



© 1999 Université de Liège
Section de Chimie
Groupe Transition
<http://www.ulg.ac.be/grptrans>

Conditions d'utilisation **des versions électroniques des modules de chimie**

Vous pouvez:

- consulter les versions électroniques sur un ou plusieurs ordinateurs
- imprimer un ou plusieurs modules pour une distribution en classe en mentionnant l'origine du didacticiel
- distribuer gratuitement un ou plusieurs fichiers PDF ou ZIP complets et sans modification à d'autres personnes

Vous ne pouvez pas:

- modifier ou traduire un module
- enlever ou modifier les logos ou les copyrights
- recopier entièrement ou partiellement un module pour l'inclure dans un autre projet
- mettre à disposition les versions électroniques des modules sur un autre site internet
- inclure les fichiers ZIP ou PDF dans un projet commercial (p.ex. un CD-ROM d'un périodique) sans autorisation écrite préalable du Groupe Transition

Responsable administratif:
André Cornélis
Université de Liège
Institut de Chimie B6
Sart-Tilman
B 4000 Liège (Belgique)
Fax: +32-4-3664738
Email: Andre.Cornelis@ulg.ac.be

Université de Liège

Section de Chimie

**Fonctions et nomenclature
en
chimie inorganique**

Une réalisation du groupe « TRANSITION »

édition 1999

Après avoir étudié ce module, vous devriez être capable de :

- classer les éléments en métaux et non-métaux;*
- reconnaître les fonctions chimiques essentielles en chimie inorganique : oxydes, hydroxydes, hydracides, oxacides, sels;*
- citer les réactions chimiques permettant de passer d'une fonction à une autre;*
- donner le nom d'une combinaison inorganique courante dont on fournit la formule moléculaire;*
- donner la formule moléculaire d'une substance dont on indique le nom.*

Avertissement

Avant d'entamer ce module, précisons qu'il se limitera à traiter la **nomenclature des composés chimiques inorganiques**. Un composé inorganique est une substance formée par combinaison de n'importe quels éléments à l'exclusion du carbone. Il y a néanmoins quelques exceptions à cette définition. C'est ainsi que les carbonates et les cyanures, par exemple, sont considérés comme inorganiques, bien qu'ils renferment du carbone. Nous y reviendrons plus loin. De plus, ce module de remédiation se limite **volontairement** aux **substances les plus fréquemment rencontrées au laboratoire** et à la **nomenclature la plus souvent utilisée**. Ce module doit être considéré comme une visite guidée, à un niveau **élémentaire**, du monde des substances et des noms en chimie inorganique et non comme une présentation exhaustive de la nomenclature de ces substances.

Les chimistes emploient, pour désigner les substances qu'ils utilisent ou qu'ils synthétisent, un double langage. D'une part, celui des **formules chimiques**, qui mentionnent la nature et le nombre des atomes constituant une molécule donnée, et dans lesquelles chaque élément chimique est désigné par son symbole chimique. Si vous ne connaissez pas (ou plus) les symboles des éléments chimiques, nous vous conseillons très vivement la lecture attentive préalable du module intitulé "Les éléments chimiques et leurs symboles". D'autre part, les chimistes désignent également les substances chimiques par des noms bien précis, qui font l'objet d'une **nomenclature** (du latin: *nomen* = nom; *calare* = appeler) officielle. C'est ainsi que l'on pourra tout aussi bien parler d'une "solution de **HCl**" (utilisation de la formule chimique) que d'une "solution de **chlorure d'hydrogène**" (utilisation de la nomenclature chimique). La situation se complique un peu du fait que la nomenclature admet parfois plusieurs variantes. Pour reprendre notre exemple, chlorure d'hydrogène et **acide chlorhydrique** sont synonymes. Enfin, des noms usuels, tels l' "**esprit de sel**", pour une solution d'acide chlorhydrique ou la "**soude caustique**" pour l'hydroxyde de sodium, s'entendent encore parfois. Leur usage est cependant vivement déconseillé en milieu scientifique.

La connaissance des noms des combinaisons chimiques est un pré-requis tout à fait essentiel à une étude un tant soit peu sérieuse de la chimie.

Les buts du présent module sont dès lors les suivants :

- montrer que la nomenclature chimique est une construction logique : celle-ci repose sur la connaissance des grandes familles de composés chimiques inorganiques et sur les réactions chimiques entre les substances de ces familles;
- rappeler les grandes familles de substances inorganiques (métal, non métal, oxydes basiques et acides, hydroxydes, oxacides, hydracides, sels);
- présenter les règles qui président à la construction des noms une fois que l'on a repéré la famille à laquelle appartient la substance;
- par une série d'exemples et d'applications, vous rendre capable de passer de la formule d'une combinaison à son nom en nomenclature officielle et inversement.

Examinons le tableau périodique des éléments, reproduit à la page suivante. On peut, dans une première classification, distinguer quatre grandes catégories d'éléments.

- L'**hydrogène**, qui, ne possédant qu'un seul électron, est un peu un cas à part. Il existe, dans les conditions de température et de pression ordinaire sous la forme d'un gaz de molécules H_2 . Pour insister sur cet aspect moléculaire, on utilise souvent le nom "dihydrogène".
- Les **métaux** : il s'agit en gros des éléments des familles 1 à 13, dans la nouvelle classification¹ de l'IUPAC². Les lanthanides et les actinides sont également des métaux. Les métaux sont conducteurs de l'électricité et réfléchissent la lumière, d'où leur aspect brillant. Hormis le mercure (Hg), les métaux sont solides, constitués d'un arrangement régulier d'atomes, dans les trois directions de l'espace. Dans la suite de ce module, on symbolisera les métaux par la lettre **M**.
- Les **non-métaux** : ces éléments appartiennent aux familles 15 à 18. A température et pression ordinaires, certains de ces éléments se rencontrent sous forme monoatomique: c'est le cas des **gaz nobles** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). La plupart des non-métaux existent toutefois sous forme moléculaire : N_2 , O_2 et aussi O_3 (l'ozone), F_2 , Cl_2 , etc. Les non-métaux ne conduisent normalement pas l'électricité : ce sont des isolants. Dans la suite de ce module, on symbolisera les non-métaux par la lettre **X**.³
- Des éléments aux propriétés **intermédiaires**. On ne passe pas abruptement des métaux aux non-métaux : il existe, au sein des colonnes 13 à 17, plusieurs éléments qui ont des propriétés intermédiaires entre celles des métaux et des non-métaux, et qui peuvent être, par exemple, des semi-conducteurs, tels le silicium et le germanium. Ces deux derniers éléments sont d'une extrême importance dans la vie courante, suite à leurs applications en micro-électronique.

¹ Les familles 1 à 13 de la nouvelle classification correspondent aux familles Ia, IIa, IIIa et aux familles Ib à VIIIb de l'ancienne classification.

² L'IUPAC est la "International Union of Pure and Applied Chemistry", qui, entre autres, émet des recommandations en matière d'harmonisation des conventions utilisées par les chimistes. En français, on l'appelle l' "Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée" (UICPA).

³ On trouve également, dans certains livres, le symbole M' pour désigner un non-métal.

Ces diverses catégories d'éléments sont visualisées dans le tableau périodique ci-dessous.

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|----|----|-----|----|----|----|-----|------|------|------|----|----|-----|----|----|----|-----|------|
| I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | VIII | VIII | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| a | a | b | b | b | b | b | b | b | b | b | b | a | a | a | a | a | a |
| H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| Fr | Ra | Ac | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | |
| | | | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lw | |

Les zones non ombrées correspondent aux métaux (alcalins, alcalino-terreux, terreux, métaux de transition, lanthanides et actinides), les zones les plus ombrées aux non-métaux et les zones moyennement ombrées aux éléments intermédiaires.

Vous constaterez que les métaux constituent la majorité des éléments.

Question 1

En vous basant sur le tableau périodique que nous venons de discuter, classez les éléments suivants en trois catégories : métaux, non-métaux, éléments intermédiaires.

Fe, Co, Ca, Cs, C, Ne, Na, O, N, B

Réponse 1:

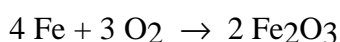
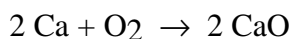
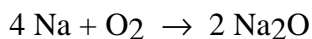
Les cases noires du tableau suivant indiquent la classification demandée.

| Élément | Métal | Non-métal | Intermédiaire |
|---------|-------|-----------|---------------|
| Fe | | | |
| Co | | | |
| Ca | | | |
| Cs | | | |
| C | | | |
| Ne | | | |
| Na | | | |
| O | | | |
| N | | | |
| B | | | |

N'oubliez pas que deux éléments aux propriétés éventuellement très différentes peuvent avoir des symboles très voisins: Na et Ne, par exemple.

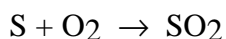
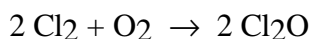
Métaux et non-métaux réagissent avec une substance très abondante et très réactive, le dioxygène O₂, pour former divers types d'oxydes.

- Les **métaux**, par réaction avec O₂, donnent lieu à la formation d'**oxydes métalliques**:



La formule générique des oxydes métalliques est donc **M_aO_b**.

- Les **non-métaux**, à l'exception des **gaz nobles**, donnent lieu à la formation d'**oxydes non-métalliques**, de formule générique **X_aO_b**:

Question 2

Parmi les oxydes suivants, lesquels sont des oxydes métalliques ?

FeO, ZnO, SO₂, HgO, VO₂, TiO, TiO₂, Cl₂O, CO₂.

Réponse 2:

FeO, ZnO, HgO, VO₂, TiO et TiO₂ sont des oxydes métalliques

Les oxydes métalliques formés à partir de métaux des familles 1 et 2 sont des **oxydes basiques**.

Les métaux des familles 3 à 13 mènent à des oxydes aux propriétés moins bien caractérisées. Ils possèdent **souvent**, mais pas toujours, à la fois un caractère acide et un caractère basique : on les appelle des **oxydes amphotères**.

Les oxydes de non-métaux et d'éléments intermédiaires sont majoritairement des **oxydes acides**.

Il ne s'agit toutefois ici que de tendances générales et pas de règles absolues. On peut dire que le caractère acide des oxydes augmente de gauche à droite et de bas en haut dans le tableau périodique. Le caractère basique varie dans le sens inverse.

Lorsqu'un élément peut avoir plusieurs nombres d'oxydation, le caractère acide de l'oxyde correspondant augmente avec le nombre d'oxydation.

Question 3

Classez les oxydes suivants en trois catégories: acides, basiques ou amphotères.

BaO, K₂O, Cl₂O₃, SiO₂, SO₃, MgO, ZnO, P₂O₅

Réponse 3:

Les cases noires du tableau suivant fournissent la classification souhaitée.

| Oxyde | Basique | Acide | Amphotère |
|--------------------------------|---------|-------|-----------|
| BaO | | | |
| K ₂ O | | | |
| Cl ₂ O ₃ | | | |
| SiO ₂ | | | |
| SO ₃ | | | |
| MgO | | | |
| ZnO | | | |
| P ₂ O ₅ | | | |

Si vous avez commis une erreur, réexaminez votre tableau périodique et imprégnez-vous de la correspondance suivante :

| |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| éléments des colonnes 1 et 2: oxydes basiques éléments des colonnes 3 à 13: oxydes fréquemment amphotères éléments des colonnes 14 à 17: oxydes majoritairement acides |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

Nous avons vu que les formules génériques des oxydes basiques et acides sont respectivement M_aO_b et X_aO_b . Comment peut-on déterminer les indices stoechiométriques a et b ? Il faut pour cela connaître les **nombre d'oxydation**, qui sont souvent indiqués dans les tableaux périodiques. **Le nombre d'oxydation de l'oxygène dans un oxyde est égal à -2 (noté - II** : on note les nombres d'oxydation en chiffres romains). Celui du métal M ou du non-métal X peut, lui, varier entre certaines limites. Le chlore, par exemple, peut, au sein d'une combinaison avec l'oxygène, se trouver dans 4 états d'oxydation, caractérisés par les nombres d'oxydation + I, + III, + V et + VII.⁴ **Au sein d'une combinaison, les indices stoechiométriques doivent être tels que la somme algébrique de leurs produits par les nombres d'oxydation des atomes qu'ils concernent soit nulle.** Ceci traduit la neutralité électrique globale de la molécule.

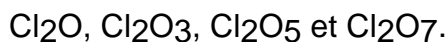
Question 4

Donnez les formules chimiques des quatre oxydes de chlore correspondant aux nombres d'oxydation que nous venons de mentionner.

⁴ On omet souvent le signe + pour les nombres d'oxydation positifs. Nous le conserverons ici pour insister.

Réponse 4:

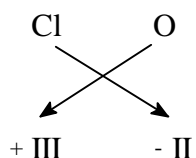
Ces quatre oxydes répondent aux formules suivantes :



On peut retrouver ces formules de la manière suivante. Sachant que le nombre d'oxydation de l'oxygène vaut -II, on calcule les plus petits nombres d'atomes de chlore et d'oxygène pour que la somme algébrique des produits des indices stoechiométriques par les nombres d'oxydation des atomes concernés soit nulle. Par exemple, si le nombre d'oxydation du chlore vaut +III, il faut prendre 2 atomes de chlore et trois atomes d'oxygène puisque :

$$2 \times (+\text{III}) + 3 \times (-\text{II}) = 0$$

Dans le cas où le nombre d'oxydation du partenaire de l'oxygène est impair, une règle simple pour obtenir les formules chimiques de l'oxyde consiste à "croiser les valences", comme le montre le schéma ci-dessous.

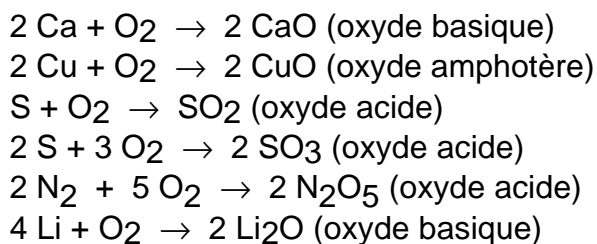


La formule sera donc Cl_2O_3

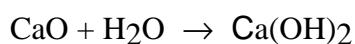
Cette règle porte encore le nom de "règle du chiasme" (du grec *khiasma*, qui signifie "croisement").

Question 5

- a) *Donnez la formule des oxydes de Ca (+ II), Cu (+ II), S (+ IV), S (+ VI), N (+ V), Li (+ I);*
- b) *Équilibrez les équations chimiques menant des corps simples à ces oxydes par réaction avec le dioxygène;*
- c) *Précisez, dans chaque cas, s'il s'agit d'un oxyde basique, acide ou amphotère.*

Réponse 5:

Les oxydes basiques des métaux alcalins et alcalino-terreux réagissent avec l'eau (H_2O) pour donner des **hydroxydes**. Par exemple :



Généralisons :



La formule générique d'un **hydroxyde** est donc **M(OH)_n** . On remarquera que, dans cette formule, n est égal au nombre d'oxydation de M .

Question 6

- a) *Donnez la formule de l'oxyde et de l'hydroxyde correspondant, respectivement, à Ba (+ II) et Na (+ I);*
- b) *Équilibrez les réactions chimiques menant, respectivement, du corps simple à l'oxyde, par réaction avec O_2 , et de l'oxyde à l'hydroxyde, par réaction avec H_2O .*

Réponse 6:

a) Oxyde : BaO

Hydroxyde : Ba(OH)₂Oxyde : Na₂O

Hydroxyde : NaOH

b) $2 \text{ Ba} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ BaO}$ $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$ $4 \text{ Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ NaOH}$

Vous remarquerez que la règle selon laquelle la somme algébrique des produits des indices stoechiométriques par les nombres d'oxydation des atomes concernés doit être nulle est bien respectée dans les formules des hydroxydes que nous venons de présenter. En effet, **le nombre d'oxydation de H dans un hydroxyde est égal à + 1** (noté +I). La somme algébrique des nombres d'oxydation dans Ba(OH)₂, par exemple, vaudra:

$$1 \times (+ \text{II}) + 2 \times (- \text{II}) + 2 \times (+ \text{I}) = 0$$

Un oxyde acide, quant à lui, réagira avec l'eau pour donner un **oxacide** (ou oxoacide), de formule générique **H_nX_mO_p**. Voici quelques exemples de telles réactions:



N.B. : dans les exemples et exercices proposés dans ce module, lorsque plusieurs atomes d'un même élément sont présents au sein d'une combinaison, ils ont le même nombre d'oxydation. Ce n'est toutefois pas une règle générale.

Question 7

Que vaut le nombre d'oxydation de l'azote dans:

a) N₂O₃b) HNO₂c) N₂O₅d) HNO₃

Réponse 7:

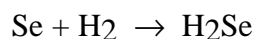
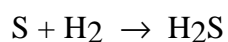
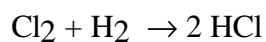
a) et b) le nombre d'oxydation de N dans N_2O_3 et HNO_2 vaut + III

c) et d) le nombre d'oxydation de N dans N_2O_5 et HNO_3 vaut + V

Vous constaterez que le nombre d'oxydation du non-métal est le même dans l'oxyde acide et dans l'oxacide correspondant. La réaction d'un oxyde avec l'eau n'est donc pas une réaction d'oxydo-réduction.

Vous constaterez également que, dans un oxacide, le nombre d'oxydation du non-métal autre que l'oxygène est positif.

Un non-métal des familles 16 et 17 (VIa et VIIa) peut également réagir avec le dihydrogène H_2 pour donner un **hydracide** de formule générique H_nX . En voici quelques exemples :

Question 8

Que valent les nombres d'oxydation des non-métaux dans les trois hydracides qui précèdent ?

Réponse 8:

Le chlore a un nombre d'oxydation égal à -I alors que le soufre et le sélénium ont un nombre d'oxydation égal à -II.

Vous pouvez vous en rendre compte très facilement en utilisant la règle du chiasme (croiser les valences), sachant que le nombre d'oxydation de l'hydrogène vaut + I.

Dans un hydracide, le nombre d'oxydation du non-métal est donc toujours négatif.

Question 9

Les nombres d'oxydation les plus fréquemment rencontrés pour le brome sont - I, + I et + V. Donnez les formules des acides correspondants. Précisez s'il s'agit d'un hydracide ou d'un oxacide.

Réponse 9:

Nombre d'oxydation du brome = - I: hydracide HBr

Nombre d'oxydation du brome = + I: oxacide HBrO

Nombre d'oxydation du brome = + V: oxacide HBrO₃

Insistons tout d'abord sur le fait que **les formules chimiques sont établies expérimentalement**. Dans certains cas, on peut également souvent prévoir ces formules à partir de la connaissance des nombres d'oxydation, comme nous venons de le faire à plusieurs reprises. Dans les trois cas de la question 9, quel raisonnement avons-nous donc suivi ?

Puisque le nombre d'oxydation de l'hydrogène est égal à +I, il faut que, dans un hydracide, le nombre d'oxydation du non-métal soit négatif. Nous avons déjà mentionné cet aspect. Donc, le brome avec le nombre d'oxydation - I donnera lieu à un hydracide, de formule HBr.

Aux nombres d'oxydation positifs correspondront des oxacides. Le nombre d'oxydation de l'oxygène étant pair (et négatif), il faut que la somme des nombres d'oxydation de l'hydrogène et du brome soit également paire (et positive, bien sûr). Prenons le cas où le nombre d'oxydation de Br vaut + I. La somme des nombres d'oxydation de H et de Br vaut alors + II et il suffit d'un atome d'oxygène pour que la somme algébrique des nombres d'oxydation des atomes de la molécule soit nulle: d'où la formule HBrO.

Si le nombre d'oxydation de Br vaut + V, alors la somme des nombres d'oxydation de H et de Br vaut alors + VI et il faut trois atomes d'oxygène pour que la somme algébrique des nombres d'oxydation des atomes de la molécule soit nulle: d'où la formule HBrO₃.

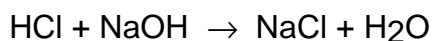
Nous venons de rappeler l'existence de deux familles essentielles de composés inorganiques : les hydroxydes $M(OH)_n$ et les acides. Ces derniers peuvent être des hydracides H_nX ou des oxacides $H_nX_mO_p$. Il existe encore une famille très importante de composés inorganiques. La question suivante va vous aider à vous la rappeler.

Question 10

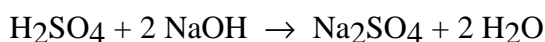
Faisons réagir un acide, HCl, avec un hydroxyde, NaOH. Quelles substances chimiques vont résulter de cette réaction ?

Réponse 10:

Un sel (NaCl) et de l'eau, bien entendu. C'est la célèbre réaction de neutralisation d'un acide et d'une base.

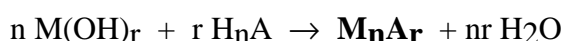


En faisant réagir un oxacide, par exemple H_2SO_4 , avec NaOH, on observe la réaction de neutralisation suivante:

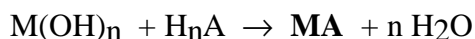


Na_2SO_4 est un sel. Il s'agit d'une réaction de neutralisation complète, puisque chaque hydrogène acide de H_2SO_4 a été remplacé par un sodium.

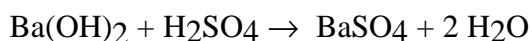
Généralisons ces résultats. Un hydroxyde $\text{M}(\text{OH})_r$, qui est aussi une base, réagit avec un acide H_nA (où $\text{A} = \text{X}$ ou X_mO_p selon qu'il s'agit d'un hydracide ou d'un oxoacide) suivant :



Dans le cas où $n = r$, cette équation se simplifie en :



Par exemple :



Les molécules écrites en caractères gras dans ces deux équations chimiques sont des **sels**. Ces deux réactions sont des réactions de **neutralisation complète**.

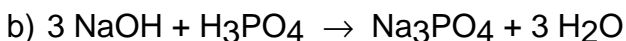
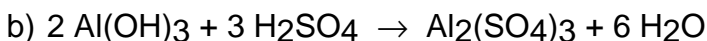
Écrites de manière aussi générale, ces équations vous paraissent sans doute un peu barbares. Elles vous paraîtront plus claires si vous les appliquez à des cas concrets.

Question 11

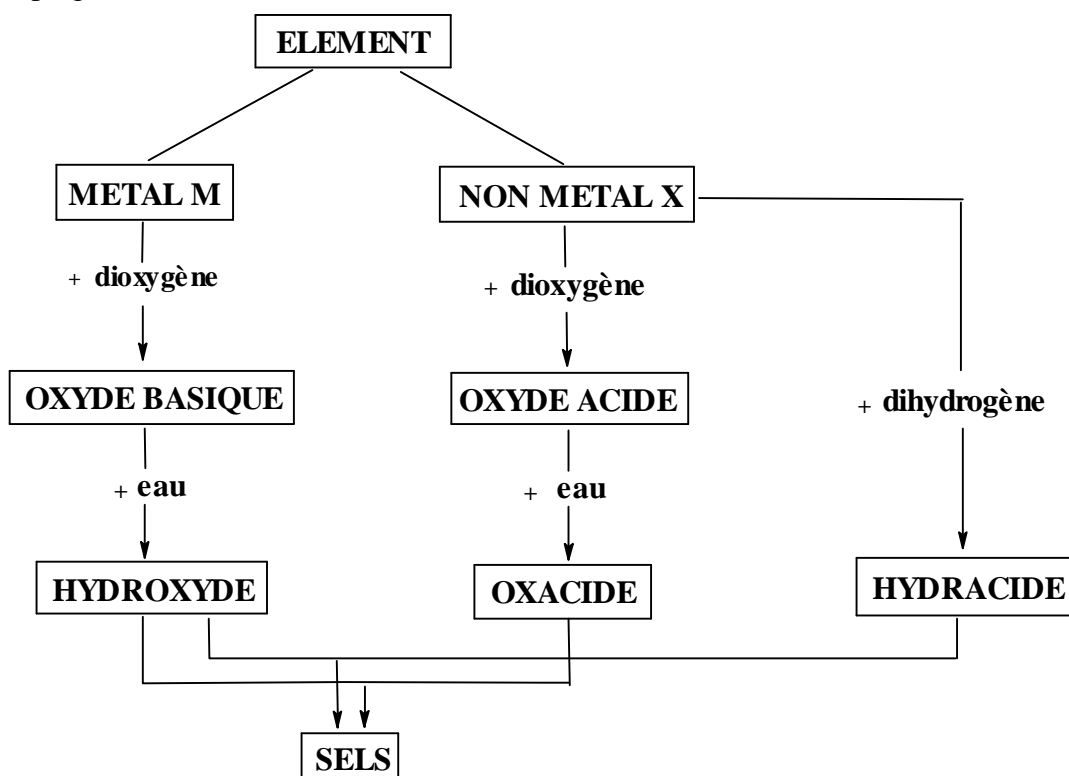
Quels sont les produits de la réaction de neutralisation complète de :

- a) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ par HCl ?
- b) $\text{Al}(\text{OH})_3$ par H_2SO_4 ?
- c) NaOH par H_3PO_4 ?

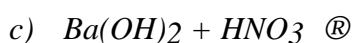
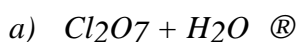
Écrivez et équilibrez les équations chimiques correspondantes.

Réponse 11:

Nous avons maintenant passé en revue tous les grands types de combinaisons inorganiques qui nous serviront de base à une présentation **raisonnée** de la nomenclature chimique. En effet, nous sommes passés des éléments aux oxydes et aux hydracides. Des oxydes, nous sommes passés aux hydroxydes et aux oxacides, pour terminer par les sels. La figure ci-dessous résume toute notre démarche. Il serait bon que vous vous en imprégniez.

Question 12

Complétez et équilibrez les équations chimiques suivantes. Mentionnez chaque fois le type de combinaison chimique du ou des réactifs et produits.



Réponse 12:

- a) Cl_2O_7 (oxyde acide) + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_4$ (oxacide)
b) Mn (Métal) + $\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2$ (oxyde amphotère)
c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (hydroxyde) + 2HNO_3 (oxacide) $\rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (sel) + $2 \text{H}_2\text{O}$
-

Question 13

Complétez et équilibrez les équations chimiques suivantes. Mentionnez chaque fois le type de combinaison chimique du ou des réactifs et produits.

- a) $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow$
b) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$ combinaison dans laquelle le nombre d'oxydation du soufre vaut + VI
c) combinaison obtenue dans la réaction b) + H_2O
d) $\text{I}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ combinaison dans laquelle le nombre d'oxydation de l'iode vaut + V
e) $\text{I}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ combinaison dans laquelle le nombre d'oxydation de l'iode vaut + VII

Réponse 13:

- a) $4 \text{ Na (métal)} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O (oxyde basique)}$
- b) $2 \text{ S (non-métal)} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ SO}_3 \text{ (oxyde acide)}$
- c) $\text{SO}_3 \text{ (oxyde acide)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (oxacide)}$
- d) $2 \text{ I}_2 \text{ (non-métal)} + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ I}_2\text{O}_5 \text{ (oxyde acide)}$
- e) $2 \text{ I}_2 + 7 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ I}_2\text{O}_7 \text{ (oxyde acide)}$

Maintenant que vous jonglez avec les différents types de composés inorganiques, nous allons pouvoir aborder la nomenclature proprement-dite. Vous verrez que ce n'est pas si complexe qu'on pourrait le croire. Commençons par les **oxydes**. Deux cas peuvent se présenter :

- Si un seul nombre d'oxydation est possible pour l'élément combiné à l'oxygène, que ce soit un métal ou un non-métal, on appellera cet oxyde :
oxyde de + nom de l'élément
- Si plusieurs nombres d'oxydation sont possibles pour l'élément combiné à l'oxygène, on précisera le nombre d'oxydation entre parenthèses :
oxyde de + nom de l'élément (nombre d'oxydation)

Voici deux exemples :

K_2O : oxyde de potassium (seul le nombre d'oxydation + I existe pour le potassium dans une combinaison)

FeO : oxyde de fer (II)

Question 14

Donnez le nom des oxydes suivants :

- a) Na_2O
- b) CrO_3
- c) P_2O_5
- d) SO_3
- e) Cl_2O
- f) NO_2

Réponse 14:

- a) Na_2O : oxyde de sodium
- b) CrO_3 : oxyde de chrome (VI)
- c) P_2O_5 : oxyde de phosphore (V)
- d) SO_3 : oxyde de soufre (VI)
- e) Cl_2O : oxyde de chlore (I)
- f) NO_2 : oxyde d'azote (IV)

Une autre façon de désigner ces oxydes, tout aussi acceptable, utilise des préfixes numériques (mono, di, tri, penta etc.) correspondant directement aux indices stoechiométriques a et b de l'oxyde M_aO_b ou X_aO_b .

Exemples : MnO_2 : dioxyde de manganèse

Cl_2O_7 : heptaoxyde de dichlore

Il n'est plus nécessaire de préciser le nombre d'oxydation de l'élément X ou M, puisque cette information est contenue implicitement dans les indices stoechiométriques et donc dans les préfixes.

Enfin, une troisième possibilité est offerte. On peut calculer le rapport b/a intervenant dans la formule de l'oxyde et, selon la valeur de ce rapport, utiliser les préfixes suivants:⁵

| b/a | préfixe |
|-----|-------------------|
| 1/2 | hémi |
| 1 | mono ⁶ |
| 3/2 | sesqui |
| 2 | di |

| b/a | préfixe |
|-----|-------------|
| 5/2 | hémipent(a) |
| 3 | tri |
| 7/2 | hémihept(a) |
| 4 | tetr(a) |

Exemples : Cl_2O_7 : hémiheptaoxyde de chlore

Al_2O_3 : sesquioxyde d'aluminium

Question 15

Trois nomenclatures parallèles coexistent pour les oxydes. Donnez les noms des oxydes de la question 14 (Na_2O , CrO_3 , SO_3 , P_2O_5 , Cl_2O et NO_2) selon ces trois systèmes.

⁵ En principe, on n'élide pas le "a" des préfixes. Dans le langage parlé, cette élision est fréquente ... et plus mélodieuse.

⁶ Le préfixe "mono" est souvent omis sauf lorsque son omission mène à une ambiguïté.

Réponse 15:

| Oxyde | Nomenclature avec nombres d'oxydation | Nomenclature avec préfixes | Nomenclature avec préfixes selon le rapport b/a |
|-------------------------------|---------------------------------------|----------------------------|-------------------------------------------------|
| Na ₂ O | oxyde de sodium | oxyde de disodium | hémioxyde de sodium |
| CrO ₃ | oxyde de chrome (VI) | trioxyde de chrome | trioxyde de chrome |
| P ₂ O ₅ | oxyde de phosphore (V) | pentaoxyde de diphosphore | hémipentaoxyde de phosphore |
| SO ₃ | oxyde de soufre (VI) | trioxyde de soufre | trioxyde de soufre |
| Cl ₂ O | oxyde de chlore (I) | monoxyde de dichlore | hémioxyde de chlore |
| NO ₂ | oxyde d'azote (IV) | dioxyde d'azote | dioxyde d'azote |

Vous constatez que les différents systèmes peuvent parfois conduire au même nom.

Passons aux **hydroxydes**. Nous avons vu que les hydroxydes s'obtiennent par action de l'eau sur les oxydes basiques. La nomenclature des hydroxydes suit tout à fait celle des oxydes : il suffit de **remplacer oxyde par hydroxyde**.

- Si un seul nombre d'oxydation est possible pour le métal oxydé, on appellera l'hydroxyde :
hydroxyde de + nom du métal
- Si plusieurs nombres d'oxydation sont possibles pour le métal oxydé, on précisera entre parenthèses celui dont il s'agit dans l'hydroxyde en question :
hydroxyde de + nom du métal (nombre d'oxydation)

Exemples : NaOH : hydroxyde de sodium
Fe(OH)₂ : hydroxyde de fer (II)

Question 16

Donnez les formules chimiques des composés suivants :

- hydroxyde de baryum
- oxyde de fer (III)
- hydroxyde de fer (III)
- hydroxyde d'aluminium
- hydroxyde de potassium

Réponse 16:

- a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - b) Fe_2O_3
 - c) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - d) $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - e) KOH
-

Pour désigner les **hydracides**, deux systèmes sont en vigueur.

- On peut construire les noms des hydracides sur base du schéma suivant :

nom (ou racine) du non-métal + suffixe -URE + d'hydrogène

Exemples : HCl : chlorure d'hydrogène

H_2S : sulfure d'hydrogène

La nomenclature anglaise est assez proche de la nomenclature française sauf dans le cas présent où le suffixe -URE (en français) est remplacé, en anglais, par le suffixe -IDE.

Exemple : HCl : hydrogen chloride

- Dans le langage courant, on rencontre la nomenclature suivante, qui est également acceptée :

acide + nom (ou racine) du non-métal + suffixe -HYDRIQUE

Exemples : HCl : acide chlorhydrique

H_2S : acide sulfhydrique

Question 17

Donnez deux noms possibles pour les hydracides suivants :

- a) H_2Se
- b) HI
- c) HF
- d) H_2Te
- e) HBr

Réponse 17:

- a) sélénure d'hydrogène (hydrogen selenide, en anglais) ou acide sélénhydrique
- b) iodure d'hydrogène (hydrogen iodide, en anglais) ou acide iodhydrique
- c) fluorure d'hydrogène (hydrogen fluoride, en anglais) ou acide fluorhydrique
- d) tellure d'hydrogène (hydrogen telluride, en anglais) ou acide tellurhydrique
- e) bromure d'hydrogène (hydrogen bromide, en anglais) ou acide bromhydrique

La nomenclature des **oxacides** est un peu plus complexe. Il faut distinguer plusieurs cas. La situation la plus simple se présente lorsque un seul nombre d'oxydation est possible pour le non-métal de l'oxacide. C'est le cas de H_2CO_3 , dans lequel le carbone a un nombre d'oxydation de + IV. La nomenclature est alors la suivante:

nom (ou racine) du non-métal + suffixe -ATE + d'hydrogène

On utilise également couramment la désignation suivante:

acide + nom (ou racine) du non-métal + suffixe -IQUE

H_2CO_3 s'appellera donc : carbonate d'hydrogène
ou : acide carbonique

Lorsque plusieurs nombres d'oxydation sont envisageables pour le non-métal au sein de la molécule d'oxacide, il existe d'une part une nomenclature consacrée par l'usage pour un nombre limité d'acides courants, et d'autre part une nomenclature systématique utilisée dans le cas des acides nouveaux ou peu courants. **Nous ne présentons ici que la nomenclature consacrée par l'usage.**

Selon l'usage, pour distinguer HNO_2 de HNO_3 ou H_2SO_3 de H_2SO_4 , cas où deux nombres d'oxydation différents caractérisent le non-métal au sein de la molécule d'oxacide, on utilise les désignations suivantes:

- dans le cas du nombre d'oxydation le plus élevé (c'est-à-dire pour l'acide contenant le plus d'atomes d'oxygène), on utilise la même nomenclature que ci-dessus (suffixes **-ATE** ou **-IQUE**);
- dans le cas du nombre d'oxydation le plus faible (acide contenant le moins d'atomes d'oxygène), on remplace le suffixe **-ATE** par **-ITE** et le suffixe **-IQUE** par **-EUX**.

Voyons tout de suite un exemple.

Dans HNO_3 , l'azote a un nombre d'oxydation de + V, tandis que dans HNO_2 , ce nombre d'oxydation vaut + III. Par conséquent, HNO_3 s'appellera

nitrate d'hydrogène ou acide **nitrique**,

tandis que HNO_2 portera le nom de

nitrite d'hydrogène ou d'acide **nitreux**.

Remarquez que la racine de l'azote est "nitre" (du latin *nitrum*, signifiant salpêtre, nom familier de KNO_3), ce que vous savez déjà si vous avez étudié le module "Les éléments chimiques et leurs symboles".

Question 18

Quels noms donnez-vous à H_2SO_4 et H_2SO_3 ?

Réponse 18:

H_2SO_4 est le sulfate d'hydrogène ou acide sulfurique

H_2SO_3 est le sulfite d'hydrogène ou acide sulfureux

Dans le cas des oxacides du chlore (et encore du brome et de l'iode), quatre nombres d'oxydation positifs sont possibles pour le non-métal et on aura bien sûr quatre oxacides. On emploiera le préfixe **HYPO-** pour le nombre d'oxydation le plus faible et le préfixe - **PER-** pour le nombre d'oxydation le plus élevé. Les oxacides chlorés en fournissent un exemple typique, comme le montre le tableau suivant.

| Formule | nom officiel | nom courant |
|-----------------|---------------------------------|---------------------------|
| HClO | Hypochlorite d'hydrogène | Acide hypochloreux |
| HClO_2 | Chlorite d'hydrogène | Acide chloreux |
| HClO_3 | Chlorate d'hydrogène | Acide chlorique |
| HClO_4 | Perchlorate d'hydrogène | Acide perchlorique |

Nous donnons ci-dessous les noms de quelques oxacides très courants. Nous avons déjà rencontré la plupart d'entre eux au cours des pages précédentes.

| Formule | nom officiel | nom courant |
|--------------------------|-----------------------|--------------------|
| H_2CO_3 | Carbonate d'hydrogène | Acide carbonique |
| HNO_2 | Nitrite d'hydrogène | Acide nitreux |
| HNO_3 | Nitrate d'hydrogène | Acide nitrique |
| H_3PO_4 | Phosphate d'hydrogène | Acide phosphorique |
| H_3AsO_4 | Arséniate d'hydrogène | Acide arsénique |
| H_2SO_3 | Sulfite d'hydrogène | Acide sulfureux |
| H_2SO_4 | Sulfate d'hydrogène | Acide sulfurique |

Pour terminer ce tour d'horizon, il nous reste à parler des **sels**. Comme nous l'avons vu, ceux-ci résultent de la neutralisation d'un acide par une base (un hydroxyde).

On désignera dès lors les **sels** en **remplaçant dans le nom officiel de l'acide dont ils dérivent, les mots "d'hydrogène" par "de métal"** (il s'agit du métal dont est formée la base), **en précisant si nécessaire le nombre d'oxydation du métal**.

Exemples: NaNO_3 : nitrate de sodium
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$: phosphate de calcium
 Na_2SO_3 : sulfite de sodium
 FeSO_4 : sulfate de fer (II)

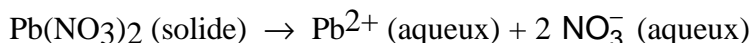
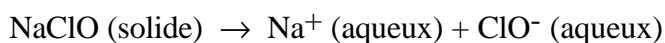
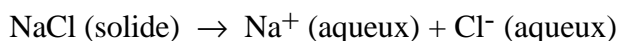
Question 19

Donnez les formules des composés suivants :

- a) sulfate de baryum*
- b) nitrite de plomb (II)*
- c) hypochlorite de sodium*
- d) carbonate de calcium*
- e) perchlorate de potassium*

Réponse19:a) sulfate de baryum : BaSO_4 b) nitrite de plomb (II) : $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$ c) hypochlorite de sodium : NaClO L'eau de javel est une solution aqueuse dont le composant actif est NaClO .d) carbonate de calcium : CaCO_3 e) perchlorate de potassium : KClO_4

A température et pression ordinaires, les sels purs sont des solides. Lors de leur dissolution dans l'eau, les sels se dissocient en cations et anions :



Les noms des anions ainsi formés sont construits sur le même schéma que les noms des acides.

- Si l'anion est constitué d'un seul non-métal :

nom (ou racine de l'élément) + suffixe -URE (-IDE, en anglais)

- Si l'anion est constitué d'un non-métal et d'oxygène :

nom (ou racine de l'élément) + suffixe -ITE ou ATE

On utilise -ITE ou -ATE, selon la valeur du nombre d'oxydation de l'élément autre que l'oxygène. On utilisera si nécessaire les préfixes HYPO- ou PER- si plus de deux nombres d'oxydation sont envisageables.

Exemples : Cl^- : anion chlorure
 ClO^- : anion hypochlorite
 NO_3^- : anion nitrate

Question 20

Ecrivez la formule des anions suivants :

a) *anion bromate*b) *anion sulfure*c) *anion tellurure*

Réponse 20:

- a) BrO_3^-
- b) S^{2-}
- c) Te^{2-}

Lorsque l'anion constitutif du sel contient un ou deux hydrogènes ionisables, on ajoute le mot **HYDROGÉNO**. S'il y en a deux, on le précisera par le préfixe -di.

Exemples : HCO_3^- : anion hydrogénocarbonate
 HPO_4^- : anion hydrogénophosphate
 H_2PO_4^- : anion dihydrogénophosphate

NaHCO_3 sera donc appelé hydrogénocarbonate de sodium (dans le langage familier, cette substance est appelée « bicarbonate de soude »).

Question 21

Donnez le nom de :

- a) K_2S
- b) $\text{Ca}(\text{HS})_2$
- c) H_2S

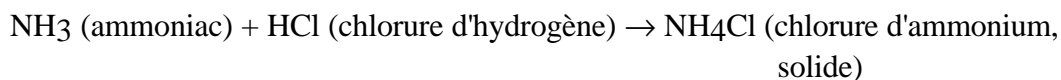
Réponse 21:

- a) sulfure de potassium
- b) hydrogénosulfure de calcium
- c) sulfure d'hydrogène ou acide sulfhydrique

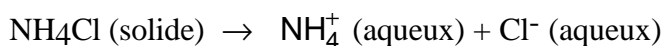
Faites attention au cas de $\text{Ca}(\text{HS})_2$. Cette combinaison contient 2 hydrogènes ionisables, mais chaque anion HS^- ne contient qu'un seul H ionisable.

Nous devons encore mentionner quelques cas particuliers, mais très importants.

- L'**ammoniac**, NH_3 , est un gaz. Il peut se comporter comme une base et réagir avec un acide, par exemple, HCl , lui aussi gazeux, pour donner lieu à la formation d'un **sel d'ammonium** (solide).



En solution aqueuse, NH_4Cl se dissocie en cations ammonium (NH_4^+) et en anions chlorure (Cl^-):



Notons que la solution aqueuse de NH_3 porte le nom d'**ammoniaque**.⁷

- Le **cyanure d'hydrogène**, encore appelé **acide cyanhydrique** répond à la formule HCN . Les sels dérivés de cet acide sont des cyanures. L'anion cyanure répond à la formule CN^- .

- L'anion MnO_4^- est l'anion **permanganate**. Le permanganate de potassium est une substance oxydante très utile au laboratoire.

Question 22

- a) *Donnez la formule du sulfate d'ammonium ? Par quelle réaction l'obtient-on ?*
- b) *Comment appelez-vous KCN et NH_4CN ?*
- c) *Quelle est la formule du permanganate de potassium ?*

⁷ Insistons sur le fait que cette solution **ne** contient **pas** de molécules NH_4OH .

Réponse 22:

a) La formule du sulfate d'ammonium est $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

On l'obtient par la réaction suivante : $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

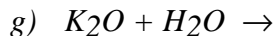
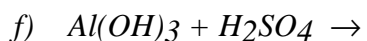
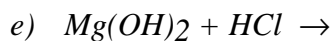
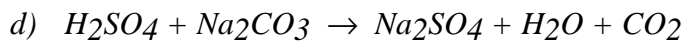
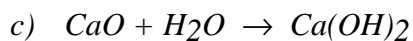
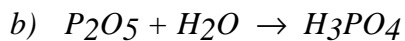
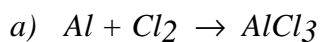
b) KCN : cyanure de potassium

NH_4CN : cyanure d'ammonium

c) KMnO_4

Question 23

Equilibrez les équations chimiques correspondant aux réactions suivantes et donnez le (ou les) nom(s) des substances chimiques rencontrées.



Réponse 23:

- a) $2 \text{ Al} + 3 \text{ Cl}_2$ (dichlore) $\rightarrow 2 \text{ AlCl}_3$ (chlorure d'aluminium)
- b) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ H}_3\text{PO}_4$
 P_2O_5 : oxyde de phosphore (V) ou pentaoxyde de diphosphore ou hémipentaoxyde de phosphore
 H_3PO_4 : phosphate d'hydrogène ou acide phosphorique
- c) CaO (oxyde de calcium) + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ (hydroxyde de calcium)
- d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 H_2SO_4 : sulfate d'hydrogène ou acide sulfurique
 Na_2CO_3 : carbonate de sodium
 Na_2SO_4 : sulfate de sodium
 CO_2 : dioxyde de carbone
- e) $\text{Mg(OH)}_2 + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
 Mg(OH)_2 : hydroxyde de magnésium
 HCl : chlorure d'hydrogène ou acide chlorhydrique
 MgCl_2 : chlorure de magnésium
- f) $2 \text{ Al(OH)}_3 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
 Al(OH)_3 : hydroxyde d'aluminium
 H_2SO_4 : sulfate d'hydrogène ou acide sulfurique
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: sulfate d'aluminium
- g) K_2O (oxyde de potassium) + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ KOH}$ (hydroxyde de potassium)
-

Question 24

Équilibrez les équations chimiques correspondant aux réactions suivantes :

- a) *aluminium + dioxygène \rightarrow oxyde d'aluminium*
- b) *oxyde de sodium + eau \rightarrow hydroxyde de sodium*
- c) *acide sulfureux + hydroxyde de lithium \rightarrow sulfite de lithium + eau*
- d) *acide phosphorique + hydroxyde de calcium \rightarrow*

Réponse 24:

- a) $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$
 - b) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ NaOH}$
 - c) $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2 \text{ LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_3 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
 - d) $2 \text{ H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
-

Question 25

A partir de quels oxydes acides peut-on obtenir

- a) *l'acide sulfureux*
- b) *l'acide nitreux*
- c) *l'acide nitrique*
- d) *le chlorate d'hydrogène*
- e) *l'arséniate d'hydrogène*

Réponse 25:

- a) L'acide sulfureux (sulfite d'hydrogène) résulte de l'action de l'eau sur l'oxyde de soufre (IV), encore appelé dioxyde de soufre.

$$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$$
- b) L'acide nitreux (nitrite d'hydrogène) résulte de l'action de l'eau sur oxyde d'azote (III), encore appelé sesquioxyde d'azote ou trioxyde de diazote.

$$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_2$$
- c) L'acide nitrique (nitrate d'hydrogène) résulte de l'action de l'eau sur l'oxyde d'azote (V), encore appelé hémipentaoxyde d'azote ou pentaoxyde de diazote.

$$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$$
- d) Le chlorate d'hydrogène (acide chlorique) résulte de l'action de l'eau sur l'oxyde de chlore (V), encore appelé hémipentaoxyde de chlore ou pentaoxyde de dichlore.

$$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_3$$
- e) L'arséniate d'hydrogène (acide arsénique) résulte de l'action de l'eau sur l'oxyde d'arsenic (V), encore appelé hémipentaoxyde d'arsenic ou pentaoxyde de diarsenic.

$$\text{As}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{AsO}_4$$

Le gaz de Lacq (en France) contient environ 16% en volume de sulfure d'hydrogène que l'on transforme en soufre par un ensemble de réactions que l'on peut résumer comme suit (en les simplifiant quelque peu) :

- a) *le sulfure d'hydrogène réagit avec de l'oxygène pour former du soufre atomique gazeux et de l'eau;*
- b) *le sulfure d'hydrogène réagit d'abord avec de l'oxygène pour former du dioxyde de soufre et de l'eau; le dioxyde de soufre formé réagit alors avec le sulfure d'hydrogène en excès pour former du soufre atomique gazeux et de l'eau.*

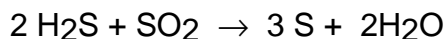
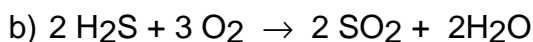
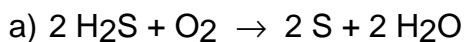
(Le soufre gazeux obtenu dans ce procédé est liquifié puis déversé sur des plateformes de stockage où il se solidifie. Il est ensuite stocké à l'air libre)

Question 26

Ecrivez et équilibrez les équations chimiques correspondant aux réactions décrites en a) et b) ci-dessus.

Réponse 26:

Il faut d'abord écrire les formules des combinaisons chimiques mentionnées, puis équilibrer les réactions ainsi obtenues. Cela donne le résultat suivant.



Nous terminerons ce module en donnant quelques indications sur certains noms usuels que vous rencontrerez parfois, bien que leur usage soit maintenant vivement déconseillé.

Les **oxydes acides** étaient, anciennement, appelés des **anhydrides**.

Exemples : CO_2 : anhydride carbonique

SO_2 : anhydride sulfureux

SO_3 : anhydride sulfurique

Passons maintenant à une autre situation assez courante. Nous avons présenté plusieurs manières différentes de spécifier le nom des combinaisons, oxydes ou sels, qui diffèrent par le nombre d'oxydation du **métal**. Par exemple, SnO et SnO_2 s'appellent respectivement, en nomenclature officielle, oxyde d'étain (II) et oxyde d'étain (IV). On utilise aussi, toujours officiellement, les noms monoxyde d'étain et dioxyde d'étain. Une ancienne manière de distinguer ces oxydes consiste à affecter la combinaison dans laquelle le métal a le nombre d'oxydation le plus faible du suffixe **-EUX** et celle dans laquelle le métal a le nombre d'oxydation le plus élevé, du suffixe **-IQUE**.

Exemples : SnO : oxyde stanneux

SnO_2 : oxyde stannique

(La racine stann- vient du latin stannum, qui signifie étain).

Le même procédé est valable pour les sels. En voici deux exemple, toujours pour l'étain.

Exemple : SnCl_2 : chlorure stanneux
 SnCl_4 : chlorure stannique

Rappelons qu'en nomenclature officielle, on parlera de chlorure d'étain (II) pour SnCl_2 et de chlorure d'étain (IV) pour SnCl_4 .

Question 27

Donnez la formule chimique du chlorure ferreux, du chlorure ferrique, de l'oxyde cuivreux et du sulfate cuivrique. Le fer, au sein d'une combinaison, peut avoir les nombres d'oxydation + II et + III, tandis que le cuivre peut avoir les nombres d'oxydation + I et + II.

Réponse 27:

| | |
|---------------------|-----------------------|
| chlorure ferreux : | FeCl_2 |
| chlorure ferrique : | FeCl_3 |
| oxyde cuivreux : | Cu_2O |
| sulfate cuivrique : | CuSO_4 |
