

Nommer les espèces chimiques

I - Ions

Quelques règles :

- ▶ Le nom d'un cation monoatomique est identique à celui de l'élément dont il est constitué. S'il y a ambiguïté, la charge¹ est précisée entre parenthèses en chiffres romains.
→ exemples : ion sodium Na^+ , magnésium Mg^{2+} , fer(II) Fe^{2+} , fer(III) Fe^{3+} , etc.
- ▶ Le nom d'un anion monoatomique est formé en ajoutant le suffixe -ure au nom de l'élément dont il est constitué.
→ exemples : ion chlorure Cl^- , iodure I^- , sulfure S^{2-} (soufre se dit *sulfur* en anglais), etc.
→ exception : l'ion monoatomique formé d'oxygène O^{2-} est nommé oxyde.
- ▶ Le nom des ions à deux éléments dont l'oxygène est formé à partir du nom du second élément suivi du suffixe -ate. Lorsqu'il existe plusieurs ions formés des mêmes atomes avec des nombres d'oxygène différents, on utilise le suffixe -ite, puis des préfixes s'il y a plus de deux ions différents.
→ exemples : sulfate SO_4^{2-} , nitrate NO_3^- (azote se dit *nitrogen* en anglais), permanganate MnO_4^- , chlorate ClO_3^- , chlorite ClO_2^- , hypochlorite ClO^- , etc.

Noms à retenir :

H_3O^+	ion oxonium	
HO^-	ion hydroxyde	
SO_4^{2-}	ion sulfate	ion très souvent spectateur
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	ion thiosulfate	réducteur modéré, le préfixe thio- indique qu'un atome d'oxygène a été remplacé par un atome de soufre
NO_3^-	ion nitrate	parfois spectateur, mais également oxydant du couple $\text{NO}_3^-/\text{NO}_{2(\text{g})}$
MnO_4^-	ion permanganate	oxydant du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

II - Solides et solutions ioniques

Quelques règles :

- ▶ Un solide ionique est généralement nommé « anion de cation », mais c'est le cation qui apparaît en premier dans la formule chimique.
→ exemples : chlorure de sodium NaCl , permanganate de potassium KMnO_4 , chlorure de fer(III) FeCl_3 (un ion fer(III) et trois ions chlorure), iodure de plomb PbI_2 (un ion plomb Pb^{2+} et deux ions iodure I^-), chromate d'argent Ag_2CrO_4 (deux ions argent Ag^+ et un ion chromate CrO_4^{2-}), etc.
- ▶ En particulier, les solides formés à partir de l'anion HO^- sont nommés hydroxyde et ceux formés à partir de l'anion O^{2-} oxyde.
→ exemples : hydroxyde de cuivre(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, oxyde de fer(III) Fe_2O_3 , etc.
- ▶ « Une solution de ... » signifie que le solide est totalement dissout, et que les deux ions sont présents dans la solution avec la même stœchiométrie que dans le solide.

1. En réalité le nombre d'oxydation, voir cours d'oxydoréduction.

Noms à retenir :

$\text{NaOH}_{(s)} = \text{Na}^+ + \text{HO}^-$	soude	solution de base forte
$\text{KOH}_{(s)} = \text{K}^+ + \text{HO}^-$	potasse	solution de base forte

III - Molécules

Quelques règles :

- Les molécules contenant un seul élément sont nommées par les préfixes di-, tri-, tétra-, penta-, hexa-, etc.
→ exemples : dioxygène O_2 , diiode I_2 , hexasoufre S_6 , etc.
→ exception : ozone O_3 .
- Pour les composés constitués de deux éléments différents, le deuxième élément de la formule (généralement le plus électronégatif des deux), est nommé en premier et porte le nom de l'anion correspondant ; le premier élément de la formule est nommé en second avec le nom complet de cet élément ; le nombre d'atomes présents est identifié en utilisant des préfixes s'il y a ambiguïté.
→ exemples : monoxyde de carbone CO , dioxyde de carbone CO_2 , trioxyde de soufre SO_3 , pentachlorure de phosphore PCl_5 , etc.
- Beaucoup de molécules sont nommées par un nom d'usage courant, souvent d'origine historique.

Noms à retenir :

NH_3	ammoniac	base faible, se reconnaît à son odeur caractéristique
CH_4	méthane	utilisé comme gaz de ville
H_2O_2	eau oxygénée	oxydant assez fort

IV - Acides et bases

Quelques règles : le nom d'un acide reprend généralement le nom de l'anion à partir duquel il est formé avec un suffixe différent, en général -hydrique (ion en -ure), -ique (ion en -ate) ou -eux (ion en -ite).

- acide chlorhydrique HCl , acide cyanhydrique HCN (formé à partir de l'ion cyanure CN^-).
- acide nitrique HNO_3 (à partir de l'ion nitrate), acide sulfurique H_2SO_4 (à partir de l'ion sulfate),
- acide hypochloreux (à partir de l'ion hypochlorite), etc.

Noms à retenir :

$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	acide sulfurique	diacide fort
$\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	acide nitrique	acide fort
$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	acide chlorhydrique	acide fort
$\text{NaOH}_{(s)} = \text{Na}^+ + \text{HO}^-$	soude	base forte
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$	acide éthanoïque / ion éthanoate ou acide acétique / ion acétate	couple acide faible / base faible
$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	ammonium / ammoniac	couple acide faible / base faible
$\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$	dihydrogénocarbonate / hydrogénocarbonate / carbonate	H_2CO_3 se forme par dissolution du CO_2 dans l'eau : $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$
$\text{H}_3\text{PO}_4 / \dots / \text{PO}_4^{3-}$	acide phosphorique / ... / ion phosphate	triacide faible

Groupe	→	IA
1		

Tableau périodique des éléments chimiques

© Étienne Thibierge. www.etienne-thibierge.fr