

**Maria Atanassova**

# **Calculs de base en chimie inorganique**

**2026**

# **Calculs de base en chimie inorganique**

2026, Langue française, première édition

© Auteur: Assoc. Prof. Maria Atanassova, DSc

Réviseurs: Prof. Martin Bojinov, DSc

Prof. Andriana Surleva, PhD

Toute reproduction du présent ouvrage, en totalité ou en partie, ne peut être reproduite sans le consentement écrit préalable de l'auteur et de l'éditeur!

**ISBN 978-954-465-182-4**

© Editeur: Université de technologie chimique et de métallurgie, Sofia  
2026, Sofia

## PRÉFACE

Le manuel présent s'adresse en priorité aux étudiants des facultés de chimie des universités inscrits dans des cours de chimie générale et inorganique ainsi qu'aux étudiants et professeurs de chimie des écoles secondaires. Il contient 8 chapitres thématiques majeurs et propose environ 112 problèmes résolus, et 188 non-résolus. Chaque unité thématique s'articule autour d'une courte partie théorique suivie d'un ensemble de problèmes accompagnés de leurs solutions détaillées. La partie théorique de chaque chapitre fournit des définitions de lois fondamentales, des relations quantitatives ainsi que d'autres données nécessaires à la résolution des problèmes. Dans certains cas, plusieurs solutions à un problème donné sont possibles, ce qui illustre la diversité des approches méthodologiques possibles dans la résolution de problèmes scientifiques. Malheureusement, il n'y a pas de recette qui conduit à coup sûr à la solution. Toutefois, il est possible de dégager des démarches types et de s'appuyer sur un ensemble de recommandations méthodologiques qui, bien que non exhaustives, s'avèrent généralement efficaces – tout en laissant place, le cas échéant, à des raisonnements alternatifs. Les exercices font intervenir des connaissances plus larges et reflètent des situations plus proches de la réalité professionnelle, telles que celles auxquelles peuvent être confrontés les ingénieurs ou les chercheurs.

L'ensemble du contenu adopte les unités du Système international (SI) et tient compte des recommandations les plus récentes de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (IUPAC).

Maria Atanassova

## Table des matières

Bases de la stœchiometrie.....	6
Le numéro atomique .....	6
L'abondance isotopique.....	9
Exemples.....	11
La masse atomique.....	11
Exercices non résolus.....	13
La mole et la masse molaire.....	13
La masse molaire d'un composé.....	15
Exemples.....	17
Exercices non résolus.....	19
Les formules et les composés .....	22
Exemples.....	23
Exercices non résolus.....	24
La détermination de la formule d'un composé .....	25
La fraction massique, la fraction molaire et la fraction volumique .....	25
Exemples.....	26
Exercices non résolus.....	31
Les formules empiriques et moléculaires .....	33
Exemples.....	34
La détermination de la formule d'un composé hydraté – exemples .....	42
Exercices non résolus.....	43
Les gaz et leurs propriétés.....	46
Les lois régissant les gaz.....	50
La loi des gaz parfaits .....	53
Exemples.....	54
La masse volumique des gaz.....	55
Exemples.....	56
Le calcul de la masse molaire d'un gaz .....	56
Exemples.....	56
Exercices non résolus.....	58
Les mélanges de gaz et les pressions partielles .....	60
Exemples.....	62

Exercices non résolus.....	64
Équations de procédés d'oxydoréduction.....	65
Exercices non résolus.....	79
Les équations chimiques .....	80
Exemples.....	82
Exercices non résolus.....	84
Le rendement d'une réaction .....	85
Exemples.....	85
Exercices non résolus.....	86
Les réactions à réactif en quantité limitée.....	87
Exemples.....	88
Exercices non résolus.....	90
Les calculs impliquant des volumes de gaz .....	90
Exemples.....	90
Exercices non résolus.....	92
Les solutions .....	95
Exemples.....	96
Exercices non résolus.....	103
La stœchiométrie des réactions en solution aqueuse - exemples .....	105
Exercices non résolus.....	106
Annexe .....	108
Le système international (SI).....	108
Bibliographie.....	110

## Bases de la stœchiométrie

### *Le numéro atomique*

On connaît actuellement 118 éléments dans le tableau périodique des éléments. Il en existe 90 à l'état naturel, les autres sont artificiels. Chaque élément porte un nom et il est représenté par un symbole reconnu internationalement. Il s'agit généralement de l'abréviation de son nom, constitué de sa première lettre en majuscule, parfois suivie d'une seconde lettre minuscule non liée à la première (**Au** s'appelait en latin aurum; le nom français l'or), le tout écrit en caractères d'imprimerie. Après la confirmation de ces nouveaux éléments, les découvreurs ont été invités à proposer un nom et un symbole pour le ou les éléments détectés. Un élément peut être nommé d'après:

- ✓ un concept ou un personnage mythologique (y compris un objet astronomique): ex. U, Se, Np, Pm, Ti, etc.;
- ✓ un minéral ou une substance similaire: Zr, Si, V, etc.;
- ✓ un lieu ou une région géographique: Ga, Fr, Lu, Ge, Po, etc.;
- ✓ une propriété de l'élément: Rb, Cs, Ra, Be, F, etc.;
- ✓ un scientifique: Md, Mt, Cm, Es, etc.

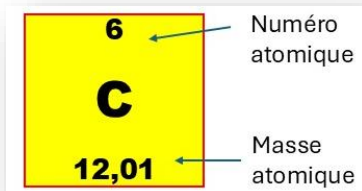
De plus, les noms des éléments se terminent généralement par «-ium » dans les groupes 1 à 16, «-ine » dans le groupe 17 et «-on » dans le groupe 18.

Tous les atomes d'un même élément possèdent le même nombre de protons dans leur noyau. Le nombre de protons dans l'noyau d'un élément, représenté habituellement par la lettre **Z**, est son numéro atomique. Dans le tableau périodique, le nombre entier, généralement inscrit au-dessus du symbole de l'élément, représente son numéro atomique.

Quelle est la masse d'un atome? Les masses des atomes sont très petites. Ils se présentent entre  $10^{-24}$  et  $10^{-22}$  g. La masse d'un atome dépend du nombre d'électrons, de protons et de neutrons qu'il contient. C'est pourquoi, à la place des masses réelles des atomes, on introduit les masses atomiques relatives ( $A_r$ ). Bien qu'il soit impossible de peser un seul atome, il est possible de déterminer de façon expérimentale la masse *relative* d'un atome, c'est-à-dire sa masse comparée à celle d'un autre atome. Les expériences minutieuses menées par les chimistes des XVIII<sup>e</sup> et XIX<sup>e</sup> siècles conduisent toutes aux masses atomiques relatives. Par exemple, on sait que la masse d'un atome d'oxygène est 1,33 fois plus grande que celle du carbone et que celle du calcium vaut 2,5 fois celle de l'oxygène. Un atome d'oxygène (huit protons et huit neutrons), 1,3333 fois plus lourd, a une masse relative de  $12.1,3333 = 16,000$ .

On a assigné les masses aux autres éléments de la même manière. Les chimistes du XXI<sup>e</sup> siècle utilisent encore ce système. Cette méthode consiste d'abord à donner une valeur à la masse d'un atome d'un élément donné pour l'utiliser comme *étalon*. Après avoir employé plusieurs normes, les scientifiques se sont mis d'accord pour utiliser une base commune: un atome de carbone possédant six protons et six neutrons dans son noyau a par définition, une masse de 12.

On exprime souvent les masses atomiques en unités de masse atomique (**u**). Une unité de masse atomique (**u**) équivaut à exactement un douzième de la masse d'un atome de carbone possédant six protons et six neutrons ( $^{12}\text{C}$ ). Le  $^{12}\text{C}$  sert donc ici d'étalon pour déterminer des masses atomiques des autres éléments :



masse d'un atome de  $^{12}\text{C} = 12\text{u}$

$$u = \frac{\text{mass d'un atome de } ^{12}\text{C}}{12}$$

On sait maintenant qu'elle est équivalente à:  $1\text{u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$ . Les masses des protons et des neutrons sont voisines de **1u**. Par contre, l'électron est à peu près 2 000 fois plus léger. Puisque les masses des protons et des neutrons sont voisines de 1u, il est facile d'estimer la masse d'un atome si l'on connaît son nombre de protons et de neutrons.

La structure de base de l'atome est un noyau entouré de champs électromagnétiques dans lesquels résident des électrons en mouvement. À l'intérieur du noyau résident des nucléons: neutrons et protons. Lorsqu'un atome est caractérisé par un nombre unique de nucléons, on l'appelle un nucléide. Un nombre différent de neutrons et/ou de protons donne lieu à différents nucléides.

Si deux atomes ont un nombre de protons différent, ce sont des éléments différents. Cependant, si deux atomes ont le même nombre de protons, mais un nombre différent de neutrons, nous les appelons *isotopes*.

Deux termes que nous utilisons pour identifier les nucléides (isotopes) sont le numéro atomique et le nombre de masse. Deux atomes ayant le même numéro atomique, mais des nombres de masse différents (même nombre de protons, nombre différent de neutrons), sont appelés isotopes ou nucléides isotopiques.

Le fait d'avoir un nombre différent de neutrons modifie la masse de ces atomes, de sorte que les isotopes présentent de légères variations dans leur comportement physique et chimique. Certains éléments ont de nombreux isotopes différents, d'autres n'en ont que quelques-uns et d'autres n'ont aucun isotope stable.

Un isotope particulier peut être décrit de plusieurs manières. Si nous parlions des isotopes du carbone et voulions spécifier l'isotope avec un nombre de masse ( $A$ ) de 12, nous dirions « carbone douze », et cela pourrait s'écrire carbone-12, ou sous une forme symbolique avec le nombre de masse en exposant:  $^{12}\text{C}$ . Cette forme symbolique peut également inclure le numéro atomique ( $Z$ ) en indice, comme dans carbone douze sous forme symbolique. Un C majuscule avec le chiffre 12 en exposant en haut à gauche et le chiffre 6 en indice en bas à gauche.

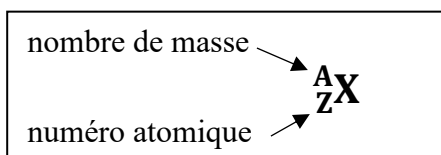
La masse d'un atome est proche de la somme de ces deux nombres, appelée **le nombre de masse** (symbolisé généralement par lettre  $A$ ).

$$\text{Nombre de masse } (A) = \text{nombre de protons} + \text{nombre de neutrons}$$

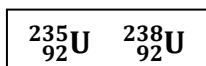
On appelle aussi nucléons l'ensemble des protons et des neutrons du noyau. Le nombre de masse d'un atome est donc égal à son nombre de nucléons.

$$\begin{aligned} \text{nombre de masse } (A) &= \text{nombre de protons} + \text{nombre de neutrons} \\ &= \text{numéro atomique } (Z) + \text{nombre de neutrons} \\ &= \text{nombre de nucléons} \end{aligned}$$

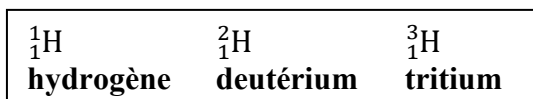
Voici la façon correcte d'exprimer le numéro atomique et le nombre de masse d'un élément X:



Par exemple, l'atome de sodium (Na) qui possède dans son noyau 11 protons et 12 neutrons a un nombre de masse égal à 23, l'atome d'uranium (U) le plus répandu contient 92 protons et 146 neutrons:  $A=238$ .



Ainsi, pour les isotopes de l'hydrogène, on écrira:



*Exemple: Quel est le nombre de masse d'un atome de fer dont le noyau contient 30 neutrons?*

$$\text{Fe: } Z=26, A=30 + 26 = 56$$

Hormis quelques exceptions, telles que l'aluminium (Al), le fluor (F) et le phosphore (P), les atomes des éléments d'un échantillon naturel ont des nombres de masse différents. Par exemple, il existe deux « espèces » de bore,  $^{10}\text{B}$  et  $^{11}\text{B}$ , et dix atomes d'étain différents (Sn) (Tableau 1).

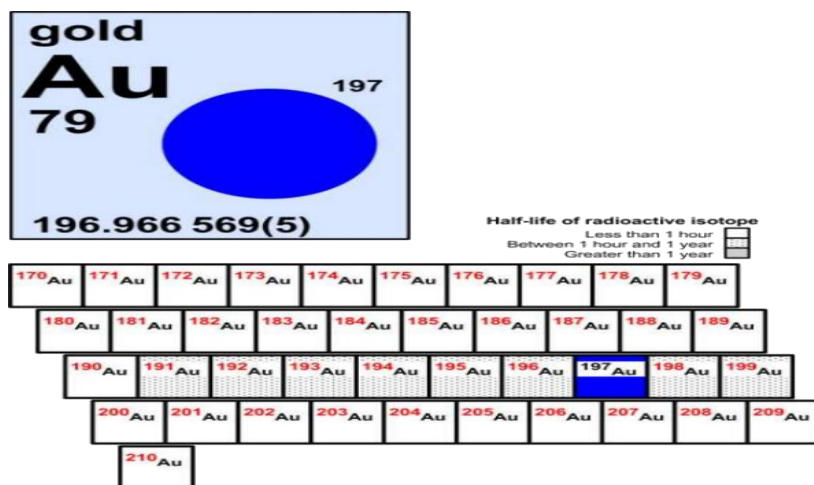
*Tableau 1 Isotopes de l'étain.*

Isotope	$^{112}\text{Sn}$	$^{114}\text{Sn}$	$^{115}\text{Sn}$	$^{116}\text{Sn}$	$^{117}\text{Sn}$	$^{118}\text{Sn}$	$^{119}\text{Sn}$	$^{120}\text{Sn}$	$^{122}\text{Sn}$	$^{124}\text{Sn}$	$^{126}\text{Sn}$
Abondance	0,97%	0,66%	0,34%	14,54%	7,68%	24,22%	8,6%	32,6%	4,63%	5,79%	traces

Des atomes d'un même élément qui diffèrent par leur nombre de neutrons sont appelés isotopes. On appelle isotopes ces atomes de même numéro atomique ( $Z$ ) mais de nombres de masse ( $A$ ) différents. Tous les atomes d'un même nombre de protons, cinq dans le cas du bore (B). Ce noyau du bore 10 contient cinq protons et cinq neutrons ( $^{10}\text{B}$ ), celui du bore 11 en contient respectivement cinq et six ( $^{11}\text{B}$ ).

*Pour un même élément, le nombre de protons ne change donc jamais.*

Il existe deux types d'isotopes: stables et radioactifs. Prenons l'or comme exemple. L'or possède 41 isotopes connus, allant de l'or 170 à l'or 210. Un seul d'entre eux, l'or 197, est stable, les autres sont radioactifs.



*Reproduit avec l'autorisation de l'IUPAC*

Un isotope stable ne présente aucune désintégration nucléaire détectée expérimentalement. Un événement de désintégration se produit lorsqu'il y a une transformation spontanée au sein du noyau d'un atome, changeant un isotope en un autre isotope, voire en un autre élément. Les isotopes qui subissent ces désintégrations sont appelés radioactifs ou radio-isotopes.

L'un des moyens de mesurer la radioactivité consiste à utiliser les demi-vies. Une demi-vie radioactive est définie comme le temps nécessaire à la moitié d'un échantillon d'un isotope radioactif pour subir un événement de désintégration nucléaire. Cela signifie que si vous disposez d'un échantillon d'une substance radioactive avec une demi-vie de 1 jour, seule la moitié de votre échantillon sera constituée de la substance d'origine après 1 jour. Le reste peut devenir isotopes différents du même élément, ou des atomes d'un élément différent.

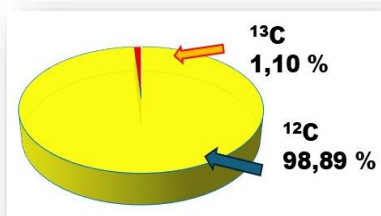
### *L'abondance isotopique*

L'abondance naturelle d'un isotope est le pourcentage d'atomes de cet isotope par rapport à l'ensemble des isotopes naturels de l'élément chimique considéré, sur Terre ou sur un autre objet céleste. La somme des masses atomiques de ces isotopes,

pondérées par leur abondance naturelle sur Terre, donne la masse atomique naturelle de l'élément, telle qu'on la trouve dans le tableau périodique.

Un échantillon d'eau contient presque uniquement des molécules H<sub>2</sub>O, c'est-à-dire, pour bien préciser, des molécules dans lesquelles les atomes d'hydrogène sont l'isotope <sup>1</sup>H, mais pas totalement. Quelques molécules sont en effet constituées à partir du deutérium (D ou <sup>2</sup>H) dans une proportion de 0,015%. Ce pourcentage représente l'**abondance isotopique** du deutérium dans l'eau.

*Abondance isotopique (%) = (nombre d'atomes d'un isotope donné / nombre total d'atomes de tous les isotopes de cet élément) × 100*



L'IUPAC a été créée en 1919 par des chimistes de l'industrie et du monde universitaire, qui ont reconnu la nécessité d'une normalisation internationale en chimie. Son activité la plus visible pour la plupart des chimistes est la normalisation des noms et des symboles des éléments chimiques ainsi que la normalisation de leurs poids atomiques, essentielle au bien-être et au succès continu de l'entreprise scientifique ainsi qu'au développement et à la croissance harmonieuse de la communauté internationale.

L'importance de déterminer des poids atomiques précis est reconnue depuis longtemps, ce qui a conduit à la création du Comité international des poids atomiques en 1899, aujourd'hui connu sous le nom de Commission IUPAC sur les abondances isotopiques et les poids atomiques. La CIAAW (23 octobre 2024), recommande des modifications aux poids atomiques standards du gadolinium (Gd), du lutécium (Lu) et du zirconium (Zr) sur la base de récentes déterminations et évaluations de leurs abondances isotopiques terrestres:


*gadolinium*: à  $157,249 \pm 0,002$  de  $157,25 \pm 0,03$

*lutécium*: à  $174,96669 \pm 0,00005$  de  $174,9668 \pm 0,0001$

*zirconium*: à  $91,222 \pm 0,003$  de  $91,224 \pm 0,002$

La CIAAW note que le poids atomique standard du gadolinium a été révisé pour la dernière fois en 1969 sur la base de mesures d'abondance isotopique effectuées dans les années 1940.

zirconium <b>Zr</b> 40 91.224 ±0.002	gadolinium <b>Gd</b> 64 157.25 ±0.03	lutetium <b>Lu</b> 71 174.9668 ±0.0001
--	--	--



Reproduit avec l'autorisation de l'IUPAC

*Exemples:*

- Il existe trois isotopes de l'argon contenant respectivement 18, 20 et 22 neutrons. Trouvez leurs nombres de masse et écrivez leurs symboles.

*Solution:* Ar:  $Z=18$ , donc  $^{36}\text{Ar}$ ,  $^{38}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{Ar}$ .

- Le gallium a deux isotopes  $^{69}\text{Ga}$  et  $^{71}\text{Ga}$ . Combien y a-t-il de protons et de neutrons dans le noyau de chacun de ces isotopes? Sachant que l'abondance de  $^{69}\text{Ga}$  est égale à 60,1%, quelle est celle de  $^{71}\text{Ga}$ ?

*Solution:* Ga:  $Z=31$ ,  $^{69}\text{Ga}$ :  $31\text{p}^+$ ,  $38\text{n}^0$   
 $^{71}\text{Ga}$ :  $31\text{p}^+$ ,  $40\text{n}^0$        $^{71}\text{Ga} = 100 - 60,1 = 39,9\%$

### *Exercices non résolus*

- Le chlore naturel est composé de deux isotopes  $^{35}\text{Cl}$  et  $^{37}\text{Cl}$ . L'abondance isotopique de l'isotope  $^{35}\text{Cl}$  vaut 75,76%. Quelle est celle de l'isotope  $^{37}\text{Cl}$ ?

### *La masse atomique*

Un échantillon quelconque de bore contient des atomes  $^{10}\text{B}$  de masse 10,0129 u et des atomes  $^{11}\text{B}$  de masse 11,0093 u. On appelle la masse atomique la moyenne pondérée des masses des atomes d'un élément à l'état naturel, exprimée en unités de masse atomique. Comme le bore contient 19,91%  $^{10}\text{B}$ , sa masse atomique est:

$$(19,91/100).10,0129\text{u} + ((100 - 19,91)/100).11,0093\text{u} = 10,81\text{u}$$

Dans le tableau périodique, la masse atomique est généralement située en dessous du symbole de l'élément. Dans le cas des éléments instables (radioactifs), c'est la masse atomique de l'isotope le plus stable qui est indiquée entre parenthèses.

### *Exemple:*

- À partir des données suivantes:

$^{35}\text{Cl}$ , masse = 34,96885u, abondance relative = 75,77%

$^{37}\text{Cl}$ , masse = 36,96590u, abondance relative = 24,23%

Vérifiez que la masse atomique du chlore est bien égale à 35,45u.

*Solution:*  $(3,96885.0,7577) + (36,96590.0,2423) = 35,45\text{u}$

2. L'élément silicium naturel Si ( $Z=14$ ) est un mélange de trois isotopes stables :  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$  et  $^{30}\text{Si}$ . L'abondance naturelle de l'isotope le plus abondant est de 92,23%. La masse atomique du silicium naturel est de 28,085u. Quel est l'isotope du silicium le plus abondant? Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes.

*Solution:* La masse d'un atome de silicium Si:  $m=M_{\text{Si}}/N=(28,085/N)$

La masse molaire du silicium est:

$$M_{\text{Si}} = 28,085 \text{ g mol}^{-1} = (28,085/N) \cdot N = 28,085 \text{ u}$$

$M \approx 28$  Donc l'isotope 28 est le plus abondant.

Appelons  $x$  l'abondance de l'isotope 29 et  $y$  celle de l'isotope 30. Assimilons, faute de données, masse atomique et nombre de masse pour les trois isotopes.

$$28,085 = 28,09223 + 29x + 30y$$

$$2,2606 = 29x + 30y$$

$$0,9223 + x + y = 1$$

$$0,0777 = x + y$$

$$y = 0,0777 - x$$

$$29x + 30(0,0777 - x) = 2,2606$$

$$x = 0,0704 = 7,04\% \quad y = 0,0073 = 0,73\%$$

3. Les principaux isotopes du krypton, leurs abondances et leurs masses atomiques sont donnés ci-dessous. Combien y a-t-il d'atomes de krypton naturel dans 0,003 mg de ce gaz?

Isotopes	Abondance relative (%)	Mass (u)
$^{78}\text{Kr}$	0,3	77,92
$^{80}\text{Kr}$	2,3	79,92
$^{82}\text{Kr}$	11,6	81,91
$^{83}\text{Kr}$	11,5	82,91
$^{84}\text{Kr}$	56,9	83,91
$^{86}\text{Kr}$	17,4	85,91

*Solution:* La masse atomique moyenne du krypton est donnée par la somme des masses partielles des isotopes:

Isotopes	Opération	Masse partielle
$^{78}\text{Kr}$	$0,003 \cdot 77,92$	0,234
$^{80}\text{Kr}$	$0,023 \cdot 79,92$	1,838
$^{82}\text{Kr}$	$0,116 \cdot 81,91$	9,501
$^{83}\text{Kr}$	$0,115 \cdot 82,91$	9,535
$^{84}\text{Kr}$	$0,569 \cdot 83,91$	47,745
$^{86}\text{Kr}$	$0,174 \cdot 85,91$	14,948
Mass	atomique moyenne	83,80u

Le nombre d'atomes dans 0,003 mg de krypton est alors:

$$3,0 \times 10^{-6} \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{83,8 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{1 \text{ mol}} = 2,16 \times 10^6 \text{ atomes de krypton naturel}$$

## Exercices non résolus

1. Les masses atomiques de  ${}^6_3\text{Li}$  et de  ${}^7_3\text{Li}$  sont respectivement de 6,0151u et de 7,0160u. Calculez les abondances relatives de ces deux isotopes sachant que la masse atomique moyenne de Li est de 6,941u.  
*Réponse:*  ${}^6_3\text{Li}$ : 7,5%;  ${}^7_3\text{Li}$ : 92,5%
2. Lequel des deux isotopes stables suivants est le plus abondant:  ${}^{140}\text{Ce}$  ou  ${}^{142}\text{Ce}$ ?  
*Réponse:*  ${}^{140}\text{Ce}$
3. Considérons l'élément X avec  $Z=17$ . Il comporte deux isotopes, l'un de masse 34,96853u (abondance 75,78%) et l'autre de masse molaire 36,96590u (abondance 24,22%). Quel est l'élément X? Calculez sa masse molaire et écrire sous la forme  ${}^A_Z\text{X}$  les deux isotopes.
4. Le cuivre (Cu), un métal connu depuis les temps anciens, est utilisé entre autres dans la fabrication de câbles électriques et de pièces de monnaie. Les masses atomiques de ses deux isotopes stables,  ${}_{29}^{63}\text{Cu}$  (69,09%) et  ${}_{29}^{65}\text{Cu}$  (30,91%), sont respectivement de 62,93u et de 64,9278u. Calculez la masse atomique moyenne du cuivre. Les pourcentages indiqués entre parenthèses correspondent aux proportions de chaque isotope.  
*Réponse:* 63,55u

## La mole et la masse molaire

Découvrir une nouvelle substance est l'un des plaisirs les plus exaltants de la chimie. Mais, avant d'arriver à ce but, plusieurs opérations d'ordre quantitatif, plus ou moins répétitives doivent être effectuées. En guise d'exemple, quand on envisage de faire réagir un réactif avec un autre, on se demande en premier lieu dans quelle proportion on doit effectuer le mélange. Si la réaction a fonctionné et que l'on a réussi à isoler un produit inconnu, on a besoin d'une méthode qui permet de compter les atomes, une méthode qui permet de relier le monde invisible au monde macroscopique que l'on peut appréhender. Il faut trouver une unité pratique de matière qui correspond à un nombre connu de particules. La mole joue ce rôle (Figure 1). La mole, mot issu d'une racine latine signifiant « un gros tas » et suggéré la première fois vers 1896 par Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), est l'unité de base du SI de la quantité de matière, depuis 1971.

La mole (mol) est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kg de carbone 12. Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées et peuvent être des atomes, des molécules, des ions, des électrons, d'autres particules ou des groupements spécifiés de telles particules. Il est important de comprendre que la mole contient toujours le même nombre de particules, quelles que soient les substances. Une mole de sodium contient le même nombre d'atomes qu'une mole de fer. La question, longtemps restée sans réponse, est de savoir combien?

Après bien des expériences, des essais et des discussions, il a été établi que:

$$1 \text{ mol} = 6,02214199 \times 10^{23} \text{ entités.}$$

Le nombre extrêmement grand porte le nom de nombre d'Avogadro, en l'honneur du scientifique italien Amadeo Avogadro (né à Turin, 1776-1856) qui en conçut le premier l'idée sous forme d'hypothèse (mais ne put le quantifier). Dans les calculs mettant en jeu le nombre d'Avogadro, on utilisera la valeur  $6,022 \times 10^{23}$  ( $N_A$ ).



Figure 1 Échantillons des 0,2 moles de certains éléments chimiques. Dans le sens des aiguilles d'une montre, en partant du haut à gauche: carbone (poudre de charbon), soufre (poudre jaune), magnésium (poudre), germanium, zinc (copeaux) et cuivre.



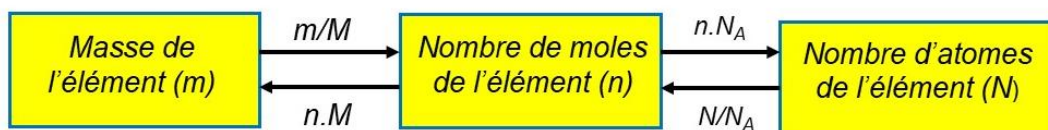
*Amadeo Avogadro*

Amadeo Avogadro (1776-1856)

Le nombre d'Avogadro est un nombre tellement grand qu'il est difficile à imaginer. Ainsi, comme une douzaine d'oranges contient toujours 12 oranges, 1 mol d'hydrogène contient toujours  $6,022 \times 10^{23}$  atomes d'hydrogène. Les atomes et les molécules sont si petits qu'il en faut un très grand nombre pour pouvoir les étudier en quantité observable et ainsi mener des expériences. C'est en passant de la molécule à la mole, grâce au nombre d'Avogadro, que l'échelle microscopique devient macroscopique, donc mesurable. La mole est une grandeur fondamentale et la plupart des raisonnements qui sont faits en chimie le seront sur une mole d'entités microscopiques.

La masse molaire d'un élément. On appelle la masse molaire ( $M$ ) d'un élément quelconque la masse en grammes d'une mole de cet élément ( $6,022 \times 10^{23}$  entités).

La valeur numérique de la masse molaire d'un élément (en g/mol) est égale à celle de la masse atomique de cet élément (en unités de masse atomique) à cause des définitions: un atome de  $^{12}\text{C}$  pèse 12u et il y a 1 mol d'atomes dans exactement 12 g de  $^{12}\text{C}$ .



De même, la masse atomique du sodium (Na) est de 22,99u et sa masse molaire est de 22,99 g mol<sup>-1</sup> (g/mol).

Masse molaire du sodium ( $M_{\text{Na}}$ ) = masse de 1 mol d'atomes de Na  
 = masse de  $6,022 \times 10^{23}$  atomes de Na  
 = 22,9898 g mol<sup>-1</sup> (g/mol)

En utilisant l'analyse dimensionnelle et la masse molaire, il est facile de passer des quantités (mol) à la masse et *vice versa*:

$$n = \frac{m}{A} [\text{mol}], \quad n = \frac{m}{M} [\text{mol}]$$

$$N = n.N_A$$

The diagram shows a box with two smaller boxes on the left. The first is yellow and contains '24 Cr Chrome 52,00'. The second is blue and contains '8 O Oxygène 16,00'. A bracket underneath both boxes points to the chemical formula 'CrO'. To the right of the boxes, text reads: 'La masse moléculaire est la somme des masses atomiques de tous les atomes qui forment une molécule (ou un composé)'. Below this text, a red arrow points to the text 'Masse moléculaire = 68,00 u'.

La relation entre la masse moléculaire relative,  $M_r$  (quantité sans dimension) et la masse molaire,  $M$  (dimension g mol<sup>-1</sup>) comprend la constante de masse molaire,  $M_u$ . Il est déterminé par l'expression:

$$M_u = \frac{M(^{12}\text{C})}{A_r(^{12}\text{C})} = \frac{12 \text{ g mol}^{-1}}{12} = 1 \text{ g mol}^{-1}$$

Alternativement,

$$M_u = m_u (\text{g}).N_A (\text{mol}^{-1}) = 1/12 m (^{12}\text{C}).6,022 \times 10^{23} = 1 \text{ g mol}^{-1}$$

Puis,

$$M = (M_r \cdot M_u) \text{ g mol}^{-1}$$

*La masse molaire d'un composé.*

De la même façon que la masse moléculaire est la somme des masses atomiques des atomes qui constituent une molécule, la masse molaire d'un composé est la somme des masses molaires des atomes qui le constituent. La masse molaire (en gramme) d'un

composé a une valeur numérique égale à sa masse moléculaire (en unités de masse atomique). Par exemple, la masse moléculaire de l'eau est de 18,02u: sa masse molaire est donc de 18,02 g mol<sup>-1</sup>.

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98u \quad \text{et} \quad M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g mol}^{-1}$$

Dans les composés ioniques, la masse molaire du composé est la somme des masses des ions. Par exemple, la masse molaire de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2Na<sup>+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) est de 142 g mol<sup>-1</sup> (2.23 + 32 + 4.16).

**La masse molaire**

Masses molaires

<div style="background-color: #90EE90; padding: 5px; display: inline-block;"> <p>12 <b>Mg</b> Magnésium <u>24,31</u></p> </div>	<div style="background-color: #DDA0DD; padding: 5px; display: inline-block;"> <p>9 <b>F</b> Fluor <u>19,00</u></p> </div>
---	---

MgF<sub>2</sub>
←
Masse molaire = 62,31 g/mol

- La masse molaire (g/mol) est la masse d'une mole d'un élément ou d'un composé.
- La masse molaire d'une molécule ou d'un composé correspond à la somme des masses molaires de tous les atomes qui le constituent.

*Volume molaire.* Le principe est le même que précédemment: il s'agit du volume occupé par molécules d'une substance. En pratique, le volume molaire ne présente pas un grand intérêt pour les liquides ou pour les solides. En revanche, les gaz possèdent une propriété particulière: dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz parfaits possèdent le même volume molaire. À 0 °C et sous une pression de 1,013 × 10<sup>5</sup> Pa, ce volume est égal à 22,4 dm<sup>3</sup>.

L'unité SI de la masse est le kilogramme (kg) défini d'après la masse d'un prototype. En chimie, le gramme (g) est une unité plus pratique:  
 1 kg = 1000 g = 1 × 10<sup>3</sup> g

*La masse volumique.* La masse volumique ( $\rho$ ) représente le rapport entre la masse d'un objet ( $m$ ) et le volume qu'il occupe ( $V$ ):

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Puisque  $V$  augmente avec  $m$ , le rapport entre la masse et le volume reste toujours le même pour une substance donnée: *la masse volumique ne dépend donc pas de la quantité de matière présente.* Par contre, elle dépend de la température puisqu'en général, le volume d'une substance augmente avec la température. L'unité de la masse volumique dans le SI est le kilogramme par mètre cube (kg m<sup>-3</sup> (kg/m<sup>3</sup>)). Toutefois, étant donné que cette unité est beaucoup trop grande pour la plupart des applications chimiques, on utilise surtout le gramme par centimètre cube (g cm<sup>-3</sup> (g/cm<sup>3</sup>)) et son équivalent, le gramme par millilitre (g/mL), pour exprimer la masse volumique des solides et des liquides. La masse volumique des gaz étant très faible, on l'exprime souvent en grammes par litre (g L<sup>-1</sup> (g/L)):

Pour les solides et liquides: 1 g/cm<sup>3</sup> = 1 g/mL = 1000 kg/m<sup>3</sup>

Pour les gaz: 1 g/L = 0,001 g/mL

Exemples:

1. Quelle masse d'aluminium trouve-t-on dans 0,35 mol de cet élément?

*Solution:* La masse molaire de l'aluminium donnée dans le tableau périodique est  $26,9815 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$0,35 = m / 26,98, \text{ donc } m = 9,4 \text{ g}$$

2. Combien de molécules y a-t-il dans 2 mol  $\text{H}_2\text{O}$ ?

*Solution:*  $N = n \cdot N_A = 2,6,02 \times 10^{23} = 12,04 \times 10^{23}$  molécules

3. Calculez la masse molaire de NaOH, si on sait qu'un échantillon de masse 400 g contient la quantité de matière 10 mol.

*Solution:*  $M(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/n(\text{NaOH}) = 400/10 = 40 \text{ g mol}^{-1}$

4. Calculez la masse de  $\text{KNO}_3$  dans 10 mol la quantité de matière.

*Solution:*  $M(\text{KNO}_3) = 115 \text{ g mol}^{-1}$

$$m(\text{KNO}_3) = n(\text{KNO}_3) \cdot M(\text{KNO}_3) = 10 \cdot 115 = 1150 \text{ g}$$

5. Combien de moles de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  y a-t-il dans 400 g du ce sel.

*Solution:*  $M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}) = 236 \text{ g mol}^{-1}$

$$n = m/M = 400/236 = 1,69 \text{ mol}$$

6. Quel volume va remplir dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) ( $T=273,15 \text{ K}$ ,  $p=101,325 \text{ kPa}$ ) d'ammoniac avec une masse de 51 g.

*Solution:*  $n(\text{NH}_3) = m(\text{NH}_3)/M(\text{NH}_3) = 51/17 = 3 \text{ mol}$

$$V(\text{NH}_3) = V_m n(\text{NH}_3) = 22,4 \cdot 3 = 67,2 \text{ dm}^3$$

7. Quelle masse d'oxygène trouve-t-on dans échantillon de volume  $44,8 \text{ dm}^3$ .

*Solution:*  $n(\text{O}_2) = V(\text{O}_2)/V_m = 44,8/22,4 = 2 \text{ mol}$

$$m(\text{O}_2) = M(\text{O}_2)n(\text{O}_2) = 32 \cdot 2 = 64 \text{ g}$$

8. Calculez le rendement de  $\text{N}_2\text{O}_5$  (%), si 41,48 g d'azote avec 15% d'impureté participe à la réaction et on obtient 90 g d'oxyde?

*Solution:* La masse des impuretés  $41,48 \cdot 0,15 = 6,22 \text{ g}$ .

La quantité réel d'azote est  $41,48 - 6,22 = 35,26 \text{ g}$ .

La réaction d'azote avec l'oxygène s'écrit  $2\text{N}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{N}_2\text{O}_5$ .

Par conséquent,

1 mol (28 g)  $\text{N}_2$  forme 1 mol (108 g)  $\text{N}_2\text{O}_5$

35,36 g  $\text{N}_2$  forment  $x$  g  $\text{N}_2\text{O}_5$

$$x = 136,4 \text{ g}$$

Parce que le rendement théorique espéré est 136,4 g, la masse réellement récupérée est

90 g, le rendement en pourcentage est  $\frac{90}{136,4} \cdot 100 = 66\%$ .

9. Réolvez les deux tâches:

- a) Les balances modernes courantes permettent des pesées avec une précision du dixième de milligramme. Le dixième de milligramme correspond environ à un grain de sel fin constitué de cristaux dans lesquels les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  sont associés. A quelle quantité d'ions chlorure et d'ions sodium correspond une telle précision au grain près? A quel nombre d'ions?
- b) Les balances modernes les plus performantes permettent des pesées avec une précision inférieure au microgramme. Le microgramme correspond à un grain de sucre glace très pulvérulent (saccharose de formule moléculaire  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  et de masse molaire  $342 \text{ g mol}^{-1}$ ). A quelle quantité de saccharose correspond une telle précision? Dans quel volume d'eau pure faudrait-il dissoudre ce grain pour avoir une molécule de saccharose par goutte d'eau (une goutte d'eau =  $0,05 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$ )?

*Solution:*

- a) Avec les balances courantes, on peut peser des masses  $m \pm \Delta m$  avec  $\Delta m = 10^{-4} \text{ g}$ . Cette masse  $\Delta m$  correspond à une quantité de matière constituée d'un nombre défini de paires d'ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ . Chaque paire constitue formellement une molécule de  $\text{NaCl}$ . La masse d'une mole d'ions  $\text{Na}^+$  est  $(\text{Na}^+) = 23 \text{ g}$ , celle d'une mole d'ions  $\text{Cl}^-$  est  $M(\text{Cl}^-) = 35,5 \text{ g}$ . La masse totale d'une mole de  $\text{NaCl}$  est  $M(\text{NaCl}) = 35,5 + 23 = 58,5 \text{ g}$ . La précision, au grain près, correspond donc à  $10^{-4}/58,5 = 1,71 \times 10^{-6} \text{ mol}$ , c'est-à-dire à un nombre considérable d'ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ . Nombre d'ions  $\text{Na}^+ =$  nombre d'ions  $\text{Cl}^- = 1,71 \times 10^{-6} \cdot N_A = 1,71 \times 10^{-6} \cdot 6,02 \times 10^{23} = 10,29 \times 10^{17} \approx 10^{18}$  ions.
- b)  $\Delta m = 10^{-6} \text{ g}$ . Dans le cas du sucre glace ( $M=342 \text{ g mol}^{-1}$ ) la pesée peut se faire au grain près. La précision du microgramme correspond à:  $n = 10^{-6}/342 = 2,92 \times 10^{-9} \text{ mol}$  de saccharose. Le nombre de molécules correspondant à cette quantité de matière est égal à:  $n \cdot N_A$  soit  $2,92 \times 10^{-9} \cdot 6,02 \times 10^{23} = 1,76 \times 10^{15}$  molécules. Pour obtenir statistiquement une molécule de saccharose par goutte d'eau, il faudra donc dissoudre cette quantité dans  $1,76 \times 10^{15}$  gouttes c'est-à-dire  $1,76 \times 10^{15} \cdot 0,05 \times 10^{-3} = 8,8 \times 10^{10} \text{ dm}^3 = 8,8 \times 10^{10} \text{ dm}^3 = 8,8 \times 10^7 \text{ m}^3 = 880$  millions d'hectolitres.

10. Combien d'atomes et de moles d'atomes y a-t-il dans 454 g de soufre?

*Solution:*  $n = \frac{0,454}{32,066} = 14,2 \text{ mol}$ ,  $N_A = 14,2 \cdot 6,022 \times 10^{23} = 8,53 \times 10^{24}$  atomes

11. On soumet 2,8934 g de  $\text{VOCl}_3$  pur à une série de réactions dont le résultat est que tout le chlore contenu dans ce composé est transformé en  $\text{AgCl}$ . La masse d' $\text{AgCl}$  obtenue est de 7,1801 g. Quelle est la valeur expérimentale de la masse molaire du vanadium?

*Solution:* L'analyse est effectuée par la précipitation de  $\text{AgCl}$  dont la masse molaire est déterminée à l'aide du tableau périodique:  $M(\text{AgCl}) = 143,32 \text{ g mol}^{-1}$

Connaissant la masse de AgCl produite, on en déduit le nombre de moles:

$$n(\text{AgCl}) = \frac{7,1801}{143,32} = 0,05 \text{ mol}$$

Chaque mole de AgCl correspond à 1/3 mole de  $\text{VOCl}_3$ . On en déduit:

$$n(\text{VOCl}_3) = n(V) = n(\text{O}) = 1/3n(V) = 1,667 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

La masse de vanadium contenue dans le composé initial est donc:

$$m(V) = m(\text{VOCl}_3) - m(\text{O}) - m(\text{Cl}) = 2,8934 - 15,999 \cdot 1,667 \times 10^{-2} - 35,45 \cdot 0,05 = 0,854 \text{ g}$$

d'où l'on tire la masse molaire:

$$M(V) = \frac{m}{n} = \frac{0,854}{1,667 \times 10^{-2}} = 51,23 \text{ g mol}^{-1}$$

La masse molaire trouvée concorde bien avec la valeur donnée dans les tables:  
 $50,94 \text{ g mol}^{-1}$ .

**12.** L'argent (Ag) est un métal précieux utilisé principalement dans la fabrication de bijoux. Quelle est la masse (en gramme) d'un atome d'argent?

*Solution:* La masse molaire de l'argent est de  $107,9 \text{ g mol}^{-1}$ . Puisqu'il y a  $6,022 \times 10^{23}$  atomes d'argent dans une mole, la masse de un atome de Ag est:

$$1 \text{ atome de Ag} \times \frac{1 \text{ mol d'atomes de Ag}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes de Ag}} \times \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol d'atomes de Ag}} = 1,792 \times 10^{-22} \text{ g Ag}$$

**13.** Une levure chimique (baking powder) typique contient 28 % de bicarbonate de sodium,  $\text{NaHCO}_3$ ? Combien de moles et de molécules de  $\text{NaHCO}_3$  y a-t-il dans 1 g de cette levure chimique?

*Solution:*  $M(\text{NaHCO}_3) = 84,01 \text{ g mol}^{-1}$

1 g de levure chimique contient  $0,28 \cdot 1 = 0,28 \text{ g NaHCO}_3$

$$n = \frac{0,28}{84,02} = 3,33 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$N_{\text{molécules}} = 3,33 \times 10^{-3} \cdot 6,022 \times 10^{23} = 2,01 \times 10^{21} \text{ molécules}$$

**14.** Le nitrate d'un métal alcalin d'une quantité de 0,2 mole contient 6,8 moles d'électrons. Quel est le métal ?

*Solution:* Une mole du composé contient  $6,8/0,2 = 34$  moles d'électrons. Dans le groupe  $\text{NO}_3^-$ , 1 mole d'atomes d'azote contient 7 moles d'électrons et 3 moles d'atomes d'oxygène contiennent  $3 \times 8 = 24$  moles d'électrons (l'azote est le n° 7 et l'oxygène est le n° 8 dans le tableau périodique des éléments). Par conséquent, 1 mole d'atomes de métal contient 3 moles d'électrons ( $34 - 7 - 24$ ). Donc, le numéro 3 dans le tableau périodique des éléments est Li.

### Exercices non résolus

1. Calculez la masse (g) de:

a) 2,5 mol d'aluminium;

Réponse: 68 g

b)  $1,25 \times 10^{-3}$  mol de fer;

Réponse: 0,0698 g

c) 0,015 mol de calcium;

Réponse: 0,60 g

d) 653 mol de néon.

Réponse:  $1,32 \times 10^4$  g

2. Combien d'atomes et de moles d'atomes y a-t-il dans:
- a) 127,08 g de Cu? *Réponse:* 1,9998 mol,  $1,2043 \times 10^{24}$  atomes
- b) 0,012 g de lithium? *Réponse:* 0,0017 mol,  $1 \times 10^{21}$  atomes
- c) 5,0 mg d'américium? *Réponse:*  $2,1 \times 10^{-5}$  mol,  $1,2 \times 10^{19}$
- d) 6,75 g de Al? *Réponse:* 0,250 mol,  $1,51 \times 10^{23}$  atomes

3. Quelle est la masse moyenne d'un atome:
- a) de cuivre? *Réponse:*  $1,0552 \times 10^{-22}$  g
- b) de titane? *Réponse:*  $7,9487 \times 10^{-23}$  g

4. Quelle quantité de matière exprimée en moles, représentent les échantillons suivants:

- a) 11,2 g de fer (Fe);
- b)  $1,6 \times 10^{-3}$  g de soufre (S<sub>8</sub>);
- c) 10 g de sucre (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>);
- d)  $1,5 \times 10^2$  kg de chaux (CaO);
- e) 0,8 l de dichlore (Cl<sub>2</sub>) gazeux (à 0°C et 1 atm);
- f) 0,02 l de tétrachlorométhane (CCl<sub>4</sub>) liquide ( $\rho = 1,595 \text{ g cm}^{-3}$ ).

*Réponse:* 0,2 mol;  $6,25 \times 10^{-6}$  mol; 0,029 mol;  $2,6 \times 10^3$  mol; 0,036 mol; 2,07 mol.

5. Combien de litres de CCl<sub>4</sub> liquide ( $\rho = 1,59 \text{ g cm}^{-3}$ ) faut-il mesurer pour contenir  $1 \times 10^{25}$  molécules de CCl<sub>4</sub>?

*Réponse:* 1,61 l

6. Quel est le nombre maximum de moles de CO<sub>2</sub> qui seraient obtenues à partir du carbone dans 4 moles de Ru<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>?

*Réponse:* 12

7. a) Combien de moles représente 40,1 g de MgSO<sub>4</sub>.
- b) Combien de gramme y'a-t-il dans 0,4 moles de CaCO<sub>3</sub>.
- c) Calculez la masse en grammes de  $3,62 \times 10^{24}$  atomes de zinc et de  $6,02 \times 10^{21}$  molécules d'eau.
- d) Dans 0,6 moles de CO<sub>2</sub>, combien y'a-t-il de grammes et de molécules de CO<sub>2</sub>. Déduisez le nombre d'atomes de carbone et d'oxygène.

*Réponse:* 0,33 mol; 40 g; 26,4 g;  $3,6 \times 10^{23}$



Calcite

8. L'oxyde M<sup>III</sup><sub>2</sub>O<sub>3</sub> avec la masse de 0,97 g contient 0,1 g de l'oxygène. Quelle est la masse d'un atome de M(III).

*Réponse:* 1,12

9. La masse molaire d'oxyde M<sup>II</sup>O est 3,928 fois plus légère que la masse molaire de phosphate M<sup>III</sup><sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>. Calculez la masse atomique de métal.

*Réponse:* 209

10. Un cyanure de métal alcaline, dont la quantité de matière est 0,1 mol contient 2,4 mol d'électrons. Identifiez le métal.

*Réponse:* Na

11. On considère 100 g de  $\text{NH}_3$  gazeux.

a) Combien de moles de molécules y trouve-t-on?

b) A combien de molécules cette masse correspond-elle?

c) Déterminez les pourcentages massiques d'azote et d'hydrogène de la molécule.

d) Déterminez le volume d'ammoniac correspondant aux conditions standard (à 25°C et 1 bar).

*Réponse:* a) 5,87 mol; b)  $3,54 \times 10^{24}$  molécules; c) 82,24% d'azote et 17,76% d'hydrogène; d) 145 dm<sup>3</sup>.

12. Trouvez la masse atomique relative d'un élément, sachant que la masse de  $3,01 \times 10^{23}$  atomes est égale à 19,97 g?

*Réponse:* 39,94

13. Dans une atmosphère d'oxygène on brûle 2 g d'un métal du nombre d'oxydation(II) sous la forme  $\text{M}^{2+}$  et 2,8 g d'oxyde de ce métal sont obtenue. Trouvez la masse atomique de ce métal.

*Réponse:* 40

14. Combien de moles d'atomes y a-t-il dans  $6,00 \times 10^9$  (six milliards) atomes de cobalt ?

*Réponse:*  $9,96 \times 10^{-15}$  mol Co

15. Quelle est la masse de  $1,00 \times 10^{12}$  atomes de plomb (en grammes)?

*Réponse:*  $3,44 \times 10^{-10}$  g

16. Lequel des échantillons suivants contient le plus d'atomes: 1,10 g d'hydrogène ou 14,7 g de chrome?

*Réponse:*  $6,57 \times 10^{23}$  atomes de H

$1,70 \times 10^{23}$  atomes de Cr

17. Laquelle des quantités suivantes a la masse la plus élevée: 2 atomes de plomb ou  $5,1 \times 10^{-23}$  mol d'hélium?

*Réponse:* le plomb

18. Calculez la masse de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  qui contient  $1,25 \times 10^{24}$  électrons.

*Réponse:* 4,18 g

19. Combien de moles de  $\text{Zn}(\text{FeS}_2)_2$  peut-on fabriquer à partir de 2 g de Zn, 3 g de Fe et 4 g de S?

*Réponse:* 0,0269 moles

20. Quelle masse de NaCl contiendrait le même nombre total d'ions que 245 g de  $\text{MgCl}_2$  ?

*Réponse:* 225 g

21. Calculez la masse d'une molécule de  $\text{CO}_2$  en grammes.

*Réponse:*  $7,3 \times 10^{-23}$  g

22. Dans un cristal de pentahydrate de sulfate de cuivre(II) pentahydraté ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), chaque unité de sulfate de cuivre(II) est associée à cinq molécules d'eau. Quand ce composé est chauffé dans l'air à une température supérieure à 100 °C, il perd ses molécules d'eau ainsi que sa couleur bleue:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ . S'il reste 9,60 g de  $\text{CuSO}_4$  après qu'on ait chauffé 15,01 g du composé bleu, calculez le nombre de moles de  $\text{H}_2\text{O}$  présentes dans le composé initial.

*Réponse:* 0,3 mol

23. Un grain de sable pèse approximativement 3  $\mu\text{g}$ . Combien pèse 1 mol de grains de sable?  
*Réponse:*  $1,8 \times 10^{18}$  g

24. Le mercure est le seul métal qui soit liquide à la température ambiante. Sa masse volumique est de  $13,6 \text{ g cm}^{-3}$ . Combien de grammes de mercure occuperont un volume de 95,8 mL?  
*Réponse:* 1302,8 g

25. Une sphère de plomb a une masse de  $1,20 \times 10^4$  g et un volume de  $1,05 \times 10^3 \text{ cm}^3$ . Calculez la masse volumique du plomb.  
*Réponse:*  $11,4 \text{ g cm}^{-3}$

26. Un cylindre gradué contient  $242 \text{ cm}^3$  d'eau. On y place un objet en argent (Ag) pesant 194,3 g. Le cylindre indique alors que le volume d'eau est de  $260,5 \text{ cm}^3$ . À partir de ces données, calculez la masse volumique de l'argent.  
*Réponse:*  $10,5 \text{ g cm}^{-3}$

27. Combien d'atomes d'hydrogène sont contenus dans 25,6 g d'urée,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , une substance utilisée dans les engrais, dans la nourriture pour animaux et pour la fabrication de polymères?  
*Réponse:*  $1,03 \times 10^{24}$  atomes de H

## Les formules et les composés

Les chimistes utilisent des formules chimiques pour exprimer la composition des espèces chimiques à l'aide de symboles. *La loi des proportions définies fut énoncée par le chimiste français Joseph Proust en 1801. Selon cette loi, la composition d'une substance chimique donnée est invariable, quelle qu'en soit la provenance (processus chimique).* Par exemple, l'eau pure renferme toujours de l'oxygène et de l'hydrogène dans des proportions définies, soit 8 g d'oxygène pour 1 g d'hydrogène.

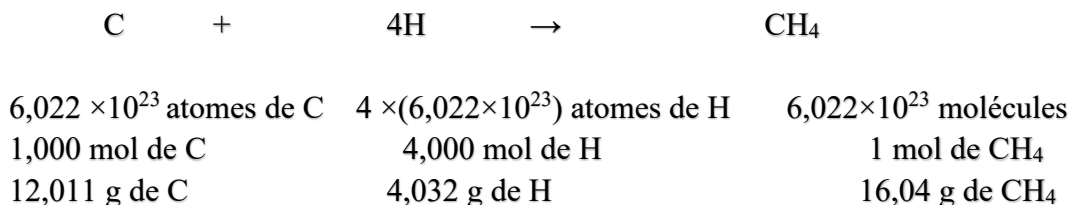
Le chimiste anglais John Dalton observa aussi que si deux éléments peuvent se combiner pour former plus d'un composé, les rapports des masses du premier qui s'unissent à une masse constante de l'autre sont entre eux dans un rapport de nombres entiers simples. Par exemple, le carbone et l'oxygène peuvent s'unir pour former deux composés différents: le CO (monoxyde de carbone) et le  $\text{CO}_2$  (dioxyde de carbone). Le rapport entre l'oxygène du monoxyde de carbone et celui du dioxyde de carbone est alors de 1:2. Cette loi pondérale est connue sous le nom de loi des proportions multiples.



La formule d'un composé quelconque fournit au moins deux renseignements: *le type d'atomes ou d'ions qui le composent et leur nombre relatif.* Par exemple, le méthane ( $\text{CH}_4$ ) contient un atome de carbone et quatre atomes d'hydrogène. Considérez maintenant que vous avez le nombre d'Avogadro  $N$  d'atomes de carbone (1 mol de C) combinés avec le nombre adéquat d'atomes d'hydrogène: comme la formule nous dit

qu'il y a quatre fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone, il s'avère que nous avons 4N d'atomes d'hydrogène (4 mol de H). Connaissant le nombre de moles d'atomes de carbone et d'hydrogène, et sachant qu'une mole de carbone conduit à une mole de méthane, on peut calculer la masse de chacun d'entre eux dans le composé méthane: la somme de ces deux masses représente la **masse molaire** du méthane. Celle-ci est égale à la masse de 1 mol de carbone, 12,011 g, plus la masse de 4 mol d'hydrogène,  $4 \cdot 1,0079 = 4,0316$  g : 16,043 g

La masse molaire du méthane:



La masse moléculaire correspond à la somme des masses atomiques des atomes qui constituent une molécule. Par exemple, la masse moléculaire d'une molécule de H<sub>2</sub>O est:

$$2 \text{ (masse atomique de H)} + 1 \text{ (masse atomique de O)}$$

$$2(1,008\text{u}) + 1(16,00\text{u}) = 18,02\text{u}$$

De la même façon qu'une douzaine d'œufs et une douzaine de plumes n'auront pas la même masse, une mole d'une substance n'a pas la même masse qu'une mole d'une autre substance. La masse (en grammes) d'une mole d'entités élémentaires correspond à sa masse molaire ( $M$ ) et s'exprime en grammes par mole (**g mol<sup>-1</sup>**).

Les composés ioniques n'existent pas en tant que molécules. De ce fait, on ne peut leur attribuer une formule moléculaire. On écrit plutôt une formule très simple qu'on appelle la **formule empirique** qui donne le nombre relatif d'atomes dans le composé et dans laquelle les indices menant à un composé électriquement neutre sont les plus petits entiers possibles. La formule empirique NaCl signifie qu'un échantillon quelconque de chlorure de sodium contient autant d'ions sodium que d'ions chlorure.

*Exemples:*

1. Calculez la masse molaire de l'aspirine C<sub>9</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>. Calculez la masse d'une molécule d'aspirine. Combien y a-t-il de moles d'aspirine dans un comprimé qui en contient 325 mg?

*Solution:*  $M = (9 \cdot 12,001) + (8 \cdot 1,007) + (4 \cdot 15,999) = 180,160$  g

Sachant que la masse molaire d'une substance est la masse en grammes du nombre d'Avogadro de molécules, il est facile de calculer la masse d'une molécule d'aspirine:

$$\text{Masse d'une molécule d'aspirine} = (180,160 \text{ g} / 1 \text{ mol d'aspirine}) \times (1 \text{ mol d'aspirine} / 6,022 \times 10^{23} \text{ molécules}) = 2,992 \times 10^{-22} \text{ g/molécules}$$

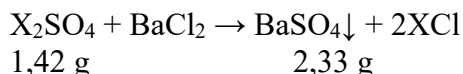
En convertissant les milligrammes en grammes et en utilisant ensuite le facteur de conversion des moles en grammes (à l'aide de la masse molaire), on obtient le nombre de moles contenues dans une masse donnée d'aspirine.

$$325 \text{ mg} \times (1 \text{ g} / 1000 \text{ mg}) = 0,325 \text{ g}$$

$$n = 0,325 / 180,160 = 1,80 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Dans l'eau, on dissout 1,42 g d'un composé pur dont la formule est  $X_2SO_4$ . On fait réagir cette solution avec un excès de chlorure de baryum: on observe alors la précipitation du sulfate de baryum. Après filtration et séchage, le poids du précipité est de 2,33 g. Déterminez la masse atomique de X et indiquez du quel élément il s'agit.

*Solution:* La réaction s'écrit:



$$1,42 \text{ g} \qquad \qquad \qquad 2,33 \text{ g}$$

$$M(BaSO_4) = 233,4 \text{ g mol}^{-1} \quad M(SO_4^{2-}) = 96,06 \text{ g mol}^{-1}$$

2,33 g de  $BaSO_4$  correspond donc à 0,01 mole de  $Ba^{2+}$  et pour 1 mole de  $Ba^{2+}$  il faut 2 mole de  $X^-$ . La masse molaire du composé inconnu est donc de:

$$M(X_2SO_4) = \frac{1,42 \text{ g}}{0,01 \text{ mol}} = 142 \text{ g mol}^{-1}$$

$$2M(X^+) + M(SO_4^{2-}) = 2M(X^+) + 96,06 = 142$$

$$M(X^+) = \frac{142 - 96,06}{2} = 23,0 \text{ g mol}^{-1}. \text{ L'élément en question est le sodium.}$$

### *Exercices non résolus*

1. Calculez la masse molaire de l'acide citrique ( $C_6H_8O_7$ ) et la masse moléculaire de  $MgCO_3$ ? Combien de moles y a-t-il dans 454 g d'acide citrique? Combien doit-on peser de  $MgCO_3$  pour en avoir 0,125 mol?

*Réponse:* 2,36 mol, 10,75 g

2. Calculez la masse molaire:

- de l'oxyde de fer (III) ( $Fe_2O_3$ );
- du trichlorure de bore ( $BCl_3$ );
- de l'acide ascorbique ou vitamine C ( $C_6H_8O_6$ );
- du gluconate de fer (II), un supplément alimentaire ( $Fe(C_6H_{11}O_7)_2$ );
- $Ti(SO_4)_2$ ;
- $(NH_4)_3PO_4$ ;
- $Ca(CH_3CO_2)_2$ ;
- $Ca(ClO)_2$ ;
- $Ni_3(PO_4)_2$ ;
- $K_4Fe(CN)_6$ .

*Réponse:* 159,7 g mol<sup>-1</sup>; 117,2 g mol<sup>-1</sup>; 176,1 g mol<sup>-1</sup>; 446,1 g mol<sup>-1</sup>; 240 g mol<sup>-1</sup>; 146 g mol<sup>-1</sup>; 158 g mol<sup>-1</sup>; 142 g mol<sup>-1</sup>; 365,5 g mol<sup>-1</sup>; 367 g mol<sup>-1</sup>.

3. Calculez la masse molaire des composés hydratés suivants:

- $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ;
- $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ;

- c)  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ;
- d)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;
- e)  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

*Réponse:* 290,8 g mol<sup>-1</sup>; 278 g mol<sup>-1</sup>; 676 g mol<sup>-1</sup>; 249,7 g mol<sup>-1</sup>.

4. Le trioxyde de soufre (SO<sub>3</sub>) est fabriqué industriellement en énorme quantité, en combinant de l'oxygène et du dioxyde de soufre (SO<sub>2</sub>). Calculez le nombre de moles de SO<sub>3</sub> présentes dans 1,00 kg de cet oxyde. Combien de molécules y a-t-il? Combien d'atomes de soufre? Combien d'atomes d'oxygène?

*Réponse:* 12,5 mol;  $7,5 \times 10^{24}$  molécules;  
 $7,5 \times 10^{24}$  atome de S,  $2,26 \times 10^{25}$  atome de O.

5. Quelle masse d'hydrogène peut-on obtenir à partir de: a) 18 g d'eau; b) 1 g d'eau; c) 10 g d'eau?

*Réponse:* 2,02; 0,11 g; 1,11 g

6. Combien de grammes de chlore seront libérés lors de la décomposition de 0,2 mole de trichlorure d'or?

*Réponse:* 21,27 g

### *La détermination de la formule d'un composé*

Comment peut-on déterminer la formule d'un composé chimique? La réponse à cette question vous est donnée par l'analyse chimique, que l'on peut effectuer selon différentes techniques.

Loi des proportions définies: Joseph Proust (pharmacien et chimiste français, 1754-1826) a observé que le rapport entre les masses de chaque réactif qui ont été consommées dans la réaction est constant (loi de Proust), ou des proportions définies. Ainsi, lorsque le magnésium (Mg) et le dioxygène (O<sub>2</sub>) réagissent pour former de l'oxyde de magnésium (MgO), les masses de magnésium ( $A_r(\text{Mg})=24$ ) et de dioxygène ( $A_r(\text{O})=16$ ) qui participent à la réaction sont toujours dans le rapport de 3 à 2 (ou encore dans le rapport 1,5):  $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ .

### *La fraction massique, la fraction molaire et la fraction volumique*

La composition des composés est donnée par la formule moléculaire ou par la formule empirique dans le cas des composés ioniques. Comme la plupart des résultats expérimentaux ne portent pas sur le nombre d'atomes ou de moles, mais plutôt sur les masses, il est pratique de pouvoir convertir les compositions exprimées par des nombres (les formules) en compositions exprimées par des masses (la fraction massique) et vice versa. La fraction massique représente la proportion, en masse, de chacun des éléments dans un composé quelconque. Elle est souvent exprimée en pourcentage:

$$w_i = m_i / m_{\text{tot}}$$

Quand on écrit qu'un composé contient 73,14% de carbone, il est implicite qu'il s'agit de la fraction massique: il y a 73,14 g de carbone dans 100 g de ce composé.

Par exemple, dans une mole de peroxyde d'hydrogène (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), il y a deux moles d'atomes de H et deux moles d'atomes de O. Les masses molaires de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, de H et de

O sont respectivement de 34,02 g, de 1,008 g et de 16,00 g. Alors, le calcul de la composition centésimale massique de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> donne:

$$\% \text{ de H} = \frac{2 \cdot 1,008}{34,02} \cdot 100\% = 5,926\% \quad \% \text{ de O} = \frac{2 \cdot 16}{34,02} \cdot 100\% = 94,06\%$$

La somme des pourcentages est  $5,926\% + 94,06\% = 99,99\%$ . Le petit écart de 0,01% vient de la façon dont les masses molaires des éléments ont été arrondies. Il est à noter que la formule empirique (HO) conduirait au même résultat puisque les proportions 1:1 des atomes H et O sont identiques pour H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

La fraction molaire  $\chi_i$  d'un composant **i** est égale au rapport du nombre de moles  $n_i$  de ce composant sur le nombre total de moles  $n_{\text{tot}}$  du mélange. C'est donc une grandeur sans dimension.

$$\chi_i = n_i / n_{\text{tot}}$$

En multipliant la fraction molaire par 100, on obtient le pourcentage molaire, note % mole

$$\chi_i \% \text{ mol} = n_i / n_{\text{tot}} \cdot 100$$

Dans un mélange, la fraction volumique  $V_i$  est définie comme étant le volume du composant **i** divisé par la somme des volumes de tous les composants utilisés pour fabriquer le mélange. En multipliant la fraction volumique par 100, on obtient le pourcentage volumique:

$$\varphi_i \% = V_i / V_{\text{tot}} \cdot 100$$

*Exemples:*

1. Calculez la fraction massique de l'azote et celle de l'hydrogène dans l'ammoniac (NH<sub>3</sub>).

*Solution:* La première démarche à entreprendre est de calculer la masse molaire.

Masse de 1 mol de NH<sub>3</sub> = masse molaire = 17,0304 g

Comme dans 1 mol de NH<sub>3</sub> il y a 1 mol de N, on peut calculer la fraction massique de l'azote dans l'ammoniac:

$$w(\text{N})\% = 14,0067 / 17,0304 = 0,82245 \text{ ou } 82,245\%$$

Au lieu de refaire le même calcul avec l'hydrogène, il est plus court, sauf à vouloir vérifier la réponse pour l'azote, de soustraire la fraction massique de l'azote de 100 % (cela est possible, car il n'y a que deux éléments dans l'ammoniac):

$$1 - 0,82245 = 0,17755 \text{ ou } 17,755\%$$

2. Calculez la fraction massique du carbone dans CO<sub>2</sub>.

*Solution:* Dans 1 mol de CO<sub>2</sub> (44 g) il y a 1 mol de C (12 g):

$$w(\text{C}) \% = \frac{12}{44} \cdot 100 = 27,27\%.$$

3. Calculez la fraction massique de Na, O et H dans NaOH.

$$\textit{Solution: } M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g mol}^{-1}$$

$$w(\text{Na})\% = (23/40)100 = 57,5\%$$

$$w(\text{O})\% = (16/40) 100 = 40\%$$

$$w(\text{H})\% = (1/40) 100 = 2,5\%$$

$$w(\text{Na})\% + w(\text{O})\% + w(\text{H})\% = 100\%.$$

4. Déterminez les pourcentages massiques d'oxygène, d'hydrogène et de carbone dans les composés suivants:  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

*Solution:*  $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34 \text{ g mol}^{-1}$

$$w(\text{H})\% = \frac{2.1}{34} \cdot 100 = 5,93\% \quad w(\text{O})\% = \frac{2.16}{34} \cdot 100 = 94,07\%$$

$$\text{Vérification: } 5,93\% + 94,07\% = 100\%$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g mol}^{-1}$$

$$w(\text{H})\% = \frac{2.1}{18} \cdot 100 = 11,19\% \quad w(\text{O})\% = \frac{16}{18} \cdot 100 = 88,81\%$$

$$\text{Vérification: } 11,19\% + 88,81\% = 100\%$$

$$M(\text{H}_2\text{CO}_3) = 62,02 \text{ g mol}^{-1}$$

$$w(\text{H})\% = \frac{2.1}{62,02} \cdot 100 = 3,25\%$$

$$w(\text{O})\% = \frac{3.16}{62,02} \cdot 100 = 77,38\%$$

$$w(\text{C})\% = \frac{12}{62,02} \cdot 100 = 19,37\%$$

$$\text{Vérification: } 3,25\% + 19,37\% + 77,38\% = 100\%$$

5. Calculez la fraction molaire des  $\text{KCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$  dans le minéral carnallite en utilisant les fractions massiques: 26,84%  $\text{KCl}$ , 34,28%  $\text{MgCl}_2$  et 38,88%  $\text{H}_2\text{O}$ ?

*Solution:*  $M(\text{KCl}) = 75,45 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $M(\text{MgCl}_2) = 95,2 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g mol}^{-1}$ . La quantité de matière en mole de chaque composant est:

$$n(\text{KCl}) = 26,84 / 75,45 = 0,35 \text{ mol}$$

$$n(\text{MgCl}_2) = 34,28 / 95,2 = 0,35 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 38,88 / 18 = 2,16 \text{ mol}$$

$$n(\text{KCl}) + n(\text{MgCl}_2) + n(\text{H}_2\text{O}) = 2,86 \text{ mol}$$

Les fractions molaires sont:

$$\chi\% (\text{KCl}) = \chi\% (\text{MgCl}_2) = \frac{0,35}{2,86} 100 = 12,91\%$$

$$\chi\% (\text{H}_2\text{O}) = \frac{2,16}{2,86} 100 = 75,26\%.$$

6. La composition du composé organique est la suivante 22,34% C (en mole), 66,51 % H (en mole) et 11,15% O (en mole). Calculez les fractions massiques correspondant à chaque élément.

*Solution:*

$$m(\text{C}) = 22,34 \cdot 12 = 268,08 \text{ g}$$

$$m(\text{H}) = 66,51 \cdot 1 = 66,51 \text{ g}$$

$$m(\text{O}) = 11,15 \cdot 16 = 178,40 \text{ g}$$

$$m(\text{substance}) = 512,99 \text{ g}$$

Donc les fractions massiques sont:

$$w(\text{C})\% = \frac{268,08}{512,99} 100 = 52,2\%$$

$$w(\text{H})\% = \frac{66,51}{512,99} 100 = 13,0\%$$

$$w(\text{O})\% = \frac{178,40}{512,99} 100 = 34,8\%$$

7. Le mélange gazeux dans les conditions normales de température et de pression contient 29% en masse d'hydrogène et 71% en masse de chlorure. Calculez le pourcentage en volume de chacune de ces deux composantes dans ce mélange.

*Solution:* Si la masse du mélange gazeux est égale à 100 g, les masses correspondant sont:

$$m(\text{H}_2) = m \cdot w(\text{H}_2) = 100 \cdot 0,29 = 29 \text{ g}$$

$$m(\text{Cl}_2) = m \cdot w(\text{Cl}_2) = 100 \cdot 0,71 = 71 \text{ g}$$

La quantité de matière exprimée en moles est:

$$n(\text{H}_2) = 29/2 = 14,5 \text{ mol et } n(\text{Cl}_2) = 71/71 = 1 \text{ mol pour le chlorure.}$$

Les volumes de deux gaz sont

$$V(\text{H}_2) = V_m n(\text{H}_2) = V_m 14,5 \text{ и } V(\text{Cl}_2) = V_m n(\text{Cl}_2) = V_m 1.$$

Le volume de mélange de gazeux est:

$$V = V(\text{H}_2) + V(\text{Cl}_2) = V_m 14,5 + V_m 1 = V_m 15,5.$$

Les fractions volumiques sont:

$$\varphi\% (\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/V = \frac{V_m \cdot 14,5}{V_m \cdot 15,5} 100 = 93,55\%$$

$$\varphi\% (\text{Cl}_2) = \frac{V_m \cdot 1}{V_m \cdot 15,5} 100 = 6,45\%$$

8. Combien de molécules de SO<sub>2</sub> y a-t-il dans 280 000 L d'air (CNTP), si la fraction volumique de SO<sub>2</sub> 0,004%?

$$\textit{Solution:} \text{ Le volume d'SO}_2 \text{ dans 280 000 L d'air est } 280000 \times \frac{0,004}{100} = 11,2 \text{ dm}^3$$

dans TPN. Ce volume correspond à 0,5 mol SO<sub>2</sub>. Les molécules de SO<sub>2</sub> dans la quantité de matière 0.5 mol sont  $N(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) N_A = 0,5 \cdot 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{23}$ .

9. Le brûlement de 3 g des charbons anthraciteux conduit à 5,3 dm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> (CNTP). Calculez la fraction massique de carbone dans l'échantillon.

*Solution:* Si 1 mol de gaz dans TPN occupe le volume 22,4 dm<sup>3</sup>, la masse de 5,3 dm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> est

$$1 \text{ mol (44 g) CO}_2 \text{ occupe le volume de } 22,4 \text{ dm}^3$$

$$x \text{ g CO}_2 \text{ occupe le volume de } 5,3 \text{ dm}^3$$

$$x = 10,4 \text{ g CO}_2$$

La masse de carbone dans 10,4 g CO<sub>2</sub> peut se calculer par le rapport suivant

$$1 \text{ mol (44 g) CO}_2 \text{ contient 1 mol (12 g) C}$$

$$10,4 \text{ g CO}_2 \text{ contient } y \text{ g C}$$

$$y = 2,8 \text{ g C}$$

$$\textit{Donc } w\%(\text{C}) = (2,8/3)100 = 94,5\%.$$

10. Calculez la masse de nickel contenu dans 2,5 g de sulfate de nickel hexahydraté,  $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

*Solution:*  $M(\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 262,85 \text{ g mol}^{-1}$

$$n(\text{Ni}) = \frac{2,5}{262,85} = 9,51 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc la masse de nickel est de:  $m(\text{Ni}) = 9,51 \times 10^{-3} \cdot 58,69 = 0,558 \text{ g}$

11. La chalcopirite ( $\text{CuFeS}_2$ ) est le principal minéral du cuivre. Calculez la masse de Cu en kilogrammes contenue dans  $3,71 \times 10^3 \text{ kg}$  de chalcopirite.

*Solution:*

$$\text{Masse de Cu dans CuFeS}_2 = 3,71 \times 10^3 \text{ kg CuFeS}_2 \times \frac{63,55 \text{ g Cu}}{183,5 \text{ g CuFeS}_2} = 1,28 \times 10^3 \text{ kg Cu}$$

12. Le lait est un milieu aqueux d'une extrême complexité, caractérisé par différentes phases en équilibre instable. Il comprend de l'eau et de la « matière sèche » constituée essentiellement de glucides, lipides ou matières grasses, protéides, matières minérales et vitamines. Dans 1 L de lait, la masse de chacun de ces constituants est par exemple:

Eau	glucides	lipides	protéides	matières minérales	vitamines traces
902 g	49 g	39 g		33 g	9 g

- Quels sont les taux respectifs (pourcentages en masse) d'eau et de matière sèche dans  $1 \text{ dm}^3$  de ce lait?
- Quels sont les taux respectifs de glucides, lipides et protéides dans  $1 \text{ dm}^3$  de ce lait et dans la matière sèche que contient ce litre?
- Quel est le rapport des masses de  $500 \text{ cm}^3$  de lait et de  $500 \text{ cm}^3$  d'eau? Ce rapport dépend-il du volume considéré ( $1 \text{ dm}^3$  d'eau pèse 1 000 g)?

*Solution:*

- Un litre de lait contient 902 g d'eau et  $(49+39+33+9) = 130 \text{ g}$  de matière sèche.

Le pourcentage en masse de chacune de ces deux composantes est donc:

$$\% \text{ en eau} = [902/(902+130)].100 = 87,4$$

$$\% \text{ en MS} = [130/(902+130)].100 = 12,6$$

- Pour chacun des constituants principaux de la matière sèche les valeurs de ces pourcentages sont:

$$\text{- dans } 1 \text{ dm}^3 \text{ de lait } \% \text{ glucides} = [49/(902+130)].100 = 4,7$$

$$\% \text{ lipides} = [39/(902+130)].100 = 3,8$$

$$\% \text{ protéines} = [33/(902+130)].100 = 3,2$$

$$\text{- dans la matière sèche } \% \text{ glucides} = (49/130).100 = 37,7$$

$$\% \text{ lipides} = (39/130).100 = 30$$

$$\% \text{ protéines} = (33/130).100 = 25,4$$

Un lait entier ne contient donc réellement que 3,8% (en masse) de matières grasses ou lipides

- $0,5 \text{ dm}^3$  de lait ( $500 \text{ cm}^3$ ) pèse  $1\,032 \cdot 0,5 = 516 \text{ g}$  puisque  $1 \text{ dm}^3$  pèse 1 032 g ( $902 \text{ g}$  d'eau +  $130 \text{ g}$  de matière sèche) alors que  $0,5 \text{ dm}^3$  d'eau pèse 500 g. Le rapport de ces deux masses est donc  $516/500 = 1,032$ . A même volume, le lait est plus dense que l'eau. Le rapport précédent est indépendant du volume de référence choisi puisqu'il est le rapport de deux expressions  $m/V$  appelées

masses volumiques qui caractérisent respectivement le lait et l'eau et ne dépendent pas du volume choisi ( $1,032 \text{ g cm}^{-3}$  pour le lait;  $1,000 \text{ g cm}^{-3}$  pour l'eau). Le rapport des masses volumiques définit la densité.

**13.** La forme cristallisée de l'alumine pure  $\text{Al}_2\text{O}_3$  est le cordon ou saphir blanc. Fondue à très haute température et mélangée à de faibles quantités d'oxydes métalliques, l'alumine donne, par refroidissement, des pierres précieuses artificielles:

- le rubis: alumine  $\text{Al}_2\text{O}_3$  + oxyde de chrome  $\text{Cr}_2\text{O}_3$
  - le saphir: alumine  $\text{Al}_2\text{O}_3$  + oxydes de fer, de formule globale  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  + oxyde de titane  $\text{TiO}_2$
- a) Un rubis de 1 g contient 0,017 g de Cr et 0,516 g de Al. Quels sont les pourcentages en masse d'oxyde de chrome et d'alumine constituant ce rubis?
- b) Un saphir de 1 g contient 0,52 g de Al, 0,01 g de Fe et 0,003 g de Ti. Quels sont les pourcentages en masse d'alumine, d'oxydes de fer et d'oxyde de titane constituant ce saphir?

*Solution:*

a) Dans  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , il y a  $[2M_{\text{Cr}}/(2M_{\text{Cr}}+3M_{\text{O}})].100 = 10400/152 = 68,4\%$  Cr donc une masse de 0,017 g de Cr correspond à  $(0,017.100)/68,4 = 0,025 \text{ g}$  de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$

Dans  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , il y a  $[2M_{\text{Al}}/(2M_{\text{Al}}+3M_{\text{O}})].100 = 5400/102 = 52,9\%$  de Al. Donc une masse de 0,516 g de Al correspond à  $0,516.100/52,9 = 0,975 \text{ g}$  de  $\text{Al}_2\text{O}_3$

1g de rubis contient donc 0,025 g de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ : 2,5 % en masse 0,975 g d' $\text{Al}_2\text{O}_3$ , 97,5% en masse

b) Le raisonnement est le même. Dans  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , le pourcentage de fer est de  $[(3.56)/232].100 = 72,4\%$

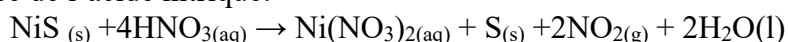
0,01g de Fe proviennent de  $(0,01.100)/72,41 = 0,014 \text{ g}$  de  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Dans  $\text{TiO}_2$ , le pourcentage de Ti est de  $(48.100)/80 = 60\%$ . 0,003 g de Ti proviennent de  $(0,003 \times 100)/60 = 0,005 \text{ g}$  de  $\text{TiO}_2$ .

Le complément à g est de l'alumine  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . 1g de saphir contient finalement 0,014 g de  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  soit 1,4% en masse; 0,005 g de  $\text{TiO}_2$  soit 0,5% en masse; 0,981 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  soit 98,1% en masse.

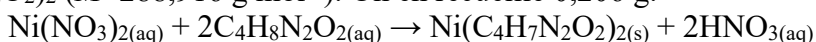
**14.** Un composé d'un élément inconnu E a la formule  $\text{E}_3\text{O}_4$  et contient 72,4% de E. Quel est cet élément chimique?

*Solution:*  $72,4 \% = \frac{3 \cdot x}{3 \cdot x + 64} \cdot 100, \quad x = 55,6 \text{ g mol}^{-1} \quad \rightarrow \text{Fe}$

**15.** On désire déterminer la teneur en sulfure de nickel (II) de la millérite, une roche minérale relativement rare. On traite dans un premier temps 0,486 g d'un échantillon de roche avec de l'acide nitrique:



À la solution de nitrate de nickel(II), on ajoute de la diméthylglyoxime ( $\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$ ). Ce composé organique forme avec les ions  $\text{Ni}^{2+}$  un composé insoluble rouge  $\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2$  ( $M=288,916 \text{ g mol}^{-1}$ ). On en recueille 0,206 g.



Quelle est la teneur en NiS de l'échantillon de millérite?

*Solution:*

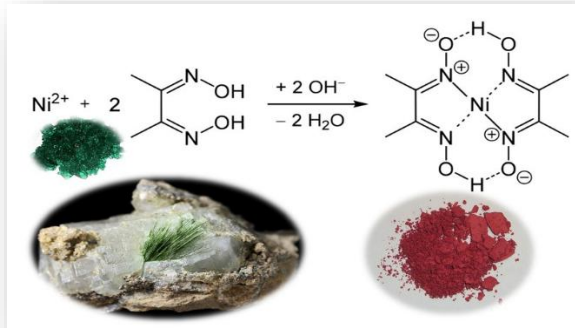
Les différentes manipulations se traduisent quantitativement par la séquence:

1 mol de NiS → 1 mol de Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> → 1 mol de Ni(C<sub>4</sub>H<sub>7</sub>N<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)<sub>2</sub>

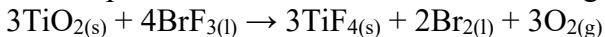
$n(\text{Ni}(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2)_2) = n(\text{NiS}) = 0,206 / 288,916 = 0,000713 \text{ mol}$

$m(\text{NiS}) = 0,000713 / 90,759 = 0,0647121 \text{ g}$

$w\%(\text{NiS}) = (0,0647121 / 0,468) \cdot 100 = 13,8\%$



**16.** La transformation quantitative de TiO<sub>2(s)</sub> en TiF<sub>4(s)</sub>, Br<sub>2</sub> et O<sub>2</sub> à l'aide de BrF<sub>3(l)</sub> est utilisée pour déterminer la teneur d'un mélange en TiO<sub>2</sub>:



L'oxygène produit peut être récupéré facilement et pesé. Lors d'un essai, on a recueilli 0,143 g d'oxygène à partir d'un échantillon de 2,367 g. Déterminez la teneur en TiO<sub>2</sub> de ce dernier.

*Solution:*

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol O}_2 (32 \text{ g}) & - & 1 \text{ mol TiO}_2 (79,86 \text{ g}) \\ 0,143 \text{ g} & - & x \end{array} \quad x = 0,3569 \text{ g}$$

$$w\% (\text{TiO}_2) = (0,3569 / 2,367) \cdot 100 = 15,07\%$$

*Exercices non résolus*

**1.** Calculez la proportion, en g/mol et en fraction massique, de chacun des éléments dans les composés suivants:

- Chlorure de sodium (NaCl);
- Octane (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>);
- Carbonate d'ammonium (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

*Réponse:* a) 39,34%, 60,66%; b) 84,12%, 15,88%; c) 29,15%, 8,39%, 12,50%, 49,95%.

**2.** Quelle masse de carbone y a-t-il dans 454 g d'octane (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>)?

*Réponse:* 207,5 g

**3.** Calculez la fraction massique de chaque élément des composés suivants.

- sulfure de plomb(II) ou galène (PbS);
- propane (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>);
- carvone (C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>O), présente dans l'huile de carvi;
- CoCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O.

4. Calculer la masse en % de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  et  $\text{H}_2\text{O}$  dans le sel double  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

*Réponse:* 13,70%, 41,47%, 44,8%

5. Calculez la masse de plomb contenue dans 10 g de  $\text{PbS}$ .

*Réponse:* 8,66 g

6. Quelle masse (g) d'ilménite ( $\text{FeTiO}_3$ ) un minerai de titane, est requis pour obtenir 750 g de titane?

*Réponse:*  $2,4 \times 10^3$  g

7. 4,9 g de  $\text{KClO}_3$ , en chauffant, montrent une perte de poids de 0,384 g. Quel pourcentage du  $\text{KClO}_3$  original s'est décomposé?

*Réponse:* 20%

8.  $\text{Cu}_2\text{S}$  et  $\text{Ag}_2\text{S}$  sont isomorphes. Les pourcentages de soufre dans ces composés sont respectivement de 20,14% et 12,94%. Si le poids atomique du Cu est de 63,5, calculez le poids atomique de l'Ag.

*Réponse:* 107,9

9. Deux minéraux contenant du Cu sont  $\text{CuFeS}_2$  et  $\text{Cu}_2\text{S}$ . Quelle masse de  $\text{Cu}_2\text{S}$  contiendrait la même masse de Cu que celle contenue dans 56,7 kg de  $\text{CuFeS}_2$ ?

*Réponse:* 24,5 kg

10. Trois échantillons de carbone pesant 3,10 g, 5,50 g et 8,25 g ont été brûlés dans le dioxygène, de façon à former exclusivement du dioxyde de carbone. La masse de dioxyde obtenue a été, respectivement: 11,36 g, 20,16 g et 30,25 g. Ces données établissent-elles que le dioxyde de carbone a une composition constante?

*Réponse:* Oui

11. Une mole d'un composé A contient  $6,022 \times 10^{23}$  atomes d'hydrogène, 35,5 g de chlore et 64 g d'oxygène. La formule de A est elle:  $\text{HClO}_2$ ?  $\text{HClO}$ ?  $\text{HClO}_3$ ?  $\text{H}(\text{ClO})_2$ ?  $\text{HClO}_4$ ?

*Réponse:*  $\text{HClO}_4$

12. Toutes les substances énumérées ci-après sont des engrais qui fournissent de l'azote à la terre. Laquelle d'entre elles constitue la source la plus riche en azote selon sa composition centésimale massique? a) Urée,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ; b) Nitrate d'ammonium,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; c) Guanidine,  $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$ ; d) Ammoniac,  $\text{NH}_3$ .

*Réponse:* L'ammoniac

13. Un engrais contient 39,7% mass de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  et 15,2% mass de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Quelle est la mass d'azote contenue dans 2 kg de cet engrais.

*Réponse:* 274,7 kg

14. Lorsqu'elle est chauffée, une mole de carbonate d'un métal  $\text{M}(\text{II})$  se décompose en une mole d'oxyde  $\text{M}^{\text{II}}\text{O}$  et une mole de  $\text{CO}_2$ . La fraction massique de l'oxyde dans le composé est de 0,56. Quelle est la masse atomique du métal? *Réponse:*  $40 \text{ g mol}^{-1}$

15. La fraction massique d'hydrogène dans le composé  $\text{M}^{\text{I}}\text{M}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  est de 0,0506. Trouvez les métaux  $\text{M}^{\text{I}}$  et  $\text{M}^{\text{III}}$  si le rapport de leurs masses atomiques est de 1,44 : 1.

*Réponse:*  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

16. Dans un mélange de LiCl et  $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , la masse de LiCl est 3,012 fois supérieure à la masse de  $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  et les fractions massiques des deux composés sont égales. Quelle est la formule du cristal hydraté? *Réponse:  $n = 1$*

17. L'oléum est une solution de  $\text{SO}_3$  dans  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Une ancienne manière d'exprimer la concentration de  $\text{SO}_3$  dans l'oléum consiste à donner le nombre de gramme  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pur que l'on obtiendrait après hydrolyse totale du  $\text{SO}_3$  présent. Déterminer la masse de  $\text{SO}_3$  par kg de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans un oléum à 108% mass.

*Réponse: 65,6 g  $\text{SO}_3$  par kg de  $\text{H}_2\text{SO}_4$*

### *Les formules empiriques et moléculaires*

Les chimistes utilisent des formules chimiques pour exprimer la composition des espèces chimiques à l'aide de symboles. Par composition, on entend non seulement les éléments présents, mais aussi le rapport dans lequel leurs atomes sont combinés. Par exemple, la formule chimique  $\text{H}_2\text{O}$  indique que l'eau contient deux atomes d'hydrogène pour un atome d'oxygène.

Il existe deux types de formules: les formules empiriques et les formules chimiques réelles (comme indiqué plus loin, lorsqu'elles s'appliquent aux molécules, les formules chimiques réelles peuvent aussi être appelées *formules moléculaires*).

La formule empirique indique le rapport le plus simple dans lequel se trouvent les éléments dans un composé. Par contre, elle n'indique pas nécessairement le nombre réel d'atomes qui constituent le composé. Par exemple, le peroxyde d'hydrogène que l'on utilise comme antiseptique et comme agent de décoloration pour les cheveux est un composé formé de deux atomes d'hydrogène et de deux atomes d'oxygène ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ). La formule empirique du peroxyde d'hydrogène est par conséquent HO: elle ne tient pas compte du nombre total d'atomes, seulement du fait que le rapport entre les atomes d'hydrogène et les atomes d'oxygène est de 2:2, ou de 1:1. La formule chimique réelle du peroxyde d'hydrogène est  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

La formule chimique réelle (ou formule moléculaire dans le cas d'une molécule) indique le nombre exact d'atomes de chaque élément contenu dans la plus petite unité d'une substance. Par exemple, l'hydrazine, une espèce chimique utilisée comme carburant pour les fusées, a pour formule chimique réelle  $\text{N}_2\text{H}_4$ . Sa formule empirique est donc  $\text{NH}_2$ . Même si le rapport entre l'azote et l'hydrogène est de 1:2 dans la formule chimique réelle ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) et dans la formule empirique ( $\text{NH}_2$ ), seule la formule chimique indique le nombre réel d'atomes d'azote et d'hydrogène contenus dans une molécule d'hydrazine.

Supposez que vous connaissez l'identité de chacun des éléments d'un composé et que l'analyse chimique vous a donné la fraction massique de chacun d'eux. Ces données permettent de calculer le nombre de moles de chacun des éléments (leur quantité) dans l'échantillon et, ensuite, le rapport qui existe entre eux: on a alors accès à quelque chose qui s'approche de la formule empirique.

### Exemples:

1. L'analyse d'un échantillon d'un composé binaire d'azote et d'hydrogène a montré qu'il contenait 87,42% d'azote. Trouvez sa formule empirique.

*Solution:* Convertissez les données expérimentales en quantités (mol).

Dans 100 g de composé, on trouve 87,42 g d'azote et  $(100 - 87,42) = 12,58$  g d'hydrogène, puisqu'on sait que le composé est binaire.

$$n(\text{N}) = 87,42/14,0067 = 6,2412 \text{ mol} \quad n(\text{H}) = 12,58/1,00079 = 12,58 \text{ mol}$$

Calculez le rapport entre les quantités (mol). Pour trouver les rapports entre les nombre de moles, il est toujours préférable de diviser le plus petit nombre de moles.

$$\text{N} : \text{H} = (6,2412 / 6,2412) : (12,58/6,2412) = 1 : 1,9998 = 1 : 2$$

Écrivez la formule empirique  $\text{NH}_2$ .

La composition en masse permet de calculer le rapport entre les nombres d'atomes constituant une molécule, mais ne permet pas à elle seule de déterminer la formule moléculaire. La formule moléculaire donne une indication supplémentaire, à savoir le nombre d'atomes par molécule. Dans l'exemple précédent, tous les composés suivants, dans lesquels il y a deux fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes d'azote, répondent à la formule empirique  $\text{NH}_2$ :  $\text{NH}_2$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{N}_3\text{H}_6$ ,  $\text{N}_4\text{H}_8$ , etc.

Pour trouver la formule moléculaire à partir de la formule empirique, on a besoin de la masse molaire, que l'on doit déterminer à l'aide d'autres expériences. Si l'on sait que la masse molaire du composé de l'exemple est égale à  $31 \pm 2 \text{ g mol}^{-1}$ , il n'y a aucun doute sur sa formule moléculaire,  $\text{N}_2\text{H}_4$  ( $M=32,045 \text{ g mol}^{-1}$ ), la seule qui correspond à la masse expérimentale. Ce composé est l'hydrazine, une substance utilisée pour décontaminer les eaux polluées de leurs ions métalliques.

2. Les fractions massiques de Na, de O et de H dans une substance inorganique sont 57,5%, 40% et 2,5%, respectivement. Trouvez sa formule empirique.

*Solution:* On peut écrire la formule empirique  $\text{Na}_x\text{O}_y\text{H}_z$ , et la masse de  $m(\text{Na}_x\text{O}_y\text{H}_z)$  est égale à 100 g. La masse de chaque élément est:

$$m(\text{Na}) = m(\text{Na}_x\text{O}_y\text{H}_z)w(\text{Na}) = 100 \cdot 0,575 = 57,5 \text{ g}$$

$$m(\text{O}) = 100 \cdot 0,4 = 40 \text{ g} \quad m(\text{H}) = 100 \cdot 0,025 = 2,5 \text{ g}$$

Convertissez les données expérimentales en quantités (mol):

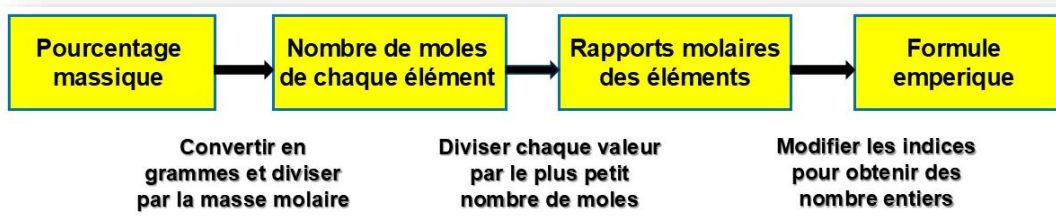
$$n(\text{Na}) = m(\text{Na})/A_r(\text{Na}) = 57,5/23 = 2,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = 40/16 = 2,5 \text{ mol} \quad n(\text{H}) = 2,5/1 = 2,5 \text{ mol}$$

Le rapport entre les quantités (mol) est:

$$n(\text{Na}) : n(\text{O}) : n(\text{H}) = 2,5 : 2,5 : 2,5 = 1 : 1 : 1.$$

Donc, le composé chimique est  $\text{NaOH}$ .



3. Le composé chimique qui contient les éléments le sodium, le soufre et l'oxygène a la masse molaire 126. Écrivez sa formule empirique sachant que deux atomes de sodium et un atome de soufre sont présentes dedans.

*Solution:*  $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_x) = 126$        $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_x) = 2A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + xA_r(\text{O})$ .

Donc  $126 = 2 \cdot 23 + 32 + x \cdot 16$ , Alors,  $16x = 48$  ou  $x = 3$ . La formule est  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

4. L'analyse d'un acide organique a montré qu'il contenait 2,1 fractions massiques de C, 0,35 fractions massiques de H et 2,8 fractions massiques de O. La densité des vapeurs de l'acide par rapport à l'hydrogène est 30. Trouvez sa formule empirique et moléculaire.

*Solution:*

$$\text{C:H:O} = \frac{2,1}{12} : \frac{0,35}{1} : \frac{2,8}{16} = \frac{0,175}{0,175} : \frac{0,35}{0,175} : \frac{0,175}{0,175} = 1:2:1$$

La formule empirique est  $M(\text{CH}_2\text{O}) = 30 \text{ g/mol}$ . On peut trouver la masse moléculaire en utilisant la dépendance suivant  $M_x = \rho M(\text{H}_2) = 30 \cdot 2 = 60 \text{ g mol}^{-1}$ . Donc,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).

5. La combustion complète d'un composé organique de 9 g fournit 1,8 g d'eau et 4,56 dm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> (CNTP). La masse molaire du composé est égale à 90. Trouvez sa formule moléculaire.

*Solution:*

***Le volume occupé par une mole de n'importe quel gaz dans les conditions normales, à 273K (soit 0°C), et sous une pression de 1,013x10<sup>5</sup> Pa (soit 1 atm) est 0,022414 m<sup>3</sup> (ou 22,414 l). C'est le volume molaire gazeux normal.***

1 mol (44 g) CO <sub>2</sub> pris volume	22,4 dm <sup>3</sup> (CNTP)
x g CO <sub>2</sub> pris volume	4,5 dm <sup>3</sup>

$x = 8,84 \text{ g CO}_2$

1 mol (44 g) CO <sub>2</sub> contient	1 mol (12 g) C
8,84 g CO <sub>2</sub> contient	y g C
	$y = 2,41 \text{ g C}$

1 mol (18 g) H <sub>2</sub> O	contient	2 mol atomes (2 g) H
1,8 g H <sub>2</sub> O	contient	z g H
		$z = 0,2 \text{ g H}$

On peut déterminer la masse d'oxygène  $9 - (2,41 + 0,42) = 6,39$  g.

La formule empirique par le rapport entre les quantités en moles

$$\text{C:H:O} = \frac{2,41}{12} : \frac{0,2}{1} : \frac{6,39}{16} = \frac{0,2}{0,2} : \frac{0,2}{0,2} : \frac{0,399}{0,2} = 1:1:2.$$

La masse molaire de la formule empirique  $\text{CHO}_2$  est de  $45 \text{ g mol}^{-1}$ , mais la masse molaire du composé est  $90 \text{ g mol}^{-1}$ . Cela signifie que la formule moléculaire est un multiple entier de la formule empirique. Ainsi, sa formule moléculaire est  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ .

6. Après déshydratation de  $4,56$  g du sel inconnu hydrate on obtient  $2,332$  g d'eau. L'analyse a montré que le sel anhydre contenait Mg, S et O avec les fractions massiques respectivement  $20,2\%$ ,  $26,6\%$  et  $53,2\%$ . Trouvez la formule de ce composé hydraté sachant que la masse molaire est  $246,3$ .

*Solution:*

La masse du sel est:  $4,56 - 2,322 = 2,228$  g

$m(\text{Mg}) = 2,228 \cdot 0,202 = 0,45$  g Mg

$m(\text{S}) = 2,228 \cdot 0,266 = 0,5926$  g S

$m(\text{O}) = 2,228 \cdot 0,532 = 1,185$  gO

Le rapport entre les quantités (mol) est

$$\text{Mg:S:O} = \frac{0,45}{24,3} : \frac{0,593}{32} : \frac{1,185}{16} = \frac{0,0185}{0,0185} : \frac{0,0185}{0,0185} : \frac{0,074}{0,0185} = 1:1:4, \text{ donc } \text{MgSO}_4.$$

Mais la masse molaire est  $M(\text{MgSO}_4) = 120,3 \text{ g mol}^{-1}$ .

$246,3 - 120,3 = 126$  g  $\text{H}_2\text{O}$ .

La quantité en mole d'eau dans 1 mol de ce composé hydrate est  $n(\text{H}_2\text{O}) = 126/18 = 7$  mol. Donc la formule de ce composé hydrate est  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

7. Trouvez la formule moléculaire de composé  $\text{B}_x\text{H}_y$ , si la masse de leur vapeur est égale à la masse de  $1 \text{ dm}^3 \text{ N}_2$ . Les fractions massiques de H sont  $21,8\%$  dans cette substance de bore.

*Solution:*

1 mol (28 g)  $\text{N}_2$  occupe le volume  $22,4 \text{ dm}^3$  (CNTP)

$x$  g  $\text{N}_2$  occupe le volume  $1 \text{ dm}^3$  (CNTP)

$x = 1,25$  g  $\text{N}_2 = m(\text{B}_x\text{H}_y)$  B  $1 \text{ dm}^3$ .

1 mol ( $y$  g)  $\text{B}_x\text{H}_y$  occupe le volume  $22,4 \text{ dm}^3$  (CNTP)

$1,25$  g  $\text{B}_x\text{H}_y$  occupe le volume  $1 \text{ dm}^3$  (CNTP)

$y = M(\text{B}_x\text{H}_y) = 28 \text{ g mol}^{-1}$

Dans  $100$  g la masse du B est  $100 - 21,8 = 78,2$  g.

Le rapport en mol B : H =  $\frac{78,2}{10,8} : \frac{21,8}{1} = \frac{7,2}{7,2} : \frac{21,8}{7,2} = 1:3$ . Donc  $\text{BH}_3$  avec la masse

molaire  $M(\text{BH}_3) = 13,8 \text{ g mol}^{-1}$ . Mais en réalité  $28 \text{ g mol}^{-1} \rightarrow \text{B}_2\text{H}_6$ .

8. La décomposition par la chaleur de  $49$  g d'un composé chimique a donné  $13,44 \text{ dm}^3$  d'oxygène (CNTP) et un résidu solide qu'il contenait  $52\%$  K et  $47,65\%$  Cl. Déterminez la formule empirique.

*Solution:*

1 mol (32 g) O<sub>2</sub> occupe le volume 22,4 dm<sup>3</sup> (CNTP)

x g O<sub>2</sub> occupe le volume 13,44 dm<sup>3</sup> (CNTP)

$$x = 19,2 \text{ g}$$

La masse du résidu obtenu est 49 - 19,2 = 29,8 g. Alors,

$$52\% (\text{K}) = \frac{m(\text{K})}{29,8} \cdot 100 \rightarrow m(\text{K}) = 15,5 \text{ g}$$

$$47,65\% (\text{Cl}) = \frac{m(\text{Cl})}{29,8} \cdot 100 \rightarrow m(\text{Cl}) = 14,2 \text{ g}$$

$$w \% (\text{K}) = \frac{15,5}{49} 100 = 31,63\% \quad w \% (\text{Cl}) = \frac{14,2}{49} 100 = 28,97\%$$

$$w \% (\text{O}) = \frac{19,2}{49} 100 = 39,2\%$$

$$\text{K} : \text{Cl} : \text{O} = \frac{31,63}{39,1} : \frac{28,97}{35,45} : \frac{39,2}{16} = \frac{0,811}{0,795} : \frac{0,795}{0,795} : \frac{2,45}{0,795} = 1:1:3.$$

Donc la formule empirique est KClO<sub>3</sub>.

9. Résolvez les tâches:

- La masse molaire de la chlorophylle est de 892 g mol<sup>-1</sup>. L'analyse centésimale d'un échantillon de chlorophylle donne 73,99% de C; 8,07% de H; 6,28% de N; 8,97% de O et 2,69% de Mg. Quelle est la formule moléculaire de la chlorophylle?
- Un kilogramme de laitue contient en moyenne 2,5 g de chlorophylle. Quelle masse d'élément magnésium absorbe-t-on quand on mange 100 g de salade?
- L'élément magnésium se trouve, dans l'organisme comme dans la chlorophylle, sous la forme d'ions Mg<sup>2+</sup>. Calculez le nombre d'ions magnésium qui parviennent ainsi dans chaque cellule de notre corps sachant que le nombre de cellules du corps humain est de l'ordre de 100 000 milliards (on supposera que tout le magnésium entre dans les cellules et que la quantité de magnésium fixée est la même quel que soit le type de cellule).

*Solution:*

- masse d'un élément dans une mole de composé = pourcentage de cet élément.

*M:*

$$\text{masse de C} = 73,99 \cdot 892/100 = 660,0 \text{ g}$$

$$\text{masse de H} = 8,07 \cdot 892/100 = 72,0 \text{ g}$$

$$\text{masse de N} = 6,28 \cdot 892/100 = 56,0 \text{ g}$$

$$\text{masse de O} = 8,97 \cdot 892/100 = 80,0 \text{ g}$$

$$\text{masse de Mg} = 2,69 \cdot 892/100 = 24,0 \text{ g}$$

La quantité de chaque élément contenue dans une mole de chlorophylle est:

$$(660/12) : (72/1) : (56/14) : (80/16) : (24/24) = 55 : 72 : 4 : 5 : 1.$$

La formule moléculaire de la chlorophylle est donc C<sub>55</sub>H<sub>72</sub>N<sub>4</sub>O<sub>5</sub>Mg.

- Dans un kg de salade il y a 2,5 g de chlorophylle ce qui représente:

$$2,5 \cdot 2,69/100 = 0,0673 \text{ g d'élément magnésium. Avec 100 g de salade nous absorbons:}$$

$$0,0673 \cdot 100/1000 = 0,00673 \text{ g de Mg} = 6,7 \text{ mg de Mg.}$$

- c) Le nombre d'ions  $\text{Mg}^{2+}$  présents dans cette masse de 0,0067 g est de:  $(m_{\text{Mg}}/M_{(\text{Mg})}) \cdot N_A = (0,0067/24) \cdot 6,022 \times 10^{23} = 1,68 \times 10^{20}$  ions. Dans chaque cellule de notre corps peuvent ainsi parvenir:  $1,680 \times 10^{20} / (100\,000 \times 10^9) = 1\,680\,000$  ions  $\text{Mg}^{2+}$ .

**10.** Sur une feuille d'analyse du sang, on lit les informations suivantes:

Glycémie(sucre)	0,87 g/L	4,83 mmol/L
Urée sanguine	0,38 g/L	6,31 mmol/L
Acide urique	52 mg/L	368,9 $\mu\text{mol/L}$
Cholestérol	1,80 g/L	4,66 mmol/L

- Quelle est la masse molaire de chacun de ces constituants?
- Quelle est la masse de chacun de ces composés dans une goutte de 0,05  $\text{cm}^3$  du sang analysé?
- Combien de molécules de chacune de ces substances se trouvent dans cette goutte?
- La glycémie mesure la quantité de sucre présent dans le sang. Déterminez sous quelle forme le sucre se trouve dans le sang : glucose de formule  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  ou saccharose de formule  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ?

*Solution:*

- $(n=m/M)$ , Pour chacun des constituants on pourra écrire:  
 Masse molaire du sucre =  $0,87/4,83 \times 10^{-3} = 180,1 \text{ g mol}^{-1}$   
 Masse molaire de l'urée =  $0,38/6,31 \times 10^{-3} = 60,2 \text{ g mol}^{-1}$   
 Masse molaire de l'acide urique =  $62 \times 10^{-3} / 368,9 \times 10^{-6} = 168,1 \text{ g mol}^{-1}$   
 Masse molaire du cholestérol =  $1,80/4,66 \times 10^{-3} = 386,3 \text{ g mol}^{-1}$ .
- Une goutte de sang représente un volume de 0,05  $\text{cm}^3$  soit  $5 \times 10^{-5} \text{ dm}^3$ . Pour chacun des composés dosés, la masse dissoute dans une goutte de sang sera donc:
  - Pour le sucre de  $0,87 \cdot 5 \times 10^{-5} = 4,35 \times 10^{-5} \text{ g} = 43,5 \mu\text{g}$
  - Pour l'urée de  $0,38 \cdot 5 \times 10^{-5} = 1,9 \times 10^{-5} \text{ g} = 19 \mu\text{g}$
  - Pour l'acide urique de  $62 \times 10^{-3} \cdot 5 \times 10^{-5} = 3,1 \times 10^{-6} \text{ g} = 3,10 \mu\text{g}$
  - Pour le cholestérol de  $1,80 \cdot 5 \times 10^{-5} = 9,0 \times 10^{-5} \text{ g} = 90 \mu\text{g}$
- Les quantités  $n$  des composés analysés, présentes dans une goutte de ce sang, sont données par le rapport  $m/M$  et le nombre de molécules par le produit  $N_A \cdot n$ . On obtient donc les valeurs suivantes:  
 $4,35 \times 10^{-5} / 180 = 2,42 \times 10^{-7} \text{ mol}$   
 $6,022 \times 10^{23} \cdot 2,42 \times 10^{-7} = 1,46 \times 10^{17}$  molécules de sucre  
 $1,9 \times 10^{-5} / 60 = 3,17 \times 10^{-7} \text{ mol d'urée}$   
 $6,022 \times 10^{23} \cdot 3,17 \times 10^{-7} = 1,91 \times 10^{17}$  molécules d'urée  
 $3,1 \times 10^{-6} / 168 = 1,85 \times 10^{-8} \text{ mol d'acide urique}$   
 $6,022 \times 10^{23} \cdot 1,85 \times 10^{-8} = 1,11 \times 10^{16}$  molécules d'acide urique  
 $9 \times 10^{-5} / 386 = 2,33 \times 10^{-7} \text{ mol de cholestérol}$   
 $6,022 \times 10^{23} \cdot 2,33 \times 10^{-7} = 1,40 \times 10^{17}$  molécules de cholestérol
- La masse molaire du glucose de formule moléculaire  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  est de  $180 \text{ g mol}^{-1}$  alors que la masse molaire du saccharose de formule moléculaire  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

est égale à  $342 \text{ g mol}^{-1}$ . D'après la masse molaire du sucre calculée en a) il s'agit du glucose.

**11. a)** La composition centésimale (en masse) de la caféine, composé présent dans le café et le thé, est la suivante: C=49,5%; H=5,2%; N= 28,8%; O=16,5%. Déterminez sa formule moléculaire sachant que sa masse molaire est  $194,2 \text{ g mol}^{-1}$ .

b) On prépare une infusion de thé dans  $200 \text{ cm}^3$  d'eau à partir d'un sachet de 2 g. Sachant que le thé contient en moyenne 2% de caféine en masse et que l'infusion permet le passage en solution d'environ 75% de la caféine, déterminez la quantité de caféine contenue dans:

- une tasse de  $100 \text{ cm}^3$  du thé ainsi préparé;
- une cuillerée à café de  $3 \text{ cm}^3$  du même thé;
- une goutte de ce thé sachant que 20 gouttes font environ  $1 \text{ cm}^3$ .

*Solution:*

a) C:  $(194,2 \cdot 49,5)/100 = 96,13 \text{ g} / 12 = 8 \text{ mol}$

H:  $(194,2 \cdot 5,2)/100 = 10,10 \text{ g} / 1 = 10 \text{ mol}$

O:  $(194,2 \cdot 16,5)/100 = 32,04 \text{ g} / 16 = 2 \text{ mol}$

N:  $(194,2 \cdot 28,8)/100 = 55,93 \text{ g} / 14 = 4 \text{ mol}$

La formule moléculaire de la caféine est donc:  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{O}_2\text{N}_4$ .

b) Dans  $200 \text{ cm}^3$  de l'infusion préparée on trouvera:  $2 \cdot (2/100) \cdot (75/100) = 0,030 \text{ g}$  de caféine. La quantité de matière, comme la masse de composé dissoute, dépend du volume des solutions. On trouvera donc les résultats suivants:

- ✓ la tasse de  $100 \text{ cm}^3$  contient  $0,030/2 = 0,015 \text{ g}$  de caféine soit  $n = m/M = 0,015/194,2 = 7,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$
- ✓ la cuillerée de  $3 \text{ cm}^3$  contient  $0,030 \cdot 3/200 = 4,5 \times 10^{-4} \text{ g}$  de caféine soit  $n = 4,5 \times 10^{-4}/194,2 = 2,3 \times 10^{-6} \text{ mol}$
- ✓ la goutte de  $0,05 \text{ cm}^3$  contient  $0,030 \cdot 0,05/200 = 7,5 \times 10^{-6} \text{ g}$  de caféine soit  $n = 7,5 \times 10^{-6}/194,2 = 3,9 \times 10^{-8} \text{ mol}$

**12.** Pour identifier un métal inconnu, on dispose d'un oxyde de ce métal qui contient 36 % en masse de l'élément métal et 64% en masse de l'élément oxygène. Deux formules sont envisageables pour cet oxyde:  $\text{XO}$  ou  $\text{Z}_2\text{O}_3$ , X et Z étant les symboles possibles du métal.

- a) Déterminez les masses atomiques de X et Z.
- b) Pour choisir entre ces deux masses atomiques, on prépare un autre dérivé de ce métal constitué des éléments carbone, hydrogène, oxygène et métal. L'analyse de ce composé conduit à la composition centésimale suivante: 45,63% C, 7,02% H, 42,10% O, 5,25% X ou Z. Sachant que la masse molaire de ce composé est de  $342 \text{ g mol}^{-1}$ , montrez que cette composition n'est compatible qu'avec l'une des masses atomiques trouvées précédemment (de X ou de Z) et donnez le nom du métal à identifier.
- c) Déterminez la formule brute ou formule moléculaire du dérivé décrit en b).

*Solution:*

a) L'oxyde est un composé bien défini. Les pourcentages en masse d'éléments oxygène et métal ne dépendent pas de la masse considérée: 100 g (composition centésimale en masse) ou  $M$  g (masse d'une mole).

- Dans l'hypothèse du composé XO (avec  $x$ =masse molaire atomique de X), les rapports des masses en O et X sont les mêmes dans 100 g et dans la mole. La mole contient 16 g de O et  $x$ g de X, on peut donc écrire:  $16/64 = x/36$ ,  
 $X=M(X) = 9 \text{ g mol}^{-1}$ .

- Dans l'hypothèse du composé  $Z_2O_3$  (avec  $z$  = masse atomique de Z), le rapport des masses en O et Z est toujours le même dans 100 g ou dans la mole. La mole contient  $16.3 = 48$  g de O et  $(z.2) = 2z$  g de Z, on peut donc écrire:  
 $48/64 = 2z/36$ ,  $z = M(Z) = 13,5 \text{ g mol}^{-1}$ .

b) Le deuxième composé étudié peut s'écrire sous l'une des deux formules moléculaires suivantes:  $C_aH_bO_cX_d$  ou  $C_aH_bO_cZ_d$ . C'est un composé pur dans lequel, pour chaque élément, le rapport de la masse d'élément contenue dans 100 g et de la masse contenue dans  $M$  g (c'est-à-dire le produit de la masse atomique par le nombre d'atomes de cet élément) est égal au rapport  $100/M = 100/342$ .

Pour la première formule on peut donc écrire:

$$100/342 = 45,63/12a = 7,02/b = 42,10/16c = 5,25/9d.$$

On trouve ainsi:  $a = 342.45,63/1200 = 13$  pour C

$b = 342.7,02/100 = 24$  pour H

$c = 342.42,10/1600 = 9$  pour O

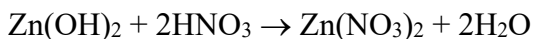
$d = 342.5,25/900 = 2$  pour X

Pour la deuxième formule on peut écrire les mêmes rapports pour les éléments C, H et O et obtenir les mêmes valeurs pour  $a$ ,  $b$  et  $c$ . Par contre pour l'élément Z on aura  $d = 342.5,25/1200 = 1,50$ . Le nombre d'atomes de métal inconnu dans le composé analysé est obligatoirement un nombre entier. Il convient de retenir l'élément X et la valeur  $d=2$ . La composition centésimale trouvée n'est donc compatible qu'avec l'élément X de masse molaire atomique  $9 \text{ g mol}^{-1}$ . La consultation d'une classification périodique ou d'une table des masses atomiques nous indique que l'élément X de masse atomique 9 est le béryllium Be.

b) La formule brute ou formule moléculaire du composé est  $C_{13}H_{24}O_9Be_2$ .

**13.** L'échantillon de  $Zn(OH)_2$  avec la masse de 1,98 g a réagi avec le  $HNO_3$ . Le composé hydrate obtenu a une masse égale à 5,94 g. Trouvez la formule de cet hydrate.

*Solution:* Les nombres des moles de  $Zn(OH)_2$  sont  $1,98/99 = 0,02 \text{ mol}$  ( $99 \text{ g mol}^{-1}$  est la masse molaire de  $Zn(OH)_2$ ). On peut écrire la réaction parmi  $Zn(OH)_2$  et  $HNO_3$



Il est clear que  $0,02 \text{ mol } Zn(OH)_2$  forment  $0,02 \text{ mol } Zn(NO_3)_2$ . La masse correspondante est  $0,02.189 = 3,78 \text{ g}$  ( $189 \text{ g mol}^{-1}$  est masse molaire de  $Zn(NO_3)_2$ ). La masse de  $H_2O$  est  $5,94 - 3,78 = 2,16 \text{ g}$ , donc la quantité en mol est  $2,16/18 = 0,12 \text{ mol}$ . Le rapport en mol est  $Zn(NO_3)_2 : H_2O = 0,02 : 0,12 = 1 : 6$ . La formule de cet hydrate est  $Zn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ .

**14.** Le rapport des masses molaires des composés sulfure et bromure d'un élément du groupe 14 du tableau périodique est de 23 : 87. Déterminez la masse atomique de l'élément.

*Solution:* Les états d'oxydation typiques des éléments du groupe 14 (C, Si, Ge, Sn, Pb) sont II et IV. Il y a donc deux possibilités:

a) Dans les composés spécifiés, l'élément doit présenter un deuxième état d'oxydation. Ensuite, les formules des composés correspondants seront  $M^{II}S$  et  $M^{II}Br_2$ . Leurs masses molaires sont  $(A + 32) \text{ g mol}^{-1}$  et  $(A + 160) \text{ g mol}^{-1}$  ( $A$  est la masse atomique de l'élément recherché). Donc

$$\frac{A+32}{A+160} = \frac{23}{87} \rightarrow A = 14 \text{ g mol}^{-1}$$

b) Si l'élément présente un quatrième état d'oxydation. Dans ce cas, les composés peuvent être représentés par les formules  $M^{IV}S_2$  et  $M^{IV}Br_4$ . Leurs masses molaires sont respectivement de  $(A + 64) \text{ g mol}^{-1}$  et  $(A + 320) \text{ g mol}^{-1}$ . Donc

$$\frac{A+64}{A+320} = \frac{23}{87} \rightarrow A = 28 \text{ g mol}^{-1}$$

Il n'y a aucun élément avec une masse atomique de  $14 \text{ g mol}^{-1}$  dans le groupe 14, mais dans ce groupe la masse atomique du silicium est de  $28 \text{ g mol}^{-1}$ , donc l'élément est le silicium et les deux composés sont  $SiS_2$  et  $SiBr_4$ .

**15.** L'eugénol ( $M=164,2 \text{ g mol}^{-1}$ ), le constituant majoritaire de l'huile de clou de girofle, contient du carbone (73,14%), de l'hydrogène (7,37%) et de l'oxygène. Trouvez sa formule moléculaire.

*Solution:*

Convertissez les données expérimentales en quantités (mol). La somme des fractions massiques des éléments doit être 100%. Comme le composé n'en contient que trois, la fraction massique de l'oxygène est forcément égale à  $(100 - 73,14 - 7,37) = 19,49\%$ . Dans 100 g de composé, on trouve donc 19,49 g d'oxygène. On transforme ces masses en quantités (mol):

$$C : H : O = (73,14 / 12,011) : (7,37 / 1) : (19,49 / 15,9994) = 6,0894 : 7,312 : 1,2182$$

Calculez le rapport entre les quantités (mol). L'une des meilleures méthodes pour trouver ces rapports est de prendre comme base le plus petit nombre de moles, dans ce cas, celui de l'oxygène.

$$C : H : O = (6,0894 / 1,2182) : (7,312 / 1,2182) : (1,2182 / 1,2182) = 5 : 6 : 1$$

Écrivez la formule empirique:  $C_5H_6O$ .

Trouvez la formule moléculaire:  $M(C_5H_6O) = 82,102 \text{ g mol}^{-1}$  soit la moitié de la masse molaire de l'eugénol,  $M = 164,2 \text{ g mol}^{-1}$ . Sa formule moléculaire est donc  $C_{10}H_{12}O_2$ .

**16.** L'étain (Sn) et l'iode ( $I_2$ ) se combinent pour donner de l'iodure d'étain, un composé solide orange, dont on veut connaître la formule empirique. Pour ce faire, on introduit des quantités connues d'étain et d'iode dans un solvant et on le chauffe. Une fois la réaction terminée, on constate que tout l'étain n'a pas réagi. L'étain en excès est séparé

par filtration de la solution, séché convenablement et pesé. L'iodure d'étain précipite lors du refroidissement de la solution. On recueille les données suivantes.

Masse initiale d'étain = 1,056 g

Masse initiale d'iode = 1,947 g

Masse d'étain en excès = 0,601 g

Trouvez la formule empirique de l'iodure d'étain.

*Solution:*

Convertissez les données expérimentales en quantités (mol). Il faut tout d'abord trouver les masses des composés qui ont réagi ensemble.

Masse initiale d'étain – 1,056 g

Masse d'étain en excès – 0,601 g

Masse d'étain qui réagit = 0,455 g

Masse d'iode qui a réagi = masse initiale d'iode = 1,947 g

On convertit ensuite ces masses en quantités (mol).

$n(\text{Sn}) = 0,455/118,710 = 0,003833 \text{ mol}$

$n(\text{I}) = 1,947/126,9045 = 0,015342 \text{ mol}$

Calculez le rapport entre les quantités (mol).

$\text{Sn} : \text{I} = (0,003833/0,003833) : (0,015342/0,003833) = 1 : 3, \text{SnI}_3.$

La détermination de la formule d'un composé hydraté – exemples:

1. Vous désirez connaître la valeur de  $x$  dans le composé hydraté, de couleur bleue,  $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Pour ce faire, vous avez pesé dans un creuset de porcelaine 1,023 g de cet hydrate. Après chauffage destiné à éliminer toute l'eau, il vous reste 0,654 g de sulfate de cuivre (II) anhydre. Quelle est la valeur de  $x$ ?

*Solution:* Convertissez les données initiales en quantités (mol).

La différence entre la masse initiale de composé hydraté et la masse finale de composé anhydre est égale à la masse d'eau présente initialement.

$1,23 - 0,654 = 0,369 \text{ g H}_2\text{O}$

$\text{CuSO}_4 : \text{H}_2\text{O} = (0,654/159,610) : (0,369 / 18) = 0,0040975 : 0,0205$

Calculez le rapport entre les quantités (mol).  $\text{CuSO}_4 : \text{H}_2\text{O} = (0,0040975/0,0040975) : (0,0205/0,0040975) = 1 : 5,003$ . La formule empirique est  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .



2. On veut identifier le contenu de deux camions provenant d'une plâtrerie. L'un transporte du gypse naturel, l'autre du plâtre de Paris, préparé par déshydratation partielle du gypse. Ces deux composés, hydrates du sulfate de calcium  $\text{CaSO}_4$ , ont pour formule générale  $\text{CaSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . L'analyse chimique d'un échantillon du contenu du camion 1 révèle une teneur en élément calcium de 27,6% en masse; une teneur en élément soufre de 18,6% en masse a été trouvée lors de l'analyse du contenu du camion 2. Quelle est la nature des produits transportés par les camions? Précisez quelles sont les formules du gypse et du plâtre de Paris.

*Solution:*

Soient  $(\text{CaSO}_4 \cdot n_1\text{H}_2\text{O})$  et  $(\text{CaSO}_4 \cdot n_2\text{H}_2\text{O})$  les formules des composés transportés respectivement par les camions 1 et 2.

Camion 1: l'analyse de l'hydrate  $\text{CaSO}_4 \cdot n_1\text{H}_2\text{O}$  de masse molaire  $M_1$  donne % Ca = 27,6 donc  $27,6 / 100 = M_{\text{Ca}}/M_1 = 40 / M_1$ .  $M_1 = (40 \cdot 100) / 27,6 = 144,9 \approx 145 \text{ g mol}^{-1}$ .  $145 = \text{CaSO}_4 + n_1 \cdot M_{\text{H}_2\text{O}} = 136 + n_1 \cdot 18$  d'où  $18n_1 = 9$  et  $n_1 = 0,5$ .

Camion 2: le raisonnement est le même avec l'élément soufre, dosé dans l'hydrate  $\text{CaSO}_4 \cdot n_2\text{H}_2\text{O}$  de masse molaire  $M_2$ . On peut écrire  $18,6/100 = M_{\text{S}} / M_2 = 32/M_2$  d'où  $M_2 = 172 \text{ g mol}^{-1}$ .  $M_2 = 172 = M_{\text{CaSO}_4} + n_2 M_{\text{H}_2\text{O}} = 136 + n_2 \cdot 18$

d'où  $18n_2 = 36$  et  $n_2 = 2$ , le camion 2 transporte un composé de formule  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

*Exercices non résolus*

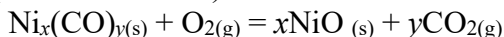
1. Au séchage,  $\text{Na}_2\text{S}$  perd 67,44% de sa masse. Combien de molécules contient l'eau de cristallisation?

*Réponse: 9*

2. La réaction du soufre et du chlore donne généralement plusieurs produits différents. Dans des conditions particulières, 0,125 g de soufre (S) a formé 0,263 g d'un seul composé ( $\text{S}_x\text{Cl}_y$ ). Déterminez la formule empirique de  $\text{S}_x\text{Cl}_y$ . Sa masse molaire, déterminée dans une autre expérience, est de  $135,0 \text{ g mol}^{-1}$ . Trouvez sa formule moléculaire.

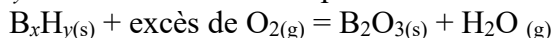
*Réponse:  $\text{S}_2\text{Cl}_2$*

3. Le nickel et le monoxyde de carbone forment le composé  $\text{Ni}_x(\text{CO})_y$ . Pour déterminer sa formule, vous chauffez doucement dans l'air un échantillon de 0,0973 g afin de transformer le nickel en NiO (0,0426 g) et le CO en  $\text{CO}_2$  (selon l'équation non équilibrée suivante). Trouvez la formule empirique du  $\text{Ni}_x(\text{CO})_y$ .



*Réponse:  $\text{Ni}(\text{CO})_4$*

4. Le bore forme avec l'hydrogène une série de composés dont la formule générale est  $\text{B}_x\text{H}_y$ . Leur combustion complète conduit à  $\text{B}_2\text{O}_3$ .



Lors de la combustion de 0,148 g de  $\text{B}_x\text{H}_y$ , on a recueilli 0,422 g de  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Quelle est la formule empirique de ce composé?

*Réponse:  $\text{B}_5\text{H}_7$*

5. La quinine, utilisée dans l'industrie de la teinture et de la photographie, est un composé organique contenant seulement C, H et O. Déduisez sa formule empirique à partir des résultats expérimentaux suivants: la combustion complétée de 0,105 g de quinine a produit 0,257 g de  $\text{CO}_2$  et 0,0350 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

*Réponse:* C<sub>3</sub>H<sub>2</sub>O

6. La décomposition par la chaleur de 0,158 g d'un carbonate de métal (M) en oxyde métallique et en CO<sub>2</sub> a donné 285 cm<sup>3</sup> de ce gaz, à une pression de 9,31 kPa et à 25°C. Identifiez M:  $MCO_{3(s)} \rightarrow MO_{(s)} + CO_{2(g)}$

*Réponse:* SrO

7. Lorsqu'on chauffe 1,598 g d'oxyde de titane (IV) en présence d'hydrogène, il se forme de l'eau et 1,438 g d'un nouvel oxyde Ti<sub>x</sub>O<sub>y</sub>. Quelle est la formule de ce nouvel oxyde?

*Réponse:* Ti<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

8. La nicotine présente dans le tabac est formée uniquement de carbone (74,07% de sa masse), d'hydrogène (8,64%) et d'azote. Sa masse molaire est  $M=162 \text{ g mol}^{-1}$ . Déterminez sa formule moléculaire. Une cigarette "légère" contient environ 0,2 mg de nicotine. Calculez la quantité de nicotine dans une telle cigarette ainsi que le nombre d'atomes d'azote.

*Réponse:* C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>N<sub>2</sub>,  $1,48 \times 10^{18}$  atomes d'azote

9. Le trinitrotoluène (TNT), est un composé constitué de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote. Un échantillon de 9,57 g de TNT contient 3,54 g de carbone; 0,21 g d'hydrogène; 4,05 g d'oxygène et 1,77 g d'azote.

a) Calculez les pourcentages en masse de C, H, O et N dans le TNT.

b) Quelle est la formule moléculaire du TNT, sachant que sa masse molaire est de  $227 \text{ g mol}^{-1}$ ?

*Réponse:* C<sub>7</sub>H<sub>5</sub>O<sub>6</sub>N<sub>3</sub>

10. Un composé liquide A, de formule C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O<sub>z</sub> est soumis à une réaction de combustion totale. La combustion de 320 mg de A fournit 728 mg de CO<sub>2</sub> et 298 mg d'eau. Déterminez la composition centésimale en masse de A. Quel type de formule moléculaire peut-on retenir pour A? Donnez la formule de A et sa masse molaire.

*Réponse:* C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O

11. Le minéral cryolite contient 40% en masse le fluoryde de aluminium et 60% en masse le fluoryde de sodium. Quel est le pourcentage en masse de fluor contenu dans le minéral. Déterminez la formule de ce minéral.

*Réponse:* AlF<sub>3</sub>·3NaF, 54,18%

12. Un composé chimique inorganique contient H, C, O et un élément inconnu avec les fractions massiques respectivement 6,33, 15,19, 60,76 et 17,72%. Trouvez sa formule empirique si les nombres des atomes d'élément inconnu sont égales aux nombres des atomes d' carbone.

*Réponse:* NH<sub>4</sub>HCO<sub>3</sub>

13. L'aniline est constitué de carbone (77,4%), d'hydrogène (7,5%) et d'azote (15,1%). La densité des vapeurs de l'aniline par rapport à l'air est 3,21. Déterminez ses formules empirique et moléculaire.

*Réponse:* C<sub>6</sub>H<sub>7</sub>N

14. Trouvez la formule moléculaire de composé chimique hydrure d'azote avec la densité des vapeurs par rapport à l'hydrogène 16. Après la combustion de 2 g de ce composé on obtient 1,4 dm<sup>3</sup> de l'azote (CNTP).

*Réponse:* N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

15. Trouvez la formule empirique d'une substance inorganique avec les fractions massiques de O 56,47%, de N 16,47% et de Na 27,06%. Calculez le volume de gaz obtenu après le chauffage de 510 g de ce sel inconnu?

*Réponse:*  $\text{NaNO}_3$ ,  $67,2 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$

16. L'analyse d'un échantillon du gaz inconnu donne 5,9% de H et 94,1% de S. Un litre de ce gaz a une masse égale à 1,52 g (CNTP). Déterminez quel est ce gaz.

*Réponse:*  $\text{H}_2\text{S}$

17. Quelles sont les formules empiriques déduites à partir des analyses centésimales massiques suivantes? a) 40,1% de C, 6,6% de H, 53,3% de O; b) 18,4% de C, 21,5% de N, 60,1% de K.

*Réponse:* a)  $\text{CH}_2\text{O}$  b)  $\text{KCN}$

18. L'allicine est la molécule responsable de l'odeur particulière de l'ail. Une analyse élémentaire de ce composé donne les pourcentages massiques suivants: 44,4% de C; 6,21% de H; 39,5% de S et 9,86% de O. Déterminez sa formule empirique. Quelle est sa formule moléculaire si sa masse molaire est d'environ 162 g?

*Réponse:* Les deux sont  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{S}_2\text{O}$

19. Lors de sa combustion en présence d'oxygène, un échantillon de 5,00 g d'un hydrocarbure ( $\text{C}_x\text{H}_y$ ) produit 16,48 g de  $\text{CO}_2$  et 4,50 g d'eau. Sachant que sa masse molaire est d'environ  $80 \text{ g mol}^{-1}$ : a) calculez la composition centésimale massique de l'hydrocarbure; b) déterminez sa formule empirique; c) déterminez sa formule moléculaire.

*Réponse:* a) C: 89,9% ; H: 10,1% b)  $\text{C}_3\text{H}_4$  c)  $\text{C}_6\text{H}_8$

20. Un échantillon d'un composé constitué de Cl et de O réagit en présence d'un excès de  $\text{H}_2$ ; on obtient 0,233 g de HCl et 0,403 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Quelle est la formule empirique du composé ?

*Réponse:*  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

21. Le pourcentage massique de Al dans l'hydrate de sulfate d'aluminium  $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}]$  est de 8,20%. Calculez x, c'est-à-dire le nombre de molécules d'eau associées à chaque unité de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

*Réponse:* 18

22. Par chauffage, on décompose 2,40 g d'un oxyde métallique d'un métal X (masse molaire de X =  $55,9 \text{ g mol}^{-1}$ ) en présence de monoxyde de carbone (CO). On obtient comme produits de cette réaction 1,68 g du métal à l'état pur et du dioxyde de carbone. À partir de ces données, prouvez que la formule la plus simple (ou formule empirique) pour cet oxyde est  $\text{X}_2\text{O}_3$  et écrivez l'équation équilibrée de la réaction.

*Réponse:*  $\text{X}_2\text{O}_{3(s)} + 3\text{CO}_{(g)} \rightarrow 2\text{X}_{(s)} + 3\text{CO}_{2(g)}$

23. Un échantillon de 6,50 g d'un composé chimique dont la formule est  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$  brûle en présence d'oxygène et génère 9,55 g de  $\text{CO}_2$  et 3,91 g d'eau. Déterminez la formule moléculaire de ce composé, sachant que sa masse molaire est d'environ  $180 \text{ g mol}^{-1}$ .

*Réponse:*  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

24. Le rapport des masses molaires d'oxyde et de sulfure d'un élément du groupe 14 du tableau périodique des éléments est de 11:19. Quel est l'élément?

*Réponse:* C

25. Avec une réduction de 5,4 g à partir d'une substance contenant Fe et O, 1,68 l de CO (CNTP) ont été utilisés. Trouvez la formule de la substance.

*Réponse:*  $\text{FeO}$

26. La fraction massique de soufre dans les composés  $\text{SX}_2\text{Y}_4$  et  $\text{S}_2\text{X}_2\text{Y}_3$  est respectivement de 0,2254 et 0,4051. Quelles sont les formules des composés?



degré. Par ailleurs, He, Ne et Ar sont des gaz chimiquement inertes, c'est à-dire qu'ils ne réagissent avec aucune autre substance. La plupart des gaz, sauf F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> et NO<sub>2</sub>, sont incolores. On peut quelquefois distinguer le brun foncé du NO<sub>2</sub> dans l'air pollué. Tous les gaz ont les caractéristiques physiques suivantes:

- les gaz épousent le volume et la forme de leur contenant;
- les gaz sont compressibles, alors que les liquides et les solides le sont très peu;
- les gaz introduits dans un même contenant se mélangent complètement pour former un mélange homogène;
- les gaz ont des masses volumiques de beaucoup inférieures à celles des liquides et des solides; pour cette raison, on les exprime en grammes par litre (g/L) plutôt qu'en grammes par millilitre (g/mL).

Les mouvements des molécules gazeuses sont complètement aléatoires, et les forces d'attraction entre les molécules gazeuses sont si petites que chaque molécule se déplace librement et ne dépend pratiquement pas des autres. Le comportement des gaz varie en fonction de la température et de la pression et les lois qui gouvernent ces comportements ont joué un rôle important dans l'élaboration de la théorie atomique et de la théorie cinétique des gaz.

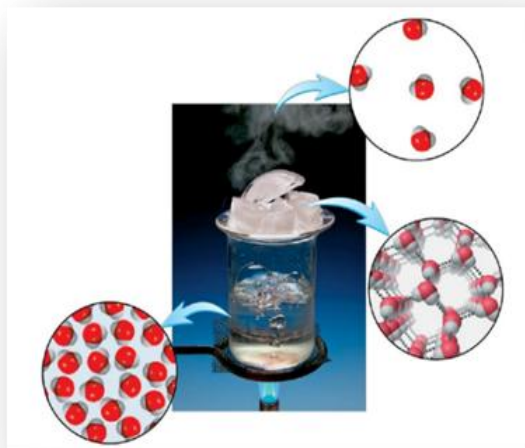


Figure 2 Trois états de la matière pour l'eau: glace, eau liquide et vapeur [16]. L'autorisation de reproduire la figure a été obtenue auprès de Copibec.

**La pression.** Le concept de pression vous est certainement familier. Les météorologues vous communiquent qu'une hausse de la pression atmosphérique est annonciatrice de beau temps et qu'au contraire une basse brutale annonce des orages.

La commodité d'utilisation d'un tel instrument, un baromètre, inventé en 1643 par Evangelista Torricelli (1608-1647), a fait que la pression a longtemps été exprimée en millimètres de mercure (mm Hg). La pression a aussi été exprimée en atmosphères normales (atm), définie maintenant comme suit:

$$1 \text{ atmosphère normale} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

Le pascal (Pa), nommé ainsi en mémoire du mathématicien et philosophe français Blaise Pascal (1623-1662), est l'unité de mesure SI de la pression. Comme la pression, par définition, est *une force par unité de surface*, le pascal vaut:

$$\text{pression} = \frac{\text{force}}{\text{surface}}, \quad 1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ kg.m}^{-1}.\text{s}^{-2}$$



Blaise Pascal né le 19 juin 1623 à Clermont-Ferrand, en Auvergne, mort le 19 août 1662 à Paris, à 39 ans.

Comme l'unité SI de la pression est souvent très petite en comparaison des pressions ordinaires, on lui préfère souvent un de ses multiples, le kilopascal (kPa). Pour exprimer l'ancienne unité de pression, l'atmosphère, en fonction de l'unité SI, il a fallu la préciser plus exactement: l'atmosphère normale (1atm) est maintenant la pression exercée par une colonne de mercure de 760 mm de haut, ayant une masse volumique de  $13,5952 \text{ g/cm}^3$ , à un endroit où l'accélération terrestre est égale à  $9,806 65 \text{ m s}^{-2}$ .

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101\,325 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$$

Finalement, pour les données thermodynamiques, il a été décidé d'exprimer la pression en bars:  $1 \text{ bar} = 100\,000 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa}$

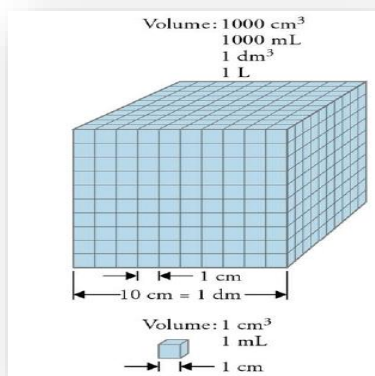
**Le volume.** L'unité utilisée pour le volume est une unité SI qui est dérivée, soit la longueur (m) élève au cube, c'est-à-dire mètre cube ( $\text{m}^3$ ):

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Le litre (L ou l) est une autre unité de volume couramment utilisée par les chimistes pour désigner le volume de liquides:

$$1 \text{ l} = 1000 \text{ ml} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3 \quad 1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3.$$



*L'autorisation a été obtenue auprès de Copibec [16].*

**La température.** Il existe trois échelles couramment utilisées pour exprimer la température. Leurs unités sont le kelvin (K), le degré Celsius (°C) et le degré Fahrenheit (°F). L'échelle Celsius est la plus répandue. Elle divise l'écart entre le point de congélation (0 °C) et le point d'ébullition (100 °C) de l'eau en 100 parties égales. Un degré Fahrenheit équivaut à 100/180 (ou 5/9) fois un degré Celsius.

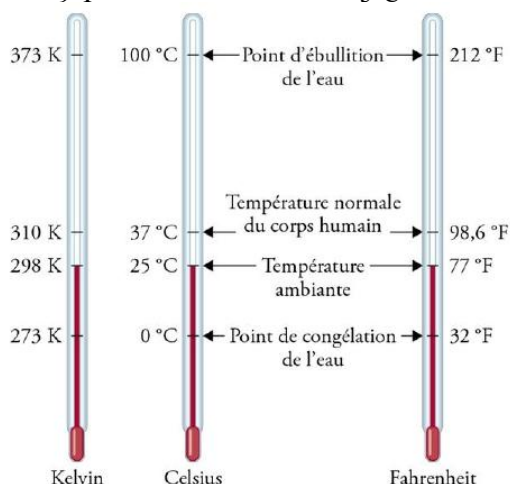
William Thomson (1824-1907), plus connu sous le nom de lord Kelvin, proposa une échelle de température, l'échelle Kelvin, ayant comme point de départ

$$0 \text{ K} = -273,15^\circ\text{C}, \quad ^\circ\text{K} = (^\circ\text{C} + 273,15^\circ\text{C}) \frac{1 \text{ K}}{1^\circ\text{C}}.$$

Pour convertir les degrés Fahrenheit en degrés Celsius ou l'inverse, il faut donc effectuer les opérations suivantes:

$$^\circ\text{C} = (^\circ\text{F} - 32^\circ\text{F}) \times \frac{5^\circ\text{C}}{9^\circ\text{F}}$$

$$^\circ\text{F} = \left( \frac{9^\circ\text{F}}{5^\circ\text{C}} \times (^\circ\text{C}) \right) + 32^\circ\text{F}$$



*Comparaison entre les échelles Celsius, Kelvin et Fahrenheit [16]. L'autorisation a été obtenue auprès de Copibec.*

**La loi de Boyle-Marriottte: la relation entre volume et pression.** Dans une pompe à bicyclette, on force l'air à occuper un volume moindre en abaissant un piston dans le cylindre. On expérimente ainsi une propriété des gaz, leur compressibilité.

Robert Boyle a observé que le volume ( $V$ ) d'une quantité donnée de gaz était inversement proportionnel à la pression ( $P$ ) exercée par ce gaz. En 1676, le physicien français Edme Mariotte (1620-1684) compléta cet énoncé en précisant « à température constante ». Cette loi est maintenant connue sous le nom de loi de Boyle-Mariotte (Figure 3).



Mariotte est un physicien et un botaniste français, né vers 1620 à Dijon et mort le mai 1684 à Paris. Il est membre de la première Academie des sciences de Paris en 1666.

Elle s'énonce mathématiquement par l'équation:

$$V = k_{\text{bm}} \cdot 1/P \text{ (à température } (T) \text{ et gaz } (n) \text{ constantes)}$$

Dans laquelle  $k_{\text{bm}}$  est une constante. Cette équation peut aussi s'écrire:

$$pV = K_{\text{bm}} \text{ (T et } n \text{ constantes),}$$

ce que l'on traduit habituellement par: à  $T$  constante et pour une quantité donnée de gaz, le produit de sa pression ( $P$ ) par son volume ( $V$ ) est constant. Cela signifie que si l'on connaît la valeur du produit  $pV$  pour un ensemble de conditions,  $p_1$  et  $V_1$ , on connaît aussi cette valeur pour un autre ensemble de conditions,  $p_1$  et  $V_2$ .

$$P_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = k_{\text{bm}} \text{ (T et } n \text{ constantes).}$$

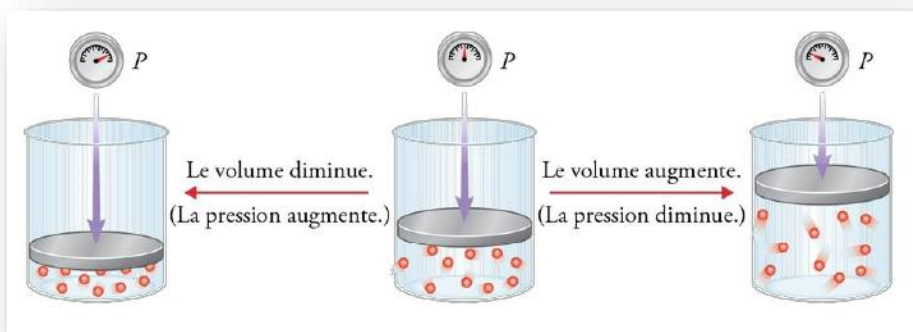


Figure 3 Loi de Boyle-Mariotte [16]. L'autorisation de reproduire la figure a été obtenue auprès de Copibec.

**La loi de Charles-Gay-Lussac: la relation entre volume et température.** Les Français Jacques Charles et Joseph Gay-Lussac furent les premiers à étudier la relation entre la température et le volume (ou la pression) d'un gaz (Figure 4). En 1787, le scientifique français Jacques Charles montra que, si la pression était maintenue constante, le volume d'une quantité donnée de gaz était proportionnel à sa température.

Lorsque la température est exprimée en kelvins, la loi de Charles devient:

$$V = k_c T \quad (p \text{ et } n \text{ constantes}),$$

équation dans laquelle  $k_c$  est constante. Cette équation peut aussi se écrire sous la forme:  $V_1 / T_1 = V_2 / T_2 = K_c \quad (p \text{ et } n \text{ constantes}),$

Les indices 1 et 2 correspondent à des conditions expérimentales différentes. Ainsi, le volume ( $V$ ) d'une quantité donnée de gaz ( $n$ ) maintenu à une pression ( $p$ ) constante est directement proportionnel à la température Kelvin ( $T$ ).

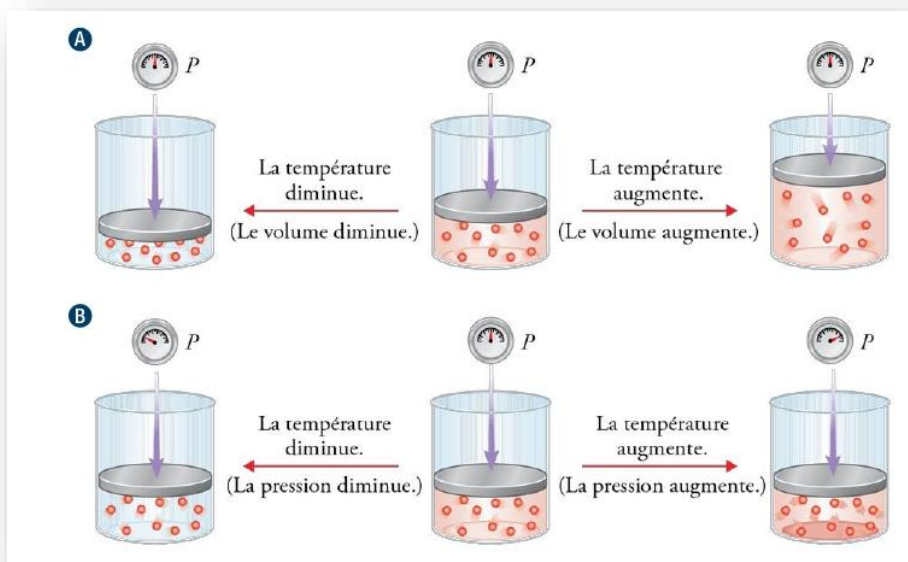


Figure 4 Loi de Gay-Lussac [16]. L'autorisation de reproduire la figure a été obtenue auprès de Copibec.

**La loi de Gay-Lussac** (Louis Joseph Gay-Lussac, 1778-1850) stipule qu'à volume  $V$  constant, la pression d'un gaz parfait est directement proportionnelle à la température absolue (exprimée en  $K$ ), soit, pour une même quantité de gaz dans deux états 1 et 2 au même volume:  $P_1/T_1 = P_2/T_2$ .

**L'hypothèse d'Avogadro: la relation entre volume et quantité.** En 1811, Amedeo Avogadro, s'inspirant des travaux sur les gaz menés par le chimiste français Joseph Gay-Lussac (1778-1850), propose que des volumes ( $V$ ) égaux de gaz, dans les mêmes conditions de température ( $T$ ) et de pression ( $p$ ), contiennent le même nombre de

molécules ( $n$ ). L'hypothèse d'Avogadro est devenue une loi après avoir été corroborée par des chercheurs pendant plusieurs décennies. Il aura fallu plus de 100 ans avant que l'hypothèse d'Avogadro soit reconnue comme une loi (Figures 5, 6 et 7). Mathématiquement, cela signifie que le volume ( $V$ ) d'un gaz, à pression ( $p$ ) et à température ( $T$ ) fixées, est directement proportionnel à sa quantité, c'est-à-dire à son nombre de moles  $n$ .

$$V = K_a n \quad (p \text{ et } T \text{ constantes, } K_a \text{ la constante de proportionnalité})$$

L'hypothèse d'Avogadro (volumes égaux – nombres égaux) peut être formulée de deux manières:

1. Des volumes égaux de gaz différents, comparés à température et pression identiques, contiennent un nombre égal de molécules.
2. Des nombres égaux de molécules de gaz différents, comparés à température et pression identiques, occupent des volumes égaux.

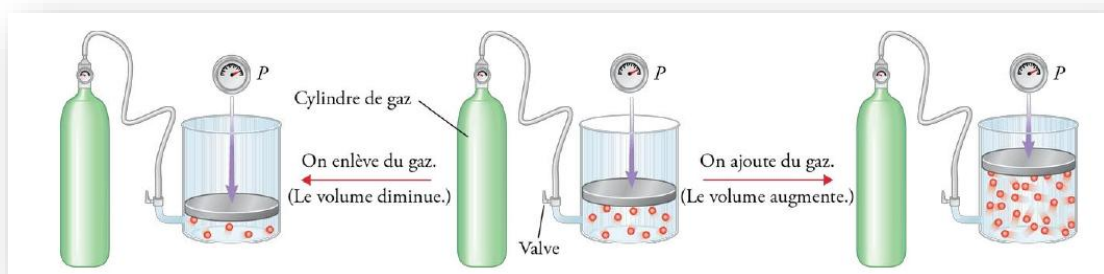


Figure 5 Volume de gaz en fonction de la quantité de gaz à température et pression constantes. Les flèches mauves ne font qu'indiquer ici que la pression interne dans les pistons est toujours égale à la pression externe [16]. L'autorisation de reproduire la figure a été obtenue auprès de Copibec.

Des volumes égaux de quatre gaz différents, à température et pression identiques, contiennent le même nombre de particules gazeuses. Comme la masse molaire de chaque gaz est différente, la masse de chaque échantillon de gaz est différente, même si tous contiennent 1 mole de gaz.

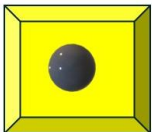
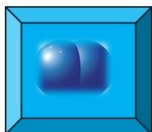
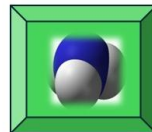
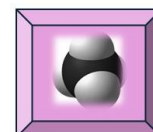
			
<b>He</b> V = 22,4 dm <sup>3</sup> p = 1 atm T = 0 °C Mass = 4,003 g mol <sup>-1</sup> <b>n = 1 mol</b>	<b>N<sub>2</sub></b> V = 22,4 dm <sup>3</sup> p = 1 atm T = 0 °C Mass = 28,013 g mol <sup>-1</sup> <b>n = 1 mol</b>	<b>NH<sub>3</sub></b> V = 22,4 dm <sup>3</sup> p = 1 atm T = 0 °C Mass = 17,031 g mol <sup>-1</sup> <b>n = 1 mol</b>	<b>CH<sub>4</sub></b> V = 22,4 dm <sup>3</sup> p = 1 atm T = 0 °C Mass = 16,043 g mol <sup>-1</sup> <b>n = 1 mol</b>

Figure 6 L'hypothèse d'Avogadro.

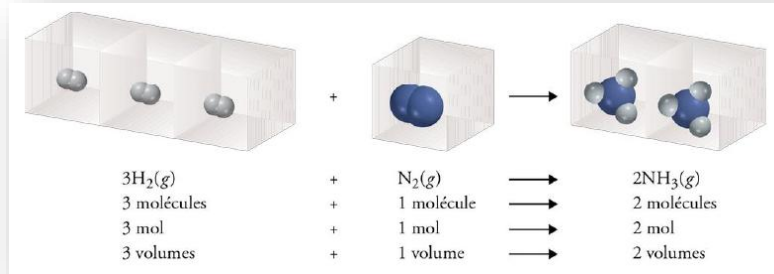


Figure 7 Le rapport entre le volume de l'hydrogène et celui de l'azote est 3:1; celui du volume de l'ammoniac (le produit) et des volumes de l'hydrogène et de l'azote combinés (les réactifs) est 2:4 ou 1:2 [16]. L'autorisation de reproduire la figure a été obtenue auprès de Copibec.

### La loi des gaz parfaits

La combinaison des lois de Boyle-Mariotte, de Charles et d'Avogadro conduit à la loi des gaz parfaits, qui décrit les relations quantitatives existant entre le volume d'un gaz, sa pression, sa température et sa quantité.

$$\frac{pV}{T} = \text{const.} \quad (n = \text{const.})$$

ou

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{p_i V_i}{T_i} = \text{const.}$$

L'équation des gaz parfaits résulte pour 1 mol du gaz dans les conditions normales de température et de pression. Donc,

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0},$$

si  $p_0 = 101325 \text{ Pa}$ ,  $V_0 = 22,414 \text{ dm}^3$  (le volume de 1 mole d'un gaz) et  $T_0 = 273 \text{ K}$ .

L'expression  $p_0 V_0 / T_0$  est la constante nommée la constante universelle des gaz parfaits,  $R$ .

On peut trouver cette valeur déterminée expérimentalement en mesurant précisément les valeurs de  $p$ ,  $V$  et  $T$  pour un échantillon de  $n$  moles de gaz. Par exemple, dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) ( $T=273,15 \text{ K}$ ,  $p=101,325 \text{ kPa}$ ), une mole de gaz occupe un volume de 22,414 l, appelé le volume molaire gazeux normal.

$$R = \frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{(101325 \text{ N m}^{-2}) \cdot (22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3)}{(1 \text{ mol}) \cdot (273,15 \text{ K})} = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

(Faites attention  $N \cdot m = J$  et le volume est exprimé en  $m^3$ ). La constante de gaz parfaits ( $R$ ) est une constante universelle, dont la valeur est égale à:

$$R = 8,314472 \text{ kPa L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \text{ avec une incertitude de } 7,5 \times 10^{-6} \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \text{ ou}$$

$$R = 8,314 \text{ m}^3 \cdot \text{Pa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; \quad R = 0,08206 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1};$$

$$R = 8,2057 \times 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; \quad R = 62,3637 \text{ l} \cdot \text{Torr} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\text{ou } 62,3637 \text{ l} \cdot \text{mmHg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; \quad R = 1,987 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Puisque  $p_0 V_0 / T_0 = R$ , une formulation équivalente est donnée pour 1 mole du gaz

$$pV = RT$$

Si la quantité de gaz est différente de 1 mol, exemple pour  $n$  mol, l'équation va être

$$pV = nRT = \frac{m}{M} RT,$$

où  $m$  et  $M$  sont la masse et la masse molaire du gaz. On peut écrire aussi

$$\frac{m}{V} = \frac{pM}{RT} = \rho$$

*Exemples:*

**1.** De l'azote exerce une pression de 100 kPa dans un coussin gonflable de 65  $\text{dm}^3$ . Á la même température, tout l'azote est transféré dans un récipient de 25  $\text{dm}^3$ . Quelle en est sa nouvelle pression?

*Solution:*

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad 100 \cdot 65 = 25 \cdot p_2 \quad p_2 = 260 \text{ kPa}$$

**2.** Un ballon est rempli de 45  $\text{dm}^3$  d'hélium à la température de 25 °C. On le refroidit à -10 °C. La pression étant inchangée, calculez son nouveau volume.

*Solution:*  $V_1/T_1 = V_2/T_2$

$$T_1 = 273 + 25 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 273 - 10 = 263 \text{ K}$$

$$45/298 = V_2/263$$

$$V_2 = 39,71 \text{ dm}^3$$

**3.** Un coussin de sécurité gonflable contient 65  $\text{dm}^3$  d'azote, à la température de 25 °C et sous une pression de 110,5 kPa. Combien de moles d'azote renferme-t-il?

*Solution:*

$$T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$$

$$n = pV/RT = (110,5 \cdot 65) / (8,314 \cdot 298) = 2,9 \text{ mol}$$

**4.** Du dioxyde de carbone exerce une pression de 56,5 mm Hg dans un contenant de 125  $\text{cm}^3$ . Á la même température, on le transfère dans un nouveau contenant et la

pression augmente rapidement à 62,3 mmHg. Quel est le volume de ce nouveau contenant?

*Solution:*

$$p_1.V_1 = p_2.V_2 \quad 56,5.125 = 62,3.V_2, \quad V_2 = 113,36 \text{ cm}^3$$

5. À pression constante, quel volume occuperait du monoxyde d'azote (NO), à 27 °C, s'il occupe un volume de 3,5 dm<sup>3</sup> à 22 °C?

*Solution:*

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

$$T_1 = 273 + 27 = 300 \text{ K} \quad T_2 = 273 + 22 = 295 \text{ K}$$

$$3,5/295 = V_2/300, \quad V_2 = 3.55 \text{ dm}^3$$

6. Quelle est la pression exercée (kPa) par 1,50 g de vapeur d'éthanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) contenue dans un cylindre de 251 cm<sup>3</sup>, à une température de 250 °C?

*Solution:*  $p = mRT / MV = (1,50.8,314.523) / (46.0,251) = 564,89 \text{ kPa}$

7. Quelle masse (g) d'hélium faut-il pour remplir un ballon de 5 dm<sup>3</sup> sur une pression de 111 kPa, à 25 °C?

*Solution:*

$$pV = m/(M.R.T)$$

$$111.5 = m / (8,314.298.4) \quad 2220 = m / 2477.57, \quad m = 0,896 \text{ g}$$

8. Calculez la masse (g) de CO<sub>2</sub> nécessaire pour remplir un réservoir cylindrique d'une longueur de 20 m et d'un rayon de 10 cm pour obtenir une pression de 115 kPa, à 25 °C.

*Solution:*

$$V = \pi Hr^2 = 3,14.2000.100 = 628 \text{ dm}^3$$

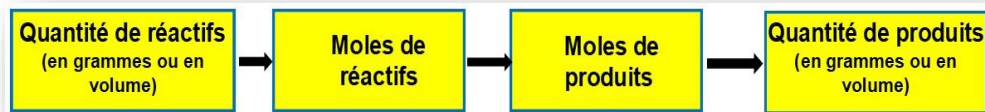
$$115.628 = m / (44.8,314.298) \quad pV = m / (MRT), \quad m = 1,28 \times 10^3 \text{ g de CO}_2$$

9. Calculez le nombre de moles de dihydrogène contenues dans un volume de 15 litres de dihydrogène à 25 °C et 1 atm.

*Solution:*

$$n(\text{H}_2) = \frac{p.V}{R.T} = \frac{1.15}{0,082.298} = 0,61 \text{ mol}$$

Lorsque les réactifs ou les produits sont des gaz, on peut aussi utiliser les relations entre les quantités (les moles, *n*) et le volume (*V*) pour résoudre de tels problèmes.



### La masse volumique des gaz

La masse volumique ( $\rho$ ) d'un gaz à une température et à une pression donnée, est une grandeur très utile. Puisque le nombre de moles (*n*) d'un gaz peut être obtenu

par masse ( $m$ ) divisée par sa masse molaire ( $M$ ), le remplacement de  $n$  dans l'équation de loi des gaz parfaits par sa valeur  $m/M$  conduit à l'expression:

$$pV = m/(M RT)$$

que l'on peut réarranger en isolant  $m/V = \rho$

$$\rho = pM / RT$$

Cette équation est importante, car elle permet de calculer la masse molaire d'un gaz à partir de sa masse volumique déterminée expérimentalement.

*Exemples:*

**10.** Calculez la masse volumique à CNTP du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ). Est-il plus dense que l'air dans les mêmes conditions?

$$\text{Solution: } \rho = (101,325.44) / (8,314.273) = 1,964 \text{ g dm}^{-3}$$

La masse volumique de l'air est d'environ  $1,2 \text{ g dm}^{-3}$ . La densité relative du dioxyde de carbone par rapport à l'air est égale à  $1,964/1,2 = 1,6$  le dioxyde de carbone est plus dense que l'air.

**11.** L'éthoxyéthane ( $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ ) se vaporise facilement à la température de la pièce. Calculez la masse volumique de cette vapeur à  $25^\circ\text{C}$  et à une pression de  $31,1 \text{ kPa}$ .

$$\text{Solution: } \rho = pM/RT = 31,1.74 / 8,314.298 = 0,928 \text{ g dm}^{-3}$$

*Le calcul de la masse molaire d'un gaz*

Une des premières choses que l'on fait après avoir isolé et purifié en laboratoire un produit que l'on pense nouveau est de déterminer sa masse molaire. Si le composé est à l'état gazeux, on peut y arriver en utilisant une méthode classique qui met en jeu des mesures de pression, de volume d'une masse donnée de composé à une température connue. La densité d'un gaz est le rapport entre la masse d'un certain volume de ce gaz et la masse d'un même volume d'air. Si l'on choisit comme volume de référence  $22,414 \text{ dm}^3$ :  $d = \text{masse de } 22,414 \text{ dm}^3 \text{ du gaz} / \text{masse de } 2,414 \text{ dm}^3 \text{ d'air}$

La masse de  $1 \text{ dm}^3$  d'air étant  $1,293 \text{ g}$ :

$$d = \text{masse molaire du gaz} / (22,414.1,293) = M / 28,98 \approx M / 29$$

Inversement, la mesure expérimentale de la densité d'un gaz constitue un moyen de déterminer sa masse molaire  $M = 29.d$ .

*Exemples:*

**12.** L'analyse d'un composé qui pourrait éventuellement remplacer les chlorofluorocarbones dans les climatiseurs a abouti à la formule empirique  $\text{CHF}_2$ . Dans une autre expérience, on a trouvé que  $0,100 \text{ g}$  de ce gaz placé dans un récipient de  $256 \text{ cm}^3$  exerçait une pression de  $9,40 \text{ kPa}$  à la température de  $22,3^\circ\text{C}$ . Trouvez sa masse molaire et sa formule moléculaire.

$$\text{Solution: } M = (mRT) / (pV) = (0,100.8,314.295,45) / (9,4.0,256) = 102 \text{ g mol}^{-1}$$

Comme la masse molaire représente environ deux fois la masse de la formule  $\text{CHF}_2$ ,  $51,02 \text{ g/mol}$ , on déduit que la formule chimique du gaz est  $\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_4$ .

13. Le chloroforme, un solvant utilisé régulièrement en laboratoire, se vaporise facilement. Déterminez sa masse molaire, sachant que sa pression de vapeur dans un contenant est de 26 kPa à 25 °C et que la masse volumique de sa vapeur est égale à 1,25 g dm<sup>-3</sup>.

*Solution:*  $M = \rho RT / p = (1,25 \cdot 8,314 \cdot 298) / 26 = 119,11 \text{ g mol}^{-1}$

14. Un nouvel hydrure de bore (B<sub>x</sub>H<sub>y</sub>) a été isolé. Afin de déterminer sa masse molaire, vous avez recueilli les données suivantes au cours d'une expérience.

Masse du gaz = 12,5 mg

Température = 25 °C

Pression du gaz = 24,8 mm Hg

Volume du récipient = 125 cm<sup>3</sup>

Quelle formule moléculaire correspond à la masse molaire calculée? B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, B<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, B<sub>5</sub>H<sub>9</sub>, B<sub>6</sub>H<sub>10</sub>, B<sub>10</sub>H<sub>14</sub>

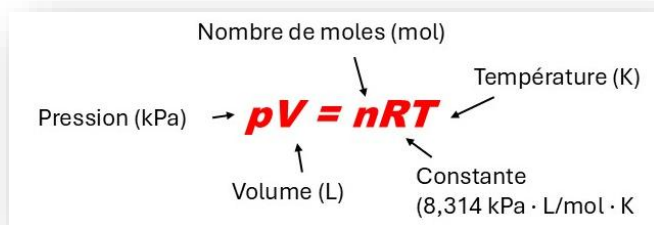
*Solution:*

101,3 kPa – 760 mm Hg

x – 24,8 mm Hg

x = 3,30 kPa

$M = (0,00125 \cdot 8,314 \cdot 298) / (0,125 \cdot 3,30) = 75,07 \text{ g mol}^{-1}$ , B<sub>6</sub>H<sub>10</sub>



15. L'analyse élémentaire d'un chlorofluorocarbure gazeux (CCl<sub>x</sub>F<sub>y</sub>) montre qu'il est constitué de 11,79% de C et de 69,57% de Cl. Une autre expérience démontre que 0,107 g de ce composé remplit un flacon de 458 cm<sup>3</sup> à 25 °C et à une pression de 2,84 kPa. Déterminez la formule moléculaire de ce composé.

*Solution:*

$C : Cl : F = (11,79/12) : (69,57/35,45) : (18,64/18,99) = 0,9825 : 1,9624 : 0,9815 = 1 : 1,997 : 1$ ,  $M(\text{CCl}_2\text{F}) = 101,89 \text{ g mol}^{-1}$

$M = (mRT) / (Vp) = (0,107 \cdot 8,314 \cdot 298) / (0,458 \cdot 2,84) = 203,8 \text{ g mol}^{-1}$ , C<sub>2</sub>Cl<sub>4</sub>F<sub>2</sub>

16. On trouve que 0,896 g d'un composé gazeux ne contenant que de l'azote et de l'oxygène occupe, à 28 °C, un volume de 524 cm<sup>3</sup> à la pression de 730 mmHg. Quelle est la formule moléculaire de ce composé?

*Solution:*  $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{730 \cdot 0,524}{760 \cdot 0,082 \cdot 301} = 0,0204 \text{ mol}$

La masse molaire du composé est donc:  $M = \frac{m}{n} = \frac{0,896}{0,0204} = 43,94 \text{ g mol}^{-1}$

La formule moléculaire du gaz est  $N_xO_y$  que l'on peut aussi écrire  $N_{x/y}O$ , d'où l'équation algébrique:

$$14,01\frac{x}{y} + 15,99 = 43,94 \quad \frac{x}{y} = 2 \text{ donc la formule du composé est } N_2O.$$

### Exercices non résolus

1. Combien de moles d'azote sont contenues dans  $10 \text{ dm}^3$  de gaz mesuré à  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  et sous pression  $9,12 \times 10^4 \text{ Pa}$ ?  
*Réponse: 0,374 mol*

2. Combien de molécules sont contenues dans  $3 \text{ dm}^3$  d'hydrogène à  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  et une pression de  $9 \times 10^4 \text{ Pa}$ ?  
*Réponse:  $6,6 \times 10^{22}$  molécules*

3. Un gaz est collecté dans un récipient fermé à  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ . Quelle est la température (en  $^\circ\text{C}$ ) nécessaire pour augmenter la pression deux fois.  
*Réponse:  $313 \text{ }^\circ\text{C}$*

4. Quelle est la quantité et la masse de NO si son volume est de  $5 \text{ dm}^3$ , la pression est de  $2 \times 10^5 \text{ Pa}$  et la température est de  $27 \text{ }^\circ\text{C}$ ?  
*Réponse: 11,2 g*

5. Trouvez la masse molaire d'un gaz si 2 g de celui-ci occupent un volume de  $1,1 \text{ dm}^3$  à  $17 \text{ }^\circ\text{C}$  et une pression de  $10^5 \text{ Pa}$ .  
*Réponse:  $44 \text{ g mol}^{-1}$*

6. L'hexafluorure de soufre ( $\text{SF}_6$ ) est un gaz incolore, inodore et très stable. Calculez la pression (en kilopascals) exercée par 1,82 mol de ce gaz dans un contenant en acier d'un volume de  $5,43 \text{ dm}^3$  à  $45 \text{ }^\circ\text{C}$ .  
*Réponse:  $8,86 \times 10^2 \text{ kPa}$*

7. Calculez le volume occupé par  $10^{24}$  molécules d'oxygène, d'azote et d'eau à TPN.  
*Réponse:  $37,2 \text{ dm}^3$*

8. A quelle température  $1 \text{ dm}^3$  de chlore a-t-il une masse de 1 g? La pression est de  $10^5 \text{ Pa}$ .  
*Réponse:  $581 \text{ }^\circ\text{C}$*

9. Trouvez le volume de 34 g de  $\text{NH}_3$  à une température de  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  et une pression de  $2 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .  
*Réponse:  $0,025 \text{ dm}^3$*

10. Calculez le volume (en litre) qu'occupent 7,40 g de  $\text{NH}_3$  à CNTP.  
*Réponse: 9,73 l*

11. Quelle pression aura  $1 \text{ dm}^3$  d'oxygène d'une masse de 1 g à une température de  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ ?  
*Réponse: 70,89 kPa*

12. Un récipient d'une capacité de  $10 \text{ dm}^3$  contient 1 mole d'oxygène à une température de  $27 \text{ }^\circ\text{C}$ . Calculez la pression de l'oxygène.  
*Réponse: 249,3 kPa*

13. La décomposition de 0,927 g d'un composé contenant de l'azote a donné  $126 \text{ cm}^3$  d'azote mesuré à  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  et sous une pression de 98,64 kPa. Calculez la teneur en azote du composé, exprimée en partie en masse en pourcentage.  
*Réponse: 15,6%*

14. Calculez la masse de 1 m<sup>3</sup> des gaz suivants dans des conditions normales: N<sub>2</sub>O, SiF<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>, (CN)<sub>2</sub>.

*Réponse:* 1963 g; 4643,5 g; 2855,4 g; 2320 g

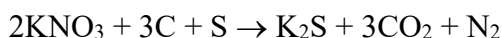
15. La masse de 0,001 m<sup>3</sup> d'un gaz donné dans des conditions normales est égale à 0,0021 kg. Déterminez la masse molaire du gaz et sa densité par rapport à l'air.

*Réponse:* 47,06; 1,62

16. La densité du soufre gazeux à 445 °C et 1×10<sup>5</sup> Pa est de 4,33 g dm<sup>-3</sup>. Quelle est sa formule moléculaire?

*Réponse:* S<sub>8</sub>

17. 5,4 g de poudre noire ont explosé dans un cylindre fermé en acier d'un volume de 0,2 dm<sup>3</sup>. Trouvez la pression dans le cylindre si la réaction se déroule selon l'équation



et si la température reste égale à la température initiale (0 °C).

*Réponse:* 303, 4 kPa

18. Dans un ballon fermé d'un volume de 1 dm<sup>3</sup>, qui contient 100 cm<sup>3</sup> d'HCl avec une fraction massique de 10% (densité 1,05 g cm<sup>-3</sup>) à 21°C, sont placés 3,25 g de Zn. Trouvez la pression dans le ballon une fois la réaction terminée si la température ne change pas et que la pression initiale est de 1,013×10<sup>5</sup> Pa.

*Réponse:* 122,21 kPa

19. Un échantillon de 20,85 g de PCl<sub>5</sub> est introduit dans un récipient d'un volume de 5 dm<sup>3</sup> puis porté à une température de 175 °C. Après vaporisation une pression de 1,04×10<sup>5</sup> Pa est mesurée. Calculez le degré de dissociation de PCl<sub>5</sub> dans ces conditions en PCl<sub>3</sub> et Cl<sub>2</sub>.

*Réponse:* 41%

20. Combien y a-t-il d'atomes d'azote dans un récipient d'un litre à 0 °C contenant du dioxyde d'azote, N<sub>2</sub>O, sous une pression de 20,3 kPa?

*Réponse:* 1,08×10<sup>22</sup> atomes

21. L'azoture de sodium (NaN<sub>3</sub>) est utilisé comme réactif pour remplir les sacs gonfables dans les automobiles. Au moment d'une collision, l'impact déclenche la décomposition du NaN<sub>3</sub> selon l'équation: 2NaN<sub>3(s)</sub> → 2Na<sub>(s)</sub> + 3N<sub>2(g)</sub>

C'est l'azote gazeux produit par cette réaction rapide qui gonfle subitement le sac. Un coussin protecteur est ainsi formé entre les personnes et l'habitacle. Calculez le volume de N<sub>2</sub> produit à 80 °C et 110 kPa par la décomposition complète de 60 g de NaN<sub>3</sub>.

*Réponse:* 36,9 dm<sup>3</sup>

22. Un échantillon d'oxygène d'un volume de 5 dm<sup>3</sup> à une température de 27 °C et une pression de 9,5×10<sup>4</sup> Pa est transformé en ozone. Calculez le nombre de molécules d'ozone.

*Réponse:* 7,65×10<sup>22</sup>

23. L'hydroxyde de lithium (LiOH) en solution aqueuse est utilisé dans les vaisseaux spatiaux et les sous-marins afin de purifier l'air en absorbant le dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>) selon l'équation suivante: 2LiOH<sub>(aq)</sub> + CO<sub>2(g)</sub> → Li<sub>2</sub>CO<sub>3(aq)</sub> + H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub>

La pression du dioxyde de carbone dans la cabine ayant un volume de 2,4 × 10<sup>5</sup> L est de 0,800 kPa à 312 K. Une solution d'hydroxyde de lithium, dont le volume est

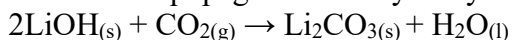
négligeable par rapport à celui du CO<sub>2</sub>, est introduite dans la cabine. À un certain moment, la pression du CO<sub>2</sub> est réduite à  $1,20 \times 10^{-2}$  kPa. Calculez la masse (en grammes) de carbonate de lithium (Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) produite au cours de cette réaction.

*Réponse:*  $5,4 \times 10^3$  g

24. Pour déterminer la masse molaire d'un métal pur formant des cations bivalents un échantillon de 102,3 mg est dissous dans un excès d'acide chlorhydrique dilué. Le dihydrogène dégagé est séché et recueilli dans une burette. Le volume mesuré après dissolution complète du métal est de 39,02 ml à 25 °C et 745 mmHg. De quel métal s'agit-il?

*Réponse:* Zn

25. Dans les navettes spatiales habitées on absorbe le gaz carbonique, CO<sub>2</sub>, produit par la respiration de l'équipage sur de l'hydroxyde de lithium, LiOH, selon la réaction:



- Calculez la capacité de rétention de CO<sub>2</sub> sur LiOH, NaOH et KOH, exprimée en volume de CO<sub>2</sub> (25 °C, 0,8 atm) par kilogramme d'hydroxyde.
- Expliquez pourquoi LiOH est préférée aux deux autres hydroxydes.

*Réponse:* 638,8 l CO<sub>2</sub>/kg LiOH; 382,5 l CO<sub>2</sub>/ kg NaOH; 272,7 l CO<sub>2</sub>/ kg KOH

### Les mélanges de gaz et les pressions partielles

L'air que vous respirez est un mélange d'azote, d'oxygène, d'argon, de dioxyde de carbone, de vapeur d'eau et de quelques autres gaz en petites quantités.

Tableau 2 Les constituants de l'air sec.

Constituants	Masses molaires (g/mol)	Fractions molaires	Pressions partielles (kPa) à 0°C
Azote (N <sub>2</sub> )	28,0134	0,7808	79,11
Oxygène(O <sub>2</sub> )	31,9988	0,2095	21,23
Dioxyde de carbone (CO <sub>2</sub> )	44,010	0,00031	0,031
Argon(Ar)	39,948	0,00934	0,946

Chacun de ces gaz exerce sa propre pression qualifiée de partielle, dont la somme est égale à la pression atmosphérique. Généralisé à n'importe quel mélange de gaz A, B, C, etc., exerçant respectivement une pression partielle  $p_A$ ,  $p_B$ ,  $p_C$ , etc., cet énoncé, connu sous le nom de loi des pressions partielles (de Dalton), se traduit par l'égalité

$$p_{tot} = p_A + p_B + p_C + \dots$$

Dans laquelle  $P_{tot}$  représente la pression totale du mélange (Figure 8).

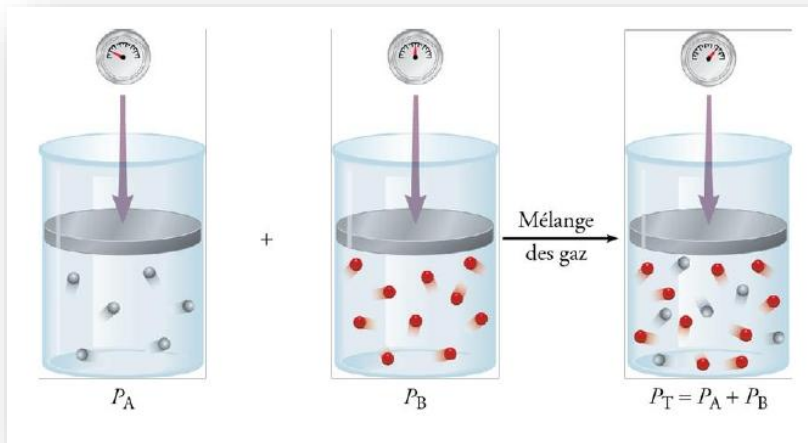


Figure 8 Mélanges de gaz et pressions partielles [16]. L'autorisation de reproduire la figure a été obtenue auprès de Copibec.

La pression d'un gaz parfait, à une température et dans un volume donné, ne dépend que de sa quantité (mol), sa nature n'intervenant pas. On peut ainsi considérer qu'il se comporte comme s'il était dans un mélange à l'état gazeux et on peut le traiter individuellement, indépendamment des autres. Supposez, par exemple, qu'un mélange contienne  $n_A$ ,  $n_B$  et  $n_C$  moles de trois gaz parfaits **A**, **B** et **C**, à une température ( $T$ ) est dans un volume ( $V$ ). On peut calculer la pression partielle exercée par chacun des constituants à l'aide de l'équation

$$p_A = (n_A RT) / V, \quad p_B = (n_B RT) / V, \quad p_C = (n_C RT) / V$$

Selon la loi de Dalton, la pression totale ( $p_{tot}$ ) du mélange est égale à la somme des pressions partielles exercées par chacun de ses constituants.

$$p_{tot} = p_A + p_B + p_C = n_A RT / V + n_B RT / V + n_C RT / V = (n_A + n_B + n_C) RT / V$$

$$p_{tot} = n_{tot} RT / V$$

La fraction molaire ( $\chi$ ), définie par le rapport entre le nombre de moles d'une substance faisant partie d'un mélange et le nombre total de moles présentes dans le mélange, est une unité de concentration appropriée pour les gaz. On a ainsi:

$$\chi = n_A / n_A + n_B + n_C = n_A / n_{tot}$$

La division de l'équation  $p_A = n_A RT / V$  par l'équation,  $p_{tot} = n_{tot} RT / V$ , donne  $p_A / p_{tot} = n_A / n_{tot} = \chi_A$  que l'on écrit plus souvent sous la forme:

$$p_A = \chi_A P_{tot}$$

La pression partielle d'un gaz dans un mélange gazeux est égal au produit de sa fraction molaire par la pression totale du mélange.

Il est indiqué dans le tableau que la fraction molaire de l'azote dans l'air sec, à la pression normale atmosphérique de 101,325 kPa, est égale à 0,7808. On déduit de l'équation que sa pression partielle est:  $0,7808 \cdot 101,325 = 79,11$  kPa

On note aussi que la somme des fractions molaires des constituants d'un mélange est toujours égale à 1.

$$\chi_A + \chi_B + \chi_C + \dots = n_A/n_{tot} + n_B/n_{tot} + n_C/n_{tot} + \dots = n_{tot}/n_{tot} = 1.$$

*Exemples:*

1. L'halothane ( $C_2HBrClF_3$ ) est un gaz ininflammable, non explosif et non irritant utilisé couramment comme anesthésique par inhalation. Supposez qu'un mélange contienne 15,0 g de vapeur de ce composé et 23,5 g d'oxygène. Sachant que la pression totale est de 114 kPa, calculez la pression partielle de chacun de ces gaz.

*Solution:* La conversion des masses des deux gaz du mélange en quantités (mol) permet de calculer leur fraction molaire. L'application de 'équation,  $p_A = \chi_A p_{tot}$ , conduit aux résultats recherchés. On doit tout d'abord calculer la masse molaire de  $C_2HBrClF_3$ , 197,382 g mol<sup>-1</sup>, et celle de O<sub>2</sub>, 31,9988 g mol<sup>-1</sup>.

Quantité de  $C_2HBrClF_3$   $n = 15/197,382 = 0,07599$  mol

Quantité de O<sub>2</sub>  $n = 23,5 / 31,9988 = 0,7344$  mol

Le mélange contient  $(0,07599 + 0,7344) = 0,81039$  mol

$X_{halothane} = 0,07599 / 0,81039$

$p_{halothane} = X_{halothane} p_{tot} = 0,07599 / (0,81039 \cdot 114) = 10,7$  kPa

La pression partielle de l'oxygène est égale à la pression totale moins la pression partielle de l'halothane:  $114 - 10,7 = 103$  kPa

2. Le mélange gazeux décrit dans l'exemple occupe un volume de 5 dm<sup>3</sup> à la température de 25 °C. Quelle est la pression totale exercée par le mélange? Calculez les pressions partielles de chacun des deux gaz.

*Solution:*  $p_{halothane} = (nRT) / V = (0,07599 \cdot 8,314 \cdot 298) / 5 = 37,673$  kPa

$p_{oxygène} = (0,7344 \cdot 8,314 \cdot 298) / 5 = 364,09$  kPa

$p_{tot} = 37,673 + 364,09 = 402$  kPa

Les fractions volumiques (en %) de SO<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> et N<sub>2</sub> dans un mélange gazeux sont respectivement de 8%, 10% et 82%. Suite à l'oxydation, 0,95 du SO<sub>2</sub> est transformé en SO<sub>3</sub>. Quelle est la composition du mélange après réaction?

*Solution:* L'interaction est  $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$

Si avant la réaction le volume total est  $x$  dm<sup>3</sup>, le volume du SO<sub>2</sub> ayant interagi est  $0,08x \times 0,95 = 0,076x$  dm<sup>3</sup>. L'équation montre que  $0,076x$  dm<sup>3</sup> SO<sub>2</sub> réagissent avec  $0,038x$  dm<sup>3</sup> O<sub>2</sub> et que le volume de SO<sub>3</sub> obtenu à la suite de l'interaction est de  $0,076x$  dm<sup>3</sup>. Après réaction, le mélange gazeux comprend  $0,004x$  dm<sup>3</sup> SO<sub>2</sub>,  $0,062x$  dm<sup>3</sup> O<sub>2</sub>,  $0,076x$  dm<sup>3</sup> SO<sub>3</sub> et  $0,82x$  dm<sup>3</sup> N<sub>2</sub>. Le volume total après réaction est de  $0,962x$  dm<sup>3</sup>. Les fractions volumiques des gaz sont:

$$\phi(SO_3) = \frac{0,076x}{0,962x} = 7,9 \times 10^{-2} (7,9\%); \quad \phi(SO_2) = \frac{0,004x}{0,962x} = 4 \times 10^{-3} (0,4\%);$$

$$\phi(O_2) = \frac{0,062x}{0,962x} = 6,5 \times 10^{-2} (6,5\%); \quad \phi(N_2) = \frac{0,82x}{0,962x} = 0,852 (85,2\%).$$

3. Quel est le volume d'O<sub>2</sub> nécessaire à la combustion de 40 dm<sup>3</sup> d'un mélange gazeux comprenant du CO et du CO<sub>2</sub>, si à une température de 27 °C et une pression de 3,04×10<sup>5</sup> Pa, 7,2 g du mélange occupent 2,05 dm<sup>3</sup>?

*Solution:* La masse molaire moyenne du mélange peut être déterminée par l'équation

$$pV = \frac{m}{M_{av}} RT \rightarrow \text{Donc, } 3,04 \times 10^5 \times 2,05 \times 10^{-3} = \frac{7,2}{M_{av}} \cdot 8,314 \cdot 300 \rightarrow M_{av} = 28,8 \text{ g mol}^{-1}$$

Les volumes de CO et de CO<sub>2</sub> peuvent être calculés par les expressions

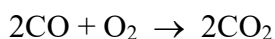
$$M_{av} = M(\text{CO}_2) \phi(\text{CO}_2) + M(\text{CO}) \phi(\text{CO}) = 28,8$$

$$\phi(\text{CO}_2) + \phi(\text{CO}) = 1$$

$$\phi(\text{CO}_2) = 0,05 \text{ et } \phi(\text{CO}) = 0,95$$

$$\text{Alors, } V(\text{CO}) = 40 \cdot 0,95 = 38 \text{ dm}^3 \text{ et } V(\text{CO}_2) = 40 \cdot 0,05 = 2 \text{ dm}^3$$

L'oxygène ne peut réagir qu'avec le CO. La réaction peut être exprimée par l'équation



L'équation montre que 38 dm<sup>3</sup> de CO réagiront avec 19 dm<sup>3</sup> d'O<sub>2</sub>.

4. Les fractions volumiques de SO<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> et SO<sub>3</sub> dans leur mélange sont respectivement de 0,23, 0,30 et 0,47. Calculez les fractions massiques des gaz.

*Solution:*

$$M_{av} = M(\text{SO}_2) \phi(\text{SO}_2) + M(\text{O}_2) \phi(\text{O}_2) + M(\text{SO}_3) \phi(\text{SO}_3) = 64,0,23 + 32,0,30 + 80,0,47 = 61,9 \text{ g mol}^{-1}$$

La contribution de chacun des gaz (en grammes) dans une mole du mélange est

$$m(\text{SO}_2) = 64 \cdot 0,23 = 14,7 \text{ g}; \quad m(\text{O}_2) = 32 \cdot 0,30 = 9,60 \text{ g}; \quad m(\text{SO}_3) = 80 \cdot 0,47 = 37,6 \text{ g}.$$

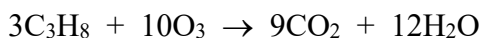
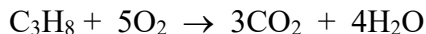
Les fractions massiques (exprimées en %) des gaz présents dans le mélange sont:

$$w\%(\text{SO}_2) = \frac{14,7}{61,9} \times 100 = 23,7\%; \quad w\%(\text{O}_2) = \frac{9,60}{61,9} \times 100 = 15,5\%;$$

$$w\%(\text{SO}_3) = \frac{37,6}{61,9} \cdot 100 = 60,8\%$$

5. Quel est le volume d'un mélange d'O<sub>2</sub> et d'O<sub>3</sub> (la fraction volumique d'O<sub>3</sub> dans le mélange est de 0,1) nécessaire à la combustion de 42 dm<sup>3</sup> de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>?

*Solution:* L'interaction de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> avec O<sub>2</sub> et O<sub>3</sub> peut être décrite par les équations



Si le volume du mélange est  $x \text{ dm}^3$ , les volumes d'O<sub>2</sub> et d'O<sub>3</sub> sont respectivement de  $0,9x \text{ dm}^3$  et  $0,1x \text{ dm}^3$ . On peut alors établir les relations suivantes:

*Première équation:*

$$1 \text{ dm}^3 \text{ de C}_3\text{H}_8 \text{ réagir avec } 5 \text{ dm}^3 \text{ de O}_2$$

$$a \text{ dm}^3 \text{ de C}_3\text{H}_8 \text{ réagir avec } 0,9x \text{ dm}^3 \text{ de O}_2$$

$$a = \frac{0,9x}{5} = 0,18x \text{ dm}^3 \text{ C}_3\text{H}_8$$

*Deuxième équation:*

$$3 \text{ dm}^3 \text{ of C}_3\text{H}_8 \text{ réagir avec } 10 \text{ dm}^3 \text{ of O}_3$$

$b \text{ dm}^3$  of  $\text{C}_3\text{H}_8$  réagir avec  $0,1x \text{ dm}^3$  of  $\text{O}_3$

$$b = 0,03x \text{ dm}^3 \text{ C}_3\text{H}_8$$

Donc,  $0,18x + 0,03x = 42 \quad x = 200 \text{ dm}^3$  ( $180 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$  et  $20 \text{ dm}^3 \text{ O}_3$ )

6. Deux  $\text{dm}^3$  d' $\text{O}_2$  sont ajoutés à  $3 \text{ dm}^3$  d'un mélange de NO et  $\text{NO}_2$  de masse molaire moyenne  $36,4 \text{ g mol}^{-1}$ . Calculez la diminution du volume après les interactions possibles entre les gaz.

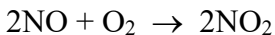
*Solution:*

Les fractions volumiques de NO et  $\text{NO}_2$  peuvent être déterminées par les expressions

$$M_{\text{av}} = M(\text{NO})\phi(\text{NO}) + M(\text{NO}_2)\phi(\text{NO}_2) = 30\phi(\text{NO}) + 46\phi(\text{NO}_2) = 36,4$$

$$\phi(\text{NO}) + \phi(\text{NO}_2) = 1 \quad \phi(\text{NO}) = 0,6 \quad \text{et} \quad \phi(\text{NO}_2) = 0,4$$

Le volume de  $\text{NO}_2$  est de  $3 \times 0,4 = 1,2 \text{ dm}^3$  et celui de NO est de  $3 \times 0,6 = 1,8 \text{ dm}^3$ . Seul le NO peut réagir avec l' $\text{O}_2$ . L'interaction est donnée par l'équation:



Par conséquent,  $1,8 \text{ dm}^3$  de NO réagissent avec  $0,9 \text{ dm}^3$  d' $\text{O}_2$ . Le volume de  $\text{NO}_2$  après réaction est de  $1,8 \text{ dm}^3$ . Le volume de  $\text{NO}_2$  devient  $3,0 \text{ dm}^3$  ( $1,2 + 1,8$ ) et l' $\text{O}_2$  n'ayant pas réagi est de  $1,1 \text{ dm}^3$  ( $2 - 0,9$ ). Ainsi, le volume final est de  $4,1 \text{ dm}^3$  et le volume initial diminue de  $0,9 \text{ dm}^3$ .

*Exercices non résolus:*

1. Quelle est la pression totale (kPa) régnant dans un récipient de  $3 \text{ dm}^3$  contenant 1 g d'hydrogène et 8 g d'argon, à  $27 \text{ }^\circ\text{C}$ ?

*Réponse:*  $5,8 \times 10^2 \text{ kPa}$

2. Les fractions massiques de  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_2$  et  $\text{N}_2$  dans leur mélange sont respectivement de 0,080, 0,095 et 0,825. Quelles sont les fractions volumiques des gaz?

*Réponse:* 3,7%, 8,9%, 87,4%

3. Un cylindre de gaz comprimé est étiqueté «composition (fraction molaire): 0,045  $\text{H}_2\text{S}$ , 0,030  $\text{CO}_2$ , le reste  $\text{N}_2$ ». Le manomètre affiche 4661 kPa. Calculez la pression de chacun de ces gaz.

*Réponse:*  $2,1 \times 10^2 \text{ kPa}$ ,  $1,4 \times 10^2 \text{ kPa}$ ,  $4,31 \times 10^2 \text{ kPa}$

4. Un mélange de  $\text{N}_2$  et  $\text{H}_2$  dans un rapport volumique 1:3 est introduit dans un récipient fermé d'un volume de  $100 \text{ cm}^3$ . La pression dans la cuve est de  $3 \times 10^7 \text{ Pa}$ . Calculez la pression au moment où 10% du volume initial de  $\text{N}_2$  est consommé et les gaz sont refroidis à la température initiale.

*Réponse:*  $2,85 \times 10^7 \text{ Pa}$

5. Au CNTP la densité d'un mélange de  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6$  et  $\text{C}_2\text{H}_2$  est de  $1,304 \text{ g dm}^{-3}$ . Quelles sont les fractions volumiques des gaz si  $1 \text{ dm}^3$  du mélange réagit avec  $1,1 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$ ?

*Réponse:*  $0,8 \text{ dm}^3$ ,  $0,1 \text{ dm}^3$ ,  $0,1 \text{ dm}^3$

6. Les pressions partielles d'halothane ( $\text{C}_2\text{HBrClF}_3$ ) et d'oxygène constituant un mélange anesthésique sont respectivement de 23 kPa et 76 kPa.

a) Calculez le ratio quantité (mol) d'halothane/quantité (mol) d'oxygène.

b) Calculez la masse de  $C_2HBrClF_3$  présente dans un réservoir contenant 160 g de  $O_2$ .

*Réponse:* 0,3;  $3 \times 10^2$  g

7. À la température de 21,5 °C, un ballon dégonflé est rempli d'hélium jusqu'à un volume de 12,5 dm<sup>3</sup>, sous une pression de 101,3 kPa. De l'oxygène est ensuite ajouté jusqu'à ce que le volume du ballon atteigne 26 dm<sup>3</sup>, sous une pression totale de 101,3 kPa.

- Quelle masse d'hélium le ballon contient-il?
- Quelle est la pression partielle de He dans le ballon?
- Quelle est la pression partielle de  $O_2$  dans le ballon?
- Quelle est la fraction molaire de chacun de ces gaz?

*Réponse:* 2,07 g; 48,7 kPa; 52,6 kPa; 0,48 et 0,52

8. En laboratoire, on peut reproduire l'éruption d'un volcan miniature en chauffant du dichromate d'ammonium. Celui-ci se décompose violemment en émettant des étincelles très colorées:  $(NH_4)_2Cr_2O_7(s) \rightarrow N_{2(g)} + 4H_2O_{(g)} + Cr_2O_{3(s)}$

Vous utilisez 0,95 g de dichromate d'ammonium et vous recueillez les gaz formés dans un contenant de 15 dm<sup>3</sup>, à 23 °C.

- Déterminez la pression totale (kPa) dans le contenant.
- Déterminez les pressions partielles de  $N_2$  et de  $H_2O$ .

*Réponse:* 3,1 kPa; 0,62 kPa et 2,5 kPa

9. Calculez la masse molaire moyenne d'un mélange de  $H_2$ ,  $C_2H_4$  et  $C_2H_2$  pouvant être entièrement converti en  $C_2H_6$ .

*Réponse:* 15 g mol<sup>-1</sup>

10. La masse d'un mélange gazeux de  $N_2$  et  $H_2$  de volume 2 dm<sup>3</sup> (CNTP) est de 1 g. Calculez la fraction molaire de  $N_2$  dans le mélange.

*Réponse:* 0,35

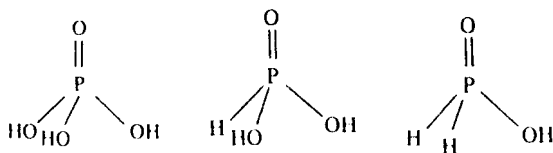
## Équations de procédés d'oxydoréduction

Si, historiquement, on a défini une oxydation comme un processus lors duquel il y a gain d'oxygène (et une réduction comme un processus lors duquel il y a perte en oxygène), les définitions modernes s'étendent à des réactions qui se déroulent en absence d'oxygène et qui impliquent plutôt un transfert d'électrons. Les oxydations sont des réactions lors desquelles il y a perte d'électrons, alors que les réductions sont des réactions au cours desquelles il y a gain d'électrons. Comme les électrons sont transférés d'une espèce chimique à une autre (une espèce capte les électrons libérés par l'autre), il ne peut y avoir réduction sans oxydation et vice versa.

Les réactions d'oxydo-réduction sont appelées les réactions qui se produisent avec un transfert ou un transfert complet d'électrons de certains atomes, molécules ou ions vers d'autres.

Les atomes, molécules ou ions qui donnent des électrons sont appelés *réducteurs* et leur état d'oxydation augmente, et ceux qui ajoutent des électrons sont appelés *oxydants* et leur état d'oxydation diminue. Dans les procédés d'oxydo-réduction, l'oxydant est réduit et le réducteur est oxydé.





Le nombre d'oxydation correspond au nombre de charges qu'aurait un atome dans une molécule (ou dans un composé ionique) si les électrons lui étaient complètement enlevés ou donnés. En général, lorsqu'ils forment des composés, les éléments placés dans la partie gauche du tableau périodique (métaux) ont tendance à donner des électrons, donc à avoir des nombres d'oxydation positifs alors que ceux à droite (les non-métaux) ont tendance à avoir des nombres d'oxydation négatifs. Dans le cas des corps simples, il n'y a aucune tendance de transfert d'électrons et le nombre d'oxydation est égal à zéro.

Le nombre d'oxydation peut être positif, négatif ou nul. Selon les recommandations de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (IUPAC), l'indice d'oxydation d'un élément dans une formule peut être indiqué en exposant **droit en chiffres romains**. Le nombre d'oxydation positif n'est pas indiqué par un signe positif et le nombre d'oxydation négatif est indiqué par un signe négatif placé avant le chiffre romain. L'état d'oxydation zéro peut être représenté par le chiffre 0 mais il est généralement omis (l'état d'oxydation zéro est parfois indiqué dans ce chapitre par souci de clarté). Si un élément apparaît avec plusieurs états d'oxydation dans la même formule, chaque symbole étant accompagné de son nombre d'oxydation, les symboles étant cités dans l'ordre croissant de ces nombres. Lorsqu'il n'est pas possible ou raisonnable de définir un état d'oxydation pour chaque membre individuel d'un groupe (ou d'un cluster), le niveau d'oxydation global du groupe doit être défini par une charge ionique formelle. Cela évite l'utilisation d'états d'oxydation fractionnaires. La charge ionique est indiquée par des chiffres arabes comme index supérieur droit. Il peut être positif ou négatif et est indiqué par exemple 2+ ou 2-. Il n'est jamais correct d'écrire des charges sous la forme +2 ou -2, ou ++, ou --. Lorsque la charge n'est pas indiquée, on suppose qu'elle est nulle. Si la formule est placée entre des marques englobantes, l'index supérieur droit est placé à l'extérieur des marques englobantes.

Dans les exemples présentés ci-dessous, les chiffres romains et arabes seront utilisés par commodité, car nous avons précisé ci-dessus que les premiers sont recommandés.

### ***Les règles d'attribution des nombres d'oxydation:***

1. Pour les éléments non combinés (c'est-à-dire à l'état élémentaire), chaque atome a un nombre d'oxydation égal à zéro. Ainsi, chaque atome dans H<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, Na, Be et P<sub>4</sub> a un nombre d'oxydation de zéro.
2. Lorsqu'ils sont combinés, les métaux ont toujours un nombre d'oxydation positif:
  - a) Tous les métaux alcalins ont un nombre d'oxydation de I.
  - b) Tous les métaux alcalino-terreux ont un nombre d'oxydation de II.
  - c) L'aluminium a un nombre d'oxydation de III dans tous ses composés.
3. Le nombre d'oxydation de l'oxygène dans la plupart des composés est de -II (par exemple, MgO et H<sub>2</sub>O). Cependant, dans les composés renfermant des liaisons O—O,

comme le peroxyde d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) et l'ion peroxyde ( $\text{O}_2^{\text{II}-}$ ), le nombre d'oxydation est de  $-I$ . Or,  $\text{OF}_2$ , le nombre d'oxydation est de  $II$ .

4. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est  $+1$ , sauf quand il est lié à un métal dans un composé binaire. Dans ce cas, par exemple dans  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$  et  $\text{AlH}_3$  son nombre d'oxydation est de  $-I$ .

5. Le fluor a un nombre d'oxydation de  $-I$  dans tous ses composés. Les autres halogènes ( $\text{Cl}$ ,  $\text{Br}$  et  $\text{I}$ ) ont des nombres d'oxydation de  $-I$  lorsqu'ils apparaissent comme ions halogénures dans leurs composés. Par contre, lorsqu'ils se combinent avec l'oxygène, ils ont des nombres d'oxydation positifs et variables.

6. Dans une molécule neutre, la somme des nombres d'oxydation de tous les atomes est égale à zéro.

7. Dans un ion polyatomique, la somme des nombres d'oxydation de tous les atomes de l'ion est égale à la charge de l'ion. Par exemple, dans l'ion ammonium,  $\text{NH}_4^+$ , la somme des nombres d'oxydation doit être de  $I$ . On peut donc trouver le nombre d'oxydation de l'azote, soit  $x$ , en résolvant  $x + 4(1+) = 1+$ . Donc  $-III$ .

1												18					
H +1-1											He						
2												13	14	15	16	17	
Li +1	Be +2											B +3	C +4+2 -4	N +5+4 +3+3 +1-3	O +2-1/2 -1-2	F -1	Ne
3												13	14	15	16	17	
Na +1	Mg +2											Al +3	Si +4-4	P +5+3 -3	S +6+4 +2-2	Cl +7+6 +5+4 +3+1 -1	Ar
3		4	5	6	7	8	9	10	11	12							
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +4+3 +2	V +5+4 +3+2	Cr +6+5 +4+3 +2	Mn +7+6 +5+4 +3+2	Fe +3+2	Co +3+2	Ni +2	Cu +2+1 +2	Zn	Ga +3	Ge +4-4	As +5+3 -3	Se +6+4 -2	Br +5+3 +1-1	Kr +4+2
3		4	5	6	7	8	9	10	11	12							
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +4	Nb +5+4	Mo +6+4 +3	Tc +7+6 +4	Ru +8+6 +4+3	Rh +4+3 +2	Pd +4+2	Ag +1	Cd +2	In +3	Sn +4+2	Sb +5+3 -3	Te +6+4 -2	I +7+5 +1-1	Xe +6+4 +2
3		4	5	6	7	8	9	10	11	12							
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +4	Ta +5	W +6+4 +3	Re +7+6 +3	Os +8+4	Ir +4+3	Pt +4+2	Au +3+1	Hg +2+1	Tl +3+1	Pb +4+2	Bi +5+3	Po +2	At -1	Rn

En utilisant les règles ci-dessus, il peut être facilement établi que dans les composés  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$  l'état d'oxydation de l'azote est:  $-III$ ,  $-II$ ,  $-I$ ,  $I$ ,  $II$ ,  $III$ ,  $IV$  et  $V$ .

Le manganèse peut exister sous plusieurs états d'oxydation:

il se trouve dans l'état (II) dans l'oxyde  $\text{MnO}$

à l'état d'oxydation (III) dans  $\text{Mn}_2\text{O}_3$

à l'état (IV) dans  $\text{MnO}_2$

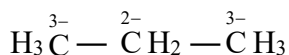
à l'état (V) dans  $\text{Na}_3\text{MnO}_4$

à l'état (VI) dans  $\text{K}_2\text{MnO}_4$

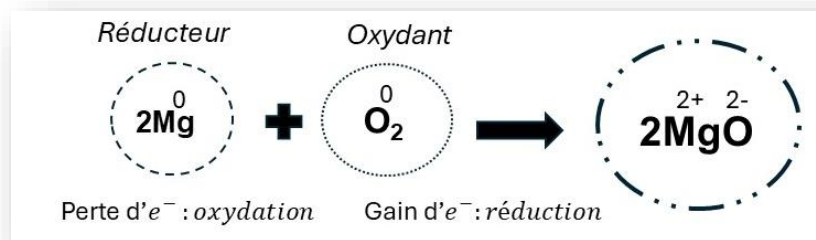
il atteint le nombre d'oxydation maximum possible (VII) dans  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

De la capacité des atomes de carbone dans les composés organiques à se lier entre eux pour former des chaînes qui peuvent être ouvertes ou fermées, droites ou ramifiées, à se lier avec d'autres atomes ou groupes d'atomes, à se lier entre eux par des liaisons simples, doubles ou triples. Il s'ensuit que l'état d'oxydation des atomes de carbone peut prendre des valeurs de 4- à 4+, par exemple  $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}(4-)$ ,  $\text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{C}(2-)$ ,  $\text{CCl}_4 \rightarrow \text{C}(4+)$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}(3-)$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}(1-)$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \rightarrow \text{C}(0)$ .

Dans les composés organiques, les atomes de carbone d'une même molécule peuvent avoir des états d'oxydation différents. Dans leur détermination, seules les liaisons des atomes de carbone avec les atomes d'autres éléments sont prises en compte, car les liaisons entre les atomes de carbone sont covalentes et il ne peut y avoir de mouvement d'électrons vers l'un ou l'autre d'entre eux, par exemple



Afin d'étudier une réaction d'oxydo-réduction, comme la réaction de combustion du magnésium, il faut dans un premier temps déterminer les nombres d'oxydation de tous les atomes présents:



Le magnésium et le dioxygène étant à l'état non combiné, leur nombre d'oxydation sera égal à zéro. Dans le composé  $\text{MgO}$ , le magnésium étant à l'état combiné, son nombre d'oxydation sera de 2+ (voir la règle 2) et l'oxygène aura un nombre d'oxydation de 2-. Comme le magnésium subit une perte d'électrons (il passe de l'état d'oxydation 0 à l'état d'oxydation 2+), il s'agit d'une oxydation. L'oxydation du magnésium est possible en raison de la présence de l'oxygène. L'oxygène joue ici le rôle d'oxydant. L'oxygène subit pour sa part un gain d'électrons (son état d'oxydation passe de 0 à 2-); c'est une réduction. Le magnésium permettant à l'oxygène de subir une réduction, il joue le rôle de réducteur.

Un oxydant est une substance qui permet l'oxydation: il gagne des électrons au cours de la réaction. Les espèces chimiques avides d'électrons sont donc de bons oxydants: c'est le cas des espèces chimiques qui renferment un élément ayant un nombre d'oxydation très élevé. Le vanadium, par exemple, peut prendre des nombres d'oxydation allant de 0 à 5+. Les composés renfermant un atome de vanadium dont le nombre d'oxydation est de 5+ seront donc de meilleurs oxydants que les composés qui renferment un atome de vanadium dont le nombre d'oxydation est de 1+ (Figure 9).

De plus, les éléments de droite du tableau périodique, lorsqu'ils ne sont combinés qu'entre à eux-mêmes (comme  $\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ), sont en général de bons oxydants.



Figure 9 Nombres d'oxydation possibles du vanadium. De gauche à droite: couleurs des solutions aqueuses de composés contenant du vanadium dans quatre états d'oxydation différents (II, III, IV, et V).

À l'inverse, un réducteur est une substance chimique qui permet la réduction: il perd des électrons au cours de la réaction. Les espèces chimiques pauvres en électrons ont donc tendance à être de bons réducteurs: c'est le cas des espèces chimiques qui renferment un élément ayant un nombre d'oxydation très faible. Par exemple, l'hydrogène pouvant prendre des nombres d'oxydation allant de 1- à 1+, les composés renfermant un atome d'hydrogène dont le nombre d'oxydation est de 1- seront de bons réducteurs. C'est le cas pour les hydrures de métaux, comme l'hydruire de sodium (NaH). De plus, les métaux, lorsqu'ils sont à l'état non combiné, sont en général de bons réducteurs.

Lors de l'équilibrage des équations des processus d'oxydoréduction, les méthodes de bilan électronique, de demi-réaction (méthode électron-ion) et de bilan matière sont le plus souvent utilisées.

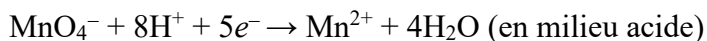
La méthode du bilan matière: La méthode est basée sur la loi de conservation de la masse établie pour la première fois par Antoine Lavoisier (1743-1794) en 1789. Puisque la masse totale reste constante lors d'une réaction chimique, l'équation équilibrée doit obéir à la loi de conservation de la masse en ayant le même nombre d'atomes de chaque côté de la réaction. Les coefficients stœchiométriques avant les formules des composés peuvent être déterminés à l'aide d'un ensemble d'équations algébriques linéaires de l'équilibre élémentaire qui, à leur tour, représentent la loi de conservation de la masse. L'avantage de cette méthode est qu'elle est basée sur la loi fondamentale et qu'elle peut être utilisée pour équilibrer toutes sortes de réactions.



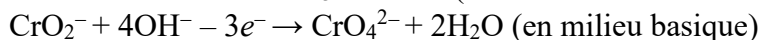
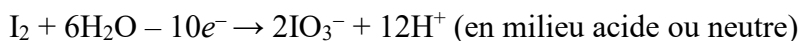
**Méthode de demi-réactions:** La méthode est basée sur les demi-réactions d'oxydation et de réduction du processus redox. Un avantage de la méthode est que, contrairement à la méthode de la balance électronique, qui utilise des états d'oxydation formels, la méthode de la demi-réaction utilise des charges réelles sur les ions. Un inconvénient de la méthode est qu'elle ne peut être utilisée que pour des processus redox se déroulant dans un environnement aqueux.

Lors de la composition des demi-réactions, les électrolytes forts sont écrits sous forme d'ions, et les électrolytes faibles, les gaz et les précipités sont écrits sous forme de molécules. Les schémas incluent les particules qui présentent des propriétés oxydantes ou réductrices, ainsi que les particules qui caractérisent l'environnement. Le milieu acide est déterminé par les ions  $H^+$ , le milieu alcalin par les ions  $OH^-$  et le milieu neutre par les molécules  $H_2O$ .

La liaison de l'oxygène du comburant se déroule différemment dans les milieux acides, neutres et alcalins. Dans un environnement acide, les atomes d'oxygène du comburant se combinent avec des ions hydrogène, ce qui conduit à la formation de molécules d'eau, et dans un environnement neutre et alcalin, avec des molécules d'eau, ce qui conduit à la formation d'ions hydroxyde. Par exemple,



Dans un environnement acide et neutre, le réducteur ajoute des atomes d'oxygène aux dépens des molécules d'eau, ce qui conduit à la formation d'ions hydrogène, et dans un environnement alcalin - aux dépens des ions hydroxyde avec formation de molécules d'eau. Par exemple,



L'application de la méthode comprend les étapes suivantes:

1. Compilation de la forme ionique de la réaction correspondante et détermination de l'oxydant et du réducteur.

2. Compilation des schémas de demi-réactions d'oxydation et de réduction impliquant les ions et les molécules réellement existants.

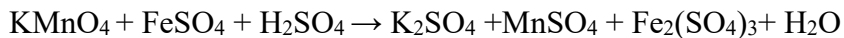
3. Alignement des atomes de chaque élément sur les côtés gauche et droit de chaque demi-réaction.

4. Égaliser les charges dans les deux parties de chaque demi-réaction en ajoutant ou en soustrayant le nombre requis d'électrons sur le côté gauche ou droit de la demi-réaction.

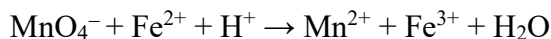
5. Sélection de multiplicateurs pour égaliser le nombre d'électrons acceptés par le comburant avec le nombre d'électrons donné par le réducteur.

6. Sommation des demi-réactions.

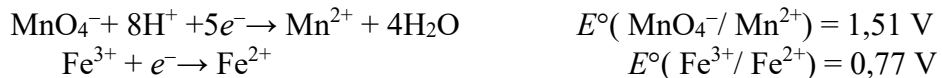
L'application de la méthode de la demi-réaction est illustrée par la réaction d'oxydation de  $\text{FeSO}_4$  avec  $\text{KMnO}_4$ . Il comprend les substances de départ et produits suivants



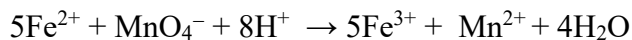
Sous forme ionique, la réaction prend la forme



Les deux demi-réactions sont



Les valeurs des potentiels standards montrent que  $\text{Fe}^{2+}$  est converti en  $\text{Fe}^{3+}$  et  $\text{MnO}_4^-$  en  $\text{Mn}^{2+}$ . Afin d'avoir un bilan d'électrons donnés et reçus, il faut multiplier la demi-réaction  $\text{Fe}^{2+} - \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}$  par 5. La sommation des deux demi-réactions donne



Lors de la représentation de la réaction sous forme moléculaire, les coefficients stoechiométriques doivent être doublés car le nombre d'ions  $\text{Fe}^{3+}$  doit être pair. La réaction équilibrée est



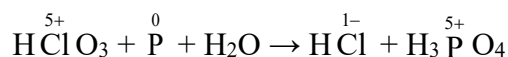
La méthode de la balance électronique est plus universelle, car elle permet, bien que sur une base formelle, de déterminer les coefficients des processus d'oxydo-réduction se produisant à la fois dans des systèmes homogènes et hétérogènes.

Lors de l'élaboration des équations des processus d'oxydo-réduction, il est nécessaire d'observer la séquence suivante:

1. Écrire correctement les formules des substances de départ et des produits de la réaction:

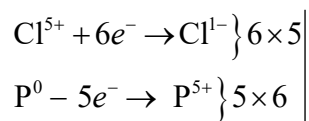


2. Pour déterminer correctement le degré d'oxydation des éléments dans lesquels il change:



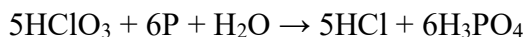
3. Cependant, toutes les molécules des corps qui entrent en réaction et qui en résultent sont neutres du point de vue électrique. Pour cette raison, le nombre total

d'électrons cédés au cours de la réaction par le réducteur doit être égal au nombre total d'électrons gagnés par l'oxydant. Nous trouvons ainsi les principaux coefficients de l'équation, ceux de l'oxydant et du réducteur:



Si le nombre d'électrons donnés par le réducteur et accepté par l'oxydant est pair, les coefficients stœchiométriques sont déterminés par leur plus petit commun multiple.

4. Les coefficients trouvés sont placés devant l'oxydant et le réducteur dans les deux parties de l'équation



5. Le nombre d'atomes d'hydrogène du côté droit de l'équation détermine le nombre de molécules d'eau du côté gauche

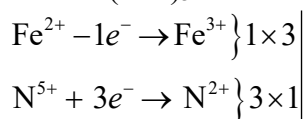
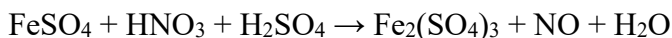


6. En vérifiant l'oxygène nous nous assurons que l'équation a été équilibrée correctement. Dans le cas considéré, ils sont 24 ( $5 \cdot 3 + 9 = 6 \cdot 4$ )

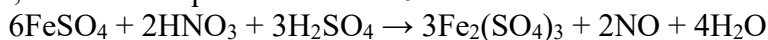
Les réactions d'oxydo-réduction peuvent être divisées en trois groupes:

I. Réactions intermoléculaires:

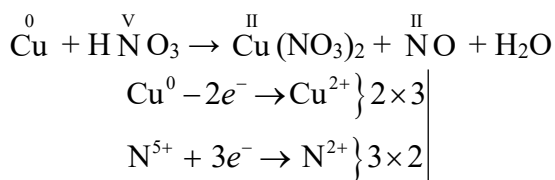
1.1. Si les coefficients déterminés à la suite de l'équilibre électronique sont impairs et qu'un nombre pair d'atomes est requis, les coefficients sont doublés, par exemple



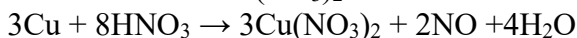
Dans ce cas, pour les raisons évoquées ci-dessus, les coefficients trouvés sont doublés, c'est-à-dire qu'il deviennent 6 et 2.



1.2. Parfois, certaines molécules d'agent oxydant ou réducteur sont utilisées pour la formation de sel, par exemple

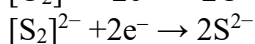
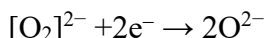


D'après la balance électronique, on peut voir que seules deux des molécules d'acide nitrique participent au processus d'oxydo-réduction et que les six autres sont utilisées pour former trois molécules  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

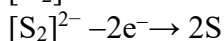
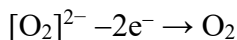


1.3. Les composés  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2$  et les disulfures métalliques contiennent les ions  $[\text{S}-\text{S}]^{2-}$  et  $[\text{O}-\text{O}]^{2-}$ , donc l'état d'oxydation de chaque atome d'oxygène ou de soufre formant la chaîne donnée est égal à 1-. Par conséquent, ces composés peuvent être à la fois des agents oxydants et des agents réducteurs.

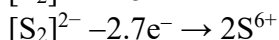
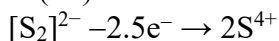
a) les oxydants



b) les réducteurs



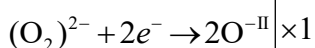
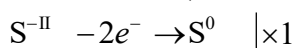
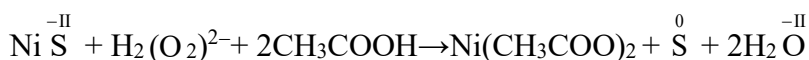
Selon la nature du comburant et les conditions de réduction, le soufre peut être oxydé jusqu'à S(IV) et S(VI)



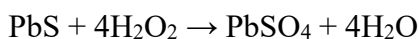
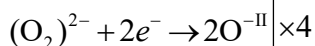
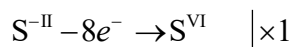
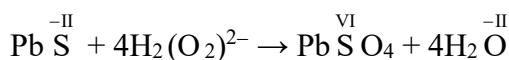
L'oxydant (ou le réducteur) est une combinaison peroxydée. Ainsi, dans l'eau oxygénée H-O-O-H l'oxygène étant essentiellement divalent présente la valence négative -1.

➤ Un oxydant

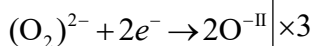
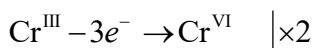
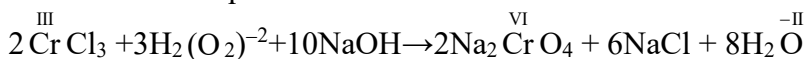
– en milieu acide



– en milieu neutre

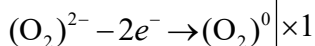
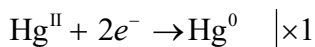
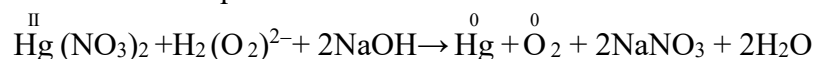


– en milieu basique

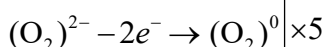
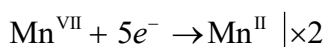
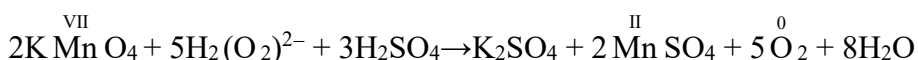


➤ Un réducteur

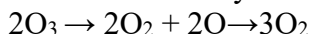
– en milieu basique



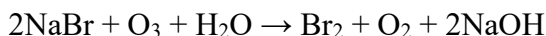
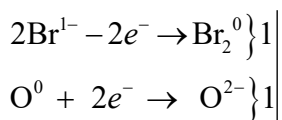
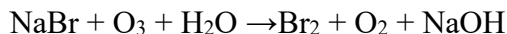
– en milieu acide



1.4. L'ozone est un oxydant puissant. Il s'effondre selon le schéma:

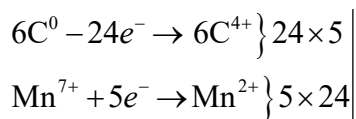
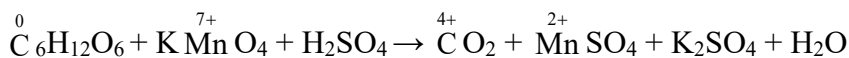
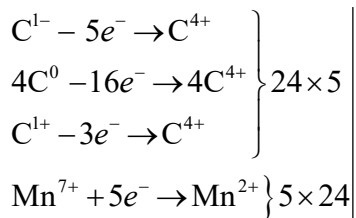
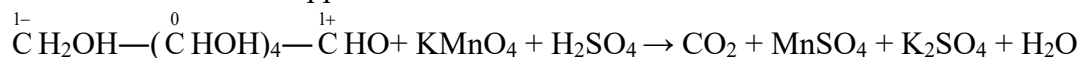


Par conséquent, l'ozone peut être représenté comme suit:  $\text{O}_3^0 = \text{O}_2^0 \cdot \text{O}^0$ . C'est-à-dire l'action oxydante de l'ozone est due à l'oxygène atomique. Un exemple est donné ci-dessous:

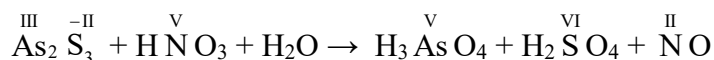


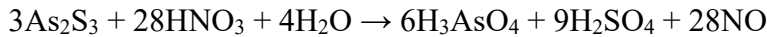
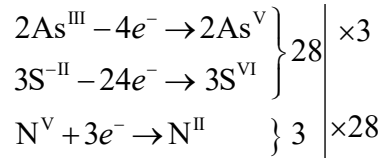
1.5. Équations impliquant des composés organiques.

Deux approches sont possibles. Dans la première, les états d'oxydation de chaque atome de carbone dans un radical donné sont déterminés, en tenant compte du fait que les liaisons entre les atomes de carbone ne contribuent pas à l'état d'oxydation. Par exemple, dans  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , les atomes de carbone peuvent se voir attribuer les états d'oxydation suivants:  $\overset{1-}{\text{C}}\text{H}_2\text{OH} - (\overset{0}{\text{C}}\text{HOH})_4 - \overset{1+}{\text{C}}\text{HO}$ . La deuxième approche considère la molécule dans son ensemble et les atomes de carbone ont le même état d'oxydation  $\overset{0}{\text{C}}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Les deux approches conduisent au même résultat.

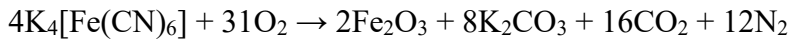
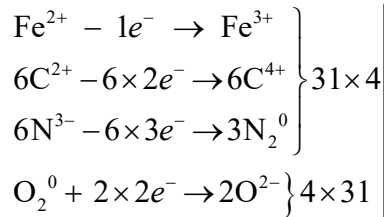
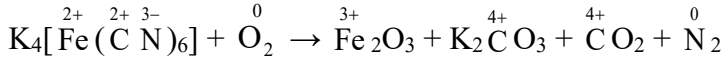


1.6. Dans certains cas, les atomes dans un état d'oxydation positif et négatif sont oxydés simultanément dans une molécule:

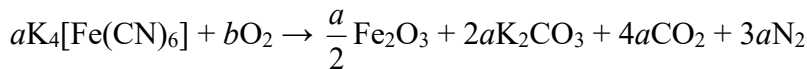




1.7. Alignement d'équations impliquant des composés de coordination:



➤ Pour appliquer la méthode du bilan matière, le facteur devant  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  est pris comme  $a$  et le facteur devant  $\text{O}_2$  est pris comme  $b$ . Alors les coefficients devant toutes les substances sont

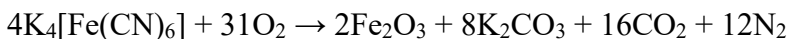


Pour retrouver les valeurs des coefficients stoechiométriques, il suffit d'établir l'équation du bilan matière des atomes d'oxygène, à savoir:

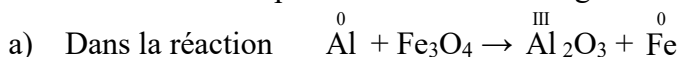
$$2b = 3 \frac{a}{2} + 2a \times 3 + 4a \times 2$$

D'où  $4b = 31a$  ou  $b = \frac{31}{4}a$

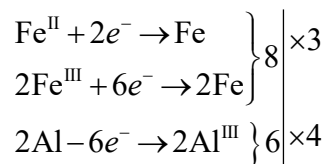
Après avoir remplacé cette valeur et multiplié les parties gauche et droite par un facteur de 4, on obtient:

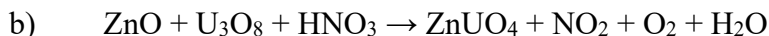


1.8. Réactions d'oxydo-réduction impliquant des composés dans lesquels les atomes d'un élément donné présentent différents degrés d'oxydation:

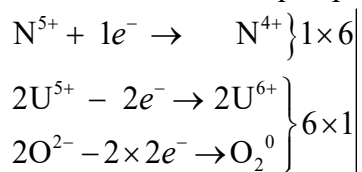


$\text{Fe}_3\text{O}_4$  peut être représenté par  $\text{Fe}^{\text{II}}\text{O} \cdot \text{Fe}_2^{\text{III}}\text{O}_3$ . Ensuite, le schéma de la balance électronique est

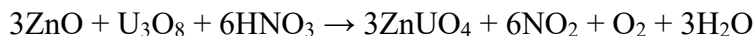




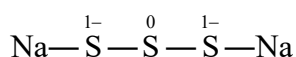
$\text{U}_3\text{O}_8$  est également un oxyde mixte  $\text{U}_2\text{O}_5 \cdot \text{UO}_3$  auquel participent U(V) et U(VI).



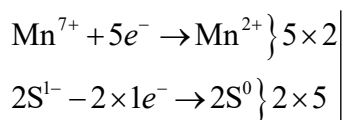
Dans ce cas, U(VI) ne change pas son état d'oxydation, donc le coefficient devant  $\text{ZnUO}_4$  est de 3.



Dans le composé  $\text{Na}_2\text{S}_3$ , les atomes de soufre ont différents états d'oxydation comme indiqué ci-dessous



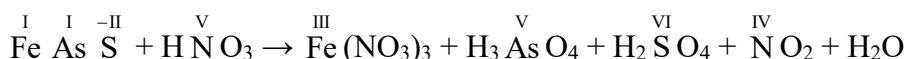
L'un d'eux est à l'état d'oxydation nul, puisque les liaisons entre atomes identiques ne contribuent pas à l'état d'oxydation. Le schéma de la balance électronique a la forme suivante



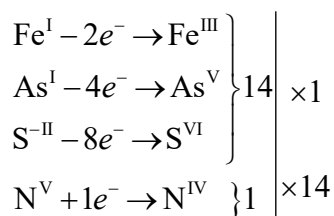
Le coefficient avant S sur le côté droit inclut les cinq atomes  $\text{S}^0$ , qui ne changent pas leur état d'oxydation



d) Parfois, les indices d'oxydation de certains éléments doivent être déterminés sur la base d'hypothèses formelles, par exemple dans la réaction



pour conserver la règle de neutralité pour  $\text{FeAsS}$ , les nombres d'oxydation de Fe et d'As doivent être acceptés comme étant égaux à I bien que de tels nombres d'oxydation ne soient pas typiques pour ces éléments (le nombre d'oxydation de S dans les sulfures est -II). Ensuite, le schéma de la balance électronique peut être représenté comme

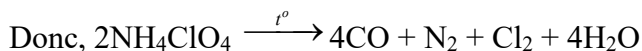
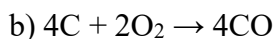
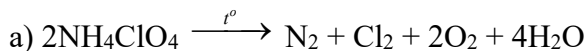


Trois molécules de  $\text{HNO}_3$  participent à la formation d'une molécule de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  et 14 au processus rédox. Ainsi, le coefficient de  $\text{HNO}_3$  est de 17. La réaction équilibrée est

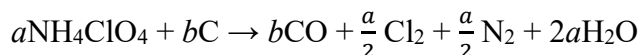


### 1.9. L'équation $\text{NH}_4\text{ClO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ne peut pas être équilibrée à l'aide de la méthode de la balance électronique car il s'agit de la somme de deux réactions parallèles:



En utilisant la méthode de la balance électronique, l'équation totale peut être équilibrée même sans connaître le mécanisme de réaction. Il suffit de supposer que le coefficient stoechiométrique devant  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  est  $a$ , et le coefficient devant  $\text{C}$  – est  $b$ . Alors les coefficients de l'équation de somme sont:



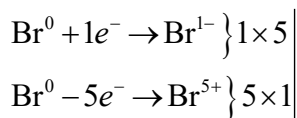
L'équilibre des atomes d'oxygène conduit à l'équation  $4a = b + 2a$ , d'où  $b = 2a$

Après avoir remplacé  $b = 2a$  dans l'équation et raccourci les deux parties de  $a$ , nous obtenons:  $\text{NH}_4\text{ClO}_4 + 2\text{C} \rightarrow 2\text{CO} + \frac{1}{2}\text{Cl}_2 + \frac{1}{2}\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Pour obtenir des coefficients stoechiométriques entiers, les deux parties de l'équation sont multipliées par 2, c'est-à-dire

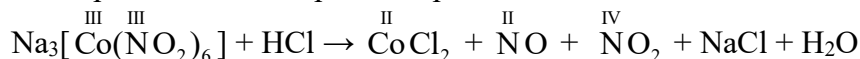


2. Les deux éléments, celui qui cède et celui qui gagne les électrons se trouvent dans la même molécule. On classe ici les cas de désintégration de la matière en combinaisons d'un même élément présentant simultanément une valence supérieure et une valence inférieure. Pour trouver les coefficients principaux on considère des phénomènes analogues comme se déroulant de droite à gauche.

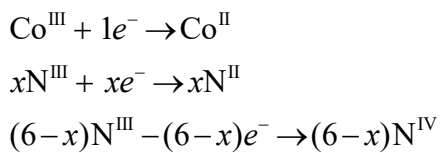


La première équation électronique montre que le brome est un agent oxydant, et la seconde montre qu'il est un agent – réducteur.

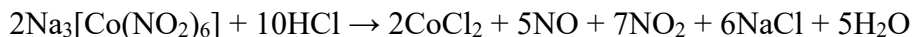
Parfois, dans un composé, la disproportion s'accompagne de la participation d'un autre atome au processus redox, par exemple



Le nombre total d'atomes d'azote sur le côté gauche est de 6. Dans la réaction, Co et une partie des atomes d'azote ( $x$ ) agissent comme agents oxydants et une autre partie ( $6 - x$ ) des atomes d'azote agit comme agent réducteur. Alors le schéma de la balance électronique est

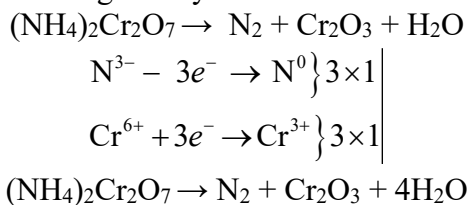


Puisque le nombre d'électrons gagnés et perdus doit être égal à  $1 + x = 6 - x$  et  $x = 2,5$ . Alors  $(6 - x) = 3,5$ . Pour éviter les valeurs fractionnaires, les coefficients 2,5 et 3,5 doivent être multipliés par deux. Par conséquent, 5 atomes d'azote agissent comme agents oxydants et 7 atomes d'azote agissent comme agents réducteurs. Ainsi, les coefficients avant NO et NO<sub>2</sub> sont respectivement 5 et 7 (au total 12) et le coefficient avant Na<sub>3</sub>[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>] est deux. Les électrons gagnés sont au nombre de 7 (2 électrons de Co<sup>3+</sup> → Co<sup>2+</sup> et 5 électrons de N<sup>3+</sup> → N<sup>2+</sup>) et les électrons perdus sont également au nombre de 7. La réaction équilibrée est



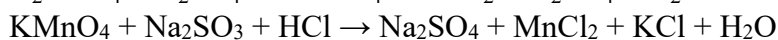
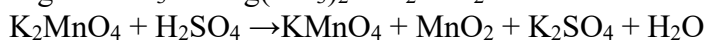
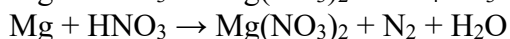
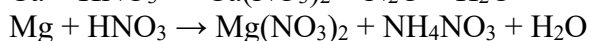
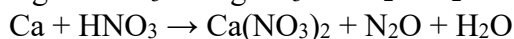
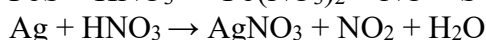
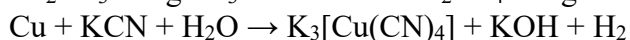
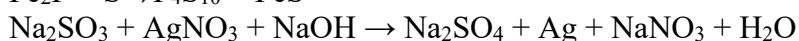
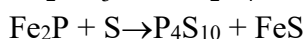
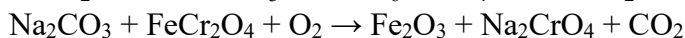
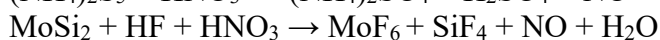
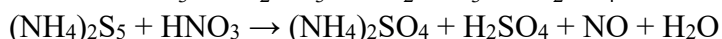
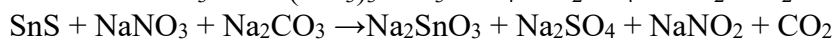
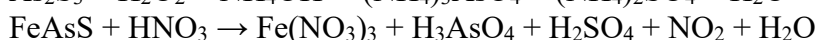
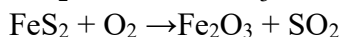
### 3. Réactions d'oxydo-réduction intramoléculaires.

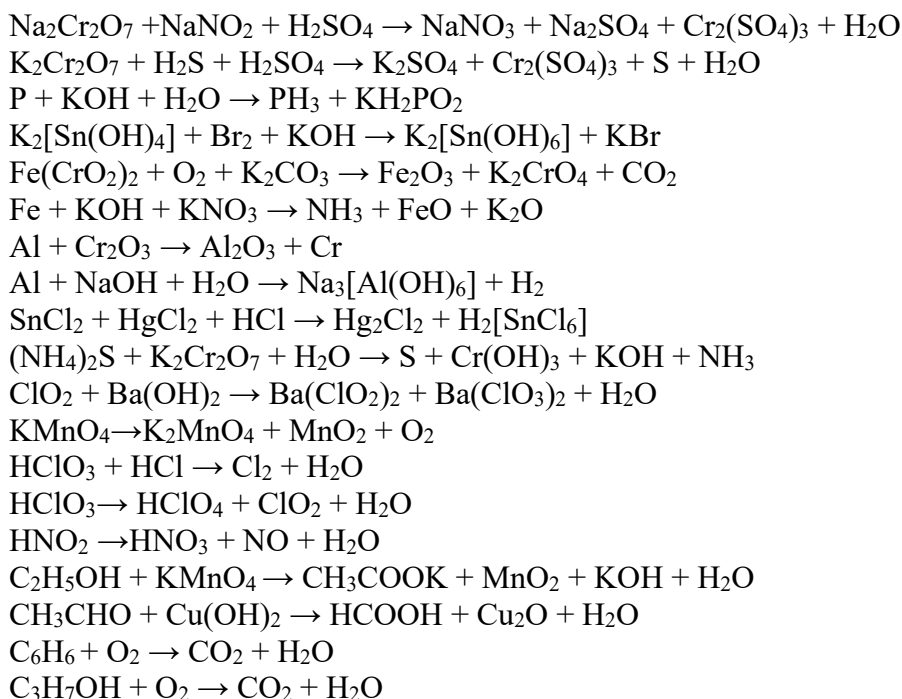
Ce groupe comprend les réactions dans lesquelles une partie constitutive de la molécule remplit la fonction d'agent oxydant et l'autre – celle d'un agent réducteur:



#### Exercices non résolus:

1. Équilibrer les équations suivantes:

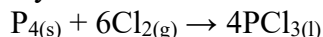




### Les équations chimiques

L'alchimiste du Moyen Âge qui triturerait des mélanges de substances en espérant la transmutation du plomb en or fait toujours partie de notre imaginaire et c'est encore bien souvent la caricature que l'on fait du chimiste. Mais, bien évidemment, la chimie moderne dépasse ce cadre très étroit. En effet, il existe un nombre inimaginable de réactions se produisant dans la nature: chaque activité de tout être vivant est régie par des réactions chimiques minutieusement réglées.

La réaction du chlore ( $\text{Cl}_2$ ) avec le phosphore ( $\text{P}_4$ ) est violente: le phosphore s'enflamme immédiatement en produisant du trichlorure de phosphore ( $\text{PCl}_3$ ) (Figure 10). On symbolise cette réaction à l'aide d'une équation chimique équilibrée:



Dans une équation chimique, les réactifs sont, par convention, à gauche de la flèche, et les produits se situent à droite:

réactifs → produits



Figure 10  $\text{PCl}_3$  est considéré comme très toxique et corrosif, une concentration de 600 ppm est létale en seulement quelques minutes. La production industrielle de trichlorure de phosphore est contrôlée par la Chemical Weapons Convention.

Les nombres relatifs de molécules, d'ions ou de composés ioniques de réactifs et de produits, les coefficients stoechiométriques, sont placés devant la formule de chaque substance.

Au XVIII<sup>e</sup> siècle, le grand chimiste français Antoine-Laurent de Lavoisier (né en 1743, guillotiné en 1794) a énoncé la loi de la conservation de la matière, formulée dans cet aphorisme devenu classique: « Rien ne se perd, rien ne se crée ». La masse totale des produits formés est égale à la masse totale des réactifs consommés. Cette loi stipule que si l'on a au départ 10 g de produits. Elle signifie aussi que s'il y a un certain nombre d'atomes d'un élément particulier dans les réactifs, on retrouve ce même nombre dans les produits. Revenant à la réaction du chlore et du phosphore, la loi de la conservation de la matière stipule qu'une molécule de phosphore (4 atomes P) et 6 molécules diatomiques de chlore (12 atomes Cl) sont nécessaires pour former 4 molécules de  $\text{PCl}_3$  (4 atomes P et 12 atomes Cl, au total).

En appliquant le même raisonnement, l'équation équilibrée de la réaction de l'aluminium avec le brome s'écrit:

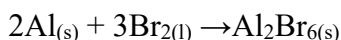


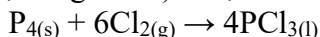
Figure 11 La réaction de l'aluminium et du brome.

Les coefficients stoechiométriques peuvent s'appliquer aussi bien aux nombres de moles d'atomes ou de molécules qu'aux nombres d'atomes ou de molécules. Ainsi, l'équation précédente signifie aussi que 2 mol d'aluminium (Al) se combinent avec 3 mol de brome ( $\text{Br}_2$ ) pour former 1 mol de bromure d'aluminium ( $\text{Al}_2\text{Br}_6$ ) (Figure 11).

### Les calculs impliquant des masses

Comme vous venez de le voir, une équation est équilibrée à partir de la quantité d'atomes mis en jeu dans la réaction chimique. Mais, compte tenu des relations qui existent entre les nombres d'atomes ou de moles d'atomes et les masses

correspondantes, elle permet aussi d'aborder les réactions chimiques en termes de masse de réactifs ou de masses de produits. Pour illustrer le passage des quantités (mol) aux masses, considérez de nouveau l'exemple de la formation de  $\text{PCl}_3$  à partir de ses éléments et supposez qu'au départ vous disposiez d'une mole de phosphore ( $\text{P}_4$ ,  $M=123,895 \text{ g mol}^{-1}$ ) soit, en arrondissant, 124 g (Tableau 3). L'équation équilibrée:



Indique que six moles de chlore ( $\text{Cl}_2$ ,  $M=70,9054 \text{ g mol}^{-1}$ ), soit 425 g, sont consommées et qu'il s'est formé quatre moles de  $\text{PCl}_3$  ( $M=137,332 \text{ g mol}^{-1}$ ) ou 549 g.

Tableau 3 Les relations entre les quantités (mol) et les masses dans la réaction.

	$\text{P}_{4(s)}$	$6 \text{Cl}_{2(g)}$	$4 \text{PCl}_{3(l)}$
Quantités initiales (mol)	1	6	0
Variation (mol)	-1	-6	4
Quantités finales (mol)	0	0	4
Masse initiale (g)	124	425	0
Variation (g)	-124	-425	0
Masse finale (g)	0	0	549

Ce tableau montre les relations qui existent entre une mole de phosphore et les autres quantités de substances, exprimées en moles ou en grammes. L'équation chimique indique encore plus que ces relations mettent les coefficients en présence: en effet, elle s'applique à n'importe quelle quantité initiale de phosphore. Si l'on avait supposé, par exemple,  $10^{-2}$  mol de phosphore au lieu d'une, tous les nombres du tableau ci-dessus auraient été divisés par 100.

Exemples:

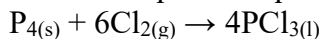
1. Le phosphore ( $\text{P}_4$ ) et le chlore réagissent pour donner du trichlorure de phosphore.

a) Calculez la masse de chlore qui se combine à 1,45 g de phosphore.

b) Calculez la masse de trichlorure de phosphore formé dans ces conditions.

Solution:

Écrivez l'équation équilibrée. C'est toujours la première étape à effectuer.



Convertissez les masses en quantités (mol).  $n(\text{P}_4) = 1,45 / 123,895 = 0,0117 \text{ mol}$

Faites intervenir les coefficients stœchiométriques de l'équation équilibrée. On sait que six moles de  $\text{Cl}_2$  réagissent avec une mole de  $\text{P}_4$ .

$$n(\text{Cl}_2) = 0,0117 \cdot 6 = 0,0702 \text{ mol}$$

Convertissez les quantités (mol) en masse.  $m = n \cdot M = 0,0702 \cdot 70,9054 = 4,98 \text{ g}$ .

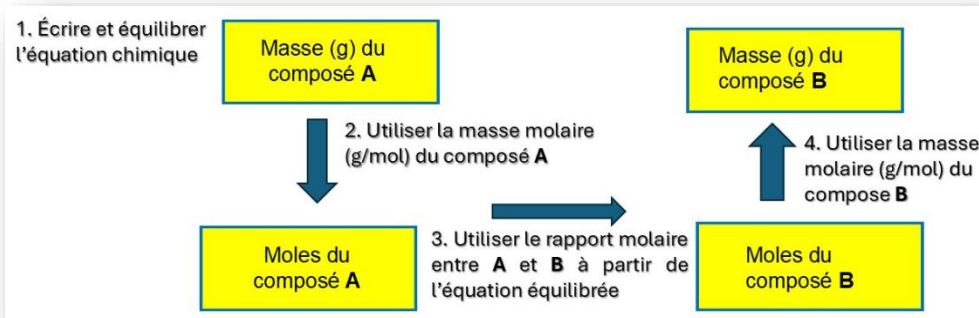
1,45 g de phosphore a réagi avec 4,98 g de chlore. À cause de la loi de la conservation de la matière, on déduit qu'il s'est formé  $(1,45 + 4,98) = 6,43 \text{ g}$  de  $\text{PCl}_3$ . On peut aussi arriver à ce résultat en suivant le processus précédent.

Faites intervenir les coefficients stœchiométriques de l'équation équilibrée. On sait qu'une mole de  $\text{P}_4$  donne quatre moles de  $\text{PCl}_3$ .

$$n(\text{PCl}_3) = 0,0117 \cdot 4 = 0,0468 \text{ mol}$$

Convertissez les quantités (mol) en masses.  $m(\text{PCl}_3) = 0,0468 \cdot 37,332 = 6,43 \text{ g}$

Méthode des moles: Il s'agit d'une approche basée sur les coefficients stœchiométriques d'une équation chimique qui peuvent être interprétés comme le nombre de moles de chaque substance.



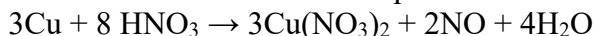
2. On attaque par l'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  2 g d'une feuille d'or rose (or « joaillier ») qui est un alliage constitué principalement d'or et de cuivre. Seul, le cuivre contenu dans cet alliage réagit. Les produits de cette réaction sont le nitrate de cuivre  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , le gaz  $\text{NO}$  qui se dégage et l'eau.

a) Égalisez la réaction;

b) Après réaction complète du cuivre, on forme à partir de 2 g de l'alliage, 0,387 g de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Quel est, en masse et en quantité de matière, le pourcentage de cuivre contenu dans cet alliage?

*Solution:*

Les coefficients stœchiométriques de cette réaction sont:



3 mol de Cu conduisent à 3 mol de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,

$$n_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} / M_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = (0,387 / 187,5) \cdot 63,5 = 0,131 \text{ g.}$$

% Cu en masse =  $(m_{\text{Cu}} / m_{\text{alliage}}) \cdot 100 = (0,131 / 2) \cdot 100 = 6,6$ . Dans 2 g d'or rose, on trouve donc, 0,131 g de Cu soit  $n_{\text{Cu}} = 0,131 / 63,5 = 2,06 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$$1,869 \text{ g de Au soit } n_{\text{Au}} = 1,869 / 197 = 9,49 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\% \text{ Cu en quantité de matière} = (2,06 / (9,49 + 2,06)) \cdot 100 = 17,8\%$$

3. L'oxydation de l'aluminium par l'oxygène conduit à la formation d'oxyde d'aluminium:  $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

a) Calculez le nombre de moles de  $\text{O}_2$  nécessaire pour oxyder complètement 6 mol de Al ; b) Calculez la masse de produit formé.

*Solution:*

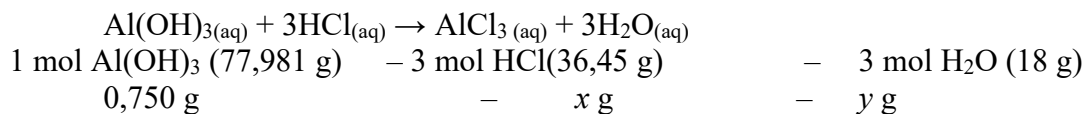
$$\begin{array}{lcl} 4 \text{ mol Al} & - & 3 \text{ mol O}_2 \\ 6 \text{ mol} & - & x \text{ mol,} \end{array} \quad x = 4,5 \text{ mol O}_2$$

$$\begin{array}{lcl} 4 \text{ mol Al} & - & 2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \\ 6 \text{ mol} & - & x \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \end{array} \quad x = 3 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

$$n = m/M, m = 3 \cdot 101,96 = 3 \times 10^2 \text{ g}$$

4. On fait réagir  $\text{Al}(\text{OH})_3$  avec  $\text{HCl}$ .
- Équilibrez l'équation de la réaction.
  - Calculez la masse de  $\text{HCl}$  qui réagit avec 0,750 g de  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .
  - Calculez la masse d'eau produite.

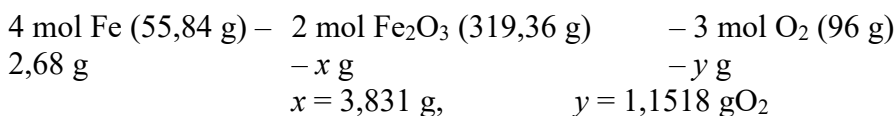
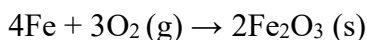
*Solution:*



$$x = 1,052 \text{ g HCl}, \quad y = 0,519 \text{ g H}_2\text{O}$$

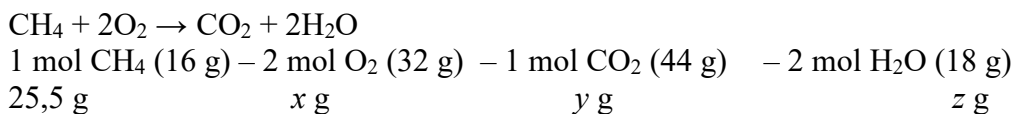
5. Lorsque le fer réagit avec l'oxygène, il se forme de l'oxyde de fer(III).
- Équilibrez l'équation de cette réaction.
  - Quelle masse d'oxyde de fer(III) est produite quand un clou ordinaire en fer (on suppose qu'il est pur) de 2,68 g s'oxyde complètement?
  - Quelle masse de  $\text{O}_2$  sera consommée?

*Solution:*



6. Le méthane ( $\text{CH}_4$ ) brûle en présence d'oxygène.
- Équilibrez l'équation de la réaction.
  - Calculez la masse de  $\text{O}_2$  nécessaire pour brûler complètement 25,5 g de méthane.
  - Quelle est la masse totale de produits formés?

*Solution:*



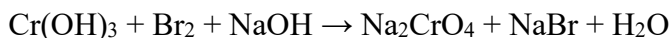
$$x = 102 \text{ g O}_2, \quad y = 70,125 \text{ g CO}_2, \quad z = 57,375 \text{ g H}_2\text{O}$$

### *Exercices non résolus*

1. Calculez la masse de  $\text{O}_2$  nécessaire pour que 454 g de propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) brûlent complètement. Calculez les masses des produits formés.

*Réponse:* 1,65 kg, 1,36 kg, 0,74 kg

2. Égalisez la réaction



et calculez la masse (en g) de brome nécessaire pour obtenir 40 g  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ .

*Réponse:* 59,2 g

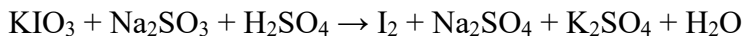
3. Quelle sera la masse (en g) de  $\text{NO}_2$  obtenu selon la réaction



si on utilise 60 g PbS.

Réponse: 23,1 g

4. Équilibrez la réaction suivante



et déterminez quelle est quantité (en g) de  $\text{I}_2$  obtenu par 12 g de  $\text{KIO}_3$ .

Réponse: 7,12 g

5. Quel volume 63%  $\text{HNO}_3$  ( $\rho=1,4 \text{ g cm}^{-3}$ ) est nécessaire pour obtenir 10 g  $\text{HIO}_3$  selon la réaction:  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Réponse: 6,76  $\text{cm}^3$

### Le rendement d'une réaction

On peut calculer la quantité de produit obtenue à l'issue d'une réaction chimique en se servant des relations découlant de son équation. C'est ce que l'on a fait dans la section précédente: tous les résultats, qu'ils soient exprimés en quantités (mol) ou en masses, sont théoriques et correspondent aux quantités maximales que l'on peut espérer de la réaction. La réalité est tout autre. L'isolation des produits du mélange réactionnel, leur purification et leur récupération font en sorte que du produit est perdu. En plus,

- bon nombre de réactions ne sont pas complètes, c'est-à-dire qu'il reste dans le mélange réactionnel une certaine quantité de tous les réactifs;
- des réactions secondaires indésirables aboutissant à des produits non attendus consomment une certaine quantité de réactifs, qui ne peut donc se transformer en produit désiré.

Pour toutes ces raisons, la masse réelle de produit obtenue lors d'une expérience est inférieure à la masse théorique. On appelle le rendement d'une réaction le rapport entre la masse réelle et la masse théorique. Il est souvent exprimé en pourcentage:

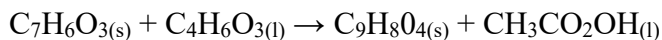
$$\text{Rendement} = \frac{\text{masse réelle}}{\text{masse théorique}} \cdot 100\%$$

Et est généralement publié par l'équipe qui, la première, a mis au point l'expérience. Il donne une indication quantitative sur ce à quoi peut s'attendre tout chimiste qui reproduit la réaction.

Le pourcentage de rendement peut varier d'une fraction de 1% à 100%. Toutefois, les chimistes cherchent toujours à obtenir le pourcentage maximal. Ce pourcentage peut être influencé par la température et la pression. Ces facteurs sont étudiés plus loin. Il arrive que le rendement obtenu soit plus élevé que le rendement théorique : le pourcentage de rendement est donc supérieur à 100%. Dans ces cas, on attribue le résultat à un manque de pureté du produit final. En effet, la présence d'impuretés (produit de départ, produits de réactions secondaires, etc.) peut gonfler artificiellement le rendement, d'où l'importance d'avoir recours à certaines méthodes d'analyse chimique pour évaluer la pureté du produit.

### Exemples:

1. En laboratoire, on peut fabriquer de l'aspirine en faisant réagir de l'acide salicylique et de l'anhydride acétique en excès.



À partir de 14,4 g d'acide salicylique, on réussit à récupérer 6,26 g d'aspirine. Quel est le rendement de la réaction?

*Solution:*

$$n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 14,4 / 138,123 = 0,1042 \text{ mol}$$

Le nombre maximal de moles d'aspirine que l'on peut espérer obtenir est égal au nombre initial de moles d'acide salicylique, puisque leurs coefficients stoechiométriques sont égaux.

Convertissez les quantités (mol) en masses:  $0,1042 \cdot 180,160 = 18,78 \text{ g}$

$$\text{Calculez le rendement: } \% \text{ Rendement} = \frac{6,26}{18,78} \cdot 100 = 33,3\%$$

*L'une des informations importantes lors de l'analyse d'une expérimentation*

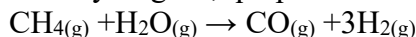
$$\text{pourcentage de rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}} \times 100$$

*Ce qui a vraiment été obtenu*

*Le maximum qui aurait pu être obtenu*

### Exercices non résolus

- La réaction du méthane avec l'eau est un des procédés de préparation de l'hydrogène, qui peut être utilisé comme carburant:



Un mélange initial renferme 995 g de méthane et 2510 g d'eau.

- Quel est le réactif limitant de cette réaction?
- En supposant que la réaction est complète, quelle masse de  $\text{H}_2$  sera formée?
- Quelle masse du réactif en excès restera-t-il à la fin de la réaction?

*Réponse:*  $\text{CH}_4$ , 375 g,  $1,39 \times 10^3 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{O}$

- On peut préparer de l'ammoniac à partir d'un oxyde métallique, tel que l'oxyde de calcium, et de chlorure d'ammonium:



Si vous mélangez 112 g de  $\text{CaO}$  et 224 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,

- quelle masse de  $\text{NH}_3$  sera formée,
- Quelle masse du réactif en excès restera-t-il à la fin de la réaction?

*Réponse:* 68 g de  $\text{NH}_3$ , 10 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$

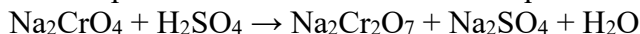
- Le principal minerai de chrome est la chromite de formule  $\text{FeCr}_2\text{O}_4$ .

- Quel est le pourcentage en masse de chrome contenu dans la chromite?
- La préparation de dérivés du chrome comme le chromate de sodium  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  est réalisée par oxydation en milieu basique de la chromite selon la réaction:  

$$\text{FeCr}_2\text{O}_4 + \text{NaOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

Quelle quantité et quelle masse de chromate de sodium pourra-t-on préparer à partir de 100 kg de chromite, sachant que le rendement de cette réaction est de 75%?

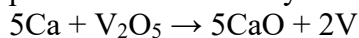
- c) Le chromate de sodium  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$  est facilement transformé en dichromate de sodium par réaction avec l'acide sulfurique selon l'équation suivante:



Quel volume d'une solution aqueuse d'acide sulfurique à 70% en masse de densité  $d_4^{20} = 1,6$  faut-il utiliser pour transformer 50 kg de chromate de sodium en dichromate de sodium?

*Réponse:* 46,42%, 107 kg, 13,5 dm<sup>3</sup>

4. Dans l'industrie, le vanadium, utilisé dans les alliages d'acier, peut être obtenu par la réaction de l'oxyde de vanadium (V) avec le calcium à haute température:



Dans une réaction,  $1,54 \times 10^3$  g de  $\text{V}_2\text{O}_5$  réagissent avec  $1,96 \times 10^3$  g de Ca.

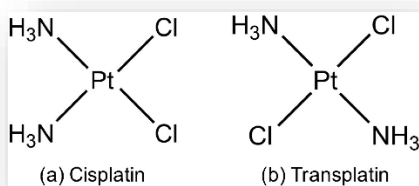
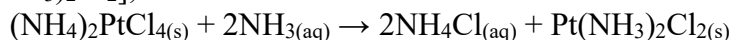
a) Calculez le rendement théorique de V.

b) Calculez le pourcentage de rendement si 803 g de V sont produits.

*Réponse:* 863 g; 93,1%

### Les réactions à réactif en quantité limitée

Quand les chimistes effectuent une réaction, ils ont un but précis en tête: obtenir le produit escompté en plus grande quantité possible. Considérez la préparation du *cisplatine*  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ , un médicament utilisé dans la lutte contre certains cancers:



Le complexe, approuvé comme médicament depuis 1978 environ, est toujours utilisé seul ou en association avec d'autres agents cytostatiques. On combine le réactif le plus cher, par exemple  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$  avec un large excès du réactifs le moins cher,  $\text{NH}_3(\text{aq})$  (quelques cents le gramme). Lorsque tout  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$  a réagi, il reste dans le milieu réactionnel de l'ammoniac (aq). Combien obtient-on de  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ ? Cela dépend de la quantité de  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$  présente au départ, et non pas de  $\text{NH}_3$ .  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$  est les réactifs limitant de la réaction: il se transforme complètement et détermine ou limite la quantité de produit formé.

*Exemples:*

1. L'oxydation de l'ammoniac en présence de platine donne du monoxyde d'azote et de l'eau. Le mélange initial renferme 750 g d'ammoniac et 750 g d'oxygène.

- Quel est le réactif limitant de cette réaction?
- En supposant que la réaction est complète, quelle masse de monoxyde d'azote sera formée?
- Quelle masse du réactif en excès restera-t-il en fin de réaction?

*Solution:*

Équilibrez l'équation:  $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Convertissez les masses en quantités (mol).

$$n(\text{NH}_3) = 750 / 17 = 44,11 \text{ mol} \qquad n(\text{O}_2) = 750 : 32 = 23,43 \text{ mol}$$

Comparez le rapport des quantités initiales (mol) au rapport des coefficients stoechiométriques.

Selon l'équation équilibrée de la réaction, cinq mol de  $\text{O}_2$  réagissent avec quatre moles de  $\text{NH}_3$ . Le rapport stœchiométrique des réactifs est égal au rapport de leurs coefficients.

Rapport stœchiométrique =  $5/4 = 1,25$  mol de  $\text{O}_2$  pour 1 mol de  $\text{NH}_3$

Initialement, avant que ne débute la réaction, le rapport entre l'oxygène et l'ammoniac est égal:

$$23,43/44,11 = 0,531 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ pour 1 mol de } \text{NH}_3$$

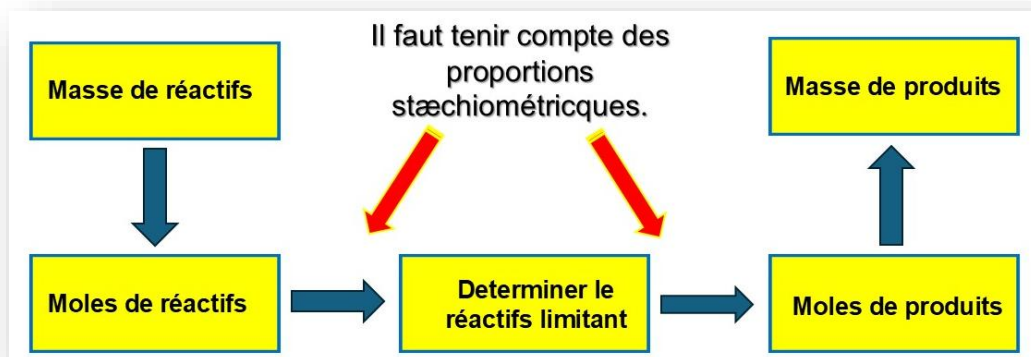
Ce rapport, plus petit que le rapport stœchiométrique, montre qu'il n'y a pas suffisamment d'oxygène pour réagir avec tout l'ammoniac. L'oxygène est le réactif limitant de cette réaction.

Sachant que l'oxygène est le réactif limitant, on peut calculer la quantité (mol) de NO formé et la masse correspondante.

$$\begin{array}{rcl} 5 \text{ mol } \text{O}_2 (16 \text{ g}) & - & 4 \text{ mol } \text{NO} (30 \text{ g}) \\ 750 \text{ g} & - & x \text{ g}, \qquad x = 563 \text{ g NO} \end{array}$$

L'ammoniac est en excès. Ce qu'il reste en fin de réaction est égal au montant initial diminué de ce qui a réagi.

$$\begin{array}{rcl} 4 \text{ mol } \text{NH}_3 (17 \text{ g}) & - & 5 \text{ mol } \text{O}_2 (16 \text{ g}) \\ x \text{ g} & - & 750 \text{ g}, \\ x = 318,75 \text{ g } \text{NH}_3 \text{ quantité de } \text{NH}_3 \text{ qui a réagi} \\ 750 - 318,5 = 431,5 \text{ g masse de } \text{NH}_3 \text{ en excès} \end{array}$$



Un autre exemple:

	<b>N<sub>2</sub> + 3H<sub>2</sub> → 2NH<sub>3</sub></b>	
Début	1,00    2,00	0
Réaction	- 1,00    x3÷1 - 3,00	
Fin	0    Impossible	

} Si **N<sub>2</sub>** est limitant

Si toutes les moles de N<sub>2</sub> réagissent, on aura besoin de 3,00 mol de H<sub>2</sub>.

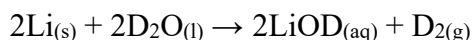
	<b>N<sub>2</sub> + 3H<sub>2</sub> → 2NH<sub>3</sub></b>	
Début	1,00    2,00	0
Réaction	- 0,666    x1÷3 - 2,00	
Fin	0,33    0	

} Si **H<sub>2</sub>** est limitant

Si toutes les moles de H<sub>2</sub> réagissent, on aura besoin de 0,666 mol de N<sub>2</sub>.

**L'hydrogène est le réactif limitant.  
L'azote est le réactif en excès.**

2. Une des manières de préparer en laboratoire de petites quantités de deutérium (D<sub>2</sub>) consiste à faire réagir du lithium, un métal alcalin très réactif, avec de l'eau lourde (D<sub>2</sub>O):



Lors d'un essai, vous déposez 0,125 g de lithium dans un flacon contenant 15 cm<sup>3</sup> de D<sub>2</sub>O (ρ=1,11 g cm<sup>-3</sup>). Quelle quantité (mol) de D<sub>2</sub> peut-on s'attendre à former? Le gaz sec est recueilli dans un flacon de 1500 ml, à la température de 22 °C. Quelle en sera sa pression (kPa)? (M<sub>D</sub>=2,0147 g mol<sup>-1</sup>).

*Solution:*

$$n(\text{Li}) = 0,125 / 6,941 = 0,018 \text{ mol} \quad m(\text{D}_2\text{O}) = V \cdot \rho = 15 \cdot 1,11 = 16,65 \text{ g}$$

$$n(\text{D}_2\text{O}) = 16,65 / 20 = 0,8325 \text{ mol} \quad n(\text{D}_2\text{O}) / n(\text{Li}) = 0,8325 / 0,018 = 46$$

Il y a environ 46 fois plus de moles de D<sub>2</sub>O que de moles de Li, alors que ces composés réagissent dans le rapport de 1 à 1. Le D<sub>2</sub>O est en large excès et le lithium est le réactif limitant. Les calculs subséquents se feront donc à partir de Li.

$$2 \text{ mol Li (6,941 g)} \quad - 1 \text{ mol D}_2 \text{ (4 g)}$$

$$0,125 \text{ g} \quad - x \text{ g,} \quad x = 0,036 \text{ g,}$$

$$n(\text{D}_2) = 0,03601/2 = 0,018 \text{ mol}$$

$$p = nRT/V = (0,018 \cdot 8,314 \cdot 295) / 1,5 = 14,7 \text{ kPa}$$

**3.** L'ammoniac réagit avec l'oxyde de cuivre(II) pour former de l'azote gazeux, du cuivre et de l'eau. Si on fait réagir 40 g d'ammoniac avec 50 g d'oxyde de cuivre(II), quel est le réactif limitant? Quelle quantité de cuivre peut être produite dans cette réaction?

*Solution:*  $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O}$

$$n(\text{NH}_3) = 40 / 17,03 = 2,349 \text{ mol} \quad n(\text{CuO}) = 50 / 79,55 = 0,6285 \text{ mol}$$

$$2,349 \text{ mol NH}_3 \cdot (3 \text{ mol CuO} / 2 \text{ mol NH}_3) = 3,523 \text{ mol CuO}$$

Il n'y a que 0,6285 mole de CuO disponible, c'est donc le réactif limitant.

$$m(\text{Cu}) \text{ produit} = 0,6285 \text{ mol CuO} \cdot (3 \text{ mol Cu} / 3 \text{ mol CuO}) \cdot 63,55 \text{ g mol}^{-1} = 39,94 \text{ g Cu}$$

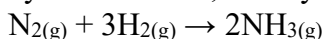
*Exercices non résolus*

**1.** Calculez les poids de V<sub>2</sub>O<sub>5</sub> produits à partir de 2 g de VO et 5,75 g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:  
 $\text{VO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} + \text{V}_2\text{O}_5$ .

*Réponse:* 2,18 g

*Les calculs impliquant des volumes de gaz*

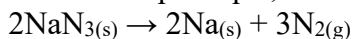
De nombreux procédés industriels mettent en jeu des gaz. À titre d'exemples, on peut noter que l'azote et l'hydrogène sont à la base de la fabrication de l'ammoniac et que l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium produit de l'hydroxyde de sodium, de l'hydrogène et du chlore.



Il est donc important de maîtriser l'aspect quantitatif de telles réactions.

*Exemples:*

**1.** On vous demande de calculer la masse d'azote de sodium (NaN<sub>3</sub>) nécessaire pour remplir d'azote un coussin de sécurité gonflable. Les données sont les suivantes: les volumes du coussin sont d'environ 45 dm<sup>3</sup>, la pression doit être légèrement supérieure à la pression atmosphérique, disons 110 kPa, la température est voisine de 22 °C et



*Solution:*

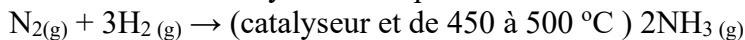
$$n(\text{N}_2) = pV / RT = (110 \cdot 45) / (8,314 \cdot 295) = 2,018 \text{ mol}$$

$$m(\text{N}_2) = 2,018 \cdot 28 = 56,504 \text{ g}$$

$$3 \text{ mol N}_2 (84 \text{ g}) - 2 \text{ mol NaN}_3 (130 \text{ g})$$

$$56,504 \text{ g} \quad - \quad x, \quad x = 87 \text{ g NaN}_3$$

2. L'ammoniac est synthétisé à partir de ses éléments selon la réaction suivante.



Vous disposez de 355 dm<sup>3</sup> d'hydrogène, à la température de 25 °C et sous une pression de 72,3 kPa.

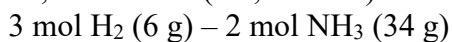
a) En présence d'un excès d'azote, quelle quantité (mol) maximale d'ammoniac pourrait-on obtenir?

b) Cette quantité est stockée dans un réservoir de 125 dm<sup>3</sup>, à la température de 25 °C. Quelle est la pression dans ce réservoir?

*Solution:*

$$pV = m/RT$$

$$72,3 \cdot 355 = m / (2,8,314 \cdot 298) \quad m = 20,72 \text{ g}$$

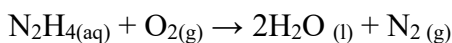


$$20,72 \text{ g} \quad - \quad x \text{ g} \quad x = 117,413 \text{ g NH}_3$$

$$n(\text{NH}_3) = 117,413 / 17 = 6,906 \text{ mol}$$

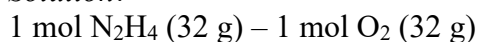
$$p \cdot 125 = 117,413 / (17,8,314 \cdot 278) \quad p = 136 \text{ kPa}$$

3. L'oxygène réagit avec l'hydrazine pour donner de l'eau et de l'azote selon l'équation suivante:



Quel volume d'oxygène, mesuré à la température de 21 °C et à une pression de 100 kPa, va réagir avec une solution qui contient 180 g de N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>?

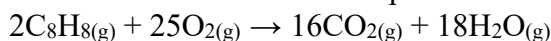
*Solution:*



$$180 \text{ g} \quad - \quad x \text{ g}, \quad x = 180 \text{ g O}_2$$

$$pV = m/RT \quad 100 \cdot V = 180 / (32,8,314 \cdot 294) \quad V = 137,49 \text{ dm}^3$$

4. La combustion de l'octane produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau:



a) On brûle complètement 0,095 g d'octane. Quelle sera la pression de la vapeur d'eau recueillie dans un contenant de 4,75 dm<sup>3</sup>, à 30 °C?

b) Si l'oxygène nécessaire à la combustion complète de 0,095 g d'octane se trouvait dans un récipient de 4,74 dm<sup>3</sup>, à 22 °C, quelle en serait sa pression (kPa)?

*Solution:*

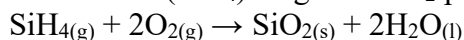


$$0,095 \text{ g} \quad - \quad x \text{ g} \quad - y \text{ g}$$

$$x = 0,135 \text{ g H}_2\text{O} \quad y = 0,333 \text{ g O}_2$$

$$pV = m/RT \quad p = 3,97 \text{ kPa H}_2\text{O} \quad p = 5,37 \text{ kPa O}_2$$

5. Le silane (SiH<sub>4</sub>) réagit avec O<sub>2</sub> pour former du dioxyde de silicium et de l'eau:



La réaction s'effectuant à 25 °C, quel volume de O<sub>2</sub> sous une pression de 56,7 kPa est nécessaire pour réagir complètement avec 5,20 dm<sup>3</sup> de SiH<sub>4</sub> à une pression de 47,5 kPa?

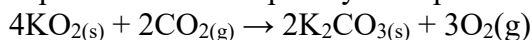
*Solution:*

$$pV = m/MRT \rightarrow m = 3,19 \text{ g SiH}_4$$

1 mol SiH <sub>4</sub>	-	2 mol O <sub>2</sub> (64 g)	
3,19 g	-	x g,	x = 6,38 g O <sub>2</sub>

$$pV = m/(MRT) \rightarrow V = 8,71 \text{ dm}^3$$

6. Un appareil respiratoire autonome régénère l'oxygène à partir du dioxyde de carbone expire à l'aide du superoxyde de potassium (KO<sub>2</sub>).



Calculez la masse de KO<sub>2</sub> nécessaire pour réagir avec 8,90 dm<sup>3</sup> de CO<sub>2</sub>, à 22 °C et sous une pression de 102 kPa.

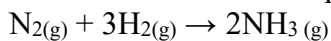
*Solution:*

$$pV = m/MRT \rightarrow m = 16,285 \text{ g CO}_2$$

2 mol CO <sub>2</sub> (88 g)	-	4 mol KO <sub>2</sub> (284 g)	
16,285 g	-	x g,	x = 52,55 g

### Exercices non résolus

1. L'ammoniac est fabriqué directement à partir de ses éléments.



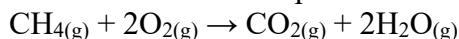
On dispose de 15 dm<sup>3</sup> d'hydrogène.

a) Calculez le volume d'azote, mesuré dans les mêmes conditions de température et de pression, nécessaire pour que la réaction soit complète.

b) Quel volume d'ammoniac, mesuré dans les mêmes conditions de température et de pression, obtiendra-t-on théoriquement?

*Réponse:* 4,96 dm<sup>3</sup>

2. La combustion complète du méthane produit du dioxyde de carbone et de l'eau.



En supposant que tous les volumes de gaz sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression, calculez le volume d'oxygène nécessaire pour brûler complètement 22,4 dm<sup>3</sup> de méthane et les volumes de CO<sub>2</sub> et de H<sub>2</sub>O produits par cette combustion.

*Réponse:* 44,8 dm<sup>3</sup>, 22,4 dm<sup>3</sup>, 44,8 dm<sup>3</sup>

3. Soit la réaction suivante: MnO<sub>2</sub> + 4HCl → MnCl<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O. Si 0,86 mol de MnO<sub>2</sub> et 48,2 g de HCl réagissent ensemble, lequel de ces deux réactifs sera épuisé le premier? Quelle masse (en grammes) de Cl<sub>2</sub> sera produite?

*Réponse:* HCl; 23,4 g Cl<sub>2</sub>

4. Depuis quelques années, la diminution de la couche d'ozone (O<sub>3</sub>) dans la stratosphère préoccupe les scientifiques. On croit que l'ozone peut réagir avec le monoxyde d'azote (NO) qui s'échappe des avions à réaction volant à très haute altitude. La réaction est: O<sub>3</sub> + NO → O<sub>2</sub> + NO<sub>2</sub>. Si 0,740 g de O<sub>3</sub> réagit avec 0,670 g de NO, quelle masse (en grammes) de NO<sub>2</sub> sera produite au maximum? Quel est le réactif limitant? Calculez le nombre de moles du réactif en excès qui restent après la réaction.

*Réponse:* 0,709 g NO<sub>2</sub>; O<sub>3</sub> est le réactif limitant; 6,9×10<sup>-3</sup> mol NO

5. L'acide phosphorique (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) réagit avec l'hydroxyde de baryum (Ba(OH)<sub>2</sub>) pour former le phosphate de baryum (Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>) et de l'eau.

a) Écrivez l'équation équilibrée de la réaction. b) Sachant que 18,5 g de phosphate de baryum ont été obtenus lors de la réaction de 0,750 dm<sup>3</sup> d'une solution d'acide phosphorique, calculez la concentration de la solution d'acide utilisée.

*Réponse:* 0,0820 mol dm<sup>-3</sup>

6. La préparation industrielle de l'acide fluorhydrique, HF (un acide toxique et corrosif), peut s'effectuer selon la réaction suivante: CaF<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → CaSO<sub>4</sub> + 2HF. On fait réagir 500 dm<sup>3</sup> d'une solution d'acide sulfurique de concentration 0,200 g mol<sup>-1</sup> et 10,9 kg de fluorure de calcium. a) Lequel des deux réactifs est en excès? b) Quelle masse de HF peut-on obtenir au maximum? c) Quelle est la masse de cet excès, une fois la réaction terminée?

*Réponse:* a) CaF<sub>2</sub> b) 4,00×10<sup>3</sup> g HF c) 3,12×10<sup>3</sup> g CaF<sub>2</sub>

7. La nitroglycérine (C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>N<sub>3</sub>O<sub>9</sub>) est un puissant explosif qui se décompose selon la réaction suivante: 4C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>N<sub>3</sub>O<sub>9</sub> → 6N<sub>2</sub> + 12CO<sub>2</sub> + 10H<sub>2</sub>O + O<sub>2</sub>. Cette réaction génère une grande quantité de chaleur et beaucoup de produits gazeux. C'est la formation soudaine de ces gaz, accompagnée de leur expansion rapide, qui produit l'explosion.

a) Quelle est la masse maximale de O<sub>2</sub> (en grammes) que l'on peut obtenir à partir de 2,00×10<sup>2</sup> g de nitroglycérine? b) Calculez le pourcentage de rendement de cette réaction si la quantité de O<sub>2</sub> formée est de 6,55 g.

*Réponse:* a) 7,05 g O<sub>2</sub> b) 92,9 %

8. Un sulfure de métal divalent d'une masse de 18 g est traité avec une solution de HClO<sub>4</sub> (l'acide est en excès). Le gaz résultant a été passé à travers une solution de NaOH d'un volume de 75 cm<sup>3</sup> et d'une fraction massique d'hydroxyde de 16,9 % (densité 1,185 g cm<sup>-3</sup>). Calculez la masse atomique du métal.

*Réponse:* 63,6 g mol<sup>-1</sup>

9. Équilibrez l'équation:



Quel volume de CO<sub>2</sub> va se produire selon la réaction si on utilise 200 g du KMnO<sub>4</sub> avec 95% pureté.

*Réponse:* 137,8 dm<sup>3</sup>

10. Équilibrez l'équation: O<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + FeSO<sub>4</sub> → Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O

Calculez le volume de O<sub>2</sub> sous une pression de 5×10<sup>5</sup> Pa à 25 °C nécessaire pour réagir avec 5 g de FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O avec 99% pureté.

*Réponse:* 0,02 dm<sup>3</sup>

11. Équilibrez l'équation: KIO<sub>3</sub> + SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + KI

La réaction s'effectuant à 20 °C, quel volume de SO<sub>2</sub> sous une pression de 95,97 kPa est nécessaire pour réagir complètement avec 10 g de KIO<sub>3</sub> avec pureté 98%.

*Réponse:* 1,16 dm<sup>3</sup>

12. Équilibrez l'équation de la réaction: S + HNO<sub>3</sub> → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + NO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>

Calculez le volume de NO<sub>2</sub> qui va se produire à 15 °C sous une pression de 106 kPa à partir de 12 g S avec pureté 80%.

*Réponse:* 40,7dm<sup>3</sup>

13. Quelle sera la pression de la vapeur d'ammoniac dans un contenant de 10 dm<sup>3</sup>, à 37 °C. On utilise 15 g de Zn avec pureté 98%. Équilibrez l'équation de la réaction:  
 $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

*Réponse: 115,8 kPa*

14. Équilibrez l'équation de la réaction:  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
On utilise 50 g de  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  avec pureté 92%. Quel volume de HCl avec la fraction massique 20% et la densité 1100 kg m<sup>-3</sup> est nécessaire pour la réaction.

*Réponse: 305,8 cm<sup>3</sup>*

15. Équilibrez l'équation:



Quel volume de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  avec la fraction massique de 40% et la densité 1,307 g cm<sup>-3</sup> est nécessaire pour obtenir 48 g de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .

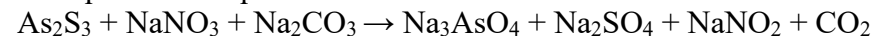
*Réponse: 39,15 cm<sup>3</sup>*

16. Équilibrez l'équation:  $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Quell volume de  $\text{HNO}_3$ , 40% et la densité 1,29 g cm<sup>-3</sup> est nécessaire pour obtenir 18 g  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

*Réponse: 238,87 cm<sup>3</sup>*

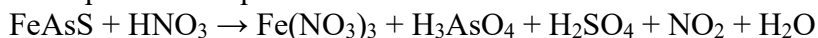
17. Équilibrez l'équation de la réaction:



Calculez le volume de  $\text{CO}_2$  qui va se produire à la température de 15 °C et sous une prèssion de 715 mmHg à partir de 10 kg de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  avec pureté 95% et si le rendement d'une réaction est 97%.

*Réponse: 2,25 m<sup>3</sup>*

18. Équilibrez l'équation de la réaction:



Calculez le volume de  $\text{NO}_2$  qui va se produire à la température de 13 °C et sous une pression de 0,3 MPa obtenus par 38 g de  $\text{FeAsS}$  si la réaction s'effectue sans pertes.

*Réponse: 25,9 dm<sup>3</sup>*

19. Équilibrez l'équation de la reaction:



Calculez le volume de  $\text{CO}_2$  qui va se produire à la température de 32°C et sous une pression de 0,9 MPa à partir de 20 g de  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  avec pureté 93% et si le rendement d'une réaction est 97%.

*Réponse: 530 cm<sup>3</sup>*

20. Équilibrez l'équation de la réaction:

$\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Déterminez le volume de vapeur d'eau obtenu à CNTP par 40 g de  $\text{K}_2\text{S}$  avec une pureté de 92%.

*Réponse: 16,5 dm<sup>3</sup>*

## Les solutions

Les solutions sont des systèmes dispersés dans lesquels le soluté est dispersé moléculairement ou ioniquement. Leur caractéristique importante est la concentration qui, selon le mode d'expression, est la masse, la molaire et le volume.

### 1. Les fractions massiques, volumiques et molaires.

La fraction massique du composant **B** est appelée le rapport de la masse de ce composant à la masse de la solution:

$$w \% (\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{m} 100$$

La fraction volumique du composant **B** est appelée le rapport de son volume au volume de la solution:

$$\varphi \% (\text{B}) = \frac{V(\text{B})}{V} 100$$

La fraction molaire du composant **B** est le rapport entre la quantité du composant (en moles) et le nombre total de moles:

$$\chi \% (\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{n} 100$$

### 2. Concentration molaire et massique.

La concentration molaire est exprimée par la quantité de composant **B** en moles par unité de volume (1 dm<sup>3</sup>)

$$c(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{V} = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})V} [\text{mol dm}^{-3} (\text{mol/dm}^3 \text{ ou mol L}^{-1} (\text{mol/L}))]$$

La concentration molaire est souvent désignée par **M** pour plus de commodité. Par exemple, 5 M signifie une solution avec une concentration molaire de 5 mol dm<sup>-3</sup>.

La concentration massique du composant **B** est exprimée comme le rapport de la masse de ce composant dans une unité de volume

$$\rho(\text{B}) = m(\text{B})/V$$

La concentration massique et la densité sont des quantités similaires, et la concentration massique d'une substance dans un système à un composant et la densité coïncident complètement.

### 3. Molalité de la solution.

La molalité de la solution est déterminée par le nombre de moles du composant **B** contenues dans 1 kg de solvant:

$$c_m = \frac{n(\text{B})}{m}, [\text{mol kg}^{-1} \text{ ou mol/kg}]$$

Très souvent, notamment dans la pratique technologique, il est nécessaire de mélanger deux ou plusieurs solutions de la même substance, mais de composition différente. La composition de la solution nouvellement obtenue peut être calculée à l'aide de l'équation de mélange.

Si  $m_1$  et  $m_2$  désignent les masses de deux solutions, et  $w_1$  et  $w_2$  – leurs fractions massiques, après mélange des solutions, la masse de la solution totale est égale à la somme des masses des deux solutions, et sa fraction massique  $w_x$  est inconnu. Il peut être trouvé à partir de l'équation

$$m_1w_1 + m_2w_2 = (m_1+m_2)w_x.$$

Il montre que la masse de la substance dans les solutions de départ est égale à sa masse dans la solution résultante après mélange.

Lors de la dilution d'une solution avec un solvant pur, la composition de la solution diluée peut être déterminée à l'aide de l'équation de dilution, en supposant que la fraction massique de la substance dans le solvant est égale à zéro, c'est-à-dire

$$m_1w_1 = (m_1+m(\text{H}_2\text{O})) w_x,$$

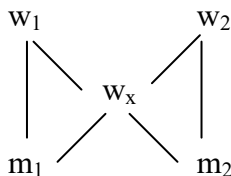
où  $m_1$  est la masse de la solution initiale,  $m(\text{H}_2\text{O})$  – la masse de l'eau ajoutée (c'est le solvant le plus utilisé pour les composés inorganiques),  $w_1$  – la fraction massique de la substance dans la solution initiale,  $w_x$  – la fraction massique de la substance dans la solution après dilution.

Lors de la concentration d'une solution donnée en évaporant une partie de l'eau, l'équation prend la forme

$$m_1w_1 = (m_1 - m(\text{H}_2\text{O}))w_x,$$

où  $m_x$  est la masse de solvant évaporé (eau).

La règle du mélange est appliquée pour trouver les masses de deux solutions avec des parties en masse différentes du soluté qui doivent être mélangées pour produire une solution d'une certaine composition. Il est également utilisé dans le cas d'une solution diluée, en supposant que  $w\%(\text{H}_2\text{O}) = 0$ . Dans ce cas, c'est ce qu'on appelle la règle croisée. Son application est illustrée dans le schéma.



Les masses des deux solutions de départ sont obtenues à partir des différences des nombres situés sur les diagonales, en soustrayant le plus petit du plus grand nombre.

Si  $w_1 > w_2$ , alors  $m_1 = w_x - w_2$ ,  $m_2 = w_1 - w_x$

Si  $w_1 < w_2$ , alors  $m_1 = w_1 - w_x$ ,  $m_2 = w_x - w_1$ .

Lors de la dilution et du mélange de solutions de concentration molaire connue, l'équation  $V_1M_1 = V_2M_2$  est utilisée. C'est valable car dans une solution de volume  $V_1$  et de concentration  $M_1$ , la quantité de soluté (en moles) est  $n = M_1V_1$ . La dilution de la solution modifie le volume et la concentration, mais la quantité de substance dissoute reste inchangée.

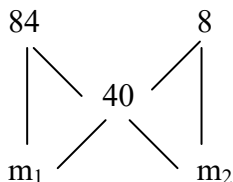
Dans le cas où plusieurs solutions de la même substance sont mélangées, l'équation est utilisée

$$V_1M_1 + V_2M_2 + \dots = (V_1+V_2 + \dots)M_x.$$

*Exemples:*

1. Dans quel rapport faut-il mélanger des solutions de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  avec des fractions massiques de 84% et 8% pour obtenir une solution avec une fraction massique de 40%?

*Solution:*



$m_1 = 40 - 8 = 32$ , a  $m_2 = 84 - 40 = 44$ . Par conséquent, les solutions doivent être mélangées dans un rapport massique de 8:11.

2. Combien de grammes de  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  peut-on obtenir à partir de  $2 \text{ dm}^3$  de solution de  $\text{FeSO}_4$  avec une fraction massique de 12% et  $\rho = 1122 \text{ kg m}^{-3}$ ?

*Solution:*

La masse de la solution est  $m = V\rho = 1122 \cdot 2 \times 10^{-3} = 2,244 \text{ kg} = 2244 \text{ g}$ .

La masse du soluté est déterminée par la dépendance

$$\begin{array}{l}
 12 \text{ g de FeSO}_4 \text{ sont contenus dans } 100 \text{ g solution} \\
 x \text{ g de FeSO}_4 \text{ sont contenus dans } 2244 \text{ g solution} \\
 x = 269,28 \text{ g}
 \end{array}$$

1 mol (278,09 g)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  contient 1 mol (151,8 g)  $\text{FeSO}_4$

$$\begin{array}{l}
 y \text{ g FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \text{ contient } 269,28 \text{ g FeSO}_4 \\
 y = 493,30 \text{ g FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}
 \end{array}$$

3.  $10 \text{ dm}^3$  de  $\text{H}_2\text{O}$  ont été ajoutés à  $1 \text{ dm}^3$  de solution de  $\text{NaOH}$  avec une fraction massique de 40% et  $\rho = 1225 \text{ kg m}^{-3}$ . Déterminez la fraction massique de  $\text{NaOH}$  dans la solution résultante?

*Solution:*

La masse de la solution de départ est  $m(\text{NaOH}) = 1225 \cdot 1 \times 10^{-3} = 1,225 \text{ kg}$ .

La masse d'eau est égale à 10 kg, puisque  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ kg m}^{-3}$ . Donc,

$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \cdot 10 \times 10^{-3} = 10 \text{ kg}$ . Après mélange, l'équation est vraie

$$\begin{array}{l}
 m_1 w_1 = (m_1 + m(\text{H}_2\text{O})) w_x \\
 1,225 \cdot 40 = (1,225 + 10) w_x \\
 w_x = 4,36\%
 \end{array}$$

4. Combien de grammes d'eau faut-il évaporer à partir de  $1500 \text{ cm}^3$  d'une solution de  $\text{NaOH}$  avec une fraction massique de 30% et  $\rho = 1328 \text{ kg m}^{-3}$  pour obtenir une solution d'hydroxyde avec une fraction massique de 40%?

*Solution:*

La masse de la solution  $\text{NaOH}$  est

$$m(\text{NaOH}) = 1328 \cdot 1500 \times 10^{-6} = 1,992 \text{ kg} = 1992 \text{ g}$$

$$m_1 w_1 = (m_1 - m(\text{H}_2\text{O})) \cdot 40$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 498 \text{ g}$$

5. Calculez la concentration massique et molaire d'une solution obtenue en mélangeant 16,7 g d'acide sulfurique anhydre et 33,3 g d'eau. La solution a une densité de 1,25 g cm<sup>-3</sup>.

*Solution:*

$$m(\text{la solution}) = 16,7 + 33,3 = 50 \text{ g}$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 16,7/50 = 0,334$$

$$V = m/\rho = 50/1,25 = 40 \text{ cm}^3$$

La concentration molaire est  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 16,7/98,0,04 = 4,26 \text{ mol dm}^{-3}$ , où  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g mol}^{-1}$ .

6. Déterminez la concentration molaire et la molalité d'une solution de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> avec une fraction massique de 8,8% et  $\rho = 1,09 \text{ g cm}^{-3}$ .

*Solution:* La concentration de la solution est déterminée par le rapport

$$\frac{100}{1,09} \text{ cm}^3 \text{ la solution contient } \frac{8,8}{106} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ la solution contient } x \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

$$x = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,9 \text{ mol dm}^{-3}.$$

(106 g mol<sup>-1</sup> est la masse molaire de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)

La masse du soluté dans 1000 g de H<sub>2</sub>O est déterminée par le rapport

$$8,8 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \text{ sont dissous dans } 91,2 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$x \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \text{ sont dissous dans } 1000 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$x = 96,49 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 / 1 \text{ kg solvant}$$

La molalité de la solution est  $c_m = 96,49 / 106 = 0,91 \text{ mol/kg}$ .

7. Calculez la fraction massique d'une solution obtenue en ajoutant 2 g de KI cristallin à 200 g d'une solution à 10% de fraction massique du même sel.

*Solution:*

Les grammes de KI dans la solution mère sont

$$10\% = \frac{m(\text{KI})}{200} 100 \rightarrow m(\text{KI}) = 20 \text{ g} \quad w \% = \frac{22}{202} 100 = 10,89\%$$

8. Lors de la dissolution de 450 dm<sup>3</sup> de chlorure d'hydrogène gazeux, mesurés à CNTP, dans 1 dm<sup>3</sup> d'eau, on obtient une solution de HCl avec densité  $\rho = 1,21 \text{ g cm}^{-3}$ . Calculez la fraction massique et la concentration molaire de l'acide.

*Solution:*

$$1 \text{ mol (36,5 g) HCl à CNTP occupe en volume de } 22,4 \text{ dm}^3$$

$$x \text{ g HCl à CNTP occupe en volume de } 450 \text{ dm}^3$$

$$x = 733,2 \text{ g HCl}$$

$$m(\text{la solution}) = 1000 + 733,26 = 1733,26 \text{ g}$$

$$w \% (\text{HCl}) = \frac{733,26}{1733,26} 100 = 42,3\%$$

$$V = m/\rho = 1733,26/1,21 = 1432,45 \text{ cm}^3 = 1,43 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{733,26}{36,5 \cdot 1,43} = 14 \text{ mol dm}^{-3}$$

9. 400 cm<sup>3</sup> d'eau sont ajoutés à 100 cm<sup>3</sup> de solution H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> avec une fraction massique de 96% et ρ = 1840 kg m<sup>-3</sup>, ce qui donne une solution avec ρ = 1220 kg m<sup>-3</sup>. Calculez la molarité et la fraction massique de la solution.

*Solution:*

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1840 \cdot 100 \times 10^{-6} = 0,184 \text{ kg}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \cdot 400 \times 10^{-6} = 0,4 \text{ kg}$$

$$0,184 \cdot 96 = (0,184 + 0,4)w_x$$

$$w_x = 30,25 \%$$

$$m(\text{la solution}) = 0,184 + 0,4 = 0,584 \text{ kg}$$

$$V = m/\rho = 0,584/1220 = 0,479 \text{ dm}^3$$

$$30,25\% = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{0,584} \cdot 100$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,176 \text{ kg} = 176,6 \text{ g}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{176,6}{98 \cdot 0,479} = 3,76 \text{ mol dm}^{-3}$$

10. Combien de cm<sup>3</sup> d'eau faut-il ajouter à 20 cm<sup>3</sup> de NaOH 1 mol dm<sup>-3</sup> pour obtenir une solution 0,05 mol dm<sup>-3</sup>?

*Solution:*

$$V_1M_1 = V_2M_2 \rightarrow 20 \cdot 1 = V_2 \cdot 0,05$$

$$V_2 = 400 \text{ cm}^3 \text{ 0,05 mol dm}^{-3} \text{ NaOH}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_2 - V_1 = 400 - 20 = 380 \text{ cm}^3$$

11. 500 g de solution de HNO<sub>3</sub> avec une fraction massique de 20% et ρ = 1,143 g cm<sup>-3</sup> et 800 cm<sup>3</sup> de HNO<sub>3</sub> 5,83 mol dm<sup>-3</sup> avec ρ = 1,224 g cm<sup>-3</sup> ont été mélangés. Déterminez la molarité et la fraction massique en pourcentage de la solution résultante.

*Solution:*

$$m_1w_1 + m_2w_2 = (m_1 + m_2)w_x$$

$$m_2 = 800 \cdot 1,224 = 979,2 \text{ g}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g/mol}$$

$$5,83 = \frac{m(\text{HNO}_3)}{63 \cdot 0,8} \rightarrow m(\text{HNO}_3) = 293,83 \text{ g}$$

$$w_2 \% = \frac{293,83}{979,2} \cdot 100 = 30\%$$

$$500 \cdot 20 + 979,2 \cdot 30 = (500 + 979,2) \cdot w_x$$

$$w_x = 26,6\%$$

La concentration de la solution est déterminée par l'équation

$$M_1V_1 + M_2V_2 = (V_1 + V_2)M_x$$

Le volume de la première solution est  $V_1 = 500/1,143 = 437,44 \text{ cm}^3$ .

La masse de HNO<sub>3</sub> dissous dans la première solution peut être trouvée à partir de la formule  $20 \% = \frac{m_1(\text{HNO}_3)}{500} \cdot 100$ ,  $m_1(\text{HNO}_3) = 100 \text{ g}$ .

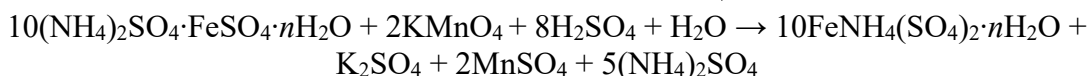
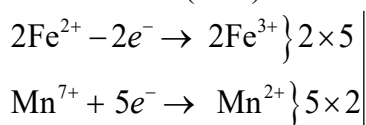
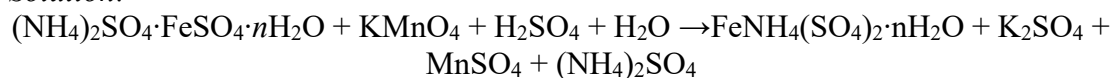
Alors la concentration molaire de la première solution est  $c_1(\text{HNO}_3) = \frac{100}{63 \cdot 0,437} = 3,63 \text{ mol/dm}^3$ . Après substitution dans l'équation de dilution, nous obtenons

$$437,44 \cdot 3,63 + 800 \cdot 5,83 = (800 + 437,44)M_x$$

$$M_x = 5,04 \text{ mol dm}^{-3}.$$

12. Déterminez le nombre de molécules d'eau de cristallisation dans le composé  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  si 8,492 g de sel sont dissous dans  $250 \text{ cm}^3$  d'eau distillée et l'acide sulfurique dilué. Un échantillon de  $25 \text{ cm}^3$  de cette solution a été titré avec une solution de  $\text{KMnO}_4$  de concentration  $0,0150 \text{ mol dm}^{-3}$ , le volume utilisé étant de  $22,5 \text{ cm}^3$ .

*Solution:*



$$n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4)V = 22,5 \times 10^{-3} \cdot 0,0150 = 0,338 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{KMnO}_4) : n(\text{le sel}) = 2:10 = 1:5$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5n(\text{KMnO}_4) = 5 \cdot 0,338 \times 10^{-3} = 1,69 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c(\text{Fe}^{2+}) = n/V = 1,69 \times 10^{-3} / 25 \times 10^{-3} = 0,0674 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$c(\text{le sel}) = \frac{m}{MV} \rightarrow 0,0674 = \frac{8,492}{M \cdot 250 \cdot 10^{-3}}$$

$$M(\text{le sel}) = 504 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Donc, } 504 = 284 + n18$$

$$n = 12 \text{ molécules d'eau}$$

13. Calculez la concentration en carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), en ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{CO}_3^{2-}$  d'une solution préparée, en dissolvant 25,3 g de ce composé dans  $250 \text{ cm}^3$  de solution.

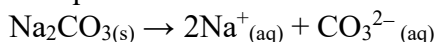
*Solution:*

Comme la concentration est exprimée en moles par litre, on doit tout d'abord convertir la masse de carbonate de sodium en quantité (mol).

$$n = 25,3 / 105,989 = 0,2387 \text{ mol}$$

$$C = 0,2387 / 0,250 = 0,955 \text{ mol dm}^{-3}$$

Puisque le carbonate de sodium se dissocie totalement dans l'eau selon l'équation:



$$\text{On en déduit que } (\text{Na}^+) = 2 \cdot (\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,91 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{et que } (\text{CO}_3^{2-}) = (\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,955 \text{ mol dm}^{-3}$$

14. Vous avez besoin d'une solution de nitrate d'argent, dont la concentration, voisine de  $0,02 \text{ mol dm}^{-3}$ , doit être connue avec précision. Vous disposez d' $\text{AgNO}_3(\text{s})$  de pureté garantie, d'eau distillée et d'une fiole de jauge  $250 \text{ cm}^3$ . Décrivez vos calculs et vos manipulations.

*Solution:*

$$0,02 = m / (169,86 \cdot 0,250), m = 0,8493 \text{ g}$$

Pesez avec précision environ 0,85 g de  $\text{AgNO}_3$ ; transférez quantitativement, à l'aide d'un entonnoir et d'un flacon-laveur, dans une fiole jaugée de  $250 \text{ cm}^3$ ; ajoutez de

l'eau; agitez pour dissoudre le sel; remplissez d'eau jusqu'au trait de jauge; homogénéisez.

**15.** La densité  $d_4^{20}$  de la solution aqueuse d'acide sulfurique  $H_2SO_4$  contenue dans une batterie d'automobile est 1,25 et cette solution est composée de 33% d'acide sulfurique en masse.

- Quelle est la masse d'un litre de solution?
- Quelle est la masse de  $H_2SO_4$  contenue dans un litre de solution?
- Quelle est la molarité de cette solution?
- Quelle quantité de  $H_2SO_4$  faut-il-ajouter à un litre d'eau pour préparer cette solution?
- Quelle est la molalité de la solution?

*Solution:*

- La densité nous donne directement accès à la masse de solution à 20 °C car  $d_4^{20}=1,25=$  masse de 1 dm<sup>3</sup> de solution à 20°C/masse de 1 dm<sup>3</sup> d'eau à 4 °C: masse de 1 dm<sup>3</sup> de solution = 1,25.1 000= 1250 g
- Dans ces 1 250 g de solution la contribution en masse de l'acide sulfurique est de 33% soit 1 250 g.33 / 100 = 412,5 g
- La concentration en masse d'acide sulfurique, est  $c_m = 412,5 \text{ g dm}^{-3}$ . La masse molaire de  $H_2SO_4$  est  $M = 98 \text{ g mol}^{-1}$ , la concentration molaire sera donc:  $C_M = 412,5/98 = 4,21 \text{ mol dm}^{-3}$ .
- 1 dm<sup>3</sup> de solution contient 412,5 g d'acide sulfurique pur et 1 250 – 412,5 = 837,5 g d'eau. A 1 dm<sup>3</sup> d'eau à 20 °C soit 1 000 g il conviendra donc de rajouter  $(412,5/837,5).1 000 = 492,5 \text{ g}$  de  $H_2SO_4$ . C'est-à-dire  $492,5/98 = 5,03 \text{ mol}$ .
- La molalité est exprimée en moles de soluté par kilogramme de solvant dans 1 250 g de solution, il y a 412,5 g de  $H_2SO_4$  et 837,5 g de  $H_2O$  (solvant). Cette masse d'acide correspond à  $412,5/98 = 4,21 \text{ mol}$  d'acide. Dans 1 kg de solvant on aura:  $4,21.1000/837,5 = 5,03 \text{ mol}$ . La molalité de la solution d'acide sulfurique est donc de  $5,03 \text{ mol kg}^{-1}$ .

Lorsque les solutions sont concentrées comme dans le cas(e) on note que les valeurs de la molarité et de la molalité sont assez différentes. Par contre, dans le cas des solutions aqueuses très diluées, la masse de 1 L de solution est très proche de 1 kg à 20 °C puisque la masse du soluté est négligeable devant celle du solvant. Les valeurs de la molarité et de la molalité sont donc alors très proches.

**16.** Classez par ordre de concentrations décroissantes les solutions aqueuses d'acide sulfurique suivantes ( $\rho=1,83 \text{ g cm}^{-3}$  à 20 °C):

- Solution 1 mol dm<sup>-3</sup>;
- 1 dm<sup>3</sup> de solution contenant  $5 \times 10^{23}$  molécules de  $H_2SO_4$ ;
- Solution préparée par mélange de 49 g de  $H_2SO_4$  et 500 g d'eau;
- Solution de fraction molaire  $\chi_{H_2SO_4} = 0,003$ .

*Solution:*

- La concentration correspondante en acide sulfurique est  $c_M = 1 \text{ mol dm}^{-3}$ . On peut comparer la concentration de cette première solution aux concentrations

des autres solutions en exprimant ces concentrations dans la même unité (mol dm<sup>-3</sup>).

- b) Une mole de molécules contient par définition  $6,02 \times 10^{23}$  molécules. Donc,  $5 \times 10^{23}$  molécules correspondent à  $1,5 \times 10^{23} / 6,02 \times 10^{23} = 0,83$  mol et  $c_b = 0,83$  mol dm<sup>-3</sup>.
- c) Pour calculer le volume de ce mélange il est nécessaire de faire l'approximation que les volumes des constituants sont additifs  $\rho = m/M = 1,833$  g cm<sup>-1</sup>. Une masse  $m = 49$  g, correspond à un volume  $V = 49 / 1,833 = 26,7$  cm<sup>3</sup>. 500 g d'eau occupent un volume de 500 cm<sup>3</sup>. Compte-tenu de l'approximation, le volume total de la solution est proche de 527 cm<sup>3</sup>. La quantité de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> dissoute est de  $49/98 = 0,5$  mol.  $c_c = 0,5/0,527 = 0,95$  mol dm<sup>-3</sup>.
- d)  $\chi_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,003 = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} / (n_{\text{H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{eau}}) = 3/1000$ . Pour  $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1$  mol on a  $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,997$  mol.  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  sera alors  $0,997 \cdot 18 = 17,95$  g e  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 17,95$  cm<sup>3</sup>. La solution étant très diluée, le volume de soluté est négligeable et le volume de la solution est égal au volume d'eau,  $c_d = 3/17,95 = 0,167$  mol dm<sup>-3</sup>.

Le classement sera le suivant:  $c_a > c_c > c_b > c_d$ .

**17.** On mélange 20 ml d'une solution aqueuse 0,1 mol dm<sup>-3</sup> en NaCl, 30 ml d'une solution aqueuse 0,3 mol dm<sup>-3</sup> en CaCl<sub>2</sub> et 50 cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse 0,2 mol dm<sup>-3</sup> en Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. Quelles sont les concentrations de chacun des ions présents dans la solution obtenue?

*Solution:*

*Solution 1:*  $C_{1\text{NaCl}} = 0,1$  mol dm<sup>-3</sup> et  $V_1 = 20$  cm<sup>3</sup>,  $[\text{Na}^+]_1 = [\text{Cl}^-]_1 = 0,1$  mol dm<sup>-3</sup> car une mole de chlorure de sodium NaCl se dissocie en une mole d'ions sodium Na<sup>+</sup> et une mole d'ions chlorure Cl<sup>-</sup>.

*Solution 2 :*  $c_{2\text{CaCl}_2} = 0,3$  mol dm<sup>-3</sup> et  $V_2 = 30$  cm<sup>3</sup>

$[\text{Ca}^{2+}]_2 = 0,3$  mol dm<sup>-3</sup> et  $[\text{Cl}^-]_2 = 2 \cdot 0,3 = 0,6$  mol dm<sup>-3</sup> car une mole de chlorure de calcium libère en solution deux moles d'ions chlorure Cl<sup>-</sup>.

*Solution 3:*  $c_{3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0,2$  mol dm<sup>-3</sup> et  $V_3 = 50$  cm<sup>3</sup>

$[\text{Ca}^{2+}]_3 = 0,2$  mol dm<sup>-3</sup> et  $[\text{NO}_3^-]_3 = 2 \cdot 0,2 = 0,4$  mol dm<sup>-3</sup> car une mole de nitrate de calcium libère en solution deux moles d'ions nitrate. Les trois solutions sont mélangées pour obtenir un volume final qui est la somme des volumes  $V = V_1 + V_2 + V_3 = 20 + 30 + 50 = 100$  cm<sup>3</sup>. L'origine des ions est parfois multiple, finalement on obtient les concentrations suivantes:

$[\text{Na}^+] = n_{\text{Na}^+ (1)} / V = [\text{Na}^+]_1 \cdot V_1 / V = 0,1 \cdot 0,02 / 0,1 = 0,02$  mol dm<sup>-3</sup>

$[\text{Cl}^-] = n_{\text{Cl}^- (1)} + n_{\text{Cl}^- (2)} / V = [(0,1 \cdot 0,02) + (0,6 \cdot 0,03)] / 0,1 = 0,2$  mol dm<sup>-3</sup>

$[\text{Ca}^{2+}] = n_{\text{Ca}^{2+} (2)} + n_{\text{Ca}^{2+} (3)} / V = [(0,3 \cdot 0,03) + (0,2 \cdot 0,05)] / 0,1 = 0,19$  mol dm<sup>-3</sup>

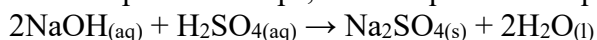
$[\text{NO}_3^-] = n_{\text{NO}_3^- (3)} / V = [\text{NO}_3^-]_3 \cdot V_3 / V = 0,4 \cdot 0,05 / 0,1 = 0,2$  mol dm<sup>-3</sup>

**18.** Sachant que l'acide sulfurique réagit avec l'hydroxyde de sodium selon la réaction suivante:  $\text{NaOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

calculez le nombre de moles de sulfate de sodium que l'on peut obtenir au maximum lorsqu'on fait réagir 0,250 dm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse d'acide sulfurique de concentration 0,200 mol dm<sup>-3</sup> avec une quantité suffisante de NaOH.

*Solution:*

Dans un premier temps, il faut équilibrer l'équation:



Le rapport molaire entre l'acide sulfurique et le sulfate de sodium étant de 1:1, le nombre de moles de sulfate de sodium obtenu sera le même que le nombre de moles d'acide sulfurique ayant réagi.

Comme nous connaissons la concentration et le volume d'acide sulfurique, nous pouvons facilement calculer le nombre de moles avec l'équation:

$$n = C \times V \quad n = 0,200 \text{ mol dm}^{-3} \times 0,250 \text{ dm}^3 \quad n = 0,500 \text{ mol d'acide sulfurique}$$

Le rapport molaire entre l'acide sulfurique et le sulfate de sodium étant de 1:1, nous pouvons dire que la réaction générera 0,500 mol de sulfate de sodium.

Nous aurions aussi pu combiner les étapes en une seule équation:

concentration de  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  moles de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

$$0,250 \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \times \left( \frac{0,200 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ H}_2\text{SO}_4} \right) \times \left( \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) = 0,500 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

### Exercices non résolus

1. Si la concentration d'une solution est de  $2 \text{ mol dm}^{-3}$ , calculez le nombre de millimoles présentes dans  $2 \text{ dm}^3$  de la solution.

*Réponse:* 4 000

2. Combien de moles de  $\text{H}_2\text{O}$  se forment lorsque  $25 \text{ cm}^3$  de solution  $0,1 \text{ mol dm}^{-3} \text{ HNO}_3$  sont complètement neutralisés par  $\text{NaOH}$ ?

*Réponse:*  $2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

3. Trouvez la fraction massique en % d'une solution préparée à partir de 40 g  $\text{AgNO}_3$  et 280 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

*Réponse:* 12,5%

4. Combien de grammes d'une solution avec une fraction massique de 35% seront obtenus en dissolvant 10,5 g de  $\text{NaOH}$  dans l'eau? Combien de millilitres d'eau faut-il?

*Réponse:* 30 g, 19,5 ml

5. Combien de grammes d'eau faut-il ajouter à 150 g d'une solution d' $\text{AgNO}_3$  à 40% de fraction massique pour obtenir une solution d' $\text{AgNO}_3$  à 30% de fraction massique?

*Réponse:* 30 g

6. Combien de millilitres d'acide perchlorique  $\text{HClO}_4$  avec une fraction massique de 60 % et une densité de  $1,540 \text{ g cm}^{-3}$  sont nécessaires pour préparer  $250 \text{ cm}^3$  d'une solution à  $1,5 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

*Réponse:* 40,79 ml

7. Quelle est la molaire d'une solution de  $\text{HCl}$  avec une fraction massique de 20% et une densité de  $1,1000 \text{ g cm}^{-3}$ ?

*Réponse:*  $6,04 \text{ mol dm}^{-3}$

8. Quelle est la molarité d'une solution obtenue en dissolvant 42,6 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dans 300 g d'eau si la densité de la solution obtenue est de  $1,120 \text{ g cm}^{-3}$ ?

*Réponse:*  $0,98 \text{ mol dm}^{-3}$

9. Quelle serait la molaire de la solution produite en mélangeant  $500 \text{ cm}^3$  de  $\text{HCl}$   $1 \text{ mol dm}^{-3}$  et  $1\,200 \text{ cm}^3$  de  $\text{HCl}$   $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

*Réponse:*  $0,65 \text{ mol dm}^{-3}$

10. Quelle est la fraction massique en % d'une solution  $5 \text{ mol dm}^{-3}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de densité  $1,290 \text{ g cm}^{-3}$ ?

*Réponse:* 37,98%

11. Avec combien de millilitres d'eau faut-il diluer 400 ml d'une solution  $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$  d' $\text{AgNO}_3$  pour obtenir une solution  $0,2 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

*Réponse:* 600 ml

12. Combien de grammes de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  contiennent  $200 \text{ cm}^3$  d'une solution  $0,25 \text{ mol dm}^{-3}$  du même sel? *Réponse: 5,3 g*
13. Combien de grammes de  $\text{CuSO}_4$  faut-il pour préparer  $250 \text{ cm}^3$  d'une solution  $1,5 \text{ mol dm}^{-3}$  du même sel? *Réponse: 59,83 g*
14.  $80 \text{ g}$  de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  sont dissous dans  $320 \text{ g}$  d'eau. Quelle sera la molarité de la solution obtenue si sa densité est de  $1,200 \text{ g cm}^{-3}$ ? *Réponse:  $1,47 \text{ mol dm}^{-3}$*
15. Quelle est la molaire d'une solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  avec une fraction massique de  $11,60\%$  et une densité de  $1,080 \text{ g cm}^{-3}$ ? *Réponse:  $1,29 \text{ mol dm}^{-3}$*
16. Quelle est la fraction massique d'une solution de  $\text{HCl}$   $12,87 \text{ mol dm}^{-3}$  avec une densité de  $1,200 \text{ g cm}^{-3}$ ? *Réponse:  $39,15\%$*
17. Quel volume (mL) d'une solution de  $\text{NaOH}$  dont la concentration est de  $0,123 \text{ mol dm}^{-3}$  contient  $25 \text{ g}$  de ce composé? *Réponse:  $5081,3 \text{ mL}$*
18. Calculez la masse d'acide oxalique ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) nécessaire pour préparer  $250 \text{ cm}^3$  d'une solution de concentration égale à  $0,15 \text{ mol dm}^{-3}$ . Décrivez les manipulations requises pour préparer cette solution. *Réponse:  $3,375 \text{ g}$*
19. Calculez la concentration en dichromate de potassium ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) en ions  $\text{K}^+$  et  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  d'une solution préparée en dissolvant  $2,335 \text{ g}$  de ce composé dans suffisamment d'eau pour donner  $500 \text{ cm}^3$  de solution. *Réponse:  $0,03176 \text{ mol dm}^{-3}$ ,  $0,0158 \text{ mol dm}^{-3}$*
20. Calculez la masse de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  nécessaire pour préparer  $50 \text{ g}$  d'une solution de  $\text{CuSO}_4$  avec la concentration de  $5\%$ . *Réponse:  $2,5 \text{ g}$*
21. Préparez  $50 \text{ cm}^3$  d'une solution de  $\text{NaCl}$  avec la concentration  $15\%$  ( $\rho=1,184 \text{ g cm}^{-3}$ ). *Réponse:  $8,88 \text{ g}$*
22. Calculez la masse de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  nécessaire pour préparer  $50 \text{ cm}^3$  d'une solution de  $\text{CuSO}_4$  avec la concentration de  $5\%$  ( $\rho=1,062 \text{ g cm}^{-3}$ ). *Réponse:  $4,2 \text{ g}$*
23. Préparez  $100 \text{ cm}^3$  d'une solution de  $\text{NaCl}$  dont la concentration est de: a)  $0,2 \text{ mol dm}^{-3}$ ; b)  $0,6 \text{ mol dm}^{-3}$ ; c)  $1 \text{ mol dm}^{-3}$ . *Réponse:  $1,16 \text{ g}$ ,  $3,48 \text{ g}$ ,  $5,84 \text{ g}$*
24. Quelle est la molarité des solutions suivantes:  
a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $4,9 \text{ g/dm}^3$ ; b)  $\text{KMnO}_4$ ,  $3,16 \text{ g/L}$ ; c)  $\text{NaCl}$ ,  $3\,500 \text{ g/m}^3$ ; d)  $\text{KBr}$ ,  $150 \text{ mg/l}$ .  
*Réponse: a)  $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ ; b)  $0,02 \text{ mol dm}^{-3}$ ; c)  $0,06 \text{ mol dm}^{-3}$ ; d)  $0,0013 \text{ mol dm}^{-3}$*
25. Calculez le pH d'une solution d'acide sulfurique à  $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ . *Réponse:  $0$*
26. Quelle est la valeur de pH d'une solution de  $\text{HCl}$   $10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$ ? *Réponse:  $6,98$*
27. Calculez le volume de  $96\% \text{ H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho=1,84 \text{ g cm}^{-3}$ ) nécessaire pour préparer  $100 \text{ cm}^3$  d'une solution de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  avec la concentration  $6\%$  ( $\rho=1,040 \text{ g cm}^{-3}$ ). *Réponse:  $3,53 \text{ cm}^3$*
28. Calculez le volume de  $37\% \text{ HCl}$  ( $\rho=1,19 \text{ g cm}^{-3}$ ) nécessaire pour préparer  $100 \text{ cm}^3$  d'une solution de  $\text{HCl}$  avec la concentration  $0,2 \text{ mol dm}^{-3}$ . *Réponse:  $1,68 \text{ cm}^3$*
29. Préparez  $100 \text{ cm}^3$  d'une solution de  $\text{HNO}_3$  avec la concentration  $6\%$  ( $\rho=1,033 \text{ g cm}^{-3}$ ) en utilisant l'acide nitrique  $65\%$  ( $\rho=1,4 \text{ g cm}^{-3}$ ). *Réponse:  $6,81 \text{ cm}^3$*

30. Préparez 100 cm<sup>3</sup> d'une solution de HNO<sub>3</sub> avec la concentration 0,4 mol dm<sup>-3</sup> en utilisant l'acide nitrique 65% (ρ=1,4 g cm<sup>-3</sup>).

Réponse: 2,76 cm<sup>3</sup>

31. Une solution aqueuse contient 28% masse d'éthanol, et sa masse volumique est de 0,96 g cm<sup>-3</sup>. Calculez: a) les fractions molaires d'alcool et d'eau de cette solution; b) sa molarité; c) sa molalité.

Réponse: 0,13 et 0,87; 5,84 mol dm<sup>-3</sup>; 8,44 mol kg<sup>-1</sup>

32. Quel est le volume d'une solution de HCl (fraction massique de l'acide 0,2 et densité de la solution 1,1 g cm<sup>-3</sup>) nécessaire pour préparer une solution de HCl d'un volume de 0,5 dm<sup>3</sup> et d'une concentration en acide de 3 mol dm<sup>-3</sup>?

Réponse: 248,9 cm<sup>3</sup>

33. Quelle est la molalité du saccharose, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>, dans une solution de fraction massique du composé 0,67?

Réponse: 5,94 mol kg<sup>-1</sup>

34. Calculez les masses de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10H<sub>2</sub>O et H<sub>2</sub>O nécessaires à la préparation de 500 g de solution de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> fraction molaire 0,01.

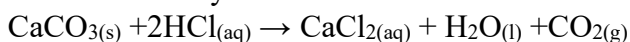
Réponse: 84,7 g; 416,3 g

35. Calculez la quantité de MnSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O qu'il faut ajouter à 100 moles d'eau pour produire une solution de MnSO<sub>4</sub> de la fraction massique de sel 20%.

Réponse: 3,5 mol

### La stœchiométrie des réactions en solution aqueuse - exemples

1. Le carbonate de calcium réagit avec une solution d'acide chlorhydrique pour produire en sel, de l'eau et du dioxyde de carbone.



Vous voudriez connaître la masse de carbonate de calcium qui va réagir avec 25 cm<sup>3</sup> d'une solution d'acide chlorhydrique en concentration de 0,750 mol dm<sup>-3</sup>.

Solution:

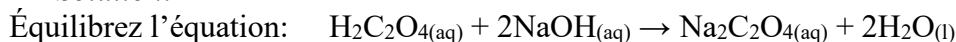
La résolution de ce problème suit les mêmes étapes que celles que vous avez vues auparavant, à la condition de convertir au préalable les volumes et les concentrations en quantités (mol) de soluté.

$$0,750 = m / (0,025 \cdot 36), \quad m = 0,675 \text{ g}$$

1 mol CaCO <sub>3</sub> (106 g)	–	2 mol HCl(36 g)	
x g	–	0,675 g	x = 0,993 g

2. Lors d'un dosage, il a fallu 17,2 cm<sup>3</sup> de solution d'hydroxyde de sodium en concentration de 0,121 mol dm<sup>-3</sup> pour réagir complètement avec 0,0966 g d'un échantillon d'acide oxalique impur dissous dans un peu d'eau. Déterminez la pureté de l'échantillon d'acide oxalique.

Solution:



$$0,121 = m / (40 \cdot 0,0172), \quad m = 0,08324 \text{ g NaOH}$$

$$2 \text{ mol NaOH} (80 \text{ g}) - 1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (90,035 \text{ g})$$

$$0,08324 \text{ g} - x, \quad x = 0,09369 \text{ g}$$

Déterminez la pureté de l'échantillon: dans 0,0966 g d'échantillon, on trouve 0,09369 g de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

$$w\% = (0,09369/0,0966) \cdot 100 = 96,98\%$$

Compte tenu de la précision initiale de la concentration et du volume de la solution d'hydroxyde de sodium (incertitude maximale relative voisine de 1,4%), on dira que la pureté de l'échantillon d'acide oxalique est de 97%.

$$\text{Incertitude relative (en \%)} = \frac{\text{incertitude absolue}}{\text{valeur mesurée ou calculée}} \times 100 \% = \left( \frac{0,001}{0,121} \right) + \left( \frac{0,1}{17,2} \right) \times 100\% = 1,4\%$$

### Exercices non résolus

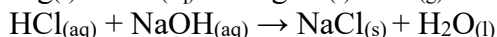
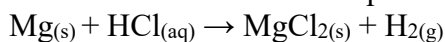
1. On mélange 0,6 dm<sup>3</sup> d'une solution de soude NaOH de concentration 80 g dm<sup>-3</sup> avec 0,8l dm<sup>3</sup> d'une autre solution de soude, de concentration 40 g dm<sup>-3</sup>. Quelle est la concentration de la solution finale? Combien contient-elle de soude (en g et en mol)?

*Réponse:* 57,1 g mol<sup>-1</sup>, 1,4 mol dm<sup>-3</sup>

2. On veut préparer 2 litre d'une solution d'acide chlorhydrique de molarité 0,1 mol dm<sup>-3</sup>. On dispose pour cela d'une solution plus concentrée, qui contient (en masse), 30 % de HCl, et dont la masse volumique est  $\rho = 1,1526 \text{ kg m}^{-3}$ . On devra donc la diluer. Quel volume de cette solution faut-il utiliser? Combien faudra-t-il ajouter d'eau?

*Réponse:* 0,02 cm<sup>3</sup>

3. Un échantillon de 2,93 g de magnésium réagit avec un volume inconnu d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration égale à 0,752 mol dm<sup>-3</sup>. La quantité d'acide n'ayant pas réagi est ensuite neutralisée, c'est-à-dire qu'elle réagit exactement avec 250 cm<sup>3</sup> d'une solution de NaOH de concentration 0,450 mol dm<sup>-3</sup>. Calculez le volume de HCl utilisé au départ.



*Réponse:* 0,471 dm<sup>3</sup> ou 471 cm<sup>3</sup>

4. On fait réagir 100 cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse d'acide phosphorique de concentration égale à 5,01 mol dm<sup>-3</sup> avec un excès d'hydroxyde de potassium (KOH). Calculez la masse de KOH qui réagira, sachant que 3 mol de KOH sont nécessaires pour neutraliser 1 mol d'acide phosphorique.

*Réponse:* 84,3 g

5. Quel volume d'une solution de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  de concentration égale à 0,0500 mol dm<sup>-3</sup> faut-il pour que la réaction produite avec 750 cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  à 0,0250 mol dm<sup>-3</sup> s'effectue au maximum, sachant que le rendement de la réaction est de 80%? Les produits de la réaction sont le chromate de fer(III) et le nitrate de potassium.

*Réponse:* 0,200 dm<sup>3</sup>

6. Le sulfate d'ammonium  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  est un engrais largement utilisé. Il est produit à partir d'une réaction entre l'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) et l'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

a) Écrivez l'équation équilibrée de la réaction.

b) Quelle masse de sulfate d'ammonium peut-on obtenir au maximum lors de la réaction de  $800 \text{ dm}^3$  d'une solution aqueuse d'acide sulfurique de concentration  $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

*Réponse:*  $2,11 \times 10^5 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

7. L'addition de chlorure de sodium, NaCl dans une solution de nitrate d'argent,  $\text{AgNO}_3$  provoque la précipitation de chlorure d'argent, AgCl.

a) Quel est le volume de NaCl  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  qu'il faut ajouter à  $50 \text{ cm}^3$  d'une solution de  $\text{AgNO}_3$   $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$  pour précipiter totalement les ions  $\text{Ag}^+$ ?

*Réponse:*  $5 \text{ ml}$ ;  $7,17 \times 10^{-2} \text{ g}$

8. Une solution contenant  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  et  $\text{NaHCO}_3$  interagit avec une solution de  $5 \text{ cm}^3$   $1 \text{ mol dm}^{-3}$  de NaOH. Après réaction, la solution est vaporisée et la masse du  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  produit s'avère être de  $2,86 \text{ g}$ . Calculez les masses de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  et  $\text{NaHCO}_3$  dans la solution initiale.

*Réponse:*  $0,53 \text{ g}$ ,  $2,82 \text{ g}$

9. Un excès de  $\text{BaCl}_2$  est ajouté à  $200 \text{ g}$  de solution contenant  $\text{H}_2\text{SO}_4$  et  $\text{HNO}_3$ . Il se forme un précipité de  $46,6 \text{ g}$ . La solution préparée peut être neutralisée par  $50 \text{ cm}^3$  de solution de NaOH (fraction massique de l'hydroxyde  $0,3$ , densité de la solution  $1,33 \text{ g cm}^{-3}$ ). Calculez les masses de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  et  $\text{HNO}_3$  dans la solution initiale.

*Réponse:*  $19,6 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $6,4 \text{ g } \text{HNO}_3$

10. Une vapeur d'eau dans un gaz d'un volume de  $97,2 \text{ dm}^3$  interagit avec  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ . Le  $\text{NH}_3$  produit est entièrement absorbé par  $25 \text{ cm}^3$  de solution de HCl à  $0,05 \text{ mol dm}^{-3}$ . L'excès d'HCl est neutralisé par  $10,7 \text{ cm}^3$  d'une solution  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  de NaOH. Quelle est la teneur en vapeur d'eau ( $\text{g m}^{-3}$ ) du gaz initial?

*Réponse:*  $0,1 \text{ g}$

11. Quel volume de solution de NaOH à  $25\%$  est nécessaire pour précipiter complètement le fer de  $250 \text{ cm}^3$   $2 \text{ mol dm}^{-3}$   $\text{FeCl}_3$ ?

*Réponse:*  $187,5 \text{ cm}^3$

12. Calculez le volume d'une solution de  $\text{KMnO}_4$   $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  nécessaire pour réagir complètement avec  $0,01$  mole de l'acide oxalique selon la réaction:

$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Équilibrez l'équation.

*Réponse:*  $0,04 \text{ dm}^3$

## Annexe

### *Le système international (SI)*

Depuis 1960, le seul système d'unités en vigueur à l'échelle internationale est le système international (SI), un système métrique révisé qui comporte sept grandeurs de base (ou fondamentales). Les grandeurs fréquemment utilisées en chimie sont le temps, la masse, le volume, la quantité de matière et la température. Comme les unités métriques, les unités Si sont modifiées sur une base décimale par une série de préfixes.

*Tableau 4 Unités du système international SI.*

<b>Grandeur physique</b>	<b>unité</b>	<b>symbole</b>
masse	kilogramme	kg
longueur	mètre	m
temps	seconde	s
température	Kelvin	K
quantité de matière	mole	mol
courant électrique	ampère	A
Intensité lumineuse	candela	cd

*Tableau 5 Les préfixes utilisés dans le SI.*

<b>préfixe</b>	<b>facteur</b>	<b>symbole</b>
téra	$10^{12}$	T
giga	$10^9$	G
méga	$10^6$	M
kilo	$10^3$	k
hecto	$10^2$	h
déca	$10^1$	da
déci	$10^{-1}$	d
centi	$10^{-2}$	c
milli	$10^{-3}$	m
micro	$10^{-6}$	$\mu$
nano	$10^{-9}$	n
pico	$10^{-12}$	p

*Tableau 6 Constante molaire du gaz parfaite.*

8,314 J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
8,20574×10 <sup>-2</sup> dm <sup>3</sup> atm K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
8,13447×10 <sup>-2</sup> dm <sup>3</sup> bar K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
8,31447 Pa m <sup>3</sup> K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
62,364 dm <sup>3</sup> torr K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
1,98721 cal K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>

Tableau 7 Les masses atomiques relatives des éléments naturels.

<b>Nom</b>	<b>Symbole</b>	<b>Masse atomique</b>	<b>Nom</b>	<b>Symbole</b>	<b>Masse atomique</b>
Azote	N	14	Magnésium	Mg	24
Aluminium	Al	27	Manganèse	Mn	55
Antimoine	Sb	122	Cuivre	Cu	63,5
Argon	Ar	40	Molybdène	Mo	96
Arsenic	As	75	Sodium	Na	23
Baryum	Ba	137	Néon	Ne	20
Béryllium	Be	9	Nickel	Ni	58,5
Bismuth	Bi	209	Plomb	Pb	207
Bore	B	11	Palladium	Pd	106,5
Brome	Br	80	Platine	Pt	195
Hydrogène	H	1	Radon	Ra	222
Tungstène	W	184	Rubidium	Rb	85,5
Carbone	C	12	Ruthénium	Ru	101
Gadolinium	Gd	157	Selenium	Se	79
Gallium	Ga	70	Silicium	Si	28
Germanium	Ge	72,5	Scandium	Sc	45
Dysprosium	Dy	162,5	Argent	Ag	108
Europium	Eu	152	Strontium	Sr	87,5
Erbium	Er	167	Soufre	S	32
Fer	Fe	56	Tellure	Te	127,5
Mercure	Hg	200,5	Terbium	Tb	159
Or	Au	196	Technétium	Tc	98
Indium	In	115	Titane	Ti	48
Iode	I	127	Thorium	Th	232
Iridium	Ir	192	Thullium	Tm	169
Yttrium	Y	89	Uranium	U	238
Cadmium	Cd	112,5	Fluor	F	19
Étain	Sn	119	Phosphore	P	31
Potassium	K	39	Hafnium	Hf	178,5
Calcium	Ca	40	Hélium	He	4
Oxygène	O	16	Chlore	Cl	35,5
Cobalt	Co	59	Chrome	Cr	133
Krypton	Kr	83	Césium	Cs	133
Xénon	Xe	131	Zinc	Zn	65
Lithium	Li	7	Zirconium	Zr	91

## Bibliographie

1. Дуков, И. *Химични изчисления*, Нови Знания, София, 2000.
2. Ramsden, E. N. *Calculations for A-level Chemistry*, Stanley Thornes Ltd., Chenttenham, 1982.
3. *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry*, IUPAC, RSC Publishing, third edition, 2007.
4. Дафинова, Р., Радков, Е., Манев, С., Пелова, В. *Лабораторни упражнения и задачи по неорганична химия*. унв. изд. "Св. Кл. Охридски", София, 2000.
5. Господинов, Г., Генчев, М, Ойкова, Т. *Ръководство за решаване на задачи по обща и неорганична химия*, изд. Наука и изкуство, София, 1990.
6. Hill, J. W., Petrucci, R. H. *General Chemistry*, Prentice Hall, New Jersey, 1999.
7. Sienko, M. J., Plane, R. A. *Chemistry: principles and applications*, McGraw-Hill Kogakusha, 1979.
8. Bell, J., Branz, J., Bunce, D. (writing team), *Chemistry*, a project of the American Chemical Society, W. H. Freeman and Company, N. Y., 2005.
9. Глинка, Н. Л. *Задачи и упражнения по общей химии*. Химия, Москва, 1983.
10. Сорокин, В. В., Загорский, В. В., Свитаько, И. В. *Задачи химических олимпиад*. Изд. МГУ, Минск, 1989.
11. Kotz, Treichel JR, *Chimie Générale*, de Boeck, 2006.
12. Roger Barlet, *Comprendre et approfondir la chimie, 1-La réaction chimique*, DUNOD, 1995.
13. Atkins Peter, de Paula Julio, *Atkins' physical chemistry*, seventh edition, Oxford University Press, 2002.
14. Дуков, И., Атанасова, М. *Изчислителни задачи по обща и неогранична химия*, Акад. Пъбликейшънс, София, 2014.
15. Атанасова, М. *Основи изчисления в химията*. Акад. Пъбликейшънс, София, 2011.
16. Chang, R., Goldsby, K., *Chimie générale*, 4<sup>e</sup> édition (traduction: A. Arpin, L. Papillon). McGeaw-Hill Companies, 2014.
17. Comminellis, C., Friedli, G., Sahil-Migirdigan, A., *Exercices de chimie générale*, Presses polytechniques et universitaires romandes, 2018.
18. Petrucci, R., Herring, F., Madura, J., Bissonnette, C. *General Chemistry Principles and Modern Applications*, 11 editions, Pearson, Toronto, 2017.
19. Averill, B., Eldrege, P., *General Chemistry: Principles, Patterns and Applications*, Flatworld, Boston, 2021.



Maria Atanassova a obtenu son master (1998) et son doctorat en chimie inorganique (2003) avec une thèse intitulée « Extraction synergique des lanthanides par des extractants chélatants et le sel d'ammonium quaternaire Aliquat 336 » à l'Université de technologie chimique et de métallurgie de Sofia. Depuis 1999, elle est professeur adjoint et maître de conférences au département de chimie générale et inorganique. Elle enseigne divers cours de chimie: introduction à la chimie générale, calculs chimiques, chimie de coordination (pour les étudiants de master), travaux pratiques de chimie générale, inorganique et de coordination. Elle dispense également des cours magistraux, des séminaires et des travaux pratiques en français aux étudiants bulgares et internationaux de la filière francophone: « Chimie générale et inorganique » et « Chimie inorganique. Chimie des éléments ». M. Atanassova a été membre associée de l'IUPAC (2005-2011), représentante nationale au sein du Comité VIII de l'IUPAC (Nomenclature chimique et représentation structurale) pour les mandats 2018-2026, ainsi que membre bénévole du Sous-comité sur les données de solubilité et d'équilibre de la Division analytique V depuis 2015. Elle a publié plus de 80 articles dans des revues scientifiques à comité de lecture et plusieurs manuels universitaires.

**Couverture:** Photo du mineral antimonite, calcite et quartz fume, fluorite, feldspath potassique provenant du musée de Freiberg en Allemagne. Les photos sont de l'auteur.