

Noms des espèces chimiques à connaître par cœur

Cette liste n'est pas exhaustive et constitue une base minimale

Acides	Bases	Anions	cations
chlorhydrique HCl <i>(rem : chlorure d'hydrogène si gazeux et (H⁺_(aq), Cl⁻_(aq)) en solution aqueuse)</i>	Soude NaOH	Hydroxyde HO ⁻ (ou OH ⁻)	Oxonium H ₃ O ⁺ ou H ⁺ _(aq)
bromhydrique HBr	Potasse KOH	Nitrate NO ₃ ⁻	Ammonium NH ₄ ⁺
iodhydrique HI	Chaux Ca(OH) ₂	sulfate SO ₄ ²⁻	<i>Tous les ions métalliques en essayant de mémoriser leur charge (ex : Ag⁺, Al³⁺, etc.)</i>
fluorhydrique HF	Baryte Ba(OH) ₂	hydrogénosulfate HSO ₄ ⁻	
cyanhydrique HCN	Ammoniaque NH ₃	Carbonate CO ₃ ²⁻	<i>... ainsi que les tests de mise en évidence (avec la soude)</i>
sulfhydrique H ₂ S		Hydrogencarbonate HCO ₃ ⁻	
nitrique HNO ₃		Phosphate PO ₄ ³⁻	
sulfurique H ₂ SO ₄	<i>Rem : pour les hydroxydes, connaître les noms normalisés Ex soude ⇌ hydroxyde de sodium</i>	Hydrogénophosphate HPO ₄ ²⁻	
phosphorique H ₃ PO ₄			dihydrogénophosphate H ₂ PO ₄ ⁻
carbonique H ₂ CO ₃ <i>(ce dernier acide n'existe pas : il correspond à CO₂ dissous dans l'eau)</i>		Chlorure Cl ⁻	
Formique (méthanoïque) HCOOH		Sulfure S ²⁻	
Acétique (éthanoïque) CH ₃ COOH		hydrogénosulfure HS ⁻	
Oxalique (éthanedioïque) H ₂ C ₂ O ₄			
		<i>Et tous les ions en ..ure</i>	
		Permanganate MnO ₄ ⁻	
		Dichromate Cr ₂ O ₇ ²⁻	
		Chromate CrO ₄ ²⁻	
		Thiosulfate S ₂ O ₃ ²⁻	
		peroxodisulfate S ₂ O ₈ ²⁻	
		tétrathionate S ₄ O ₆ ²⁻	

plus des espèces moléculaires courantes :

chimie minérale :

eau (!), gaz carbonique, dioxygène, diazote, diiode, ammoniac (*rem* : « ...ac » si gaz et « ...aque » si solution aqueuse), etc.

chimie organique :

éthanol (CH₃CH₂OH), acétone (CH₃-CO-CH₃ nom normalisé : propanone), éther diéthylique (C₂H₅-O-C₂H₅), etc.

Quelques éléments de nomenclature :

Formules des acides minéraux (hydracides et oxacides) ainsi qu'organiques à connaître:

1. Hydracides (i.e. dont les anions sont exempts d'atomes d'oxygène): chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, fluorhydrique, cyanhydrique, sulfhydrique.

Rem : i.e. en latin "id est", c'est à dire "c'est à dire"!

2. Oxacides (i.e. dont les anions contiennent un ou plusieurs atomes d'oxygène): sulfureux, sulfurique, nitreux, nitrique, phosphorique.

3. Acides organiques: méthanoïque (alias formique, du latin "formica", fourmi !), éthanoïque (alias acétique, principe actif du vinaigre), acétyl salicylique (aspirine), ascorbique (vitamine C)

Formules des bases à connaître:

Hydroxyde de sodium (alias soude), hydroxyde de potassium (alias potasse), hydroxyde de baryum (alias baryte), hydroxyde de calcium (alias eau de chaux... en solution aqueuse, chaux éteinte si solide – par opposition à la chaux vive = CaO), ammoniaque (« ...aque » en solution aqueuse « ...ac » sous forme gazeuse), aniline...

Formules générales des sels à connaître, à savoir écrire:

1. Sels cristallisés anhydres: chlorure de sodium, chlorure de potassium

2. Sels cristallisés hydratés: sulfate de cuivre (II) pentahydraté; sulfate double de fer(II) et d'ammonium hexahydraté, alias "sel de MOHR"....

3. Sels dissous, en solution aqueuse: chlorure de sodium, sulfate de fer (III)....

Nomenclature en chimie minérale (alias inorganique) et organique. Quelques rappels :

Nomenclature des hydracides et des anions dérivés:

Pour les hydracides: au radical du nom on ajoute le suffixe "hydrique".

C'est l'exemple de l'acide "chlorhydrique", de l'acide "bromhydrique", de l'acide "cyanhydrique".....

Pour les anions dérivés: au radical du nom on ajoute le suffixe "ure".

C'est l'exemple de l'anion "chlorure", de l'anion "bromure", de l'anion "cyanure"....

Nomenclature des oxacides et de leurs anions dérivés:

Pour les oxacides il y a deux terminaisons: en "eux" ou en "ique".

Pour un élément donné la terminaison "eux" contiendra moins d'atomes de l'élément oxygène que la terminaison "ique".

Mais cette nomenclature est aujourd'hui à éviter. On préférera :

L'ion fer (II) à l'ion ferreux et l'ion fer (III) à l'ion ferrique (par exemple)

En général on a, dans l'ordre croissant du nombre d'atomes d'oxygène, la séquence suivante, pour un élément donné, quand ces acides existent réellement, ce qui n'est pas toujours le cas !

Le cas le plus simple est celui des acides dérivant de l'élément chlore.

On a la séquence suivante:

Acide hypochloreux, HClO. Préfixe "hypo", qui veut dire "en dessous"; radical "chlor"; suffixe "eux"; 1 seul atome d'oxygène, 1 atome de chlore.

Acide chloreux, HClO₂. Préfixe absent; radical "chlor"; suffixe "eux"; 2 atomes d'oxygène, 1 atome de chlore.

Acide chlorique, HClO₃. Préfixe absent; radical "chlor"; suffixe "ique"; 3 atomes d'oxygène, 1 atome de chlore.

Acide perchlorique, HClO₄. Préfixe "per", qui veut dire "au maximum"; radical "chlor"; suffixe "ique"; 4 atomes d'oxygène, 1 atome de chlore.

Pour les anions dérivant des oxacides précédents on a deux terminaisons qui sont "ite" et "ate".

Pour les oxacides se terminant par "eux" la terminaison de l'anion, ou des anions correspondant(s) sera "ite".

Pour les oxacides se terminant par "ate" la terminaison de l'anion, ou des anions, correspondant(s) sera "ate".

Conformément à ce qui a été signalé au sujet des oxacides en "eux" et des oxacides en "ate", pour un élément donné, on aura les anions en "ite" qui contiendront moins d'atomes de l'élément oxygène que les anions en "ate".

Prenons le cas des deux oxacides dérivant de l'élément azote, les acides "nitreux" HNO₂ et "nitrique", HNO₃.

Les anions dérivés seront alors, respectivement:

Anion "nitrite", NO₂⁻, pour l'acide "nitreux", HNO₂.

Anion "nitrate", NO₃⁻, pour l'acide "nitrique", HNO₃.

Reprenons la série des oxacides dérivant de l'élément chlore, on aura alors la correspondance suivante:

Acide hypochloreux HClO donne anion "hypochlorite", ClO⁻.

Acide chloreux HClO₂ donne anion "chlorite", ClO₂⁻.

Acide chlorique HClO₃ donne anion "chlorate", ClO₃⁻.

Acide perchlorique HClO₄ donne anion "perchlorate", ClO₄⁻.

Tous ces ions ont des noms systématiques définis par l'U.I.C.P.A. : ainsi l'anion sulfate est considéré comme dérivant formellement du cation soufre (VI) S⁶⁺ entouré de quatre anions oxyde O²⁻. On l'appelle donc l'ion tétraoxosulfate (VI). Mais on trouve dans la littérature chimique essentiellement les noms courants ci-dessus qu'il convient de connaître.

Nomenclature des ions simples (essentiellement monoatomiques) dérivant des métaux.

On donne le nom du métal et entre parenthèses en chiffres romains sa valence.

Exemple : les ions monoatomiques dérivant des atomes de l'élément fer : l'ion Fe²⁺ et l'ion Fe³⁺.

On les appellera tout simplement, respectivement, ion "fer (II)" et ion "fer (III)".

Rem1 : minuscule à fer –nom- majuscule à Fe –symbole-) *Rem2 : A éviter la nomenclature "ferreux" et "ferrique".*

Pour les ions simples polyatomiques dérivant des métaux, mais ne contenant qu'un seul élément chimique, on aura l'exemple du cation formé par la dimérisation de l'ion mercure (I), Hg⁺.

Cet ion a pour formule Hg₂²⁺. On l'appellera cation "dimercure (II)".

Il se forme suivant la réaction: 2 Hg⁺ = Hg₂²⁺

On ne le confondra surtout pas avec le cation Hg²⁺, qui lui, est appelé cation "mercure (II)"

Pour les anions dérivant des métaux :

Prenons l'exemple de deux anions célèbres dérivant des ions Fe²⁺ et Fe³⁺, à savoir les anions "ferrocyanure" et "ferricyanure". Ce sont leurs noms "anciens".

L'anion "ferrocyanure" résulte de la réaction entre un ion Fe(II) et six anions "cyanure" CN⁻.

Soit, la réaction: Fe²⁺ + 6 CN⁻ = Fe(CN)₆⁴⁻. On appellera l'anion "ferrocyanure"(ancienne terminologie) anion "hexacyanoferrate(II)".

La terminaison "ate" signifie que la charge globale de l'ion complexe est négative, que c'est donc un anion.

Avec la nomenclature en "ferrocyanure" ou "ferricyanure" on avait parfois du mal à se rappeler au bon moment lequel était lequel...

Pour l'anion "ferricyanure" la réaction de formation est:

Fe³⁺ + 6CN⁻ = Fe(CN)₆³⁻. On appellera, en conséquence, l'anion "ferricyanure" anion "hexacyanoferrate (III)".

Nomenclature des composés organiques : voir le cours de chimie organique

Règles de solubilité (dans l'eau) :

Quelques règles générales : Sont considérés comme :

- insolubles les sels dont la solubilité est inférieure à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Solubles ceux dont la solubilité est supérieure à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Partiellement solubles ceux dont la solubilité est intermédiaire.

Pour la plupart des composés, on retiendra :

1. Tous les sels de sodium, potassium et ammonium sont solubles..
2. Tous les sels de nitrate, acétates et perchlorates sont solubles.
3. Tous les sels d'argent, de plomb et de mercure(I) sont insolubles.
4. Tous les sels de chlorure, de bromure et iodure sont solubles.
5. Tous les sels de carbonate, de phosphate, de sulfure, et hydroxyde sont insolubles.
6. Tous les sels de sulfate sont solubles sauf le sulfate de calcium et le sulfate de barium..

Attention chaque règle l'emporte sur les suivantes. Exemples..... :

Règle 4 , tous les chlorure sont solubles mais comme règle 3 tous les composés avec l'ion argent ne le sont pas..... le chlorure d'argent est insoluble

Règle 5 tous les hydroxydes sont insolubles mais règle 1, les sels de sodium ou d'ammonium le sont : donc la soude et l'ammoniaque sont solubles.