à l'inverse dans la formule générale. Le seul suffixe utilisé est -ate.

BIBLIOGRAPHIE

- Bielański A. (1979), *Chemia ogólna i nieorganiczna*, Warszawa : PWN.
- Hunt A. (2006), *La chimie de A à Z*, trad. P. Depovere, Paris : Dunod.
- Mizerski W. (2005), *Małe tablice chemiczne*, Warszawa : Wydawnictwo Adamantan.
- Szarski J., Janicka S., Komorek A. (éd.), *Słownik naukowo-techniczny polsko-francuski*, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne disponible sur le site <http://portalwiedzy.onet.pl/tlumacz.html?tr= frauto>
- Sypnicki J., Kacprzak A. (2000), *Eléments de la grammaire française*, Poznań : Wydawnictwo Naukowe UAM.
- Vigner G., Martin A. (1976), *Le français technique*, Collection Le Français Dans Le Monde, Librairies Hachette et Larousse.