CHIMIE
LE MINIMUM À SAVOIR

Jacques LE COARER

EDP SCIENCES

17, avenue du Hoggar
Parc d'Activité de Courtabœuf, BP 112
91944 Les Ulis Cedex A, France

Grenoble Sciences

Grenoble Sciences poursuit un triple objectif :

- réaliser des ouvrages correspondant à un projet clairement défini, sans contrainte de mode ou de programme,
- garantir les qualités scientifique et pédagogique des ouvrages retenus,
- proposer des ouvrages à un prix accessible au public le plus large possible.

Chaque projet est sélectionné au niveau de Grenoble Sciences avec le concours de referees anonymes. Puis les auteurs travaillent pendant une année (en moyenne) avec les membres d'un comité de lecture interactif, dont les noms apparaissent au début de l'ouvrage. Celui-ci est ensuite publié chez l'éditeur le plus adapté.

(Contact : Tél. : (33)4 76 51 46 95 - E-mail : Grenoble.Sciences@ujf-grenoble.fr)

Deux collections existent chez EDP Sciences :

- la ***Collection Grenoble Sciences***, connue pour son originalité de projets et sa qualité
- ***Grenoble Sciences - Rencontres Scientifiques***, collection présentant des thèmes de recherche d'actualité, traités par des scientifiques de premier plan issus de disciplines différentes.

Directeur scientifique de Grenoble Sciences

Jean BORNAREL, Professeur à l'Université Joseph Fourier, Grenoble 1

Comité de lecture pour "Chimie. Le minimum à savoir"

- **R. BARLET**, Professeur à l'Université Joseph Fourier - Grenoble 1
- **B. HATIER**, Maître de conférences à l'Université Nancy 1
- **D. LALANDAIS**, Maître de conférences à l'Université Pierre et Marie Curie - Paris 6

Grenoble Sciences reçoit le soutien
du **Ministère de la Jeunesse, de l'Éducation nationale et de la Recherche**,
de la **Région Rhône-Alpes**, du **Conseil général de l'Isère**
et de la **Ville de Grenoble**.

Illustration de couverture : **Alice GIRAUD**

ISBN 2-86883-636-4
© EDP Sciences, 2003

EXTRAITS

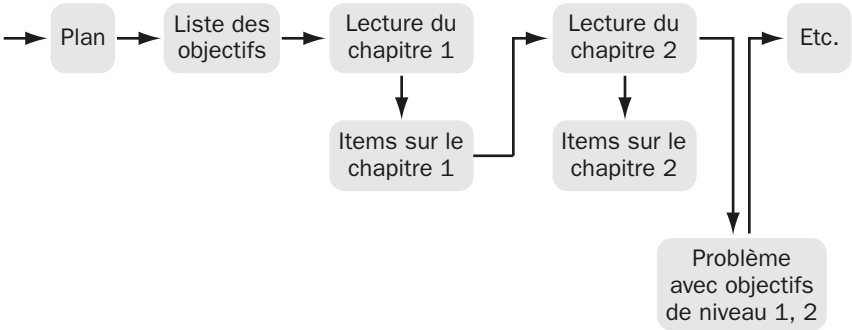
POUR LE LECTEUR

Cet ouvrage n'est pas un ouvrage classique et peut être utilisé de diverses façons. Décrivons ici quelques exemples d'utilisation :

- du plan,
- de la liste d'objectifs,
- des éléments de cours,
- des items* et de leurs corrigés,
- des problèmes et de leurs corrigés,
- de l'index analytique

Cas : je prends cet ouvrage pour reconstituer une base solide en chimie

Schéma de travail :



Dans ce cas, le lecteur a une vision globale des thèmes abordés en lisant le plan, des capacités qu'il va acquérir en lisant les objectifs. Il lira le premier chapitre puis, avec les exercices progressifs (items) développera certaines compétences. Mais cet apprentissage seul, s'il donne une bonne pratique des outils et une certaine acquisition des connaissances peut conduire à un acquis parcellisé. Des problèmes plus synthétiques sont proposés : ils ne doivent être abordés que lorsque les numéros d'items étudiés sont d'un niveau plus élevé que ceux indiqués en tête des problèmes.

Si, au cours de l'apprentissage, un point bloque par oubli, utiliser l'index analytique ou, plus facile encore, revenir dans le cours à la partie concernée : elle est très souvent indiquée par son code.

---

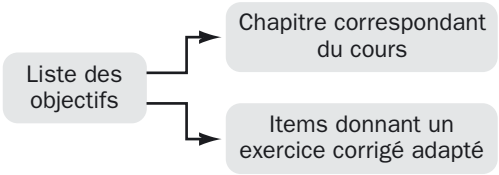
* un « item » est un exercice court ne concernant l'apprentissage que d'un seul objectif.

Cas : j'ai des bases qui me semblent non-négligeables : j'ai ce livre et je compte bien l'utiliser de façon ponctuelle

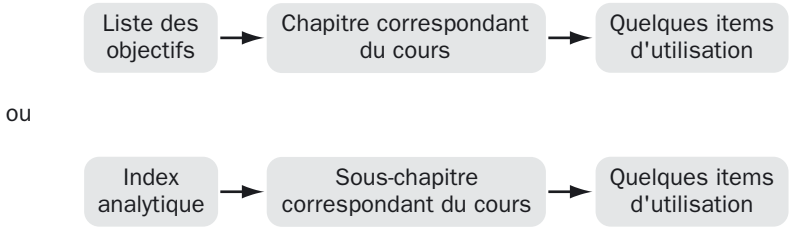
Schéma de travail :

Une question se pose à moi :

- elle concerne une définition (par exemple, molarité)



- elle concerne une capacité (exemple : je ne sais pas indiquer l'oxydant et le réducteur dans une réaction d'oxydoréduction)



En fin d'ouvrage, on trouvera trois annexes :

Annexe I - La température et la chaleur,
Annexe II - Les réactions équilibrées,
Annexe III - Couples acide/base et pH – Diagrammes de distribution.

L'objectif de ces annexes est soit d'amener le lecteur à une compréhension plus profonde de deux groupes de concepts particulièrement importants (et souvent mal cernés) comme ceux de température et de chaleur ou d'équilibre (en chimie essentiellement dynamique), soit d'apporter un outil simple permettant de suivre le comportement des couples acide/base en fonction du pH.

Avec ce « minimum à savoir », nous souhaitons au lecteur une bonne forme en chimie.

Chapitre 4

LA RÉACTION CHIMIQUE ET L'ÉQUATION DE RÉACTION

Qualitativement, la réaction chimique est le processus au cours duquel des espèces chimiques mises en présence, les **réactants** ou réactifs, se transforment et donnent naissance à de nouvelles espèces chimiques, les **produits** de réaction. Une réaction chimique est donc caractérisée par la nature des réactants et des produits qu'elle met en jeu.

Quantativement, cette transformation s'effectue en respectant des règles précises de proportionnalité. L'ensemble de ces règles constitue la **stœchiométrie de la réaction**. Celle-ci définit les proportions des réactifs qui disparaissent et des produits qui apparaissent au cours de la réaction.

Ce qui a été dit des **formules brutes** au chapitre précédent fait déjà partie de cette stœchiométrie. En effet, la formule brute, nous l'avons vu, définit les proportions dans lesquelles on trouve les masses des différents éléments dans le corps pur considéré, ainsi que le nombre des différents atomes présents dans la molécule correspondante. Nous traiterons ici de la **stœchiométrie de la réaction chimique**.

1 - LA STŒCHIOMÉTRIE ET L'ÉQUATION DE RÉACTION

1.1 - PRINCIPES GÉNÉRAUX

La stœchiométrie de la réaction chimique repose sur deux principes fondamentaux :

1 - au cours de la réaction il n'y a ni création ni disparition de matière ; « rien ne se perd, rien ne se crée » (LAVOISIER) ;

2 - les atomes restent inchangés (on ne fait pas de chimie nucléaire) ; les seuls échanges possibles de particules sont des échanges d'électrons.

Partant de là, on peut formuler les règles du jeu suivantes :

il y a **conservation de la masse totale du système**, cela peut se traduire par :

Il doit y avoir autant d'atomes de chacun des éléments dans les deux membres de l'équation de réaction : il y a **conservation des atomes**.

Les particules à charge non nulle sont les protons (+ e) et les électrons (– e). On retrouve après transformation le même nombre de protons et d'électrons qu'avant transformation. S'il y a, avant transformation, un déséquilibre des charges Q, le même déséquilibre des charges doit se retrouver après transformation. En d'autres termes **il y a conservation des charges**. C'est ce qu'indique le schéma suivant :

Conservation des masses, conservation des atomes, conservation des charges, sont les trois règles fondamentales de la stœchiométrie.

1.2 - L'ÉQUATION CHIMIQUE DE RÉACTION

L'équation de réaction est l'outil de choix de la stœchiométrie. Encore faut-il savoir s'en servir. Lorsque nous écrivons l'équation de combustion du butane :

$$C_4H_{10} + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

1 mole	6,5 mole	4 moles	5 moles
58 g	208 g	176 g	90 g

nous formulons une véritable **règle du jeu** avec conservation des atomes et des masses.

- Chaque fois que nous faisons réagir du butane et de l'oxygène et que nous obtenons du dioxyde de carbone et de l'eau, les réactants réagissent dans la proportion de 1 mole de butane pour 6,5 moles d'oxygène. Du dioxyde de carbone et de l'eau sont obtenus dans la proportion de 4 moles de dioxyde de carbone pour 5 moles d'eau.
- Ou encore : chaque fois que l'on obtient un gramme d'eau au cours de la combustion du butane s'effectuant selon l'équation de réaction écrite plus haut, il a disparu 0,64 g de butane et 2,31 g d'oxygène. En même temps il s'est formé 0,49 g de dioxyde de carbone.

- Ou encore : chaque fois qu'une mole d'oxygène est consommée au cours de cette réaction, c'est qu'il a été consommé 0,15 mole de butane et qu'il s'est produit 0,62 mole de dioxyde de carbone et 0,77 mole d'eau.

Plus généralement, une équation de réaction est de la forme :

$$\alpha A + \beta B \longrightarrow \gamma C + \delta D$$

les nombres α, β, γ, δ sont les **coefficients stœchiométriques** de l'équation de réaction. Dans l'exemple donné ci-dessus ce sont les nombres : 1, 13/2, 4 et 5.

1.3 - L'ÉQUATION-BILAN

Il est rare que l'équation de réaction traduise le **mécanisme de la réaction** à l'échelle particulaire. Dans l'exemple choisi de la combustion du butane, on pourrait faire remarquer que des demi-molécules d'oxygène n'existent pas. En revanche, à l'échelle de la mole ($6{,}022.10^{23}$ molécules), le coefficient 1/2 conserve une signification physique ($3{,}011.10^{23}$ molécules). Dans tous les cas, l'équation de réaction apporte donc une information sur le **bilan de la transformation**. Partant d'un **état initial**, par exemple 1 mole de butane, 6,5 moles d'oxygène (dans ce cas les réactants sont dits « dans les proportions stœchiométriques » : $n_{O_2}/n_{C_4H_{10}} = 6{,}5$), 0 mole de dioxyde de carbone et 0 mole d'eau, et si la réaction est totale, on arrive à un **état final** qui est 0 mole de butane, 0 mole d'oxygène, 4 moles de dioxyde de carbone et 5 moles d'eau. Il s'agit bien alors d'un **bilan global de la réaction** quel que soit le mécanisme intime de la réaction. Ce bilan global repose sur des mesures qui sont faites à notre échelle.

Il aurait été tout aussi possible de choisir comme état initial un nombre quelconque de moles de butane et d'oxygène (dans la réalité cette situation est courante : dans une chaudière brûlant du butane, l'oxygène est toujours en excès par rapport à la proportion stœchiométrique). Cela n'aurait pas empêché la réaction de se dérouler et, **dès l'instant que nous pouvons déterminer le nombre apparu de moles d'un produit ou disparu de moles d'un réactant**, nous sommes en mesure de connaître avec précision, par **l'application des lois de la stœchiométrie**, la composition d'oxygène, nous pourrons calculer, à l'aide de la stœchiométrie de la réaction, le nombre de moles de chaque espèce en fin de réaction.

	C_4H_{10} +	$\frac{13}{2}O_2$ ⟶	$4\,CO_2$ +	$5\,H_2O$
état initial	1	10	0	0
état final	?	?	?	?

Le rapport $n_{O_2}/n_{C_4H_{10}}$ est ici de 10 : dans les conditions stœchiométriques, ce rapport serait égal à 6,5. L'oxygène se trouve donc en excès par rapport au butane : en fin de réaction, le butane a totalement réagi mais il est resté à l'oxygène.

Il a disparu 6,5 moles d'oxygène, il en reste donc 10 – 6,5 = 3,5 moles.

Il est apparu 4 moles de dioxyde de carbone et 5 moles d'eau.

L'état final est donc, en tenant compte des quantités initiales, :

	C_4H_{10} +	$\frac{13}{2}O_2$	$\longrightarrow$	$4\,CO_2$ +	$5\,H_2O$
état final	0	3,5		4	5

Dans certains cas, des réactions peuvent ne pas être totales ; ainsi si l'on met en présence du chlore Cl_2 et du trichlorure de phosphore PCl_3 (même en proportions stœchiométriques : ici le rapport $n_{Cl_2}/nP_{Cl_3} = 1$), on obtient en fin de réaction du PCl_5, mais il reste également Cl_2 et PCl_3. Soit, par exemple, un mélange initial de 3 moles de PCl_3 et de 1 mole de Cl_2 : l'analyse du mélange à l'équilibre indique qu'il y a 0,6 mole de PCl_5. Il est alors possible de calculer (à l'aide de la stœchiométrie de cette réaction et des relations de bilans) la composition du milieu réactionnel à l'équilibre.

	PCl_3 +	Cl_2	$\rightleftarrows$	PCl_5
état initial	3	1		0
état final	(3 – 0,6) = 2,4	(1 – 0,6) = 0,4		0,6

Il est apparu 0,6 mole de PCl_5.

Il a donc disparu 0,6 mole de PCl_3 et 0,6 mole de Cl_2.

On voit ainsi l'outil remarquable que représente la stœchiométrie d'une réaction chimique.

2 - *LES RÉACTIONS EN SOLUTION*

2.1 - *DÉFINITIONS*

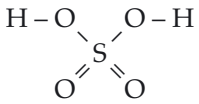
Une solution est un mélange homogène solide ou, plus généralement, liquide dans lequel un des constituants, appelé solvant, est très majoritairement présent et les autres constituants, appelés solutés, sont minoritairement représentés. Les solutés peuvent être des solides, des liquides ou des gaz.

Nous n'envisagerons pas ici des solutions solides bien que leur traitement formel soit identique à celui des solutions dans les liquides.

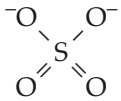
La concentration d'une solution peut s'exprimer de plusieurs manières soit en concentration **pondérale** (ou massique) exprimée en $g.L^{-1}$, soit en concentration **molaire** (ou **molarité**) exprimée en $mol.L^{-1}$.

Ainsi, si on dissout 4 grammes de soude NaOH ($M = 40\ g.mol^{-1}$) et que le volume total de la solution est de un litre, la concentration pondérale de cette solution est de $4\ g.L^{-1}$ et sa molarité est de $10^{-1}\ mol.L^{-1}$ (notée aussi 0,1 M).

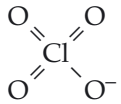
3.10[1] - On donne la formule développée plane de l'acide sulfurique H_2SO_4 :
Dessiner la molécule d'acide sulfurique.



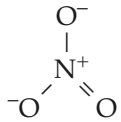
3.10[2] - Dessiner la structure probable de l'ion sulfate :



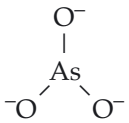
3.10[3] - Dessiner la structure probable de l'ion perchlorate :



3.10[4] - Dessiner la structure possible de l'ion nitrate dont la formule développée plane est :

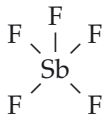


3.10[5] - Dessiner la structure probable de l'ion arsénite AsO_3^{3-} :



3.10[6] - Dessiner la structure probable de l'hexafluorure de soufre SF_6 :

3.10[7] - Dessiner la structure probable du pentafluorure d'antimoine SbF_5 :



4 - LA RÉACTION CHIMIQUE ET L'ÉQUATION DE RÉACTION

4.1[1] - Lorsqu'on fait réagir à 1000°C de l'eau (H_2O) sur du méthane (CH_4), il se forme de l'oxyde de carbone (CO) et de l'hydrogène (H_2). Ecrire l'équation de réaction avec les coefficients stœchiométriques corrects.

4.1[2] - Lorsqu'on fait brûler du pentane (C_5H_{12}) dans de l'oxygène (O_2) on obtient du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O). Ecrire l'équation de réaction avec les coefficients stœchiométriques corrects.

4.2[1] - L'équation de réaction de la synthèse de l'ammoniac est :

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2\,NH_3$$

Quel est le nombre de moles d'ammoniac obtenu lorsque 0,127 mole d'azote a réagi sur la quantité d'hydrogène strictement nécessaire ?

4.2[2] - L'équation de combustion de l'éthanol est :

$$C_2H_5OH + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

Quel est le nombre de moles de dioxyde de carbone formées lorsqu'on fait brûler totalement 0,254 mole d'alcool ?

4.2[3] - On considère la combustion de l'acétone :

$$C_3H_6O + 4\,O_2 \longrightarrow 3\,CO_2 + 3\,H_2O$$

Combien de moles d'acétone ont disparu lorsqu'on obtient 7,25 moles de dioxyde de carbone ?

4.3[1] - L'équation de combustion de l'éthanol est :

$$C_2H_5O + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

On fait réagir ensemble 3 moles d'éthanol et 5 moles d'oxygène ; un des réactants disparaît complètement. Quel est le nombre de moles de dioxyde de carbone (CO_2) formées en fin de réaction ?

4.3[2] - On considère la combustion de l'acétone :

$$C_3H_6O + 4\,O_2 \longrightarrow 3\,CO_2 + 3\,H_2O$$

On fait brûler 2 moles d'acétone dans 4 moles d'oxygène. L'un des réactants disparaît complètement. Donner la composition en moles du milieu réactionnel en fin de réaction.

4.3[3] - On considère l'équation de réaction de la préparation du chlore à partir du dioxyde de manganèse et du chlorure d'hydrogène :

$$MnO_2 + 4\,HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$$

On fait réagir 3 moles de dioxyde de manganèse sur 5 moles de chlorure d'hydrogène. Un des réactants disparaît. Donner la composition en moles du milieu réactionnel en fin de réaction.

4.3[4] - On considère l'équation de formation de l'ammoniac (NH_3) :

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3$$

On mélange 3 moles d'azote, 4 moles d'hydrogène et 1 mole d'ammoniac. On trouve qu'à l'équilibre, il y a 1,135 mole d'ammoniac. Donner les nombres de moles d'azote et d'hydrogène présents à l'équilibre.

4.4[1] - L'équation de combustion de l'éthanol est :

$$C_2H_5O + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

L'oxygène et le dioxyde de carbone sont des gaz que l'on considère comme parfaits ; l'éthanol et l'eau sont des liquides dans les conditions normales (0°C, 1 atm, $V_M = 22{,}414\ L\,.\,mol^{-1}$). Quelle est, dans ces conditions, la variation de volume du milieu réactionnel lorsqu'on fait brûler totalement 0,4 mole d'alcool ? *On néglige les variations de volume dues à l'apparition ou à la disparition de liquides.*

4.4[2] - On considère la combustion de l'acétone :

$$C_3H_6O + 4\,O_2 \longrightarrow 3\,CO_2 + 3\,H_2O$$

L'oxygène et le dioxyde de carbone sont des gaz dans les conditions normales (0°C, 1 atm, $V_M = 22{,}414\ L\,.\,mol^{-1}$). Quelle est la variation de

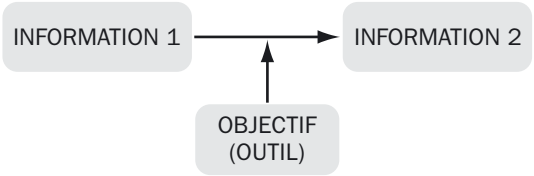
TEXTES DES PROBLÈMES

Comme nous l'avons déjà évoqué dans l'introduction, les problèmes doivent compenser l'aspect parcellaire des connaissances acquises à partir des items. Si l'on veut utiliser une comparaison, les items ont permis d'appréhender l'utilisation d'outils que sont les objectifs une fois réalisés : grâce aux problèmes, l'utilisateur doit apprendre à agencer ces outils pour venir à bout d'un travail beaucoup plus synthétique et complet.

C'est la raison pour laquelle les problèmes ne portent pas sur un chapitre particulier mais, en général, sur plusieurs. En revanche, il a été fait référence en tête de l'énoncé à celui des objectifs de rang le plus élevé dans la classification de ceux-ci : cela doit permettre à l'utilisateur de savoir si le problème auquel il s'attaque correspond bien à l'avancement de ses connaissances et de ses savoir-faire.

Par ailleurs, on a profité des problèmes posés pour apporter des compléments qui constituent une ouverture sur des aspects techniques ou plus théoriques. Il nous a paru normal, en particulier, de rappeler ainsi que la chimie est une science expérimentale qui repose sur des démarches bien concrètes et précises.

Enfin, il convient de rappeler à l'utilisateur que la résolution d'un problème nécessite une bonne organisation de sa démarche. Sans vouloir influencer outre mesure le travail de chacun, on peut suggérer un schéma qui repose sur le traitement d'une ou de plusieurs informations par un outil déterminé afin d'obtenir une information nouvelle. Les corrigés des problèmes consisteront le plus souvent en l'agencement de chaînons dont le principe peut être présenté ainsi.



Ceci n'est pas une contrainte et l'utilisateur garde toute son autonomie dans le traitement des problèmes. Il paraît par contre indispensable, pour que le travail soit le plus fructueux possible, d'organiser au mieux l'utilisation de ses savoir-faire.

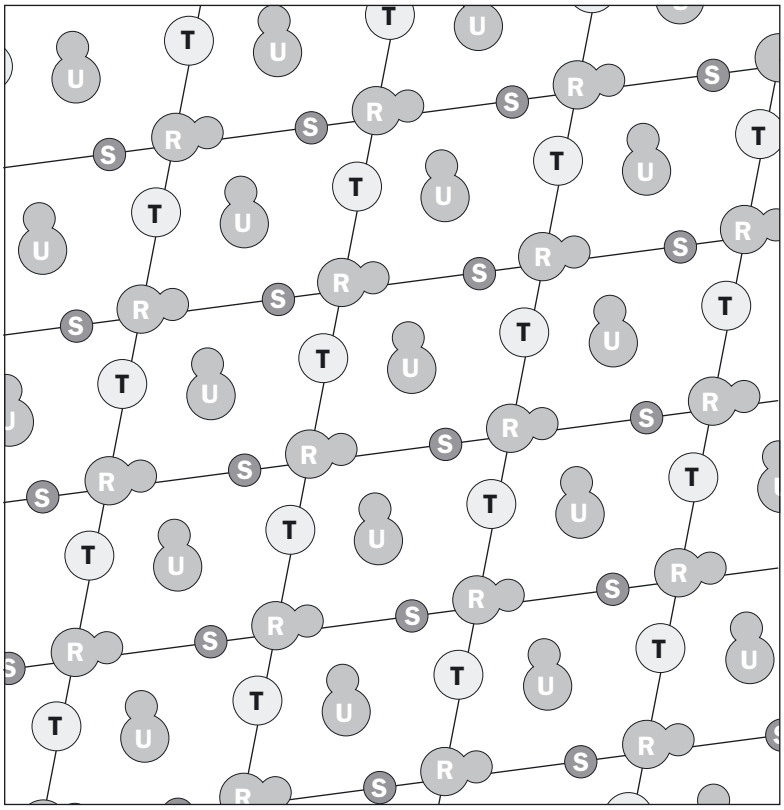
PROBLÈME 1

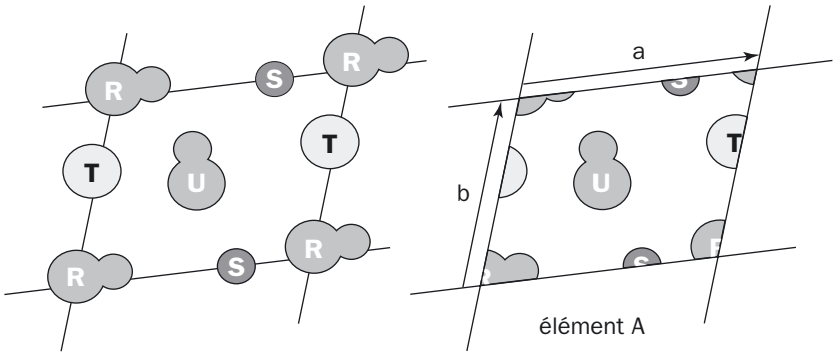
➠ 2.5

Dans le cristal de cuivre, 4 atomes de cuivre correspondent à un volume de $46{,}97.10^{-26}$ L. Cette valeur est connue à partir de l'analyse aux rayons X du cristal. Par ailleurs, la masse volumique du cuivre est $8{,}92\ \mathrm{kg.L^{-1}}$ et sa masse atomique $63{,}54\ \mathrm{g.mol^{-1}}$. Calculer à partir de ces données le nombre d'AVOGADRO N_A.

Remarque sur l'état cristallin

Ce qui est dit ici l'est à titre documentaire et n'est pas nécessaire pour faire le problème.



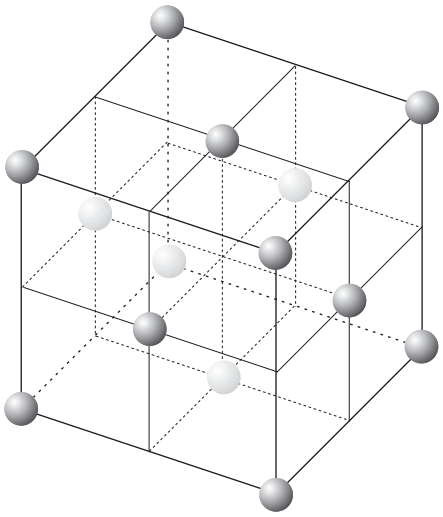


De même qu'un mur est fait à partir de briques toutes identiques les unes aux autres ou qu'un papier peint est conçu en répétant régulièrement le même motif, on peut considérer un cristal comme obtenu par la répétition un très grand nombre de fois d'un motif élémentaire parallélépipédique que l'on déplacerait parallèlement à ses trois arêtes et chaque fois d'un nombre entier de fois la longueur de l'arête parallèle à ce déplacement. Ainsi dans la figure ci-avant en deux dimensions, la répétition de l'élément A permet d'obtenir la structure indéfinie représentée. On remarquera sur l'élément agrandi qu'un motif tel que R participe à 4 motifs élémentaires (que l'on appellera « maille »), un motif tel que S ou T appartient à 2 mailles, un motif tel que U n'appartient qu'à une maille. Il faudra en tenir compte quand on voudra faire le décompte des motifs R, S, T, U.

Dans le cas du cuivre, ce motif élémentaire (ou maille) est celui représenté ci-contre. C'est un cube de 3,608 Å de côté (1 Å = 10^{-10} m) et les atomes sont situés aux 8 sommets du cube et au centre de chacune de ses faces. Le volume de ce cube est 46,97 $Å^3$.

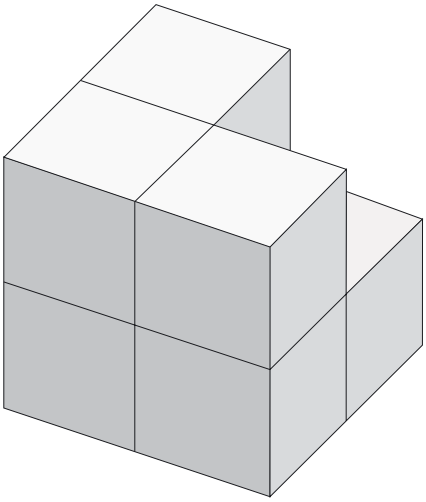
Comment compte-t-on 4 atomes dans le cube ?

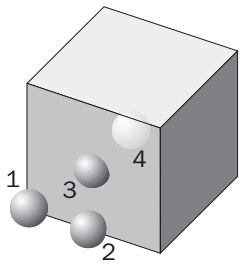
Un atome situé à un sommet, participe à 8 cubes : il faut donc compter chacun de ces atomes pour 1/8 ce qui fait, multiplié par 8, un total de 1 ; un atome situé sur une face participe à 2 mailles : il faut le compter pour 1/2 ce qui, multiplié par 6, donne 3 atomes (il y a six faces dans le cube).



La maille élémentaire d'un cristal de cuivre

Le schéma ci-dessous montre dans l'espace la position des différents éléments dans un cube et la manière dont il faut les compter dans le cas le plus général.





ME

Un atome tel que [1] situé à un sommet est à compter pour 1/8 car il participe à 8 cubes élémentaires. Un atome tel que [2] situé sur une arête est à compter pour 1/4 car il participe à 4 cubes élémentaires. Un atome tel que [3] situé au centre d'une face est à compter pour 1/2 car il participe à 2 cubes élémentaires. Un atome tel que [4] situé à l'intérieur du cube compte pour 1 car il ne participe qu'à 1 seul cube élémentaire.

Comment compte-t-on les atomes dans une maille élémentaire (ME) ?

PROBLÈME 2

➟ 3.4

Le chloroforme ($CHCl_3$) est, à température ordinaire, un liquide de masse volumique $\rho = 1{,}483\ kg.L^{-1}$. Il bout à 61,7°C. Déterminer la distance moyenne entre les molécules de chloroforme :

1. dans du chloroforme liquide à 20°C,
2. dans du chloroforme gazeux à 62°C, température à laquelle le volume molaire sera pris égal à 27,49 L.

Dans ce problème, on supposera que les molécules sont ponctuelles les distances étant celles de centre de deux molécules.

Données

Nombre d'AVOGADRO : $6{,}022 \times 10^{23}$

Masses atomiques : C : 12,01 $g.mol^{-1}$
H : 1,008 $g.mol^{-1}$
Cl : 35,45 $g.mol^{-1}$

PROBLÈME 3

➟ 3.10

A partir de la structure électronique de chacun des éléments (couche de valence), expliquer la géométrie indiquée pour les espèces chimiques suivantes et les représenter :

– CH_2CL_2 (dichlométhane : tétraèdre)
– AsO_3^{3-} (ion arsénite : pyramide)

Données

Numéros atomiques : H : 1 - C : 6 - O : 8 - Cl : 17 - As : 33

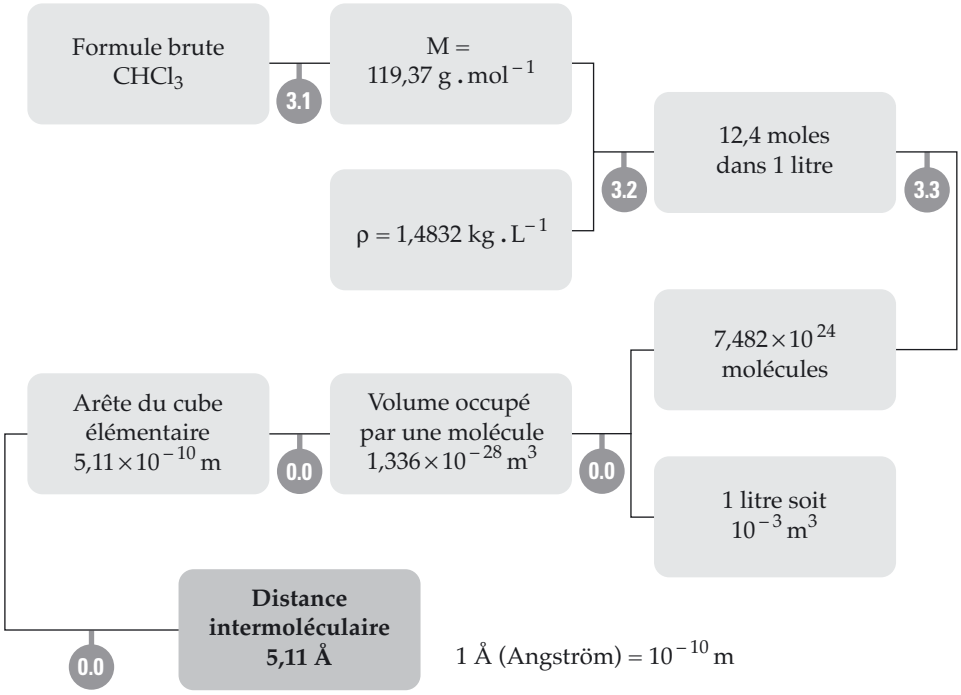
PROBLÈME 4

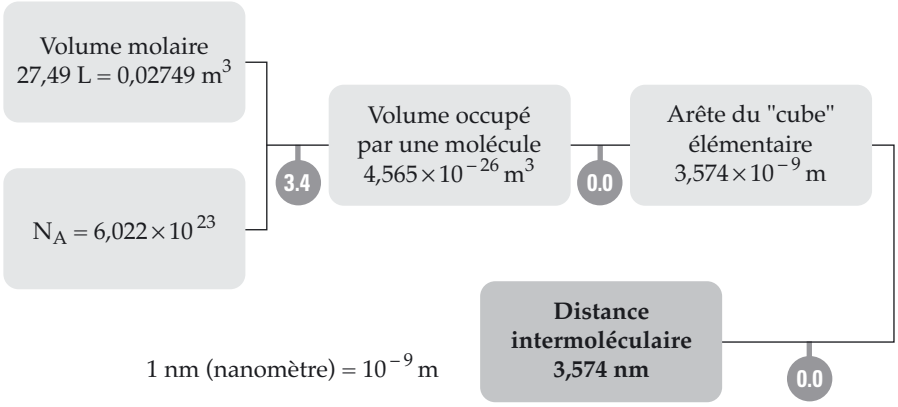
➟ 3.10

Un mélange liquide de phosgène (très toxique, utilisé comme gaz de combat) et de benzène a une masse volumique déterminée de la manière suivante : un pycnomètre (appareil servant à mesurer la masse volumique des liquides), dont le principe est rappelé ci-après, est pesé (6°C) :

1. vide et sec : 10,2856 g,
2. rempli d'eau : 15,3136 g,
3. rempli du mélange : 15,8762 g.

PROBLÈME 2


Formule brute
$CHCl_3$
3.1
M =
119,37 g . mol^{-1}
ρ = 1,4832 kg . L^{-1}
3.2
12,4 moles
dans 1 litre
3.3
7,482 × 10^{24}
molécules
1 litre soit
10^{-3} m^3
Volume occupé
par une molécule
1,336 × 10^{-28} m^3
0.0
0.0
Arête du cube
élémentaire
5,11 × 10^{-10} m
0.0
Distance
intermoléculaire
5,11 Å
1 Å (Angström) = 10^{-10} m


Volume molaire
27,49 L = 0,02749 m^3
N_A = 6,022 × 10^{23}
3.4
Volume occupé
par une molécule
4,565 × 10^{-26} m^3
0.0
Arête du "cube"
élémentaire
3,574 × 10^{-9} m
Distance
intermoléculaire
3,574 nm
0.0
1 nm (nanomètre) = 10^{-9} m