Keita Bakary
TRAORE Ousmane Morike

TOURE Ibrahim
BERTHE Ouniry Jean Ives

Chimie



10e année

EDIM sa

Scanned by CamScanner

540
KEI
8012

Bakary KEITA
Ousmane Moriké TRAORE
Ibrahim TOURE
Ouniry Jean Ives BERTHE

M.E-D.N.E.S.G
LE BIBLIOTHECAIRE

Chimie

10e année

EDIM-SA

Scanned by CamScanner



Tous droits de traduction, de reproduction et d'adaptation, sous quelque forme que ce soit, en partie ou en totalité sont interdites pour tous les pays sans l'autorisation écrite du détenteur du copyright.

© EDIM-SA / 2005

ISBN 2-913213-27-8

Scanned by CamScanner

AVANT-PROPOS

Cet ouvrage de chimie des classes de 10e Sciences et Techniques vient compléter celui de Physique élaboré en tenant compte de toutes les séries (Sciences, Techniques et Littéraires). Le contenu et l'ordre de succession des différentes parties des deux chapitres du programme sont formulés de manière à mettre **en évidence deux préoccupations favorisant l'apprentissage :**

- Premièrement, **assurer une assimilation graduelle et continue** des connaissances, suivant la méthodologie classique qui recommande de procéder du simple au complexe, du connu à l'inconnu.
- Deuxièmement, **offrir l'opportunité** de montrer la très forte imbrication de la Physique et de la Chimie.

Les préalables indiqués au début de chaque partie doivent faciliter la compréhension des nouvelles connaissances qui déterminent les objectifs fixés.

Le premier chapitre sur **LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS** traite d'abord de la **structure de la matière** à partir de résultats tirés purement de la physique (diffusion et diffraction de particules par les réseaux atomiques) dans lesquelles la matière ne subit ni altération ni transformation.

Le regroupement des éléments chimiques en familles est d'abord présenté par l'éclairage de l'étude de leurs propriétés chimiques (définies lors de transformations les altérant). L'approche physique intervenue historiquement après l'approche chimique précédente, c'est-à-dire la répartition de Z électrons autour du noyau atomique de numéro atomique Z est ensuite sommairement exposé.

Ainsi, le **tableau de classification périodique des éléments**, outil de travail (ou tableau de bord) des chimistes est entièrement établi à partir d'études physiques sur l'interaction et le rayonnement. L'interprétation des réactivités des éléments à partir du tableau de Mendeleïev, la déduction de la règle de l'octet, la découverte des isotopes constituent des exemples tangibles de l'interprétation des phénomènes physiques et chimiques.

Les liaisons chimiques : liaisons ioniques, liaisons covalentes, sont introduites et très bien expliquées à partir de la configuration électronique de l'atome, de la règle de l'octet et certaines conventions de notations.

La mise en évidence de la polarité des molécules (liaisons covalentes polarisées, liaisons semi-polaires), la détermination des angles des liaisons et des longueurs des liaisons s'appuient sur des méthodes spectroscopiques (IR, UV, RX...) et l'emploi de la microscopie électronique, donc des méthodes physiques.

L'avant-dernière partie de ce premier chapitre, intitulée **Réaction Chimique** est entièrement consacrée aux transformations chimiques avec disparition des réactifs et formation de nouvelles substances (produits de la réaction). Cette partie est très importante et essentielle dans la maîtrise de l'écriture, de la compréhension et de

Scanned by CamScanner

l'interprétation des transformations chimiques. Tous les concepts fondamentaux (Nombre d'Avogadro, atome-gramme, mole, électron-gramme...) et les lois fondamentales de conservation sont rappelés et précisés.
La dernière partie du chapitre 1 est consacrée à la Compressibilité et à la Dilatation des gaz. Les expériences, faciles à réaliser, ayant conduit aux lois de Mariotte, Gay-Lussac et Charles sont décrites.
L'introduction de l'échelle Kelvin de température, la dérivation du zéro absolu, l'établissement de l'équation des gaz parfaits etc ; viennent compléter et conforter le concept fécond de la discontinuité de la matière.

Le Chapitre 2 de ce cours de Chimie des classes de 10^e traite des SOLUTIONS AQUEUSES. Il comporte trois (3) parties :

- LA DISSOLUTION, thème portant sur ses mécanismes, l'introduction de toutes les grandeurs caractéristiques des solutions (ioniques et non ioniques) et l'établissement des relations existant entre elles ;
- L'ELECTROLYSE, discipline physico-chimique de très grande importance théorique et pratique (voire économique) est introduite ici à travers l'étude détaillée d'un cas particulier ;
- LES ACIDES – LES BASES – LE pH.

Les définitions et relations sur la dissolution sont appliquées aux donneurs de H^+ et H_3O^+ (acides) et aux accepteurs de H^+ ou donneurs de OH^- (bases) pour calculer les pH des solutions résultant de dissolutions diverses données. Des indications sur les variations de couleurs des substances, la réalisation et l'utilisation de pH mètre sont données.
Nous espérons que cette présentation rendra la Chimie de 10^e aussi attrayante que la Physique de 10^e. Bien entendu nous restons très disposés à tenir compte de toutes suggestions qui seraient faites pour améliorer l'usage de cet ouvrage par les élèves.

Les auteurs

Scanned by CamScanner

MATÉRIELS COURANTS DE LABORATOIRE DE CHIMIE



béchers



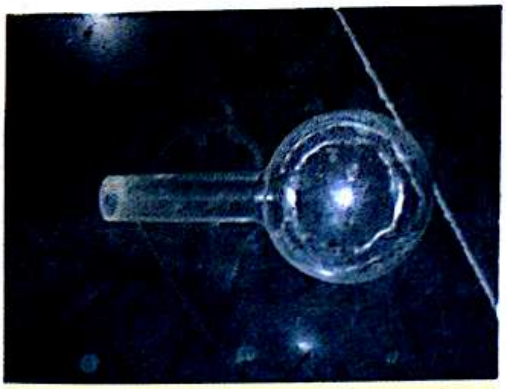
erlenmeyers



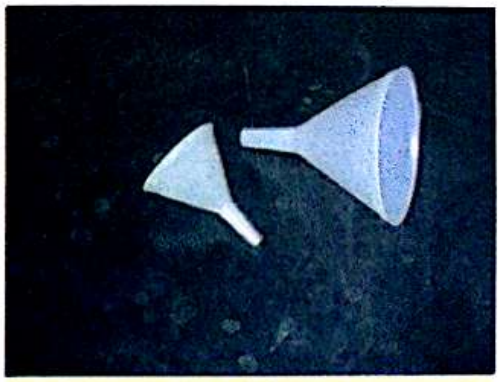
fioles jaugées



ballons à fond plat

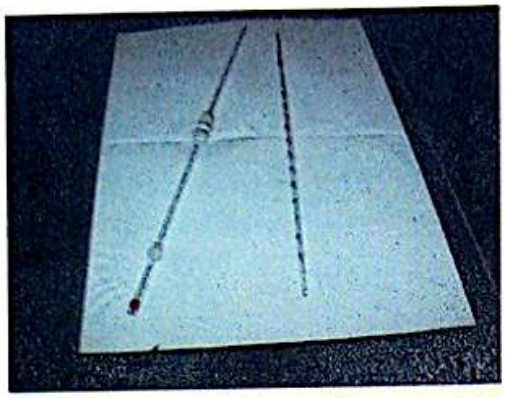


ballon à fond rond



entonnoirs

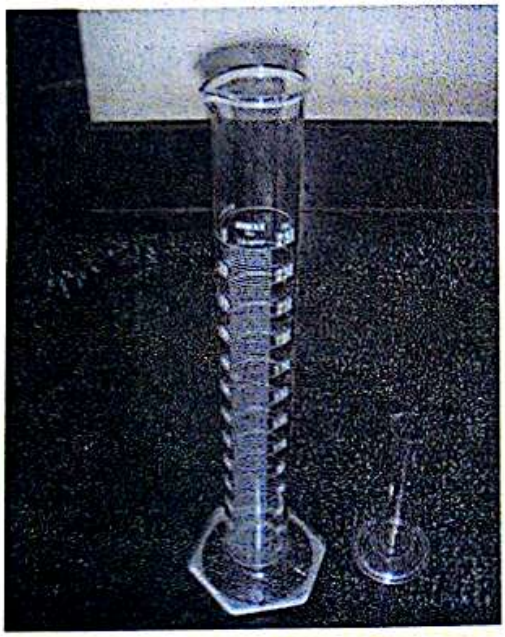
Scanned by CamScanner



pipettes jaugées



propipettes



éprouvette graduée

SOMMAIRE

LA MATIÈRE ET SES TRANSFORMATIONS

A. STRUCTURE DE LA MATIÈRE

B. CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

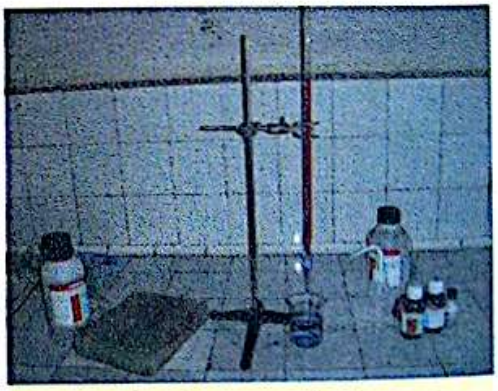
C. LES LIAISONS CHIMIQUES

D. LES REACTIONS CHIMIQUES

E. COMPRESSIBILITE ET DILATATION DES GAZ



tubes à essai sur un porte-tube

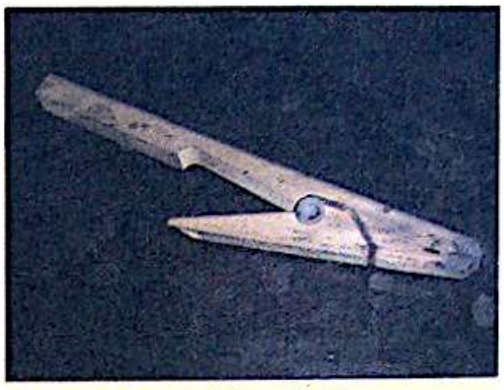


burette graduée

Scanned by CamScanner



pissettes



pince en bois

LES SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES

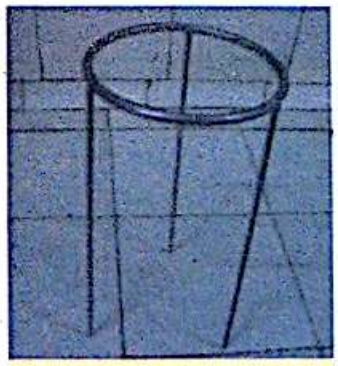
A. LA DISSOLUTION

B. ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION DE CHLORURE DE SODIUM

C. SOLUTIONS ACIDES, SOLUTIONS BASIQUES, pH



spatules



trépied

Scanned by CamScanner

CHAPITRE 1

LA MATIÈRE ET SES TRANSFORMATIONS

Scanned by CamScanner

A STRUCTURE DE LA MATIÈRE

PRÉALABLES

- *Mélange et corps (ou substance) pur*
- *Corps pur simple*
- *Corps pur composé*
- *Méthodes d'analyse des corps purs composés, synthèse (définition, notions sommaires)*

OBJECTIFS

- *Connaître les symboles des éléments chimiques courants*
- *Maîtriser l'écriture du symbolisme représentatif d'un atome* ($_{Z}^{A}X$)
- *Comprendre et savoir (interpréter) dresser (écrire de mémoire) le tableau de Mendeleïev simplifié ; c'est-à-dire limité à 3 lignes (ou périodes) de* $_{1}^{1}H$ *à* $_{18}^{40}Ar$
- *Connaître la répartition des électrons entre les niveaux d'énergie*



Scanned by CamScanner

1. RAPPELS HISTORIQUES : QUELQUES DATES ET FAITS AYANT MARQUÉ LA CONFIRMATION DE LA DISCONTINUITÉ DE LA MATIÈRE



Antoine (Lavoisier) (1743 - 1794) chimiste français

Nous devons à Lavoisier (1743-1794), illustre chimiste français, la découverte de l'oxygène et l'établissement de la composition de l'air. Il a réellement fait entrer la chimie dans une ère nouvelle en systématisant la méthode expérimentale et en énonçant le principe de la conservation de la masse. La chimie était devenue une science expérimentale exacte débarrassée de toutes les pratiques magiques héritées du moyen-age. En effet à cette époque, en Europe, prévalait l'alchimie, une sorte de mystique expérimentale qui cherchait entre autres, à transformer le plomb en or (ou recherchait la «pierre philosophale» qui réaliserait cette transformation).

Plus tard, les bases de la chimie moderne furent posées par le physicien et chimiste anglais Dalton (1766-1844) qui introduisit en 1805 la notion féconde d'atome, particule ultime pouvant intervenir dans les phénomènes chimiques. Il avait en fait repris et adapté la théorie philosophique grecque des atomes, ***particules de matières insécables éternelles homogènes et infiniment petites.***



Dalton (Jean) (1766 -1844) physicien et chimiste anglais

Dès lors il était devenu possible de faire la distinction nette entre corps pur composé, corps pur simple et élément.

Par exemple l'élément oxygène représenté par l'atome oxygène est commun au corps simple oxygène, à l'eau et à l'acide sulfurique (corps purs composés). L'élément ne se confond pas toujours avec le corps simple.

- Le **diamant** et le **graphite** sont deux corps simples formés par **l'élément carbone.**
- **L'élément phosphore** forme deux corps simples comme le **phosphore blanc** et le **phosphore rouge.**

La molécule, particule ultime d'un corps composé (décomposable par les méthodes d'analyse élémentaire en corps simple) ou d'un corps simple, se présente tout naturellement comme la combinaison d'atomes différents en proportions définies ou d'atomes identiques (H_2O, H_2SO_4, O_2, H_2, ...) : c'est la loi des proportions invariables de

Scanned by CamScanner



Avogadro (Amedeo) (1776-1856) chimiste italien

Proust énoncée en 1801: **Les rapports des nombres d'atomes suivant lesquels les éléments s'unisent pour former un édifice atomique déterminé sont invariables.**
On retrouve dans les formules N_xO_y (N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5) la loi des proportions multiples de Dalton énoncée en 1804 : **Quand deux corps s'unissent pour former plusieurs substances pures distintes, les différentes masses de l'un d'eux qui s'unissent à la masse de l'autre sont entre elles dans des rapports simples.**
Enfin la loi d'Avogadro-Ampère (1811) énonce une propriété importante de la matière à l'état gazeux : **Des volumes égaux de tous les gaz, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, renferment des nombres égaux de moléules.**

Cet énoncé n'est autre chose que la loi des gaz parfaits que nous étudierons à la fin de la 2e partie (B) de ce chapitre. On en déduit la relation entre masse molaire et densité par rapport à l'air (M = 29d).
La physique statistique basée sur l'hypothèse de la discontinuité de la matière c'est-à-dire l'existence des molécules, des atomes et de leurs dérivés a été développée dans la 2e moitié du XIXe siècle par Ludwig Boltzmann, physicien allemand (1844-1906) ; elle a permis de préciser et d'interpréter des lois établies antérieurement ; elle a aussi ouvert des perspectives nouvelles sur l'univers.



Ludwig Boltzmann, physicien allemand (1844-1906)

2. STRUCTURE DE L'ATOME

Au XIXe siècle, la chimie a fait des bonds importants grâce à la théorie atomique. Mais les chimistes et les physiciens se représentaient les atomes comme des entités indivisibles qu'ils assimilaient à des sphères de nature caractéristique de chaque type d'atome. Cette conception de la particule ultime était en porte à faux avec de nombreux faits bien établis comme la périodicité des propriétés (chimiques) des éléments (chap1B1).
Les travaux de Rutherford au début du XXe siècle sont à la base de nos connaissances actuelles sur l'atome.

Scanned by CamScanner

2.1 Structure lacunaire de l'atome : le noyau



Rutherford (Ernest)
physicien anglais

En 1909, le physicien anglais Rutherford a mis au point et exécuté des expériences destinées à fournir des informations sur la structure de l'atome.
Une mince feuille d'or (environ 5 mm d'épaisseur) était soumise au bombardement de particules chargées positivement émises par des corps radio-actifs (ce sont des particules α ou noyaux d'hélium portant deux charges élémentaires positives). Une très faible proportion de particules α se trouve déviée de la direction initiale ou renvoyée vers l'arrière (retrodiffusée).

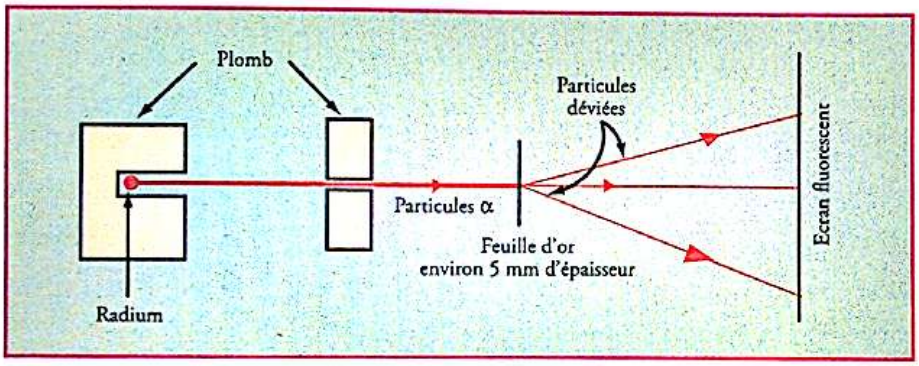


Fig 1

Schéma d'un faisceau incident de particules α arrivant sur des noyaux atomiques : transmission, diffusion et retro diffusion.

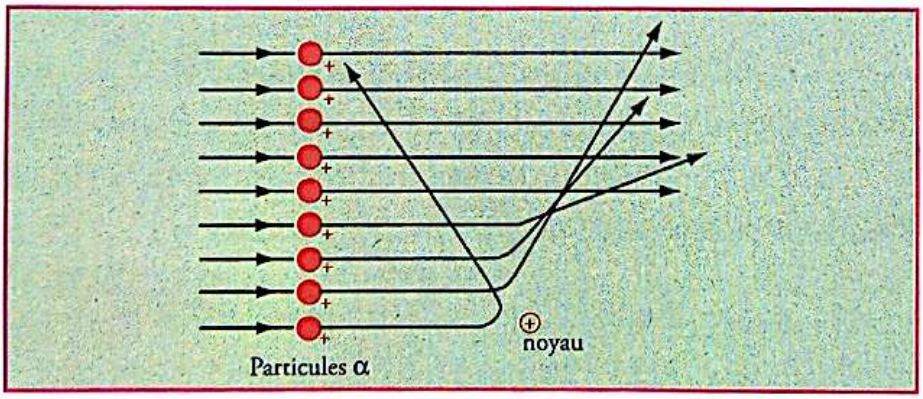


Fig 2

Schéma de la déviation des particules α au voisinage du noyau d'un atome

L'interprétation complète des particules a été faite à partir de calculs basés sur un petit nombre d'hypothèses plausibles (très vraisemblables) comme la petitesse de la masse de

Scanned by CamScanner

* *L'électron a été découvert dans la 2e moitié du XIXe siècle et sa masse évaluée à environ 1/2000e de la masse de l'atome d'hydrogène.*

l'électron* devant celle de la particule α et de la petitesse de cette dernière devant la masse des noyaux atomiques cibles chargés positivement et très denses.

Il a été aussi vérifié :

- l'hypothèse du noyau quasi-ponctuel et chargé positivement.
- La faible dimension du noyau, comprise entre 10^{-14} et 10^{-15}m soit dix millième (1/10.000e) à un cent millième (1/100.000e) de la dimension de l'atome (10^{-10}m) (noyau entouré des électrons).

L'espace vide qui entoure les noyaux atomiques est donc immense. En effet, si l'on représente le noyau par un grain d'un millimètre de diamètre, l'enveloppe de l'atome se situera à 10 mètres !

D'autres expériences, conduites par d'autres physiciens vers 1920 ont abouti à une mesure directe précise de la charge positive du noyau de l'atome noté Z exprimant le nombre (entier) de charges élémentaires positives.

Ce nombre Z représente aussi :

- le numéro de la place de l'élément dans la classification de Mendeleïev (Chap1B2) ;
- le nombre d'électrons que comporte l'atome (expérience et loi de Mosley sur la production et l'interprétation de rayons X).

2.2 Constitution du noyau

L'étude de la structure du noyau relève de la physique nucléaire. Les deux constituants fondamentaux et stables du noyau ont été découverts en 1932. Ce sont :

- **le proton (p)** particule de **charge électrique positive** égale à la charge élémentaire absolue portée par l'électron $q = +e = +1{,}6.10^{-19}$C et de masse $m_p = 1{,}67.10^{-27}$ kg
- **le neutron (n)** particule neutre (qui ne porte pas de charge) et dont la masse est presque égale à celle du proton. $m_n \approx m_p$.

Scanned by CamScanner

M.E.B.A.L.E.S.G
LE BIBLIOTHECAIRE
LYCEE MAMADOU SARR

Les protons et les neutrons sont appelés **nucléons**.

Le noyau formé de protons et de neutrons ne devrait pas être stable si l'on ne considère que la seule force coulombienne, car les protons se repousseraient fortement et les neutrons ne resteraient pas unis. Puisque les noyaux sont très stables (n'explosent pas violemment et spontanément) il doit y avoir de très grandes forces attractives d'origine purement nucléaire (propre aux nucléons). On est encore à la recherche d'une théorie unitaire permettant d'expliquer toutes les interactions électriques – magnétiques, nucléaire et gravitationnelle.

Nous retiendrons que protons et neutrons sont liés au sein du noyau par des forces d'attraction énormes (forces nucléaires).

Certains noyaux lourds se désintègrent spontanément (plus ou moins lentement) en émettant du rayonnement et d'autres particules formées de protons et de neutrons comme les particules α (composées de deux neutrons et de deux protons) : c'est la radioactivité naturelle.

Leur désintégration peut aussi être provoquée en les bombardant par des particules (protons, neutrons, particules α, ...) animées de grandes vitesses : c'est la radioactivité artificielle ou réaction nucléaire provoquée.

Les noyaux sont notés ${}^{A}_{Z}X$ où X est le symbole chimique,

Z = nombre de protons.

A = N + Z = nombre total de nucléons avec N = nombre de neutrons ; A = nombre de masse.

La particule α est donc notée ${}^{4}_{2}He$ (noyau de l'hélium).

Le noyau le plus léger est celui de l'atome d'hydrogène : il comprend un seul proton.

Le noyau le plus lourd est celui de l'uranium : il comprend 92 protons.

Scanned by CamScanner

2.3 Cortège électronique

Le noyau est entouré d'électrons, l'ensemble formant l'atome.
La masse de l'électron est extrêmement faible

$$m_e = 9{,}1.10^{-31}\ kg \approx \frac{m_{p(ou\ m_n)}}{2000}\ ;$$

La matière constituant l'atome est donc quasi concentrée dans le noyau.

L'électron porte une charge électrique (élémentaire) négative : $q = -e = -1{,}6.10^{-19}C$.
L'atome est neutre dans son ensemble car le nombre d'électron :

$$Z_{électrons} + Z_{Protons} = Z_{(+e)} + Z_{(-e)} = Z_e - Z_e = 0$$

Les électrons sont soumis à des forces d'attraction du noyau. Entre eux il existe bien entendu des forces de répulsion. Sous l'action de toutes ces interactions il s'établit un équilibre dynamique du cortège électronique autour du noyau mais on ne peut pas parler de trajectoires des électrons comme celles des planètes autour du soleil. Le mouvement des électrons relève de la Mécanique quantique théorie de l'infiniment petit. Les électrons se repartissent autour du noyau suivant des « couches électroniques » représentant des niveaux d'énergie. Les électrons d'une couche donnée (niveau d'énergie donnée) se retrouvent au cours du temps le plus souvent à une distance w_p de plus grande probabilité (les petites distances r_e et les grandes distances r_∞ n'étant pas totalement exclues).
A grande distance du noyau, l'énergie de liaison de l'électron est faible mais l'atome se trouve à un niveau d'énergie plus élevé.
La théorie permet de déterminer la répartition des électrons entre les couches, répartition qui fixe les propriétés chimiques des éléments et explique les analogies constatées et la classification qui en découle (chap1B2).

Scanned by CamScanner

24 Couches et sous-couches

Les couches (et sous-couches) sont définies par deux nombres appelés nombres quantiques :

- le nombre quantique principal noté n (pour les couches) ;
- le nombre quantique secondaire l (pour les sous-couches).

A une valeur de n (entier déterminant une couche correspondent des valeurs de l telles que $l \leq n-1$ qui donnent des couches au nombre de $2l + 1$ définies par les valeurs entières : $-l$; $-l+1$; ... -1 ; 0 ; $+1$; ... $l-1$; l.

Les états des électrons se différencient non seulement par ces $2l + 1$ valeurs mais également par le nombre quantique magnétique, noté m qui peut prendre n'importe quelle valeur entière comprise dans l'intervalle $-l \leq m \leq l$, et par le nombre quantique de spin, noté s qui peut prendre deux valeurs :

$+\frac{1}{2}$ et $-\frac{1}{2}$.

Le nombre maximal d'électrons sur une sous-couche l d'un niveau n est donc $2(2l+1)$. Une sous-couche comportant $2(2l + 1)$ électrons est dite saturée.

On calcule le nombre maximal d'électrons occupant toutes les sous-couches d'une couche (ou niveau) n en sommant $2(2l + 1)$ sur toutes les valeurs de l de 0 à $n - 1$.

$$\sum_{l=0}^{l=n-1} 2(2l+1) = 2+6+...+2(2l+1)+...2(2n-1)= 2n^2$$

[en utilisant un résultat classique sur la somme des $(n - 1)$ premiers nombres entiers].

Une couche comportant le nombre maximum d'électrons soit $2n^2$ électrons sera appelée couche complète.

Scanned by CamScanner

Tableau 1 : illustration des couches, sous-couches et nombre maximal d'électrons

N° d'ordre des couches n	Notation des couches	Valeurs de l $l \leq n-1$						Notation des Sous-couches					nombre maximal d'électrons par sous-couche (au-dessus du symbole)						Nombre maximal d'électrons par couche
1	K	0						1s					$1s^2$						2
2	L	0	1					2s	2p				$2s^2$	$2p^6$					8
3	M	0	1	2				3s	3p	3d			$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$				18
4	N	0	1	2	3			4s	4p	4d	4f		$4s^2$	$4p^6$	$4d^{10}$	$4f^{14}$			32
5	O	0	1	2	3	4	-	5s	5p	5d	5f	5g	$1s^2$	$5p^6$	$5d^{10}$	$5f^{14}$	$5g^{18}$		50
6	P	0	1	2	3	4	5	6s	6p	6d	6f	6g 6h	$6s^2$	$6p^6$	$6d^{10}$	$6f^{14}$	$6g^{18}$	$6h^{22}$	72
7	Q	0	1	2	3	4	5.6	7s	7p	-	-	-	$7s^2$	$7p^6$	-	-	-	-	8

2.5 Remplissage des sous-couches électroniques et formation des éléments chimiques

On adopte l'ordre croissant de Z. Le remplissage se fait des niveaux d'énergie les plus bas vers les niveaux d'énergie les plus élevés. Ainsi, le remplissage des sous-couches 1s, 2s, 2p, 3s, et 3p se fait dans cet ordre qui est celui de la croissance du niveau d'énergie pour ces sous-couches.

Remplissage des sous-couches $_1X$	$1s^1$				$1s^2$			
Eléments correspondants	$_1H$				$_2He$			
Remplissage des sous-couches $_2X$	$2s^1$	$2s^2$	$2p^1$	$2p^2$	$2p^3$	$2p^4$	$2p^5$	$2p^6$
Eléments correspondants	$_3Li$	$_4Be$	$_5B$	$_6C$	$_7N$	$_8O$	$_9F$	$_{10}Ne$
Remplissage des sous-couches $_3X$	$3s^1$	$3s^2$	$3p^1$	$3p^2$	$3p^3$	$3p^4$	$3p^5$	$3p^6$
Eléments correspondants	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$

Scanned by CamScanner

$_{2}$He, $_{10}$Ne et $_{18}$Ar correspondent à des sous-couches 1s, 2p et 3p complètes.

Mais la sous-couche 4s se remplit avant 3d puis le remplissage se poursuit avec 4p et 5s ensuite retour à 4d, etc. suivant les schémas ci-dessous (fig.3).

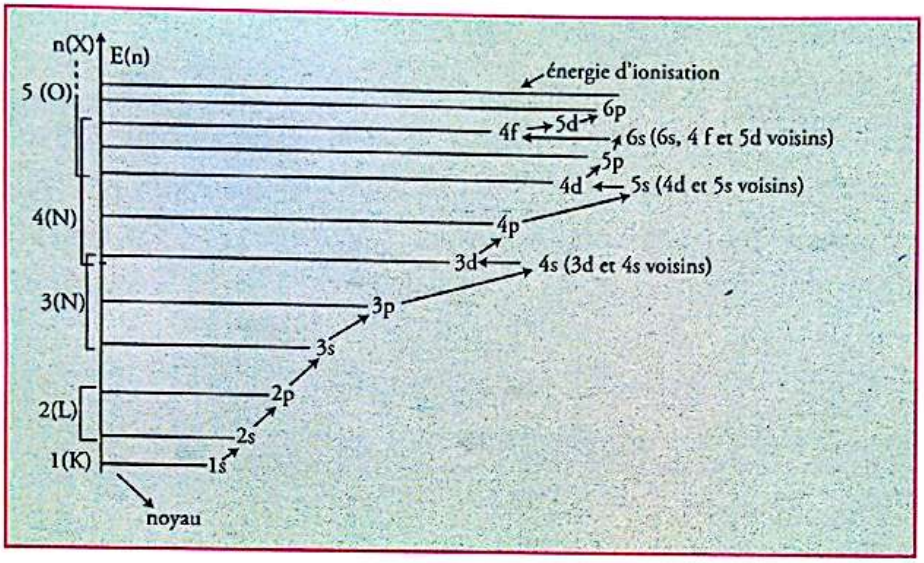


Fig 3a

Remplissage des sous-couches des différents niveaux

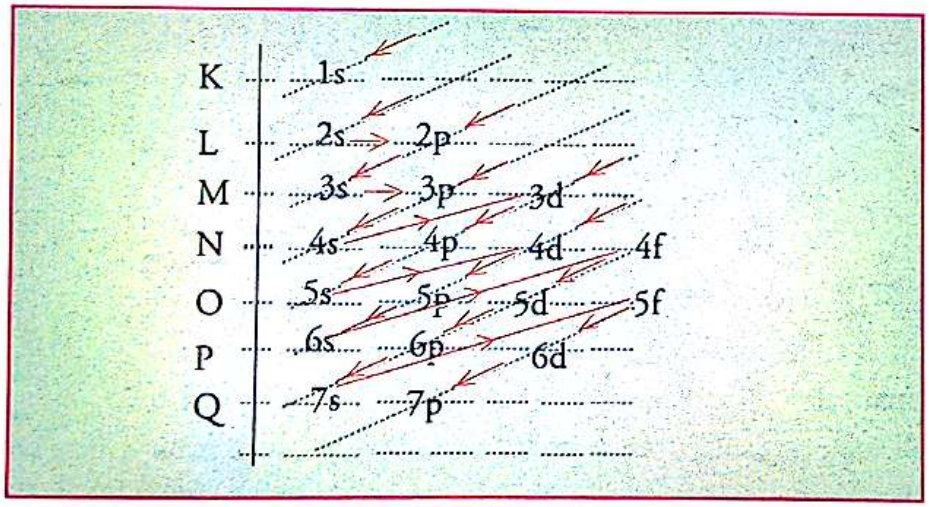


Fig 3b

Une autre représentation des ordres de remplissage des sous-couches.

Ces tableaux donnent l'ordre de remplissage des sous-couches qui est le suivant : 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d etc. Les sous-couches s, p, d, f, sont respectivement saturées à 2, 6, 10, 14 electrons (Tableau1 P10). Exemple : Br (Z=35) l'ordre de remplissage des sous-couches est :$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$.

Scanned by CamScanner

Ainsi le remplissage de la sous-couche 3d s'intercale entre les remplissages des sous-couches 4s et 4p. La couche 3d comprend dix éléments constituant la première série d'éléments de transition ; ce sont le scandium ($_{21}Sc$), le titane ($_{22}Ti$), le vanadium ($_{23}V$), le chrome ($_{24}Cr$), le manganèse ($_{25}Mn$), le fer ($_{26}Fe$), le cobalt ($_{27}Co$), le nickel ($_{28}Ni$), le cuivre ($_{29}Cu$), et le zinc ($_{30}Zn$).

Le remplissage des sous-couches 4s et 4p donne une 4e classe (de 8 éléments qui se termine par un gaz rare (inerte) correspondant à leur saturation à 8 électrons 2 (de 4s) + 6 (de 4p) = 8 électrons. ($_{36}Kr$).

Remplissage des sous-couches	$4s^1$	$4s^2$	$4p^1$	$4p^2$	$4p^3$	$4p^4$	$4p^5$	$4p^6$
Eléments chimiques correspondants $^A_Z X$	$_{19}K$	$_{20}Ca$	$_{31}Ga$	$_{32}Ge$	$_{33}As$	$_{34}Se$	$_{35}Br$	$_{36}Kr$

- insertion de la 1ère série des éléments de transition (3d).

N.B. Jusqu'ici, le remplissage des sous-couches a conduit à :
- une 1ère classe de 2 éléments $_1H$ et $_2He$ ($1s^2$ saturée) ;
- une 2e , 3e et 4e classes de 8 éléments chacune se terminant par une configuration saturée à 8 électrons ($2s^22p^6$, $3s^23p^6$ et $4s^24p^6$).

La poursuite du remplissage suivant la hiérarchisation des sous-niveaux de la figure.3 mène à une 5e et 6e classes de 8 éléments se terminant par la configuration saturée ($5s^2,5p^6$; $6s^26p^6$) à 8 électrons de deux gaz inertes, le xénon ($_{54}Xe$) et le radon ($_{86}Rn$). Entre la 4e et la 5e classes se place la 2e série de 10 éléments de transition (4d). La 5e et la 6e classes sont séparées par un ensemble de 14 éléments appelés terres rares (4f) et par la 3e série de 10 éléments de transition (5d).

Le changement de la configuration électronique des sous-couches extérieures entraîne une différenciation des propriétés chimiques à l'intérieur d'une classe **ou période**. Les éléments correspondants de différentes périodes, définis par des sous-couches externes [ns^x np^y] où x et y sont fixés

Scanned by CamScanner

forment une famille ou groupe d'éléments à propriétés chimiques analogues.
Exemples :

groupe I
• ns^1 : [1H ($1s^1$), 3L($2s^1$), Na ($3s^1$), K($4s^1$), Rb ($5s^1$), Cs ($6s^1$)];

groupe II
• ns^2 : [Be($2s^2$), Mg($3s^2$), Ca($4s^2$), Sr($5s^2$), Ba($6s^2$)];

groupe VII
• (ns^2np^5)[F($2s^2$,$2p^5$), Cl($3s^2 3p^5$), Br($4s^2 4p^5$), I($5s^2$,$5p^5$), At($6s^2 6p^5$)] ;

groupe VIII
• (ns^2,np^6)[He($1s^2$), Ne ($2s^2 2p^6$), Ar($3s^2 3p^6$), Kr($4s^2 4p^6$), Xe($5s^2 5p^6$),Rn($6s^2 6p^6$)];

En représentant toutes les sous-couches d'un niveau donné (n donné) par une même orbite circulaire en se limitant aux niveaux supérieurs (ou externes), on obtient les représentations suivantes pour quelques atomes :

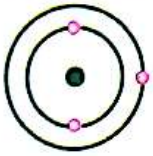
H (z=1) / $1s^1$



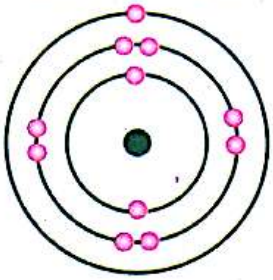
He (z=2) / $1s^2$



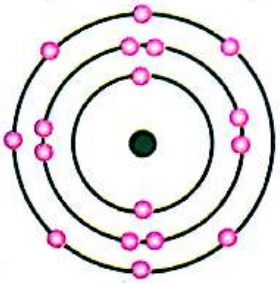
Li (z=3) / $1s^2 2s^1$



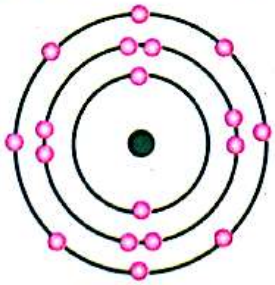
Na (z=11) / $3s^1$



Cl (z=17) / $3s^2 3p^5$



Ar (z=18) / $3s^2 3p^6$



Scanned by CamScanner

Remarques :

- La représentation faite ici ne tient pas compte du volume réel occupé par les atomes. En réalité, dans une période, le rayon de l'atome diminue avec Z du fait de la contraction du volume occupé par les couches électroniques suite à l'augmentation de l'attraction exercée sur elles par le noyau (augmentation du nombre de protons Z). Ainsi le noyau atomique va :

• de 1,52Å pour le lithium à 0,64 Å pour le fluor ;
• de 1,86 Å pour le sodium à 0,99 Å pour le chlore.

N.B. $1Å = 10^{-10}m$

- On représente également les sous-couches et les couches par des « cases quantiques » (ou « cases atomiques »). Chaque case représente une sous-couche (donc 2 électrons de spin antiparallèle) et l'ensemble des cases accolées représente la couche. Une case est représentée par un petit carré (ou un petit rectangle). Ainsi, la case de la sous couche **s** a 2 électrons représentés chacun par une flèche dont le sens symbolise le spin de l'électron. Les sous-couches **s** peuvent accueillir au maximum 2 électrons. Les sous-couches **p** peuvent accueillir au maximum 6 électrons, etc.(tableau.1 P10).

Exemples : Représenter les configurations électroniques des atomes suivants : $^{34}_{15}P$ et $^{84}_{36}Kr$

Réponse. On établit d'abord les configurations électroniques des atomes puis les représentations **a)** et **b)**.

Notons que le nombre quantique magnétique m détermine le nombre de cases quantiques que comporte une sous couche.

m = valeurs entières telles que : $-l \leq m \leq +l$ avec $l = n-1$ et n = nombre quantique principal.

Pour la sous-couche **s** : $l = 0 \Rightarrow m = \{0\}$ donc **s** a 1 seule case quantique. Pour la sous couche **p** : $l = 1 \Rightarrow -1 \leq m \leq +1$ $\Rightarrow m = \{-1 ; 0 ; +1\}$ donc **p** a 3 cases quantiques.

Pour la sous-couche **d** : $l = 2 \Rightarrow -2 \leq m \leq +2$

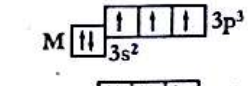
$\Rightarrow m = \{-2 ; -1 ; 0 ; +1 ; +2\}$ donc **d** a 5 cases quantiques.

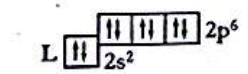
etc.

Représentation de la configuration électronique de :

a) $^{34}_{15}P$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ou $3p^3$

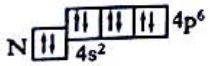


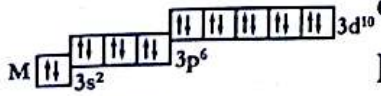


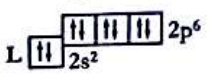


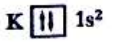
b) $^{84}_{36}Kr$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ ou $4p^6$









Scanned by CamScanner

EXERCICES

MOTS CLÉS

Structure de l'atome ; structure lacunaire de l'atome ; particules élémentaires ; noyau ; nucléons ; électrons ; protons ; neutrons ; couche ; sous-couche ; nombre quantique ; nombre quantique principal, nombre quantique secondaire ; spin ; niveau d'énergie, niveau d'énergie supérieur ; configuration électronique.

EVALUATION

1 Définir le numéro atomique d'un élément, le nombre de masse d'un élément. Donnez la représentation symbolique de l'élément azote, du noyau de l'atome d'azote.

2 Quelles sont les particules constituant le noyau atomique ? Précisez leur masse et leur charge.

3 Que signifie « l'atome a une structure lacunaire » ?

- Quelle est la structure de l'atome d'hydrogène $_{1}^{1}H$?
- Comment est assurée la neutralité électrique d'un atome de numéro atomique Z.
- Quel est le nombre d'électrons du cortège électronique du cuivre ($_{29}^{63}Cu$) ?

4 Le nombre de masse d'un noyau de fer est A = 56 et son nombre de charge est Z = 26.
Combien de protons et de neutrons contient ce noyau ? Symboliser ce noyau.
L'atome de sodium a pour nombre de charge 11 et pour nombre de masse 23. Symboliser l'élément sodium.

5 Un atome contient 26 électrons. Quelle est la charge de son noyau ?

- Quel élément possède un proton de plus que l'azote ($_{7}^{14}N$) ?
- Donner la constitution des noyaux suivants :
($_{18}^{40}Ar$) ; ($_{8}^{16}O$) ; ($_{6}^{12}C$) ; ($_{15}^{31}P$).

Scanned by CamScanner

- Faites la représentation de la configuration électronique des atomes et ions suivants et indiquer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui les composent.

$^{56}_{26}Fe^{2+}$; $^{63}_{29}Cu$; $^{56}_{26}Fe$; $^{35}_{17}Cl^{-}$; $^{35}_{17}Cl$

6 Écrire la répartition électronique sur les couches et sous-couches des atomes suivants :
C(Z = 6) ; P(Z = 15) ; Ar(Z = 18).

7 On considère les nucléides suivants caractérisés par le couple (Z,A) :
(9,19) ; (12,24) ; (12,26) ; (26,54) ; (26,56).
Les répartir par éléments concernés.

8 Quel est le nombre quantique principal de la couche M ?
Quel est le nombre maximum d'électrons qu'elle peut contenir ?
Qu'appelle-t-on « état fondamental » d'un atome ?

Scanned by CamScanner

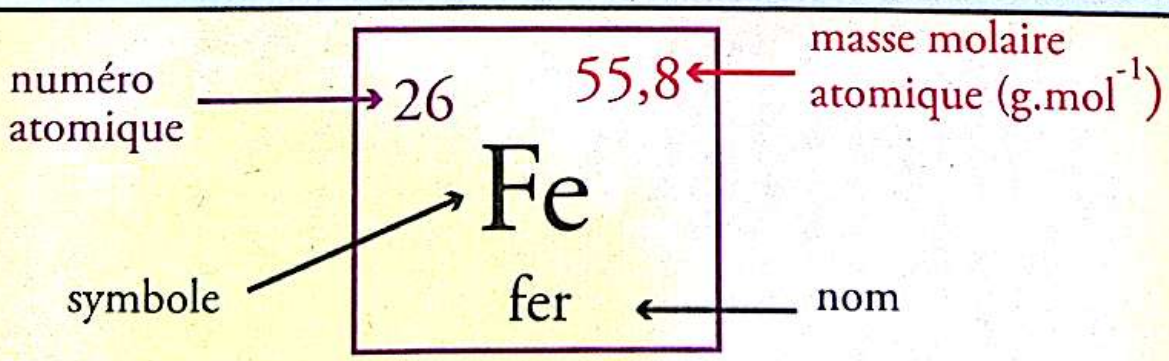
B CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

PRÉALABLES

- *Notion d'élément*
- *Structure de l'atome*

OBJECTIFS

- *Dégager de façon sommaire les deux concepts (Mendeleïev et actuel)*
- *Définir un groupe, une période.*
- *Trouver la place d'un élément dans le tableau connaissant son numéro atomique.*
- *Trouver le numéro d'un élément connaissant les numéros du groupe et de la période.*
- *Expliquer le principe de la classification.*
- *Citer des exemples des éléments des familles des métaux, des halogènes et des gaz rares.*
- *Définir l'électropositivité, l'électronégativité.*
- *Énoncer la règle de l'octet.*
- *Définir la valence d 'un élément.*
- *Définir l'isotopie et donner des exemples d'isotopes.*



Pour les éléments qui n'existent pas dans la nature, le nombre de masse de l'isotope le plus stable est donné entre parenthèses.

Scanned by CamScanner

1. FAMILLES NATURELLES D'ÉLÉMENTS CHIMIQUES

L'étude des propriétés chimiques des éléments entreprise par les savants du XIX^{e} siècle (Lavoisier, Proust, Dalton, Mendeleïev,...) a mis en évidence des analogies très grandes dans leurs comportements. Ils les groupèrent en deux grands groupes : les **non métaux** et les **métaux**.

1.1 Les non métaux forment quatre familles

a) **La famille des halogènes :** le fluor (F), le chlore(Cl), le Brome(Br), l'iode (I).
b) **La famille des sulfurides :** l'oxygène (O), le soufre (S), le sélénium (Se), le tellure (Te).
c) **La famille des azotides :** l'azote (N), le phosphore (P), l'arsénic (As), l'antimoine (Sb), le bismith (Bi).
d) **La famille des carbonides :** le carbone (C), le silicium (Si), le germanium (Ge), l'étain (Sn), le plomb (Pb).

1.2 Les métaux forment trois familles

a) **La famille des alcalins :** le lithium (Li), le sodium (Na), le potassium (K), le rubidium (Rb).
b) **La famille des alcalino-terreux :** le béryllium (Be), le magnésium (Mg), le calcium (Ca), le strontium (Sr), le baryum (Ba),...
c) **La famille des terreux :** le bore (B), l'aluminium (Al), le gallium (Ga), l'indium (In).

L'affinité des halogènes pour les alcalins avait été bien établie. La grande réactivité des halogènes avec l'hydrogène (H) était également bien connue ainsi que le caractère basique des oxydes alcalins.
C'est en définitive à Dimitri Mendeleïev (1834-1907), Professeur à l'université de Saint Pétersbourg, que revient le mérite d'avoir proposé en 1866, une classification dont les grandes lignes se retrouvent dans le tableau de classification

Scanned by CamScanner

en usage de nos jours partout dans le monde et qui porte son nom : **Tableau de classification périodique des éléments** ou **tableau de Mendeleïev.**

2. TABLEAU DE MENDELEÏEV

H																
Li	Be										B	C	N	O	F	
Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca	Sc	Ti	U	Cr	Mn	Fe	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	
Rb	Sr		Zr	Nb	Mo	Rh	Ru	Pd	Ag	Cd	Ur	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Pt Au	Ir	Os	Hg		Ti Au	Pb	Bi			
			Ce	La	Di	Th										

Le tableau de classification périodique présenté à l'académie russe par Mendeleïv le 6 Mars 1869

Le tableau de classification périodique de Mendeleïv. Les cases bleues contiennent des éléments dont les masses étaient mal déterminées en1869. Les cases grises correspondent à des éléments inconnus à l'époque, mais dont les propriétés avaient été prédites par Mendeleïv.



Mendeleïev (Dimitri Ivanovitch) (1834 -1907) chimiste russe

Mendeleïev avait disposé les éléments connus à l'époque (une soixantaine) suivant l'ordre croissant des masses atomiques (correspondant aussi à la croissance du nombre atomique Z selon les résultats établis au début du XX^{e} siècle) dans un tableau à sept (7) colonnes verticales telles que les éléments d'une même colonne présentent des propriétés chimiques semblables. Cette classification intègre totalement les groupements signalés plus haut (les métaux, les non métaux et leurs sous-groupes) basés sur l'analogie des propriétés chimiques. Chaque colonne ou groupe représente donc une famille d'éléments chimiques :

- groupes VII,VI, V et IV pour les non métaux dans l'ordre cité en (1.1) ;
- groupes I, II et III pour les métaux en (1.2).

Les gaz inertes (gaz rares ou gaz nobles) ne furent introduits dans le tableau qu'à leur découverte par Rayleigh et Ramsay en 1894. Ils forment la VIII^{e} colonne (groupe) appelée parfois colonne zéro (0). Ce sont l'hélium (He), le néon (Ne), l'argon (Ar), le krypton (Kr), le xénon (Xe) et le radon (Rn) au nombre de six (6).

Scanned by CamScanner



Rayleigh (John William Strutt) (1842 - 1919) physisien anglais

Le tableau de classification périodique se présente ainsi sous forme de lignes appelées périodes. Il y en a sept (7). La première ne comporte que deux (2) éléments, l'hydrogène ($_1$H) et l'hélium ($_2$He).

Aux huit (VIII) groupes qu'on peut qualifier de principaux représentant les huit (VIII) familles très différenciées d'éléments, sont associées des groupes secondaires formés par les éléments dits de transition (voir la répartition des électrons dans l'atome). Ces groupes secondaires s'intercalent entre les II^e et III^e familles (ou II^e et III^e groupes principaux) et s'étalent sur les 4^e , 5^e et 6^e périodes.

Ainsi le tableau de classification périodique des éléments, sous l'éclairage des données sur la répartition électronique, se présente de la manière suivante. C'est un grand tableau rectangulaire (page suivante) comprenant dix-huit colonnes dont huit principales représentant les huit familles principales d'éléments chimiques.

- **La première période** comprend deux éléments : $_1$H (colonne I) et $_2$He (colonne VIII).
- **La deuxième période** comporte huit éléments : de $_3$Li (I) au $_{10}$Ne (VIII).
- **La troisième période** comporte également huit éléments : de $_{11}$Na (I) au $_{18}$Ar (VIII).
- **Les 4^e et 5^e périodes** comportent chacune 18 éléments : les dix éléments de transition (des groupes secondaires) s'intercalant entre la 2^e famille (II) et la 8^e famille pour chacune des périodes.
- **La 6^e période** comporte 32 éléments :
  - • après le césium $_{55}$Cs (I), le baryum $_{56}$Ba (II) et le lanthane $_{57}$La, suivent quatorze (14) éléments classés hors du tableau appelés terres rares ou lanthanoïdes (58 à 71) ;
  - •• puis suivent (dans le tableau) les neufs éléments des colonnes (2 à 10), $_{72}$Hf (2) à $_{80}$Hg (10) ;
  - ••• enfin se classent (dans le tableau) les six éléments restant des familles III et VIII (du thallium $_{81}$Tl au radon $_{86}$Rn).

Scanned by CamScanner

Groupes → / Périodes ↓	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA	Couches
1	1 1,0 **H** hydrogène																	2 4,0 **He** hélium	K
2	3 6,9 **Li** lithium	4 9,0 **Be** béryllium											5 10,8 **B** bore	6 12,0 **C** carbone	7 14,0 **N** azote	8 16,0 **O** oxygène	9 19,0 **F** fluor	10 20,2 **Ne** néon	KL
3	11 23,0 **Na** sodium	12 24,3 **Mg** magnésium											13 27,0 **Al** aluminium	14 28,1 **Si** silicium	15 31,0 **P** phosphore	16 32,1 **S** soufre	17 35,5 **Cl** chlore	18 39,9 **Ar** argon	KLM
4	19 39,1 **K** potassium	20 40,1 **Ca** calcium	21 45,0 **Sc** scandium	22 47,9 **Ti** titane	23 50,9 **V** vanadium	24 52,0 **Cr** chrome	25 54,9 **Mn** manganèse	26 55,8 **Fe** fer	27 58,9 **Co** cobalt	28 58,7 **Ni** nickel	29 63,5 **Cu** cuivre	30 65,4 **Zn** zinc	31 69,7 **Ga** gallium	32 72,6 **Ge** germanium	33 74,9 **As** arsenic	34 79,0 **Se** sélénium	35 79,9 **Br** brome	36 83,8 **Kr** krypton	.LMN
5	37 85,5 **Rb** rubidium	38 87,6 **Sr** strontium	39 88,9 **Y** yttrium	40 91,2 **Zr** zirconium	41 92,9 **Nb** niobium	42 95,9 **Mo** molybdène	43 98,9 **Tc** technétium	44 101,1 **Ru** ruthénium	45 102,9 **Rh** rhodium	46 106,4 **Pd** palladium	47 107,9 **Ag** argent	48 112,4 **Cd** cadmium	49 114,8 **In** indium	50 118,7 **Sn** étain	51 121,8 **Sb** antimoine	52 127,6 **Te** tellure	53 126,9 **I** iode	54 131,3 **Xe** xénon	..MNO
6	55 132,9 **Cs** césium	56 137,3 **Ba** baryum	57 138,9 **La*** lanthane	72 178,5 **Hf** hafnium	73 180,9 **Ta** tantale	74 183,9 **W** tungstène	75 186,2 **Re** rhénium	76 190,2 **Os** osmium	77 192,2 **Ir** iridium	78 195,1 **Pt** platine	79 197,0 **Au** or	80 200,6 **Hg** mercure	81 204,4 **Tl** thalium	82 207,2 **Pb** plomb	83 209,0 **Bi** bismuth	84 209 **Po** polonium	85 210 **At** astate	86 222 **Rn** radon	..NOP
7	87 223 **Fr** francium	88 226,0 **Ra** radium	89 227,0 **Ac**** actinium	104 260 **Unq**	105 (261) **Unp**	106 (263) **Unh**	107 (262) **Uns**	108 **Uno**	109 **Une**										..OPQ

numéro atomique → 26 ; 55,8 ← masse molaire atomique ($g.mol^{-1}$) ; symbole → **Fe** ; fer ← nom

Pour les éléments qui n'existent pas dans la nature, le nombre de masse de l'isotope le plus stable est donné entre parenthèses.

L'état physique du corps simple à 20° C est indiqué par la couleur de sa case.

- solide dont :
  - radioactif
  - artificiel et radioactif
- liquide
- gaz

*Lanthanides	58 140,1 **Ce** cérium	59 140,9 **Pr** praséodyme	60 144,2 **Nd** néodyme	61 (145) **Pm** prométhéum	62 150,4 **Sm** samarium	63 152,0 **Eu** europium	64 157,3 **Gd** gadolinium	65 158,9 **Tb** terblum	66 162,5 **Dy** dysprosium	67 164,9 **Ho** holmium	68 167,3 **Er** erbium	69 168,9 **Tm** thulium	70 173,0 **Yb** ytterbium	71 175,0 **Lu** lutétium	..NOP
**Actinides	90 232,0 **Th** thorium	91 231,0 **Pa** protactinium	92 238,0 **U** uranium	93 237,0 **Np** neptunium	94 (224) **Pu** plutonium	95 (243) **Am** américium	96 (247) **Cm** curium	97 (247) **Bk** berkélium	98 252 **Cf** californium	99 (254) **Es** einsteinium	100 (257) **Fm** fermium	101 (258) **Md** mendélévium	102 (259) **No** nobélium	103 (260) **Lr** lawrencium	..OPQ

Scanned by CamScanner

- **Comme la 6e, la 7e période** comporte aussi trois éléments dans le tableau ($_{87}Fr$, $_{88}Ra$ et $_{89}Ac$), puis quatorze éléments en dehors du tableau commençant par le thorium ($_{90}Th$) appelés actinoïdes dont l'uranium ($_{92}U$). Après l'élément 103 (Lr) des éléments de numéros atomiques 104, 105, etc. (à découvrir) se placeraient dans le tableau.

Remarque : Le lanthane et l'actinium sont repris dans les séries des lanthanoïdes et des actinoïdes donnés en dehors du tableau.

3. INTERPRÉTATION DES RÉACTIVITÉS DES ÉLÉMENTS À PARTIR DU TABLEAU DE CLASSIFICATION

Les éléments des groupes principaux de I à VII peuvent prendre la structure électronique stable (saturée) d'un gaz rare par perte ou gain d'électrons : il y a formation d'ions positifs (défaut d'électrons) ou d'ions négatifs (excès d'électrons).

3.1 Les atomes qui perdent des électrons sont dits électropositifs

Ils ont une valence ionique positive égale au nombre d'électrons perdus.

Exemples :

- le lithium, le sodium, le potassium qui se transforment en ions Li^+, Na^+, K^+, ... ont une valence ionique +1 (ce sont des éléments du groupe I) ;
- •• le béryllium, le magnésium, le calcium qui se transforment en ions Be^{++}, Mg^{++}, et Cu^{++} ont une valence ionique +2 (éléments du groupe II) ;
- ••• d'autres éléments des groupes secondaires manifestent des électropositivités variables :

- valence +1 pour l'argent et le cuivre (Ag^+, Cu^+) ;
- valence +2 pour le zinc et le cuivre (Zn^{++}, Cu^{++}) ;
- valence +3 pour le fer (Fe^{+++}).

Scanned by CamScanner

3.2 Les atomes qui captent des électrons sont dits électonégatifs

ils ont une valence ionique négative égale au nombre d'électrons captés.

Exemple : Le chlore, le brome, l'iode qui se transforment en ions Cl^-, Br^-, I^- ont une valence ionique -1 (ce sont les éléments du groupe VII).

•• l'oxygène et le soufre donnent naissance aux ions O^{-2}, S^{-2} (valence -2) par capture de deux électrons.

Généralisation

En perdant 1, 2, 3 électrons, les éléments des colonnes (groupes) I, II, III retrouvent des configurations électroniques saturées stables du groupe VIII (2 à 8 électrons périphériques).

Li^+ a 2 électrons périphériques : analogue à He ;

Na^+ a 8 électrons périphériques : analogue à Ne ;

K^+ a 8 électrons périphériques analogue à Ar.

De même

Be^{++}, Mg^{++}, Ca^{++}, ont des configurations externes des gaz nobles He, Ne, Ar, ...

En captant 1, et 2 électrons les éléments des groupes VII et VI retrouvent les configurations stables des éléments correspondants (de même période) du groupe VIII.

O^{-2} et F^{-1}ont la configuration de Ne ;

S^{-2} et Cl^{-1} ont la configuration de Ar ;

Sc^{-2} et Br^{-1}ont la configuration de Kr.

L'hydrogène est un élément à caractère électropositif mais H^+ est tout simplement le noyau de l'atome.

Remarque : L'ion positif est nettement plus petit que l'atome du fait de l'augmentation de l'attraction du noyau sur les couches électroniques restantes.

L'ion négatif est par contre nettement plus gros que l'atome (neutre) du fait de la répulsion entre les électrons captés et les

Scanned by CamScanner

électrons des couches sous-jacentes. Exemples : diamètres des atomes et des ions :

	Atome Cl	Ion Cl^-	Atome S	Ion S^{--}
Diamètre (en Å = 10^{-10}m)	1,98	3,62	2,08	3,68
	Atome Na	**Ion Na^+**	**Atome Mg**	**Ion Mg^+**
Diamètre (en Å = 10^{-10}m)	3,72	1,9	2,72	1,3

4. RÈGLE DE L'OCTET

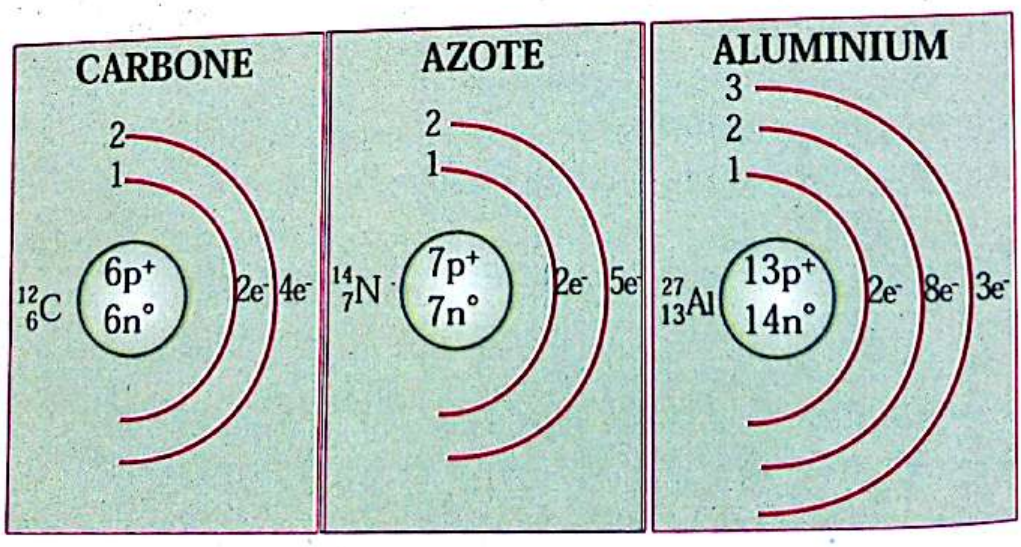


Niels Bohr (1885-1962)
chimiste allemand

4.1 Représentation d'un élément chimique à partir du modèle Rutherford-Bohr de l'atome

Pour représenter un élément chimique à partir du modèle Rutherford-Bohr, on écrit le symbole chimique de l'élément avec son nombre A et son nombre Z (voir chap1 A 2.2) et on distribue le nombre d'électrons sur des arcs de cercle identifiés par un numéro correspondant au niveau d'énergie de l'atome. Le nombre d'électron par niveau est placé devant le symbole e^- et sur chaque arc de cercle. Le nombre de protons suivi de p^+ et de neutrons suivi de n^0 sont placés dans un petit cercle à droite du symbole chimique.

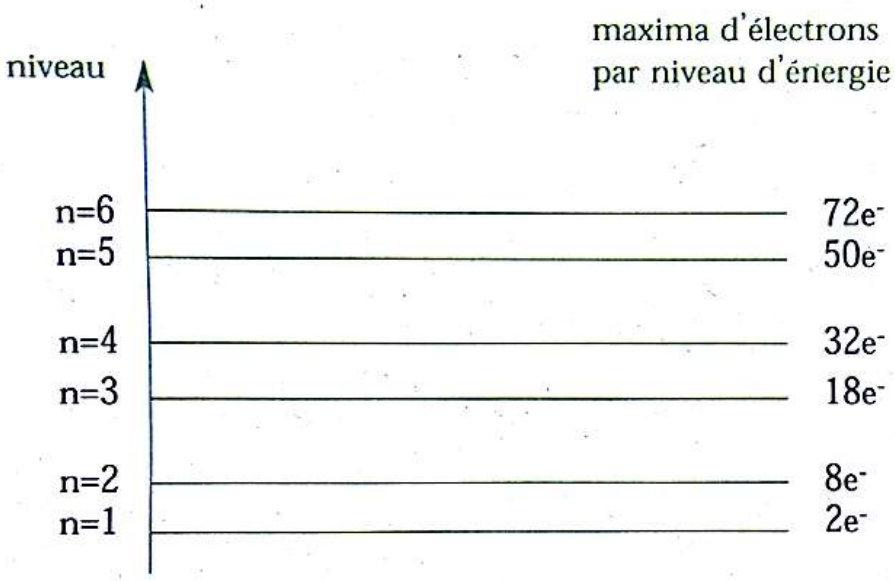
Exemples : Modèle Rutherford-Bohr de quelques atomes



Scanned by CamScanner

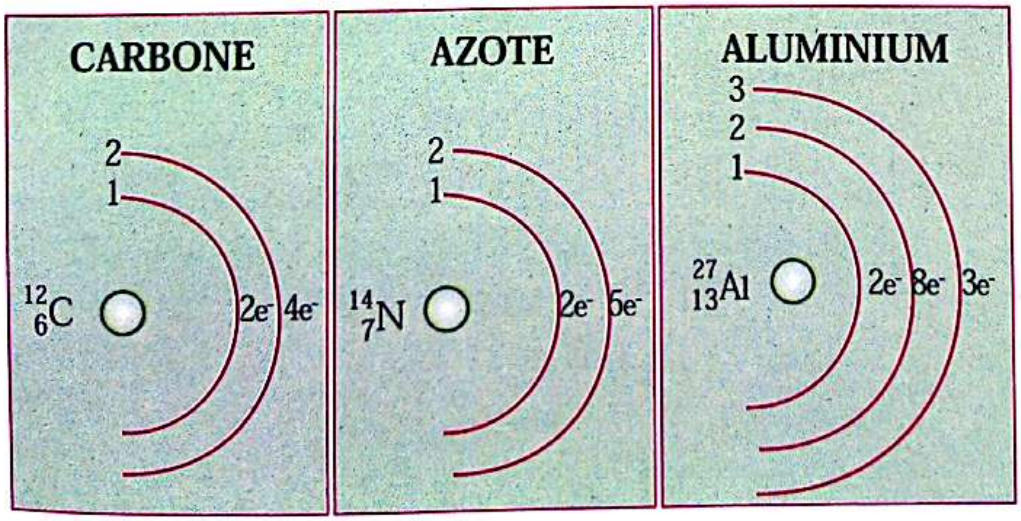
Remarque : On rappelle que pour connaître le nombre de neutrons, on soustraie le nombre Z du nombre A (chap1 A 2.2) $A = Z + N \Rightarrow N = A - Z$.

Pour la distribution des électrons, il faut toujours commencer par l'arc de cercle le plus près du noyau et tenir compte des maxima d'électrons de chaque niveau d'énergie (chap1 A tableau.1 simplifié).



Ce modèle peut être simplifié en représentant le noyau atomique par un point.

Exemples



Scanned by CamScanner

4.2 Représentation d'un élément par la notation de Lewis

a) Électrons de valence

Les électrons qui se trouvent sur le dernier niveau d'énergie d'un élément sont appelés électrons de valence.

Exemple :
Tous les halogènes ont 7 électrons de valence.
Le nombre d'électron de valence peut être trouvé en faisant la représentation par le modèle atomique simplifié de l'élément ou en notant le chiffre romain apparaissant au-dessus des familles des éléments représentatifs dans le tableau de classification.

Exemples :
L'azote appartient au groupe V : son nombre d'électrons de valence est 5.
Le carbone appartient au groupe IV. Il a 4 électrons sur sa dernière couche électronique.

b) Notation de Lewis

Elle consiste à écrire le symbole chimique de l'élément et à indiquer ses électrons de valence à l'aide des points disposés autour du symbole chimique.

Exemples :
La représentation de Lewis de quelques atomes :

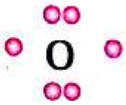
SODIUM	ALUMINIUM	CARBONE
Na	Al	C

Scanned by CamScanner

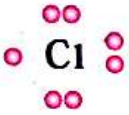
AZOTE



OXYGENE



CHLORE



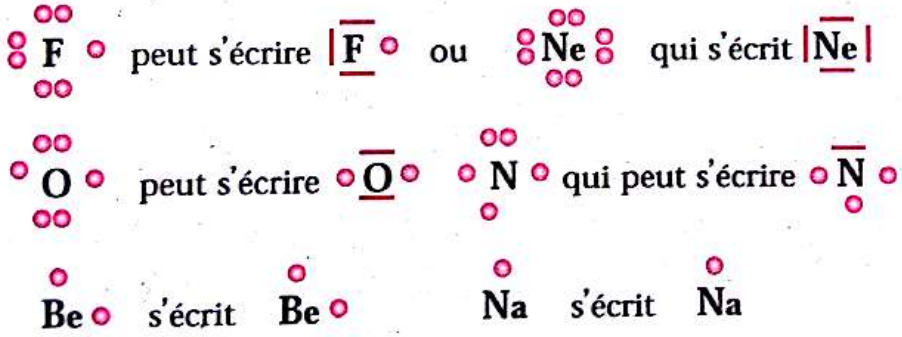
NEON



Remarque :

Si l'élément possède plus de 4 électrons de valence, les points en place peuvent être doublés (placés par couples de points) jusqu'à un maximum de huit. Les électrons qui ne sont pas doublés sont dits non appariés ou électrons célibataires. Dans ce cas on peut remplacer les électrons appariés par un tiret.

Exemples



4.3 La règle de l'octet

Les éléments du groupe VIII (gaz rares ou nobles) ne se combinent pratiquement à aucun élément : on leur attribue la valence zéro. On attribue cette inactivité à l'existence de la sous-couche, stable à 8 électrons.

On admet, en chimie, que les éléments qui se combinent

Scanned by CamScanner

facilement ont tendance à réaliser la configuration stable saturée à 8 électrons autour des atomes. La combinaison s'opère par un échange (proximité) d'électrons conduisant à la réalisation de la configuration des gaz rares pour chaque atome. On dit qu'il y a réalisation de l'octet (8). Celle-ci se manifeste au cours des réactions chimiques soit par un transfert d'électrons (formations des ions : chap1B3.2 généralisation), soit par une mise en commun des électrons. D'où la **règle de l'octet** :

Au cours de leurs transformations, les atomes tendent à saturer leur couche externe à huit (8) électrons (1 octet) exception faite de l'hydrogène qui sature la sienne à deux (2) électrons.

5. LES ISOTOPES

5.1 Définition

Les noyaux étant formés de protons et de neutrons de masses quasi-égales, les masses des atomes sont des multiples de la masse de l'atome d'hydrogène. Cela est confirmé par l'expérience. Mais les éléments sont généralement constitués d'atomes de masses entières, mais différents et dans des proportions variables suivant l'élément.

Par exemple, l'élément chlore naturel a une masse atomique égale à 35,5, non entière. La raison en est que c'est un mélange d'atomes de nombre de masse 35 et 37. Chaque type d'atome a le même nombre de protons et d'électrons (à l'état neutre).

Z = 17, donc pour l'atome de chlore de nombre de masse 35,

$A_1 = N_1 + Z = 35$ et $N_1 = 35 - 17 = 18$ neutrons

Pour l'atome chlore de nombre de masse 37

$N_2 = 37 - 17 = 20$ neutrons

Calculons les pourcentages des deux types d'atomes qu'on appelle isotopes.

Soit x le pourcentage de l'isotope 35 ; celui de l'isotope 37 doit être 100-x.

Scanned by CamScanner

$$A = \frac{35x + 37(100-x)}{100} = 35,5 \text{ soit } 2x = 150 \text{ d'où } x = 75\%.$$

Ces deux types d'atomes de chlore (les deux isotopes de chlore) ont les mêmes propriétés chimiques et des propriétés physiques voisines.
Cet exemple conduit à la définition suivante de l'isotope :

On appelle isotope des atomes qui ont le même numéro atomique c'est-à-dire le même nombre de protons mais qui diffèrent par le nombre de neutrons.

La plupart des éléments sont formés d'un mélange d'isotopes de masses atomiques entières voisines (différents seulement de quelques unités). Mais souvent la proportion d'un des isotopes est très faible. On rappelle la notation d'un élément :

$^{A}_{Z}X$ avec $A = Z + N$, Z = protons et N = neutrons.

Exemples :

L'hydrogène naturel est formé d'un mélange de trois isotopes
$^{1}_{1}H$ (1 proton et 0 neutron) dénommé **protium ;**
$^{2}_{1}H$ (ou $^{2}_{1}D$ 1 proton et 1 neutron) dénommé **deutérium ;**
$^{3}_{1}H$ (1 proton et 2 neutrons) dénommé **tritium.**

•• Le carbone naturel est formé d'un mélange de deux isotopes stables :
$^{12}_{6}C$ (Z = 6 et N = 6) ;
$^{13}_{6}C$ (N = 7).

Les proportions sont les suivantes : 98,89% pour $^{12}_{6}C$ et 1,108% pour $^{13}_{6}C$.
Il existe d'autres isotopes, instables du carbone, le plus connu est le carbone 14 ($^{14}_{6}C$) utilisé dans les datations (historiques).

Scanned by CamScanner

••• L'oxygène naturel est constitué d'un mélange de trois isotopes stables qui ont respectivement 8 neutrons ($^{16}_{8}O$, 99,76%), 9 neutrons ($^{17}_{8}O$, 0,04%) et 10 neutrons ($^{18}_{8}O$, 0,2%).

Nombre de masse = nombre de protons + nombre de neutrons
≈ masse atomique si l'élément ne comporte qu'un isotope.

Remarque :

Dans la nouvelle échelle des masses atomiques, la masse atomique de l'isotope le plus abondant du carbone $^{12}_{6}C$ est prise égale à 12,000.

L'ancienne échelle (utilisée par les chimistes) attribuait la masse atomique 16 à l'oxygène qui est en réalité un mélange d'isotopes.

Le rapport des masses exprimées avec la nouvelle échelle à celles exprimées avec l'ancienne échelle est 1,000050.

Le tableau des masses atomiques ci-joint est établi à partir de la nouvelle échelle.

5.2 Abondance relative de quelques isotopes

Nom de l'élément	Nombre de masse	Masse	Pourcentage dans la nature
Hydrogène	1 2 3	1,0008 2,014 3,017	99,98 0,02
Carbone	12 13 14	12,000 13,003 14,003	99,99 1,11
Oxygène	16 17 18	15,995 16,999 17,999	99,76 0,04 0,20
Azote	14 15	14,003 15,000	99,64 0,36
Néon	20 21 22	19,992 20,994 21,991	90,92 0,26 8,82

Scanned by CamScanner

2.3 Radioisotopes

En plus d'exister sous plusieurs formes isotopiques naturelles, un élément chimique peut être transmué en isotopes artificiels s'il est exposé à une radiation nucléaire. Les isotopes ainsi créés sont des **radioisotopes**.
Ces radioisotopes rendent de grands services dans différents domaines de la vie :

a) En médecine :
Le cobalt-60 est utilisé pour combattre le cancer. Le sodium-22 est également utilisé sous forme de chlorure de sodium en solution pour détecter différents problèmes vasculaires, etc.

b) En industrie :
Les isotopes sont utilisés pour évaluer l'usure des pistons des moteurs à haute performance, de même que pour indiquer l'épaisseur et déceler les brisures des feuilles de papier, de plastique ou de métal pendant leur fabrication.

c) En recherche scientifique :
Ils servent à détecter la présence de substances dangereuses à l'état de trace. Les radioisotopes du mercure sont utilisés par les écologistes pour connaître de façon précise la teneur en mercure de la chair des poissons.

Les radioisotopes ont aussi malheureusement des méfaits tels que leur production en grandes quantités dont les radiations resteront dangereuses pendant des centaines d'années (problème d'entreposage sécuritaire des déchets radioactifs).

Scanned by CamScanner

EXERCICES

MOTS CLÉS

Famille d'éléments ; halogène ; métaux alcalins ; alcalino-terreux ; terreux ; gaz rare ; tableau de classification périodique ; période ; colonne ; électropositif ; électronégatif ; règle de l'octet ; modèle Rutherford-Bohr ; modèle de Lewis ; électrons de valence ; isotopes ; radioisotopes.

EVALUATION

1 Quel est le principe de la classification périodique des éléments ?
Qu'entend-t-on par « période » de la classification périodique des éléments ?
Combien d'éléments comporte la 1ère période ? la 2e période ?

2 Qu'ont de commun les atomes des éléments situés dans une colonne de la classification ?
Dans quelle colonne se situent les «halogènes » ? les « gaz rares » ?,
« les métaux alcalins » ?
Comparer la réactivité chimique de ces différentes familles.

3 Dans quelles cases de la classification périodique les éléments représentés par X se trouvent-ils ? $^{40}_{20}X$; $^{30}_{15}X$; $^{12}_{6}X$; $^{14}_{7}X$.
Quel est le symbole de chacun d'eux ?
Faites la répartition électronique sur les couches et sous-couches des atomes correspondants.

4 Rechercher l'élément qui se trouve dans la 11e case de la classification périodique.
Quelle est la structure électronique de l'atome correspondant ?

5 Quel est l'élément qui se trouve à l'intersection de la 3e période et de la 15e colonne de la classification ? À quelle couche appartiennent ses électrons périphériques dans l'état fondamental ? Établir sa formule électronique complète.
Déterminer la composition de son noyau sachant que son nombre de masse est 31.

Scanned by CamScanner

6 Le nombre de charge de l'atome de chlore est Z = 17.
- Combien d'électrons le cortège électronique de l'atome de chlore comporte-t-il ?
- Faites sa configuration électronique.
- Donner sa représentation par le modèle Rutherford-Bohr.
- Donner sa représentation par le modèle de Lewis.

7 Quel est le nombre de protons et de neutrons du nucléide caractérisé par le couple (14,28) ?
- De quel élément s'agit-il ?
- Dans quelle colonne de la classification périodique se trouve-t-il ?
- Établir la structure de l'atome de cet élément dans l'état fondamental.
- Représenter son atome par le modèle de Rutherford-Bohr et par le modèle de Lewis.

8 Quel est le nombre de charge de l'élément se trouvant dans la 2e colonne et sur la 3e ligne de la classification périodique ? Quel est cet élément ?
Dans quelle colonne et sur quelle ligne se trouve l'élément de nombre de charge Z = 7 ? Quel est cet élément ?
Citer trois éléments ayant le même schéma de Lewis que chacun de ces deux éléments. Donner ces schémas (pour les deux éléments).

Scanned by CamScanner

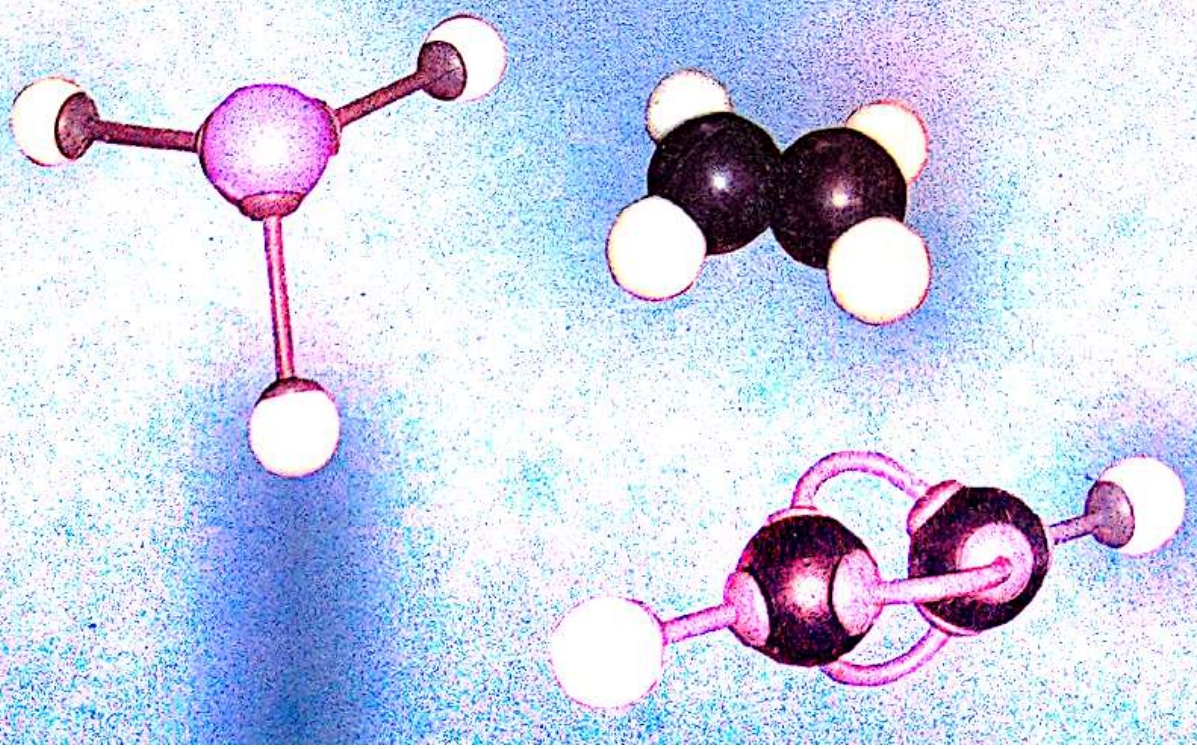
C LES LIAISONS CHIMIQUES

PRÉALABLES

- *La configuration électronique d'un atome*
- *La règle de l'octet*
- *Représenter un atome en utilisant la notation de Lewis*
- *l'électropositivité, l'électronégativité*

OBJECTIFS

- *Définir une liaison chimique.*
- *Définir une liaison ionique.*
- *Définir les liaisons covalentes.*
- *Définir une liaison semi-polaire.*
- *Utiliser la notation de Lewis pour illustrer les différents liens chimiques.*



Scanned by CamScanner

1. GÉNÉRALITÉ

Quand on met deux ou plusieurs corps en présence, dans certaines conditions (température, lumière, pression, etc.), ils peuvent « réagir » les uns sur les autres ; de nouvelles combinaisons atomiques ont lieu et l'on obtient, en général, un ensemble de corps différents de ceux que l'on avait mis en présence : *il y a eu réaction chimique.* Au cours de cette réaction des changements profonds se sont opérés dans les atomes.

L'étude du comportement des électrons d'un atome pris individuellement permet d'interpréter le comportement des atomes placés en présence les uns des autres.

Lorsque les atomes s'unissent pour former des composés chimiques, ce sont leurs électrons, et plus particulièrement leurs électrons périphériques (qu'on appelle aussi électrons de valence) qui sont responsables de ces unions. En effet, le nombre d'électrons de valence explique non seulement les propriétés communes des éléments d'une même famille chimique, mais il aide également à comprendre que plusieurs phénomènes chimiques sont le résultat d'un « commerce » d'électrons entre éléments.

On sait par exemple que les gaz rares ont très peu tendance à s'unir entre eux et à réagir avec les autres atomes : **on les dit très stables**. Or, les configurations électroniques des atomes de ces éléments possèdent tous **huit électrons** sur leurs **derniers niveaux**, sauf **l'hélium** qui n'en a que **deux**.

Structure électronique des gaz rares

Nom	Symbole	N° atomique	Niveaux électroniques					
			n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	n = 5	n = 6
Hélium	He	2	2					
Néon	Ne	10	2	8				
Argon	Ar	18	2	8	8			
Krypton	Kr	36	2	8	18	8		
Xenon	Xe	54	2	8	18	18	8	
Radon	Rn	86	2	8	18	32	18	8

Scanned by CamScanner

Il semble alors que le fait de posséder une couche extérieure de huit électrons (ou deux pour l'hélium) confère à l'atome une grande stabilité.
Ainsi, dans les réactions chimiques, les atomes des éléments tendent à acquérir cet arrangement de 2 ou de 8 électrons sur leurs dernières couches pour devenir plus stable (règle de l'octet).

Certains atomes atteignent cette stabilité en gagnant des électrons, d'autres en en perdant.
Il en résulte ainsi des liaisons entre atomes et entre molécules qui sont, soit des liaisons chimiques (liaisons ioniques, liaisons covalentes), soit des liaisons physiques (liaisons intermoléculaires : liaisons hydrogène, forces de Van der waals...). Nous nous intéresserons dans cet ouvrage, uniquement aux liaisons chimiques.

2. LIAISONS CHIMIQUES

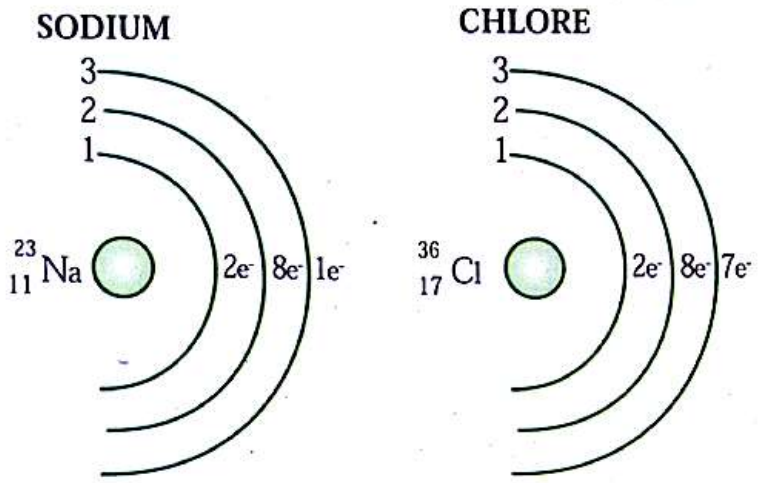
2.1 Liaisons ioniques (ou liaisons interioniques)



Walter Kossel (1888-1956) chimiste allemand

La théorie de la liaison ionique a été faite en 1916 par Kossel. Elle s'applique en général aux électrolytes (acides, bases et sels).
Soit par exemple le sel de cuisine (chlorure de sodium) ayant pour formule NaCl. Cette formule fait voir qu'un atome de sodium (Na) s'est combiné à un atome de chlore (Cl).
Le sodium est un métal mou, corrosif et qui décompose l'eau à froid, alors que le chlore est un gaz toxique. La réaction entre ces deux atomes produit le sel de cuisine qui est un solide cristallin n'ayant aucune action sur l'eau et qui, loin d'être toxique, est essentiel à l'organisme humain. Alors, quelles sont les modifications subies par ces deux atomes ?
Le sodium est un élément de la première colonne du tableau de Mendeleïev. Il a un électron sur sa dernière couche, alors que le chlore (élément de la septième colonne) en a sept.

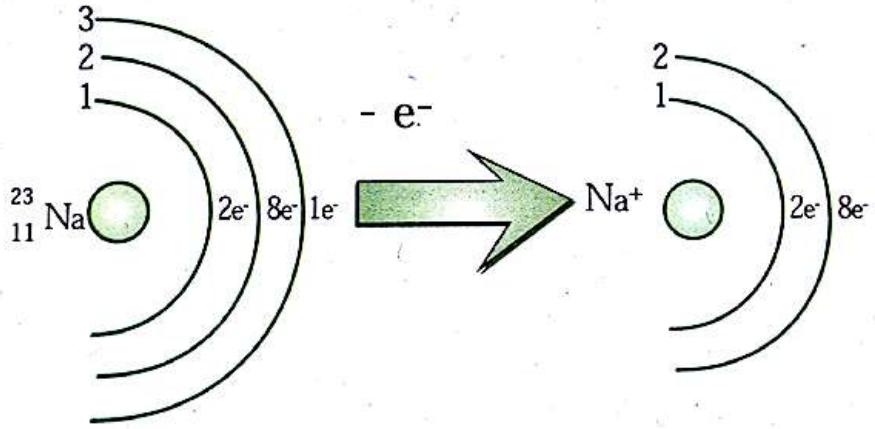
Scanned by CamScanner



Pour avoir la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans le tableau de Mendeleïev (8 électrons sur la dernière couche), il est plus facile au sodium de perdre son unique électron de valence que d'avoir 7, et au chlore de capter un électron que de perdre 7.

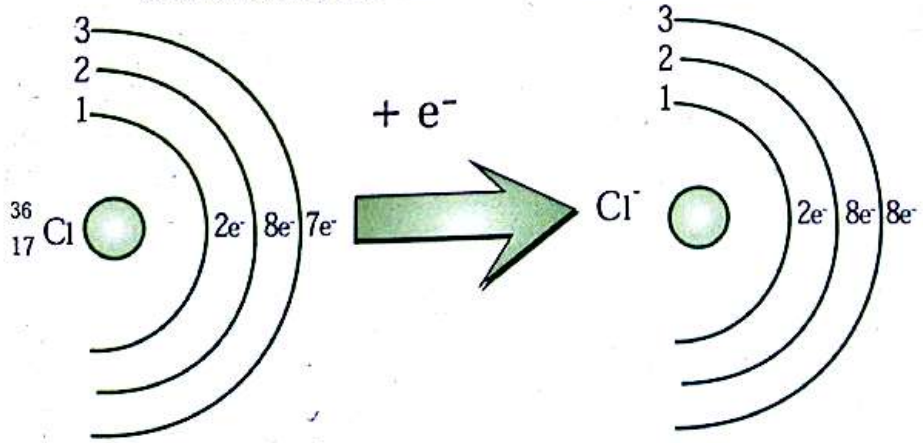
L'atome de sodium (Na) en cédant son unique électron de valence devient l'ion sodium Na^+.

Transformation de l'atome Na en ion Na^+



L'atome de chlore de son côté en captant l'électron relâché par le sodium se transforme en ion Cl^-

Transformation de l'atome Cl en ion Cl^-

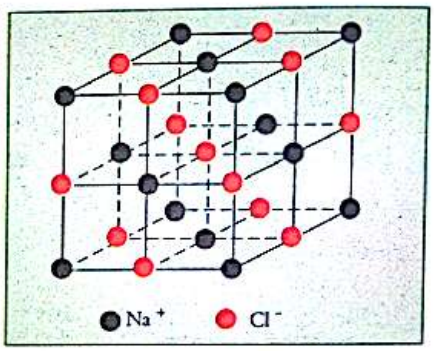


Scanned by CamScanner

Bien que l'électron de l'atome de sodium soit cédé à l'atome de chlore au cours de ce transfert, la charge nucléaire des deux atomes ne change pas. Il y a formation d'un ion sodium positif (Na^+. On dit, **cation Na^+**) et d'un ion chlorure négatif (Cl^-. On dit, **anion Cl^-**). Il en résulte ainsi deux ions de charge contraire qui exercent l'un sur l'autre une force attractive qui les lie pour former le composé Na^+Cl^- .



Le sel sous différentes formes.



Les centres des ions sont diposés régulièrement .

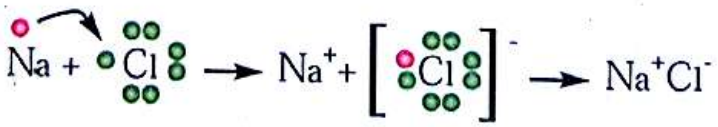
À la température ordinaire, des milliards d'ions sodium et d'ions chlorure s'empilent d'une façon ordonnée pour former de petits cristaux de chlorure de sodium, nouvelle substance dite sel de cuisine, complètement différente des éléments dont il provient : le sodium et le chlore.

Ce lien chimique, caractérisé par un transfert d'électrons s'appelle liaison ionique ou liaison par électrovalence.

En général, pour illustrer la formation d'un lien chimique, on utilise la notation de Lewis.

On rappelle que cette notation consiste à écrire le symbole chimique de l'élément et en indiquant les électrons de valence à l'aide de points disposés autour du symbole chimique (Chap.1 B 4.2).

Ainsi, on illustre la formation de Na Cl de la façon suivante :

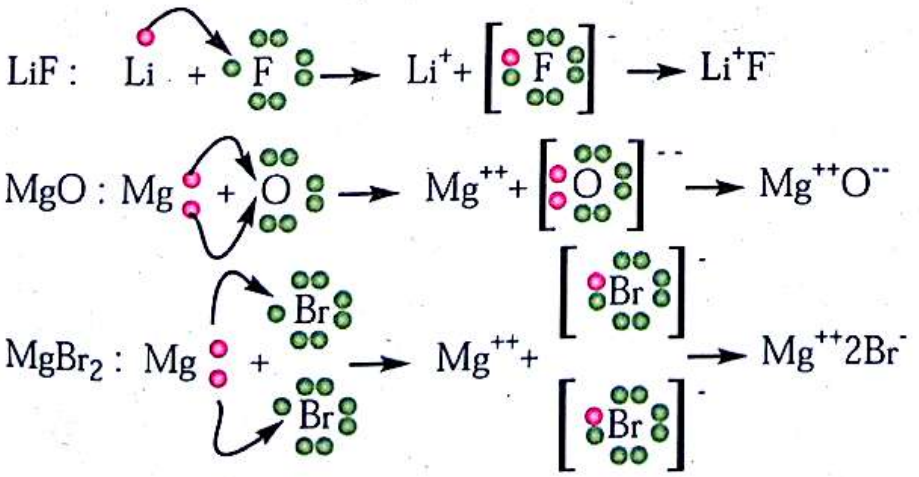


Scanned by CamScanner

Ce type de réaction chimique se produit d'autant plus facilement qu'il y a moins d'électrons impliqués lors du transfert entre métal et non métal. C'est pour cette raison que les réactions entre **alcalins** et **halogènes** sont très violentes.
Au cours de cette réaction, le Na cède facilement son électron de valence. On dit que le sodium est **un élément électropositif.**
Un élément est électropositif lorsqu'il cède facilement un ou plusieurs électrons. Il devient alors un ion positif qu'on désigne sous le nom de cation.
En général les éléments des première et deuxième colonne du tableau de Mendeleïev sont électropositifs.
Le chlore qui capte facilement l'électron relâché par le sodium est dit électronégatif.
Un élément est électronégatif lorsqu'il capte facilement un ou plusieurs électrons. Il devient alors un ion négatif qu'on appelle anion.
Les éléments des sixième et septième colonnes du tableau de Mendeleïev sont électronégatifs.

Définition : La liaison ionique (ou liaison par électrovalence) peut se définir comme un lien chimique dû aux attractions réciproques entre anions et cations formés à la suite du transfert d'électron(s) entre élément électropositif et élément électronégatif.

Exemples : Illustrons la formation de LiF, MgO, $MgBr_2$



Scanned by CamScanner

Caractères des composés ioniques

- L'eau dissout en général les composés ioniques.
- Lorsqu'un composé ionique est dissout dans l'eau, ses ions s'associent à des molécules d'eau. On dit qu'ils se solvatent.
- Les solutions aqueuses de composés ioniques subissent l'électrolyse.
- Les composés ioniques fondus subissent l'électrolyse.



Lewis (Newton)
(1875-1946)
chimiste américain

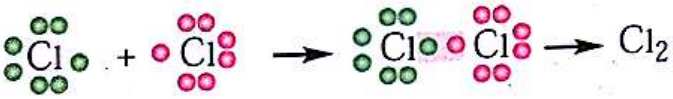
2.2 Liaison covalente

La théorie de la liaison ionique ne s'appliquant qu'aux électrolytes, pour expliquer la cohésion des molécules constituant les autres composés chimiques, Lewis et Langmuir ont introduit la notion de covalence.

Quels que soient les atomes, il peut y avoir une liaison chimique par covalence lorsque ces atomes mettent en commun une paire d'électrons.

Dans la majorité des cas, chacun des deux partenaires apporte un électron à la paire.

Exemple 1 : Soit la molécule du dichlore Cl_2



Chaque atome de Cl apporte un électron pour former le doublet mis en commun.

On utilise en général une représentation plus simplifiée : chaque liaison est un tiret qui unit deux atomes. Ainsi dans la formule structurale de la molécule du dichlore, le lien simple formé entre les deux atomes de chlore est symbolisé par un trait simple : Cl-Cl





Langmuir (Irving)
(1881-1957)
chimiste américain

Exemple 2 : Molécule de H_2



Scanned by CamScanner

On voit qu'une fois la mise en commun effectuée chaque atome possède huit électrons sur la dernière couche (ou deux dans le cas de l'hydrogène). On retrouve la tendance des atomes à acquérir la structure du gaz rare le plus proche dans le tableau de Mendeleïev.
Les liens de covalence peuvent être de trois sortes :

a) Lien simple de covalence

Un lien simple de covalence se forme quand il y a une seule paire d'électrons entre deux atomes.
Un tel lien est aussi appelé liaison σ (lire : liaison sigma).
Exemple : Dans la molécule de HCl

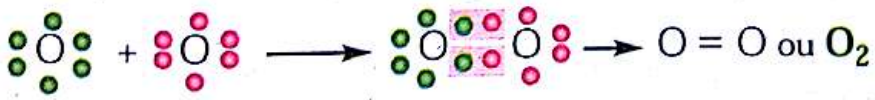


Chaque atome H et Cl apporte un électron constituant la paire d'électrons en commun.
C'est aussi le cas des exemples ci-dessus : Cl_2 , H_2. Une seule paire d'électrons est en commun entre les atomes Cl dans Cl_2 et entre les atomes H dans H_2.

b) Lien double de covalence

Il y a formation d'un lien double de covalence quand deux paires d'électrons sont mis en commun entre deux atomes.

Exemple 1 : Dans la molécule du dioxygène O_2 ,



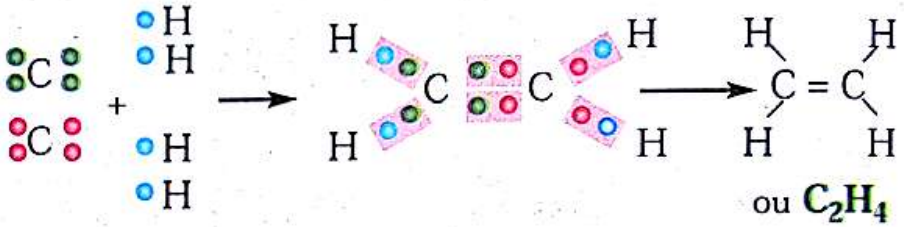
il se forme un lien double de covalence entre les atomes d'oxygène.

Exemple 2 : Dans la molécule de CO_2, il se forme un lien double de covalence entre l'atome de carbone et les atomes d'oxygène.

Scanned by CamScanner



Exemple 3 : Dans la molécule de C_2H_4, il se forme un lien double de covalence entre les atomes de carbone.



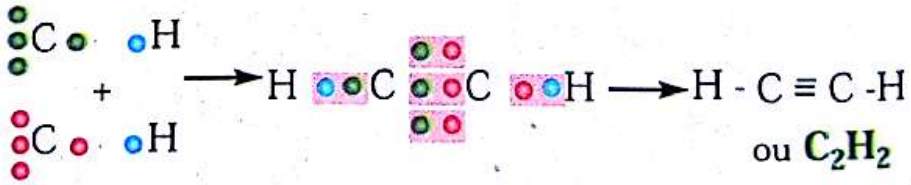
c) Lien triple de covalence

Il y a formation d'un lien triple de covalence quand il y a trois paires d'électrons en commun entre deux atomes.

Exemple 1 : Dans la molécule de diazote (N_2), il y a formation d'un lien triple de covalence entre les atomes d'azote.



Exemple 2 : Dans la molécule de l'acétylène (C_2H_2), il y a formation d'un lien triple de covalence entre les atomes de carbone.



Les liaisons double et triple sont appelées liaison multiple.

Scanned by CamScanner

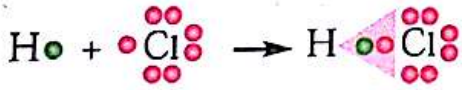
2.3 La liaison covalente polarisée

Dans les exemples ci-dessus, on remarque que certains liens sont nettement covalents. C'est le cas des molécules renfermant des atomes identiques ou ayant une même affinité électronique. Exemples : Cl_2, H_2, etc.

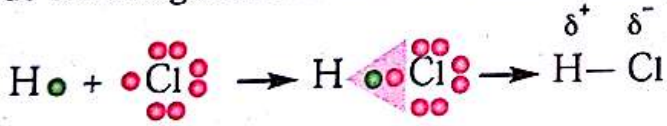
On dit alors que **la liaison covalente est simple.**

Dans d'autres, il peut arriver que la paire d'électrons mis en commun soit plus fortement attirée par un des atomes (le plus électronégatif). Le nuage électronique de liaison est ainsi déformé vers l'atome le plus électronégatif. Il apparaît alors une légère charge négative du côté de la molécule où se trouve l'atome le plus électronégatif, et inversement une charge positive de l'autre côté. Les deux atomes se comportent comme un ensemble de deux charges électriques de signes contraires : un dipôle électrique. **Une telle liaison est dite polarisée.**

Exemple : Dans la molécule de HCl, le chlore étant plus électronégatif le doublet de liaison est fortement attiré par le chlore.



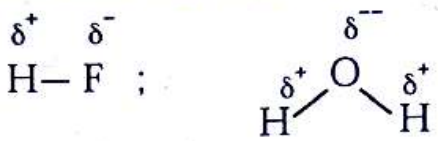
Pour schématiser une liaison polaire on représente les charges locales de la molécule par la notation $+\delta$ et $-\delta$ car la valeur absolue de ces charges est indéterminée mais faible ($\delta < 1$)



Définition : Une liaison est dite polarisée (ou dirigée) lorsqu'elle unit deux atomes d'électronégativité différente. Le doublet de liaison est déplacé vers l'atome le plus électronégatif.

Scanned by CamScanner

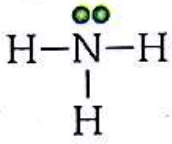
Exemple : Les liaisons dans HF, dans H_2O sont polarisées.



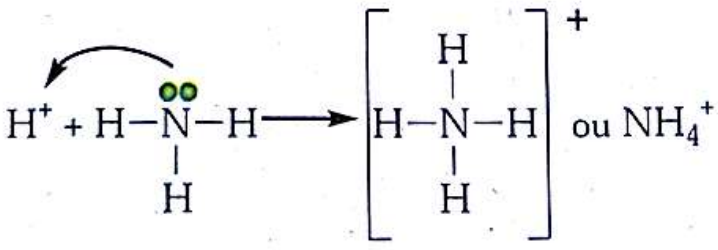
Remarque : Pour caractériser le degré de polarisation d'une liaison covalente, on définit en électricité une grandeur mesurable qui est le **moment dipolaire**. On retiendra que le moment dipolaire est d'autant plus grand que la polarisation de cette liaison est plus forte.

2.4 La liaison semi-polaire (ou liaison de covalence dative)

Dans certains cas le doublet d'électrons mis en commun pour former la liaison covalente est fourni entièrement par l'un seulement des deux atomes, l'autre n'en fournit aucun. La liaison qui en résulte est appelée **liaison semi-polaire** ou **liaison covalente dative** ou encore **liaison de coordinence**.
Exemple : Dans la molécule de l'ammoniac (NH_3) l'azote a un doublet libre.



L'ion H^+ est un proton ; il n'est entouré d'aucun électron. Il est possible que se crée une liaison entre le proton H^+ et NH_3.



Il manque à cet édifice un électron pour être neutre (celui qui manquait déjà au proton H^+).

L'atome qui fournit le doublet (ici l'azote) est appelé

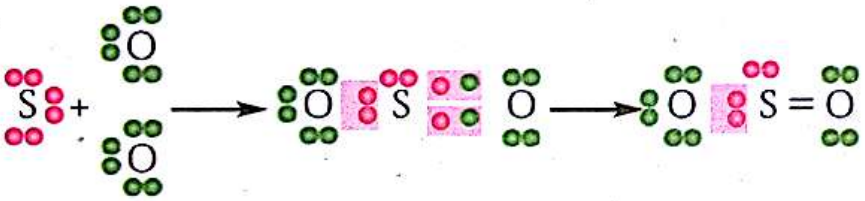
Scanned by CamScanner

donneur et le second qui reçoit le doublet est **l'accepteur** (ici le proton H^+).

Le donneur, par cette sorte de demi-transfert, acquiert une polarité positive, si bien que ce type de liaison est aussi nommé **liaison semi-polaire**.

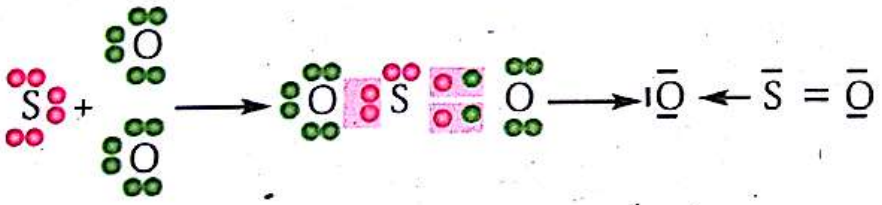
Il faut bien comprendre que ce n'est là qu'un mécanisme de formation particulier d'un doublet de covalence. Quand une liaison (semi-polaire) est établie, rien ne la distingue d'une liaison covalente normale. La liaison semi-polaire peut donc être considérée comme une liaison covalente particulière. Elle s'en distingue principalement par son mode de formation.

Exemple : la molécule de SO_2

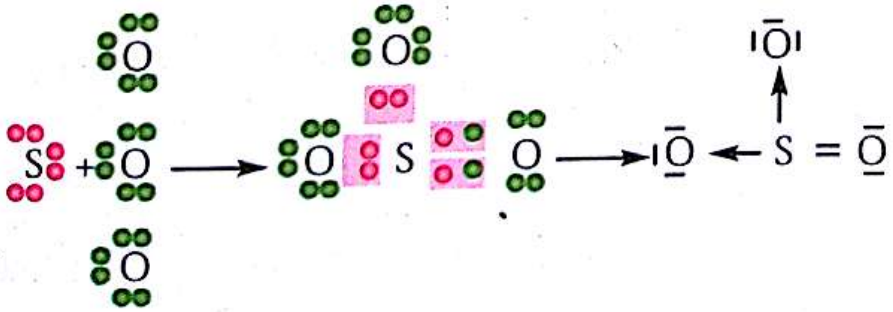


Dans cet exemple, le donneur de doublet d'électrons est l'atome de soufre et l'accepteur est l'atome d'oxygène.

On représente la liaison de coordinence à l'aide d'une flèche qui va de l'atome fournissant la paire d'électrons vers l'atome accepteur de la paire et les doublets restants par des tirets.



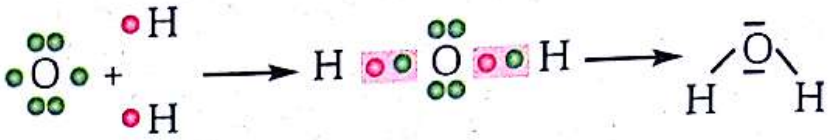
Exemples : Illustrons la formation des liaisons dans SO_3



Scanned by CamScanner

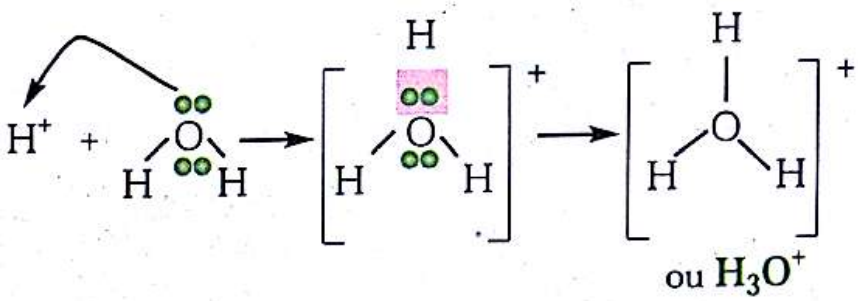
Formation des liaisons dans H_3O^+

- formation des liaison dans H_2O



- formation des liaisons dans H_3O^+

Dans la molécule de H_2O , l'oxygène a deux doublets libres. L'ion H^+ n'étant entouré d'aucun électron, il se crée une liaison entre H_2O et le proton H^+.



Pour la formation de la liaison il faut nécessairement que le donneur ait un doublet libre et l'accepteur une case vide.

Les éléments donneurs de doublet électronique sont particulièrement ceux des groupes V, VI et VII du tableau de Mendeleïev ; on inclue les anions.

Les éléments accepteurs de doublet sont ceux des groupes III et IV du tableau de Mendeleïev et singulièrement l'oxygène, on y ajoute les cations.

La liaison semi-polaire est aussi appelée **liaison donneur-accepteur.**

Caractéristiques des composés à liaisons covalentes

- Les composés covalents ne conduisent pas le courant électrique.
- Les composés covalents ne sont généralement pas solubles dans l'eau.
- Lorsqu'un composé covalent est formé par des molécules

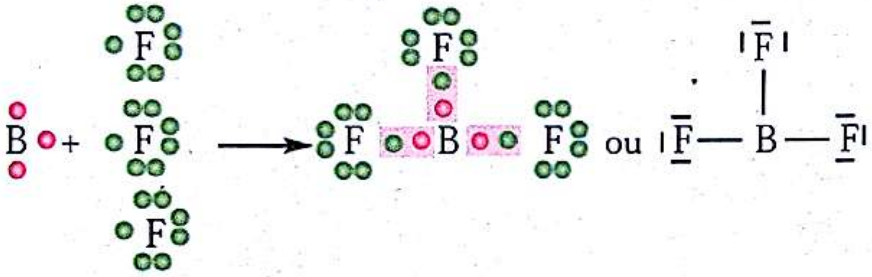
Scanned by CamScanner

polaires, cela se manifeste par quelques propriétés remarquables : la plus importante est sa dissolution dans l'eau. Contrairement aux autres composés covalents, les composés à molécules polaires sont solubles dans l'eau avec formation d'une solution ionique.

Remarques :

Dans certains cas, la règle de l'octet peut être mis à défaut mais la liaison reste toujours covalente.

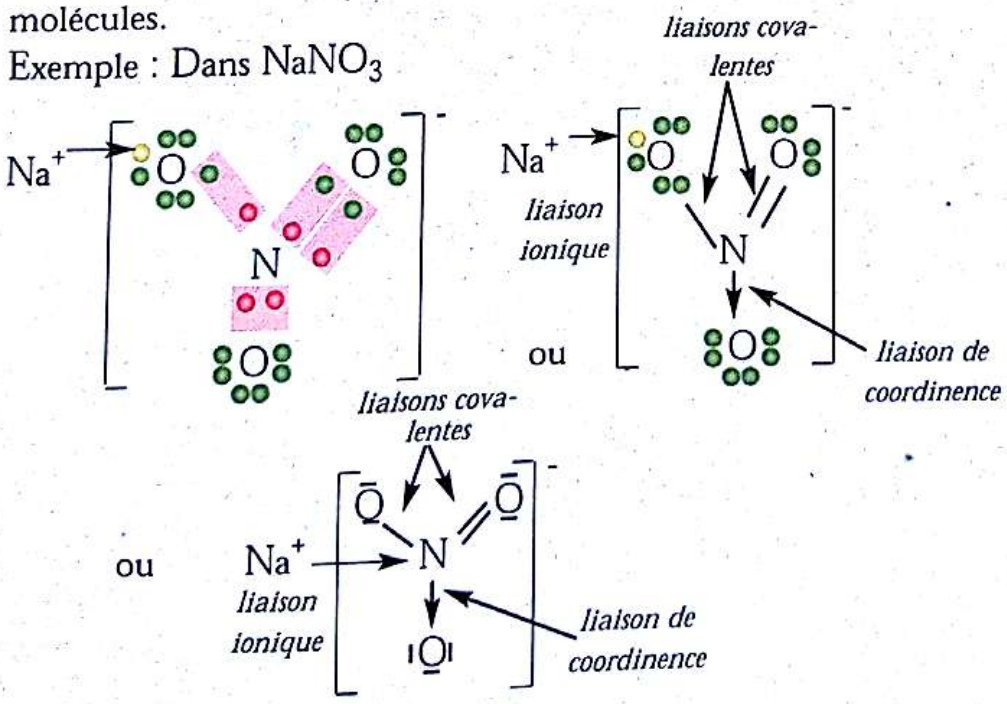
Exemple : Dans BF_3



La règle de l'octet est respectée pour chaque atome de F (8 électrons sur la couche externe de chaque F), mais par contre, le bore ne possède que 6 électrons sur sa couche externe et ne satisfait donc pas à la règle de l'octet. Les liaisons restent tout de même covalentes.

- On peut rencontrer tous les types de liaison dans certaines molécules.

Exemple : Dans $NaNO_3$



Scanned by CamScanner

2.5 Structure de quelques molécules covalentes

Les liaisons covalentes se caractérisent par :

- leurs orientations (angles de liaisons) les unes par rapport aux autres ;
- leurs longueurs (longueurs de liaisons), c'est-à-dire les distances entre les centres des atomes liés.

La description précise des molécules s'appuie sur des méthodes et des techniques empruntées à la physique. On peut citer entre autres les méthodes spectroscopiques (IR, UV, rayons X) et l'emploi du microscope électronique qui permet de voir et de photographier les molécules les plus grosses et d'en apprécier les dimensions.

Dans certains éléments, les atomes se groupent par deux pour former des molécules :

c'est le cas des halogènes (Cl_2, I_2, F_2, ...), du dihydrogène (H_2), du dioxygène (O_2), du diazote (N_2), etc.

Ces molécules sont appelées **molécules diatomiques**.

Peu importe la position dans l'espace de ces molécules, leurs atomes sont toujours disposés en ligne droite. On dit que ce sont des **molécules linéaires**.

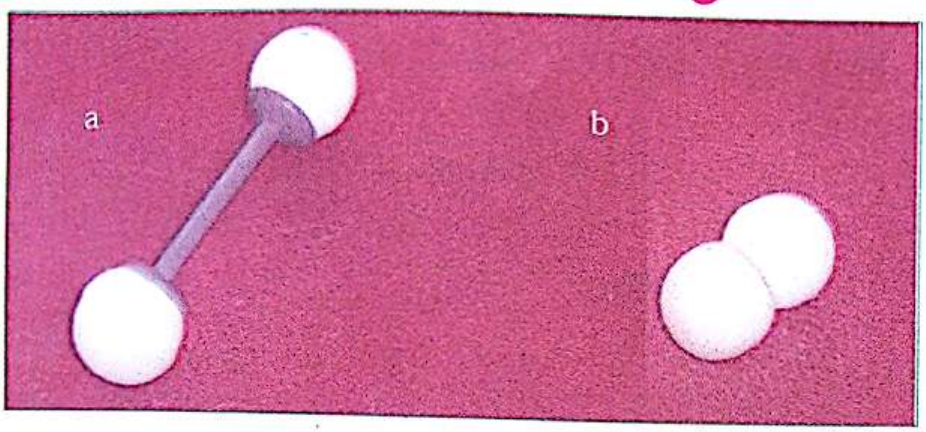
• La molécule du dihydrogène

Elle est composée de deux atomes d'hydrogène liés par une liaison simple de covalence. La structure stable qui en résulte est celle où les nuages électroniques fusionnent autour des noyaux. La répartition des charges électriques dans la molécule est parfaitement symétrique.

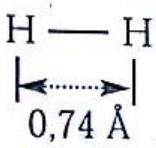
Comme l'atome, la molécule est électriquement neutre et ne possède aucun moment dipolaire.

La distance entre les deux noyaux atomiques est 0,74 Å. (lire 0,74 Armstrong). 1 Å = 10^{-10}m

Scanned by CamScanner



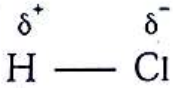
Molécule du dihydrogène (H_2)
a. modèle éclaté
b. modèle compact

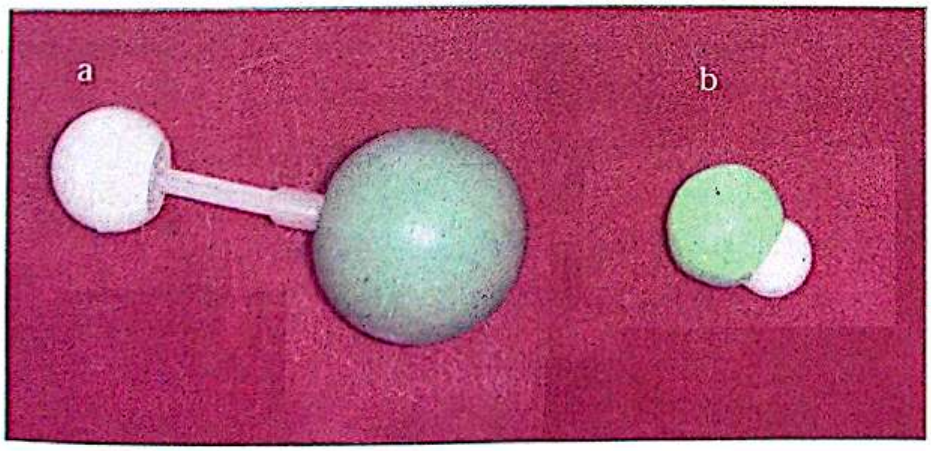


La longueur de la liaison H-H est 0,74 Armstrong (Å).

• La molécule du chlorure d'hydrogène

Les atomes H et Cl sont unis par une liaison simple de covalence (liaison σ). Le Cl est plus électronégatif que l'hydrogène. La molécule HCl est fortement dissymétrique et la distribution des charges est telle que le Cl attire davantage vers lui le doublet de liaison que ne le fait l'hydrogène. La molécule est polaire.

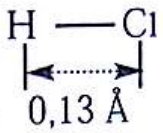




La molécule de chlorure d'hydrogène (HCl)
a. modèle éclaté
b. modèle compact

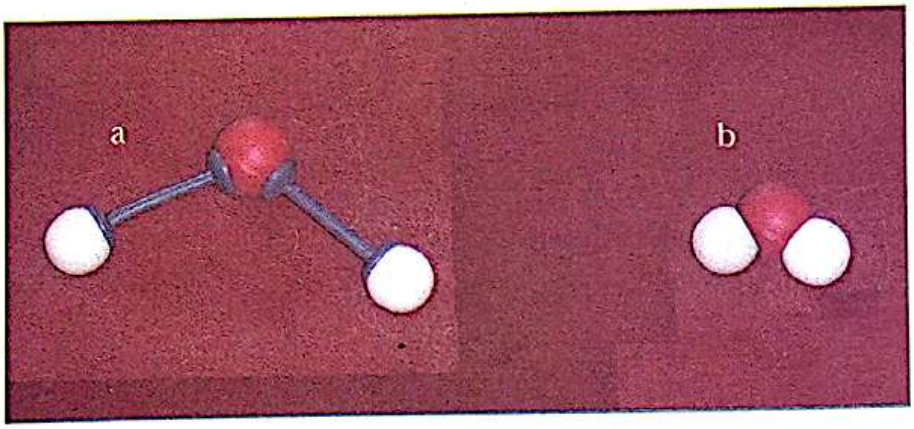
Scanned by CamScanner

La longueur de la liaison H-Cl est 0,13 Å.

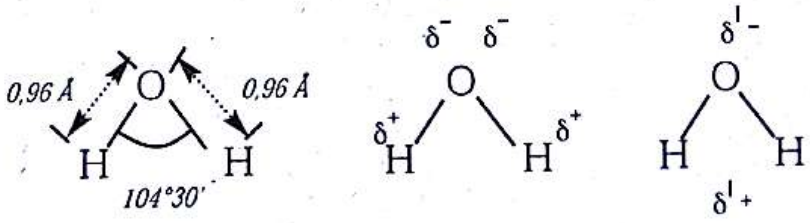


• La molécule d'eau

Nous avons deux liaisons σ de covalence simple, chacune entre un atome d'hydrogène et l'atome d'oxygène. Ces liaisons sont polarisées car O et H sont d'électronégativité différente. Le barycentre des charges négatives ne coïncide pas avec celui des charges positives. L'angle entre les deux liaisons est de 104°30' et la longueur des liaisons O-H est 0,96 Å.
Globalement, la molécule d'eau se comporte comme un petit dipôle électrique. C'est une molécule polaire.



La molécule d'eau (H_2O)
a. modèle éclaté
b. modèle compact

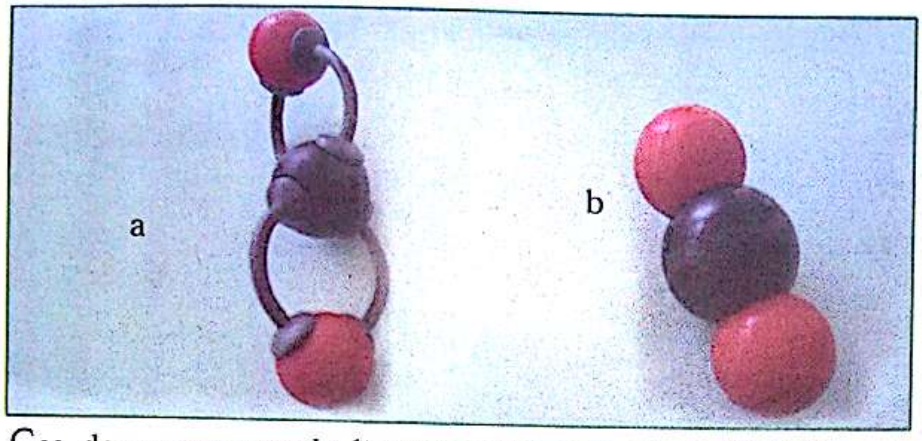


• La molécule de dioxyde de carbone

La molécule de dioxyde de carbone peut se former avec deux paires d'électrons dans chaque liaison C=O.



Scanned by CamScanner



La molécule de dioxyde de carbone (CO_2)
a. modèle éclaté
b. modèle compact

Ces deux groupes de liaisons sont orientés à 180° l'un de l'autre. La molécule est symétrique et linéaire.

Chaque double liaison C = O est formée d'une liaison σ et d'une liaison π (lire liaison "pi").

Les plans contenant les nuages électroniques p et s sont perpendiculaires entre eux et renferment les atomes C et O.

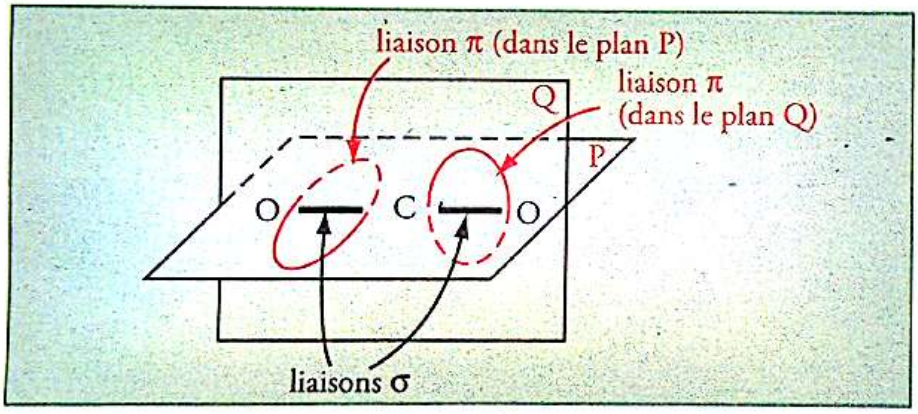


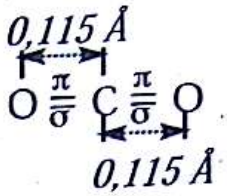
Schéma des liaisons dans la molécule de dioxyde de carbone

Bien que l'électronégativité du carbone soit inférieure à celle de l'oxygène, la molécule de CO_2 ne possède aucun moment dipolaire : chaque liaison C = O est polaire, mais si on considère l'ensemble, la distribution des charges électriques admet un centre de symétrie et les barycentres des charges négatives et positives coïncident.

Une étude plus approfondie de la molécule a montré que les 4 liaisons n'étaient pas identiques ; une formule telle O = C = O tient compte de cette particularité.

Scanned by CamScanner

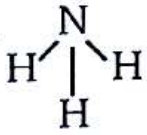
La distance entre les atomes C et O est de 0,115 Å

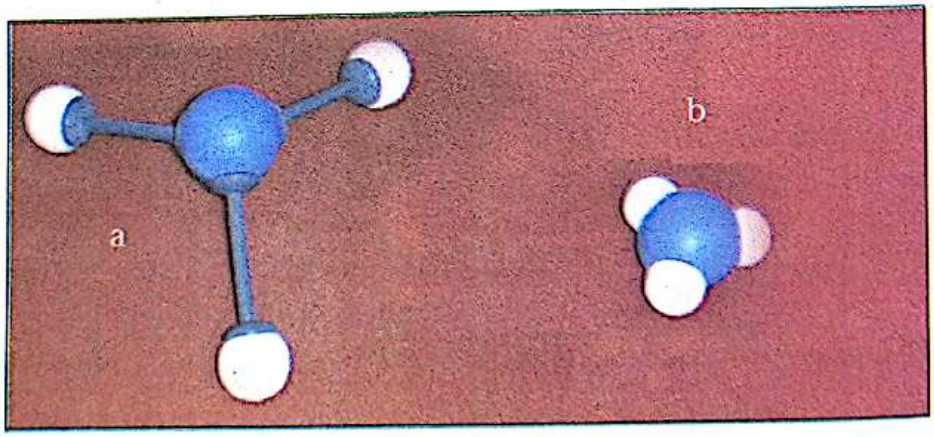


• La molécule de l'ammoniac (trihydrure d'azote : NH_3)

Dans la molécule de l'ammoniac, chaque atome d'hydrogène est uni à l'atome d'azote par une liaison covalente simple (liaison σ). La distance N-H mesure 0,102 Å. L'angle de liaison est 106° 45'. Chaque liaison est polarisée (N plus électronégatif que H) et la molécule dans son ensemble est polarisée. Elle a la forme d'une pyramide dont la base triangulaire est formée par les atomes d'hydrogène, et le sommet est l'atome d'azote.

On dit que la molécule est pyramidale. Il en va de même pour toutes les autres molécules formées à partir d'un élément de la famille de l'azote ayant trois liens simples avec ses constituants.





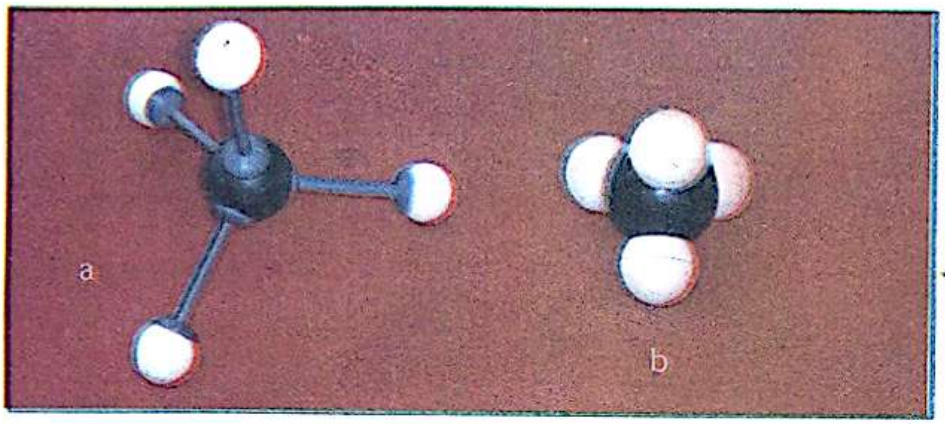
La molécule de l'ammoniac (trihydrure d'azote : NH_3)
a. modèle éclaté
b. modèle compact

• La molécule de méthane CH_4

Les quatre électrons de valence du carbone lui permettent de s'unir par quatre liaisons de covalence simples à quatre

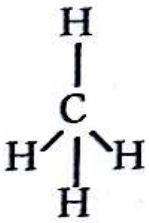
Scanned by CamScanner

atomes d'hydrogène : la molécule qui en résulte est celle du méthane.



La molécule de méthane (CH_4)
a. modèle éclaté
b. modèle compact

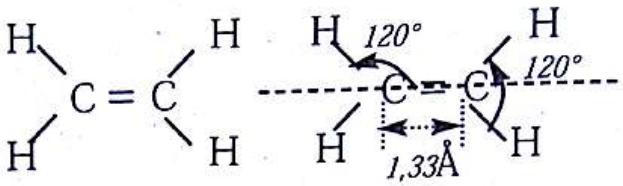
Des études ont montrés que ces liaisons sont orientées dans l'espace et la molécule a la forme d'un tétraèdre régulier dont le carbone est au centre et les sommets sont occupés par les quatre atomes d'hydrogène. On dit que la molécule est tétraédrique. Il en est ainsi pour toutes les autres molécules comportant un élément de la famille du carbone ayant quatre liens simples avec ses constituants.
L'angle entre deux liaisons HCH est 109°28' et la distance entre les centres de deux atomes C et H est 0,110 Å.

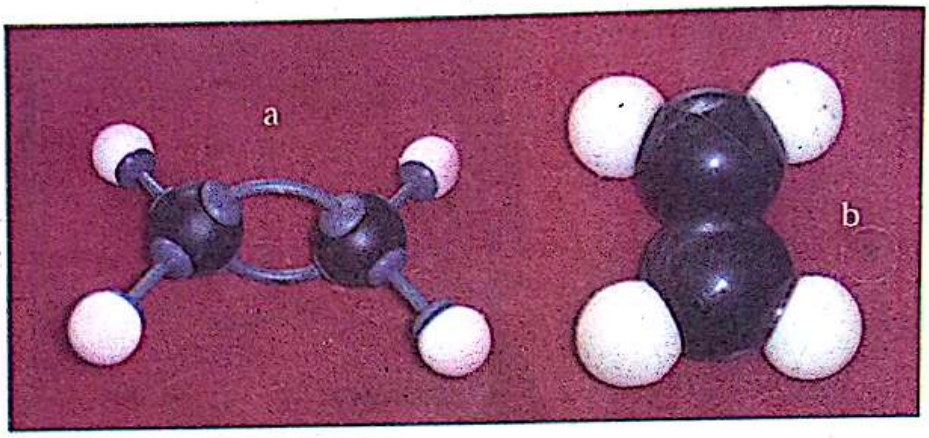


- **La molécule de l'éthylène C_2H_4**

La molécule de l'éthylène est construite autour de deux atomes de carbone qui sont unis par une double liaison C = C (Chap1c 2.2 exemple 3).
Chaque atome de carbone est lié à deux atomes d'hydrogène par deux liaisons orientées symétriquement par rapport à la double liaison C = C et à 120° de celle-ci. Elle est une molécule plane. La distance entre les deux atomes de carbone est de 1,33 Å.

Scanned by CamScanner



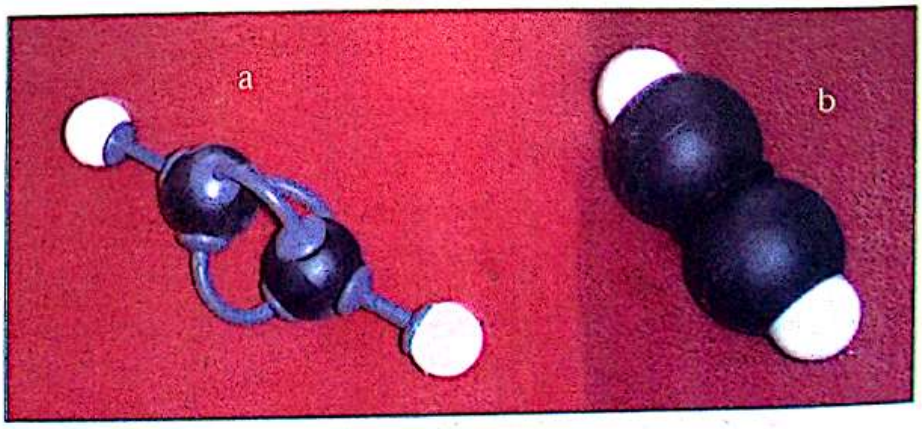


La molécule l'éthylène C_2H_4
a. modèle éclaté
b. modèle compact

La liaison covalente C = C est formée par deux liaisons différentes :
- l'une **solide** dite liaison σ (sigma) ;
- l'autre **fragile** dite liaison π (pi). Cette liaison se brise facilement et confère à la molécule une grande réactivité.

• La molécule de l'acétylène C_2H_2

Dans la molécule de l'acétylène C_2H_2, les atomes de carbone sont unis par une triple liaison – C ≡ C – du type covalent. La molécule est linéaire. La triple liaison de longueur 1,21 Å est formée par la juxtaposition de trois liaisons différentes :
- une liaison **solide** (liaison σ) ;
- deux liaisons **fragiles** (liaison π).



La molécule de l'acétylène C_2H_2
a. modèle éclaté
b. modèle compact

Scanned by CamScanner

$$H - C \equiv C - H$$

Remarque : Les **modèles moléculaires** nous permettent de représenter la « formule structurale » des molécules. Ils sont de deux sortes :

- les **modèles éclatés** avec sphères et bâtonnets ;
- les **modèles compacts** sans espaces libres.

En général ces modèles respectent les angles de liaisons. Le code des couleurs des éléments est indiqué dans le tableau ci-dessous :

Élément	Symbole	Couleur
Azote	N	Bleu
Brome	Br	Orange
Carbone	C	Noir
Chlore	Cl	Vert foncé
Fluor	F	Vert clair
Hydrogène	H	Blanc
Iode	I	Pourpre

Élément	Symbole	Couleur
Gaz inertes	(He, Ar,...)	Brun
Métaux	M	Gris
Oxygène	O	Rouge
Phosphore	P	Violet
Soufre	S	Jaune



Boîte de modèles moléculaires

Scanned by CamScanner

EXERCICES

MOTS CLÉS

liaison chimique, liaison ionique ou interionique, cation, anion, électropositif, électronégatif, liaison covalente, liaison covalente polarisée, liaison semi-polaire, liaison covalente dative, modèle moléculaire, modèle éclaté, modèle compact.

EVALUATION

1 Définir une liaison de covalence en prenant pour exemple la molécule de fluorure d'hydrogène (HF).

2 Déterminer la nature des liaisons dans les composés suivants :
KCl ; NH_3 ; N_2O_3 ; SO_2.

On donne : ${}^{39}_{19}K$; ${}^{35,5}_{17}Cl$; ${}^{1}_{1}H$; ${}^{16}_{8}O$; ${}^{14}_{7}N$; ${}^{32}_{16}S$

3 Donner le modèle de Lewis des molécules CH_4 ; C_2H_6 ; CO_2.

4 Le cyanure d'hydrogène, de formule HCN est un gaz extrêmement toxique (poison violent). Établir la représentation de sa molécule.

5 Combien y a-t-il de liaisons covalentes dans les molécules suivantes :
H_2 ; N_2 ; O_2 ; Cl_2.

6 En admettant que les atomes présents vérifient la règle de l'octet, proposer une représentation de Lewis pour les molécules suivantes :
Hydrazine (N_2H_4) ; éthanamine (C_2H_7N).

Scanned by CamScanner

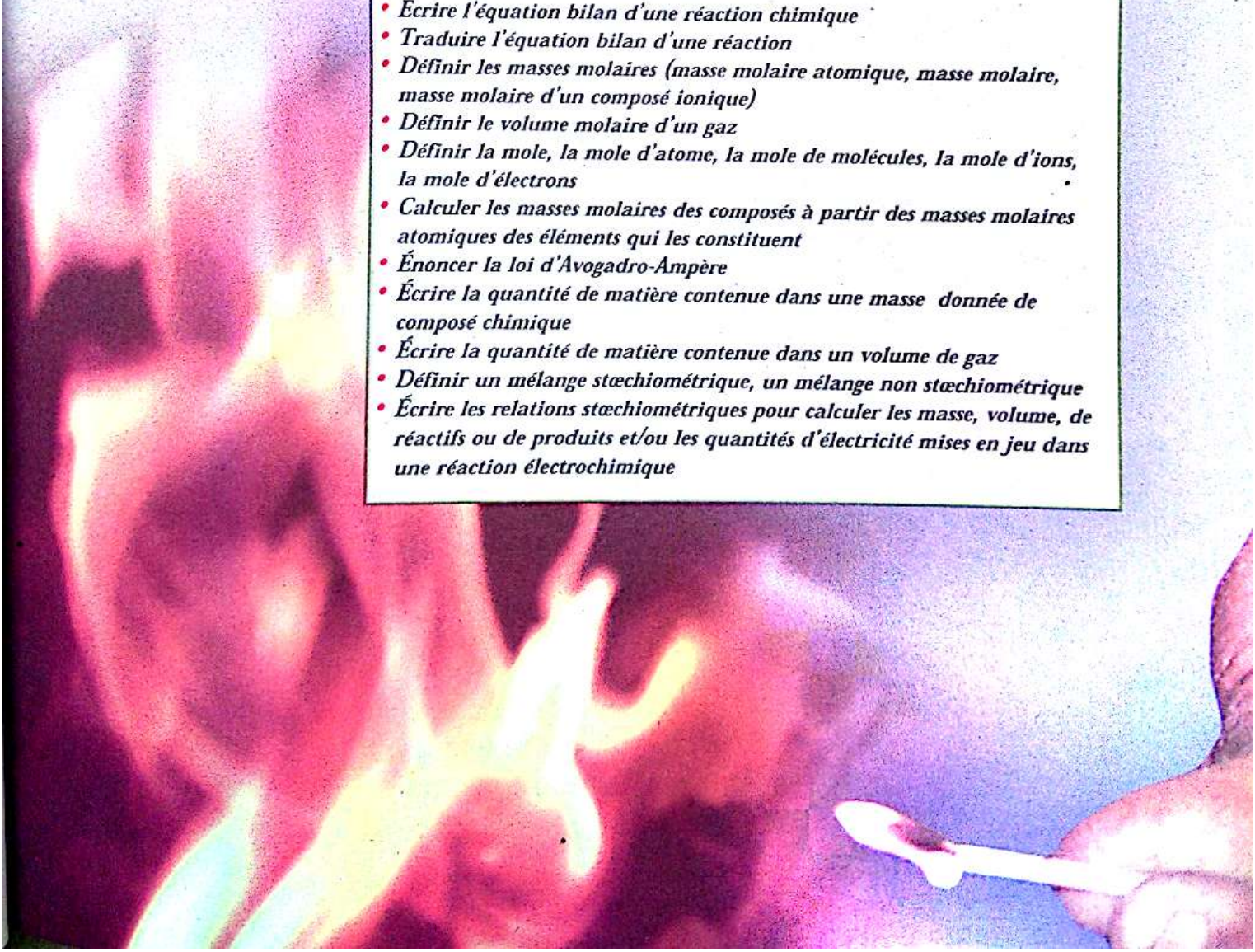
D LA RÉACTION CHIMIQUE

PRÉALABLES

- *Définition d'une solution*
- *Notion de solvant, de soluté*
- *Liaisons chimiques*

OBJECTIFS

- *Définir la réaction chimique*
- *Énoncer les lois de la conservation*
- *Écrire l'équation bilan d'une réaction chimique*
- *Traduire l'équation bilan d'une réaction*
- *Définir les masses molaires (masse molaire atomique, masse molaire, masse molaire d'un composé ionique)*
- *Définir le volume molaire d'un gaz*
- *Définir la mole, la mole d'atome, la mole de molécules, la mole d'ions, la mole d'électrons*
- *Calculer les masses molaires des composés à partir des masses molaires atomiques des éléments qui les constituent*
- *Énoncer la loi d'Avogadro-Ampère*
- *Écrire la quantité de matière contenue dans une masse donnée de composé chimique*
- *Écrire la quantité de matière contenue dans un volume de gaz*
- *Définir un mélange stœchiométrique, un mélange non stœchiométrique*
- *Écrire les relations stœchiométriques pour calculer les masse, volume, de réactifs ou de produits et/ou les quantités d'électricité mises en jeu dans une réaction électrochimique*



Scanned by CamScanner

1. INTRODUCTION



La combustion est une transformation chimique

Les transformations chimiques sont à l'origine de l'apparition de la vie et de sa perpétuation sur la Terre. Grâce aux réactions chimiques l'homme a pu améliorer la qualité de sa vie (production : de produits alimentaires, de moyens de transports de plus en plus performants, d'énergie (électricité notamment), de médicaments, de textiles, de matières plastiques, etc.).

2. NOTION DE RÉACTION CHIMIQUE

2.1 Étude qualitative

1. Exemples de réactions chimiques

1.1 Synthèse du sulfure de fer (Fig. 1)

a) Expériences

Le fer est un métal, solide. On peut le rencontrer sur le marché sous forme de barre, de limaille et de poudre de couleur noire. Le soufre est aussi un solide de couleur jaune. On mélange intimement de la poudre de fer de couleur noire et de la poudre de soufre de couleur jaune. Le mélange obtenu est hétérogène car son observation montre qu'il est constitué des deux sortes de petits grains de couleurs noire et jaune. On peut par ailleurs réussir une séparation du mélange à l'aide d'un aimant qui n'attire que le fer.
De plus, la solution d'acide chlorhydrique versée sur le mélange de poudre de soufre et de poudre de fer produit le dégagement d'un gaz incolore, inodore qui est le dihydrogène. Cela prouve que la solution d'acide n'a agit que sur le fer du mélange.

b) Synthèse du sulfure de fer

On dispose sur une brique un tas allongé de mélange de poudre de fer et de poudre de soufre. À l'aide d'une allumette on brûle une extrémité du mélange et dès que cette partie devient incandescente on retire la flamme.

Scanned by CamScanner

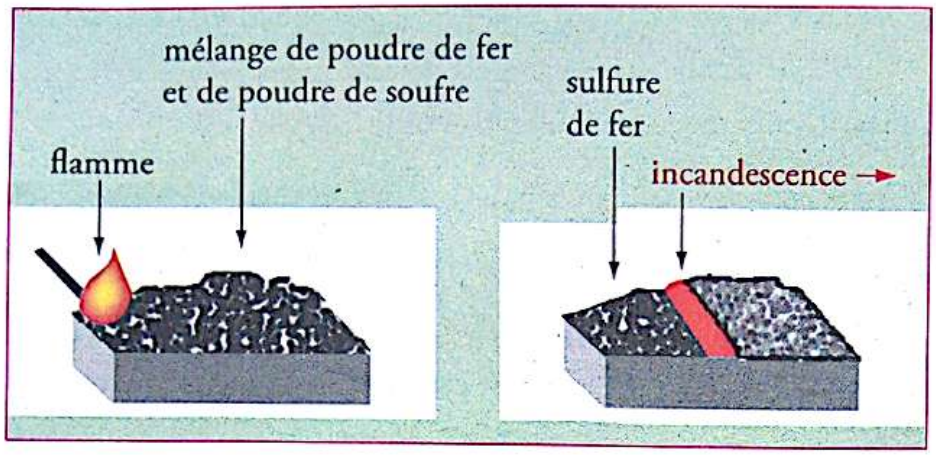


Fig 1

Synthèse du sulfure de fer

c) Constatations

On constate que l'incandescence subsiste et se propage d'un bout à l'autre du tas de poudre, pendant que le mélange se transforme progressivement en un solide compact noirâtre.

En examinant le solide obtenu, même à la loupe on ne distingue plus ni grains noirs de fer, ni grains jaunes de soufre et que sur toute l'étendue de sa surface le solide présente le même aspect. En plus il n'est pas attiré par l'aimant.

Le corps obtenu est le sulfure de fer.

Lorsqu'on verse sur le sulfure de fer, quelques gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique, on observe une effervescence provoquée par le dégagement d'un gaz dont l'odeur est extrêmement désagréable : le sulfure d'hydrogène.

Avant la présentation de l'allumette enflammée (à la température ambiante), les grains de fer et de soufre du mélange initial bien qu'en contact les uns avec les autres sont sans action (chimique) les uns sur les autres. Il a fallu porter le mélange à une température suffisante pour observer le phénomène décrit.

Scanned by CamScanner

d) Conclusions

À la fin de ce phénomène il y a eu :

- **disparition** du **fer** (ou d'une partie du fer introduit au départ)
- **disparition** du **soufre** (ou d'une partie du soufre introduit au départ)
- **apparition** de **sulfure de fer** aux propriétés entièrement nouvelles, qu'on peut mettre en évidence par action d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

1.2 Combustion du fer dans l'air (Fig. 2)

a) Expérience

Le fer peut être étiré jusqu'à obtention de fils très fins appelés laine de fer de couleur grise (claire).
Une quantité de laine de fer est placée sur le plateau d'une balance. On réalise l'équilibre de la balance avec des masses.
La tare obtenue, on brûle à l'aide d'une pile plate une portion de la laine et dès que cette partie devient incandescente on retire la pile.

b) Constatations

On constate que :

- l'incandescence subsiste et se propage d'un bout à l'autre de la laine, pendant que les parties de la laine touchées par l'incandescence se transforment progressivement en un solide compact noir : l'oxyde de fer ;
- que la balance se déséquilibre au fur et à mesure de la combustion de la laine de fer du côté du plateau où se trouve la laine de fer.

Scanned by CamScanner

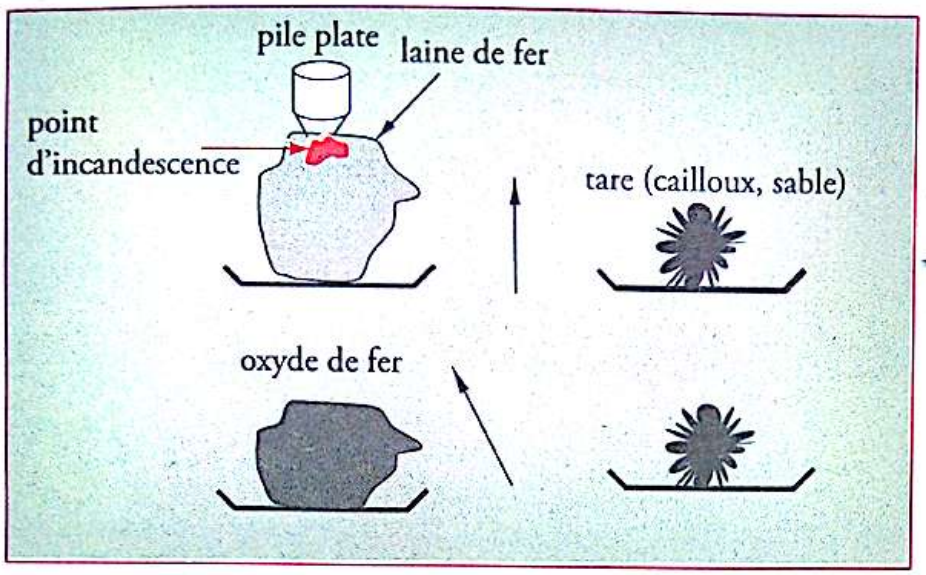


Fig 2

Combustion du fer dans l'air

c) Conclusions

À la fin de cette expérience il y a eu :

- **disparition** du **fer** (ou d'une partie du fer introduit au départ) ;
- **disparition** du **dioxygène** de l'air : cette disparition (non visible) est mise en évidence par le déséquilibre de la balance : le nouveau corps obtenu a une masse plus grande que celle de la laine de fer initiale ;
- **apparition** d'**oxyde de fer** aux propriétés entièrement nouvelles (dureté, couleur noire, masse plus grande, etc.).

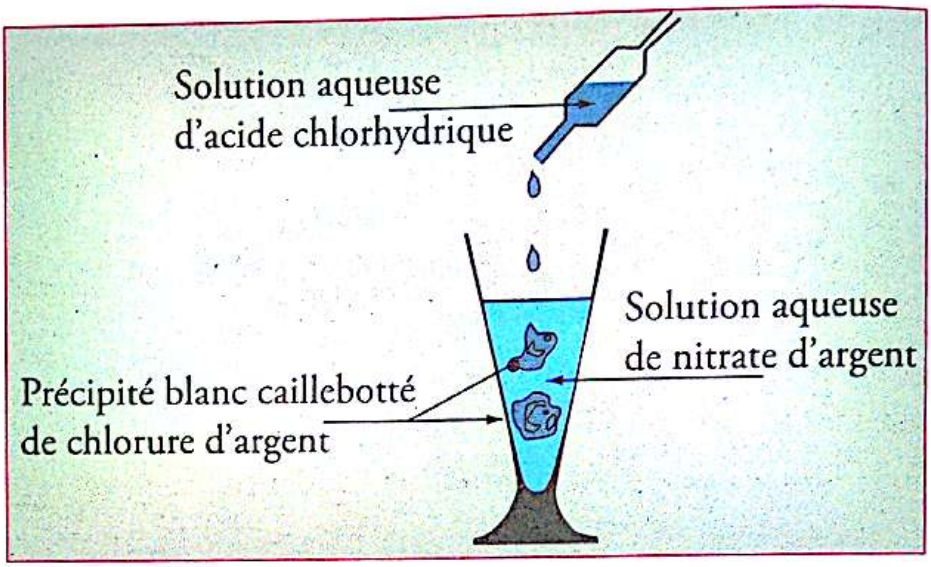
1.3 Action de l'acide chlorhydrique sur le nitrate d'argent (Fig. 3)

a) Expérience

Les solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et de nitrate d'argent sont incolores. On dispose d'une solution aqueuse de nitrate d'argent dans un verre à pied. À l'aide d'une pipette, on verse sur la solution de nitrate d'argent quelques gouttes d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

Scanned by CamScanner

Fig 3



Action de l'acide chlorhydrique sur le nitrate d'argent

b) Constatations

Au contact de chaque goutte de solution aqueuse d'acide chlorhydrique avec la solution aqueuse de nitrate d'argent, on observe aussitôt la formation d'un solide blanc à l'aspect de lait caillé (on dit qu'il est caillebotté) : le chlorure d'argent. Le chlorure d'argent est insoluble dans l'eau et dans les acides, il précipite en formant des amas de petits cristaux ioniques de formule (Ag^+, Cl^-). Le chlorure d'argent laissé à la lumière vire au violet foncé.

c) Conclusions

À la fin de cette expérience il y a eu :

- **disparition** de **l'acide chlorhydrique** (ou d'une partie de l'acide) ;
- **disparition** du **nitrate d'argent** (ou d'une partie du nitrate d'argent) ;
- **apparition** de **chlorure d'argent** aux propriétés entièrement nouvelles (solide, etc.) ;
- **apparition** d'**acide nitrique** (qui n'est pas mise en évidence).

Scanned by CamScanner

2. Conclusions générales

Dans les expériences précédentes, le fer et le soufre, le fer et le dioxygène, l'acide chlorhydrique et le nitrate d'argent qui disparaissent sont appelés les « **réactifs** » et le sulfure de fer, l'oxyde de fer, le chlorure d'argent et l'acide nitrique qui apparaissent sont appelés « **produits** ».
De telles transformations, au cours desquelles les **corps mis en jeu changent de nature** sont appelées **réactions chimiques**.

3. Définition d'une réaction chimique

Une réaction chimique est une **transformation** de la matière au cours de laquelle des espèces chimiques appelées les **réactifs disparaissent**, et des espèces chimiques nouvelles appelées **produits** de la réaction **apparaissent**.

La réaction chimique est alors schématisée par l'écriture :

Réactifs ⟶ **Produits**

Remarques

- Une réaction chimique peut bien intervenir à partir d'un seul réactif (une seule espèce chimique) : une telle réaction est une réaction de **décomposition** du réactif.
- Une réaction peut intervenir entre plusieurs réactifs pour donner naissance à un seul produit ; de telles réactions sont appelées réactions de **préparation** ou de **synthèse** du produit.
- Selon la nature des réactifs, des produits et des phénomènes qui ont lieu lors d'une réaction chimique on rencontre des réactions : de **neutralisation**, d'**estérification**, d'**hydrolyse**, de **saponification**, d'**addition**, de **substitution**, d'**électrochimie**, d'**oxydoréduction**, de **destruction**, etc.

Scanned by CamScanner

4. Réactions chimiques et liaisons chimiques

Considérons la réaction de combustion du dihydrogène dans le dioxygène :
dihydrogène + dioxygène → eau.

La molécule de dihydrogène est constituée de deux atomes d'hydrogène liés par une liaison covalente simple de type σ symbolisé H – H.
La molécule de dioxygène est constituée de deux atomes d'oxygène liés par une liaison covalente double (ou double liaison : σ + π) symbolisé O = O.
La molécule d'eau est constituée par un atome d'oxygène et deux atomes d'hydrogène.
Chacun des atomes d'hydrogène est lié à l'atome d'oxygène par une liaison covalente simple.

On constate que lors de la réaction de combustion du dihydrogène dans le dioxygène les structures des réactifs ont été profondément modifiées. Il y a eu disparition de la double liaison oxygène – oxygène de la molécule de dioxygène, rupture de la liaison simple hydrogène – hydrogène de la molécule de dihydrogène, formation de liaisons covalentes simples oxygène – hydrogène dans la molécule d'eau.

Dans une réaction chimique, il y a destruction ou modification des liaisons chimiques des réactifs (qui disparaissent) et formation de nouvelles liaisons dans les produits (qui apparaissent).

5. Caractéristiques des réactions chimiques

5.1 Lois de conservation au cours d'une réaction chimique

Si les espèces chimiques réagissantes subissent des modifications au cours de la **réaction chimique, il existe néanmoins un certains nombre d'entités qui ne changent pas, ou encore qui se conservent au cours de la réaction.**

Scanned by CamScanner

Il s'agit notamment des éléments chimiques, des atomes, des masses et des charges électriques.

a) Loi de conservation des éléments chimiques

Au cours d'une réaction chimique, tous les éléments chimiques présents dans les réactifs se retrouvent dans les produits, sans apparition d'un élément chimique nouveau et sans disparition d'un élément initialement présent dans les réactifs. On dit qu'une réaction chimique conserve les éléments mis en jeu.

Lors de la réaction de combustion du butane dans le dioxygène, les produits obtenus sont le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau. Le butane et le dioxygène sont composés de molécules contenant les éléments carbone et hydrogène pour le butane et oxygène pour le dioxygène. Les produits de la réaction, le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau résultant de la réaction sont composés de molécules contenant respectivement les éléments carbone et oxygène pour le dioxyde de carbone et les éléments hydrogène et oxygène pour l'eau. Aucun élément chimique n'a disparu et aucun autre n'est apparu.

b) Loi de conservation des atomes

Au cours d'une réaction chimique, le nombre d'atomes de chaque élément chimique est le même dans les réactifs qui ont disparu que dans les produits qui sont apparus. On dit qu'une réaction chimique conserve les atomes mis en jeu.

c) Loi de conservation de la masse ou loi de Lavoisier

Dans une réaction chimique, la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits apparus.

Scanned by CamScanner

d) Loi de conservation des charges

Dans une réaction chimique, la charge électrique totale des réactifs disparus est égale à la charge électrique totale des produits apparus.

5.2 Énergie de réaction

Certaines réactions, pour les produire, demandent un apport d'énergie : de telles réactions sont appelées des réactions endothermiques ou endoergiques.
Dans les exemples de la réaction du fer sur le soufre et la combustion du fer dans le dioxygène, les réactions n'ont lieu qu'après l'apport de chaleur (ou énergie).

Une réaction chimique qui absorbe de la chaleur est dite endothermique ou endoergique.
Dans la réaction d'un acide sur une base par exemple, aucun apport d'énergie n'est généralement nécessaire (comme dans le cas de l'acide chlorhydrique sur le nitrate d'argent). Au contact des réactifs la réaction se déclenche automatiquement et l'on constate un échauffement, par conséquent un dégagement de chaleur.

Une réaction chimique qui produit de la chaleur est dite exothermique ou exoergique.
Une réaction chimique qui n'absorbe, ni ne produit de chaleur est dite athermique.

2.2 ÉTUDE QUANTITATIVE

1. Équation bilan d'une réaction chimique

La réaction de combustion du dihydrogène dans l'oxygène ou réaction de synthèse de l'eau peut être schématisée comme suit : dihydrogène + dioxygène → eau. On peut être plus précis en remplaçant le dihydrogène, le dioxygène et l'eau par respectivement leurs formules moléculaires. Il vient :

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O.$$

Scanned by CamScanner

Cette écriture signifie qu'une molécule de dihydrogène **réagit avec (signe +)** une molécule de dioxygène **pour donner (flèche)** une molécule d'eau. On constate alors que dans cette écriture il n'y a pas conservation du nombre d'atomes. On remédie à cela par modification du nombre de molécules mises en jeu et contenant l'élément concerné (dans ce cas il n'y a qu'un seul atome d'oxygène présent dans le produit de la réaction) :

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O.$$

L'écriture finale obtenue est appelée **équation bilan** de la réaction de synthèse de l'eau. Les coefficients placés devant les formules des molécules mises en jeu (2 devant H_2 et 2 devant H_2O) sont appelés les **coefficients stœchiométriques**. Une équation bilan munie de ses coefficients stœchiométriques est dite **équilibrée**. Les parties de part et d'autre de la flèche sont appelés **membres** de l'équation bilan (comme en mathématique).

Équilibrer une équation bilan d'une réaction chimique consiste, à placer devant les formules des corps (réactifs et produits), des coefficients appelés coefficients stœchiométriques, de façon à exprimer la conservation de la matière.
Une équation bilan doit toujours être équilibrée.
Il est formellement interdit de modifier les formules des composés en vue de satisfaire les lois de conservation. Par contre, on peut toujours modifier le nombre de molécules de réactifs ou de produits.

L'équation bilan d'une réaction chimique est une écriture symbolique où figurent :

- les formules des réactifs, séparées, par un signe (+) qui signifie « réagit avec » ;
- les formules des produits, séparées, par un signe (+) qui, cette fois signifie « et » ;

Scanned by CamScanner

Les formules des réactifs et celles des produits sont séparées par une flèche allant des réactifs vers les produits et qui signifie « pour donner ».
Des coefficients entiers, appelés coefficients stœchiométriques sont placés devant les formules des réactifs et des produits de façon à assurer :

- la loi de conservation des atomes ;
- la loi de conservation de la charge électrique.

Remarques :

- Le jeu de coefficients n'est pas unique, mais ils sont choisis les plus petits possibles. Si un coefficient stœchiométrique vaut 1, il n'apparaît pas écrit dans l'équation bilan.

- Dans une équation bilan le mot équation traduit l'égalité des nombres d'atomes de chaque élément avant et après réaction. Le mot bilan signifie que cette écriture prend en compte uniquement les états initial et final du processus de transformation des réactifs en produits. Il ne renseigne pas sur les étapes intermédiaires conduisant à la formation des produits.

2. La mole - Définition légale de la mole

L'interprétation atomique d'une équation bilan fait appel à des particules ou entités élémentaires comme les atomes, les molécules, les ions, les électrons, etc. En réalité, lorsque le chimiste doit réaliser une réaction chimique, il utilise des quantités de matière dont il peut mesurer en général soit la masse, soit le volume. Ces quantités de matière sont constituées d'un très grand nombre d'entités élémentaires. L'exemple type pour illustrer un aussi grand nombre est l'exemple du vendeur de fonio ou de riz. Ce dernier ne peut se permettre de vendre son fonio ou son riz en comptant le nombre de grains. Il vend son fonio ou son riz par paquets de grains, généralement le kilogramme ou la tonne. De la même manière les chimistes ont convenu de travailler sur une

Scanned by CamScanner

quantité contenant des paquets d'entités contenant un même nombre de matière et appelé la **mole.**

La mole 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.

3. Nombre d'Avogadro

Dans 0,012 kg de carbone 12, il y a $6,02.10^{23}$ (six cent deux mille milliards de milliard) atomes. Ce nombre appelé le **nombre d'Avogadro**, noté $\mathcal{N}$ représente le nombre d'entités élémentaires contenues dans une mole.
Une mole de particules est donc un ensemble de $\mathcal{N}$ particules identiques. La valeur approchée de la mole est $\mathcal{N} = 6,02.10^{23}$ mol^{-1}. La mole est l'unité de quantité de matière et s'exprime en mol^{-1}.

4. Représentation de la mole

a) **La mole d'atomes :** Tout comme l'atome, la mole d'atomes est représentée par le symbole de l'élément. Ainsi le symbole C de l'atome de carbone représente également la mole d'atomes de carbone.

b) **La mole de molécules ou mole :** une mole de molécules ou mole est représentée par la formule de la molécule. C'est ainsi que la formule H_2O de la molécule d'eau représente aussi la mole d'eau.

c) **La mole d'ions :** Le symbole de l'ion représente la mole d'ions. Na^+, SO_4^{2-}, H^+ (ou H_3O^+) représentent respectivement la mole d'ions sodium, la mole d'ions sulfate, la mole de protons (ou la mole d'ions protonium).

Scanned by CamScanner

d) **La mole d'électrons :** Le symbole e^- de l'électron représente la mole d'électrons.

Remarque

Il est indispensable de préciser toujours la nature de la particule constituant la mole, sauf dans le cas de la molécule.

5. La masse molaire

a) Définition : On appelle masse molaire d'une entité, la masse d'une mole de cette entité. L'unité de masse molaire est le $g.mol^{-1}$.

b) La masse molaire atomique : la masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole, c'est-à-dire de $\mathcal{N} = 6{,}02.10^{23}$ atomes de cet élément. C'est ainsi que la masse atomique molaire de l'élément hydrogène est $M_H = 1\ g.mol^{-1}$ tandis que celle de l'oxygène est $M_O = 16\ g.mol^{-1}$.

c) La masse molaire moléculaire ou masse molaire : la masse molaire moléculaire ou masse molaire d'un corps pur est la masse d'une mole de molécules de ce corps pur. On l'obtient en faisant la somme des masses atomiques des atomes présents dans la molécule du corps.
La masse molaire du dihydrogène (corps pur simple) est $M_{H_2} = 2 \times M_H = 2\ g.mol^{-1}$; celle de l'acide sulfurique (corps pur composé) est :

$$\begin{aligned} M_{H_2SO_4} &= 2 \times M_H + M_S + 4 \times M_O \\ &= (2 \times 1) + 32 + (4 \times 16) \\ &= 2 + 32 + 64 \\ &= 98\ g.mol^{-1} \end{aligned}$$

et celle du chlorure de sodium (solide ionique) est $M_{NaCl} = M_{Na} + M_{Cl} = 23 + 35{,}5 = 58{,}5\ g.mol^{-1}$. (la masse molaire d'un solide ionique se détermine de la même manière que celle d'un solide moléculaire).

d) La masse molaire ionique : La masse molaire ionique d'un ion est égale à sa masse molaire atomique si l'ion est

Scanned by CamScanner

monoatomique et la somme des masses molaires atomiques des atomes qui le constituent si l'ion est polyatomique.

$M_{Cl^-} = M_{Cl} = 35,5\ g.mol^{-1}$;

$M_{SO_4^{2-}} = M_S + 4 \times M_O$

$= 32 + 4 \times 16 = 96\ g.mol^{-1}$.

Remarque : Il faut faire la distinction entre masse molaire atomique, masse molaire, masse d'un atome et masse d'une molécule. La masse molaire atomique de l'élément hydrogène est 1 $g.mol^{-1}$. Cette masse est la masse de $\mathcal{N}$ atomes d'hydrogène, ce qui veut dire que la masse d'un atome d'hydrogène est $\frac{10^{-3}}{6,02.10^{23}} = 0,166.10^{-26}$ kg ou $1,66.10^{-27}$ kg.
Aucune balance au monde n'est capable de mesurer cette masse.
De même la masse de la molécule de dioxygène est $5,3156.10^{-26}$ kg.

6. Le volume molaire

Des études menées par Avogadro (Italien) en 1811 et Ampère (Français) en 1815 ont conduit à l'hypothèse suivante : **«des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, renferment le même nombre de molécules».**
Cette hypothèse est appelée hypothèse d'Avogadro-Ampère. On déduit de cette hypothèse que le volume occupé par une molécule et donc par une mole ne dépend pas de la nature du gaz considéré. On aboutit à la **loi d'Avogadro-Ampère.**



Ampère (André-Marie) (1775-1836) mathématicien et physicien français

Dans les mêmes conditions de température et de pression, le volume occupé par une mole de gaz est indépendant de la nature de ce gaz. Le volume occupé par une mole de gaz est le volume molaire du gaz et est noté généralement V_m.
Dans les conditions dites normales de température et de pression (C.N.T.P. : température égale à t = 0°C et sous la pression de $P = 1,013.10^5 Pa$ = 76 cm Hg), le volume molaire vaut 22,4 $L.mol^{-1}$.

Scanned by CamScanner

7. Détermination d'une quantité de matière : le nombre de mole

Il n'existe pas encore d'appareil de mesure de quantité de matière ; par contre les mesures de masse et de volume, sont très faciles. On déduit de ces grandeurs la quantité de matière, c'est-à-dire le nombre de mole, contenue dans l'échantillon de corps.

Si m est la masse pesée d'un échantillon de corps pur et M sa masse molaire, la quantité de matière, c'est-à-dire le nombre de moles n du corps est : $n = \frac{m}{M}$ (n en moles, m en grammes et M en grammes par mole).

De même si V est le volume mesuré d'un échantillon du corps pur **gazeux**, le nombre de moles est $n = \frac{V}{V_m}$, les deux volumes (volume mesuré V et volume molaire V_m du gaz) étant pris dans les mêmes conditions de température et de pression.

8. Le nombre de mole d'électrons

L'électrolyse d'un composé ionique (électrolyte) amène le dépôt ou le dégagement de composés aux électrodes. Ces phénomènes sont dus à des échanges d'électrons entre les particules ioniques composant le composé et les électrodes. La quantité d'électricité Q qui traverse l'électrolyseur lors de ces phénomènes est proportionnelle au temps t pendant lequel durent les phénomènes et à l'intensité du courant : $Q = It$ (I en ampères, t en secondes et Q en coulombs).

Le dépôt ou le dégagement d'une mole de composé chimique requiert une quantité d'électricité égale à 96500 C. Cette quantité d'électricité correspond à l'échange d'une mole d'électrons. Le nombre de moles d'électrons n_e échangé pour une quantité d'électricité Q est alors tel que $Q = n_e \times 96500$ ce qui veut dire que le nombre de moles d'électron est :

Scanned by CamScanner

$$n_e = \frac{Q}{96500} = \frac{It}{96500}.$$

9. Interprétation quantitative de l'équation bilan d'une réaction

Dans l'exemple de la réaction de synthèse de l'eau, on peut également écrire l'équation bilan suivante :

$$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O.$$

Cette équation bilan satisfait bien les lois de conservation. Mais lorsqu'on veut traduire cette équation bilan, on ne peut dire qu'une molécule de dihydrogène réagit avec une « demi-molécule » de dioxygène, la «demi-molécule» ne pouvant exister ou une molécule réagissant à moitié n'existant pas. Cette écriture n'est valable qu'à l'échelle macroscopique : c'est-à-dire qu'elle se traduit par : une mole de dihydrogène réagit avec une demi-mole de dioxygène pour donner une mole d'eau.

Il est alors incorrect de traduire la réaction chimique, à l'échelle atomique, par une équation bilan. L'équation bilan se rapporte toujours à de grandes quantités de matière, de l'échelle des moles de particules.

Exemples :

Cu^{2+}	+	$2e^-$	→	Cu
une mole d'ions cuivre II		deux moles d'électrons		une mole d'atomes de cuivre
3 Fe	+	$2\ O_2$	→	Fe_2O_3
trois moles d'atomes de fer		deux moles de dioxygène		une mole d'oxyde de fer III

Scanned by CamScanner

On traduira toujours ces équations bilan en disant qu'une mole d'ions cuivre II capte deux moles d'électrons pour donner une mole d'atomes de cuivre et trois moles d'atomes de fer réagissent avec deux moles de dioxygène pour donner une mole d'oxyde de fer III.

10. Mélange stœchiométrique



Proust (Joseph Louis) (1754-1826)

a) Définition

On appelle mélange stœchiométrique, un mélange de réactifs dans des proportions telles qu'il conduit à la disparition totale de tous les réactifs mis en présence initialement.

b) Propriété fondamentale d'un mélange stœchiométrique

Soit une réaction chimique dont l'équation bilan est de la forme : $aA + bB \rightarrow cD + dD$

les corps A et B sont les réactifs, les composés D et C sont les produits formés et les nombres a, b, c, d sont les coefficients stœchiométriques.

Les nombres de moles n_A et n_B de réactifs mis en présence initialement, et les nombres n_C et n_D de produits formés, sont proportionnels aux coefficients stœchiométriques, c'est-à-dire sont liés par les relations appelées « **relations stœchiométriques** » :

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d} \quad \text{(loi de Proust)}$$

Si dans une réaction chimique les proportions initiales des réactifs sont stœchiométriques alors, les rapports des nombres de moles par les coefficients stœchiométriques correspondants sont égaux.

Dans le cas où les composés A, B, C et D sont des gaz les nombres de moles respectifs sont reliés aux volumes respectifs

Scanned by CamScanner

(pris à la même température et sous la même pression) par les relations : $n_A = \frac{v_A}{V_m}$, $n_B = \frac{v_B}{V_m}$, $n_C = \frac{v_C}{V_m}$, V_m est le volume molaire pris dans les mêmes conditions de température et de pression que les volumes v_A, v_B, v_C et v_D.

En remplaçant ces expressions n_A, n_B, n_C et n_D par leurs valeurs on a :

$$\frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d}$$

Si, dans une réaction chimique mettant en jeu uniquement des gaz, les proportions initiales des réactifs sont stœchiométriques, alors les rapports des volumes gazeux par les coefficients stœchiométriques correspondants sont égaux.

11. Mélange non stœchiométrique

Dans la réalité, les mélanges des réactifs ne répondent pas le plus souvent aux cas de mélanges stœchiométriques. Dans ce cas le réactif qui est en défaut va disparaître complètement et une partie de l'autre va subsister. Le mélange final, après la réaction, est formé des produits de la réaction et la quantité du réactif en excès n'ayant pas réagit.

Par exemple si le composé A disparaît complètement et il reste une quantité de B. Cela signifie que ($\frac{n_A}{a} \neq \frac{n_B}{b}$) **et le mélange initial n'est pas stœchiométrique.**

Les relations stœchiométriques ne seront valables qu'à condition de remplacer le nombre de moles initiales de B par le nombre de moles disparues de B.

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_{B\,disparu}}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$$

Scanned by CamScanner

Méthode pour résoudre un exercice de chimie

1. *Identifier les réactifs et les produits de la réaction.*
2. *Écrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction.*
3. *Transformer les données massiques et volumiques des réactifs ou des produits en quantités de matière (mol).*
4. *Rechercher si les quantités de matière sont en proportions stœchiométriques ou non.*
   - *Si les réactifs sont en proportions stœchiométriques (et si la réaction est totale), les réactifs disparaissent totalement.*
   - *Si l'un des réactifs est en excès, l'identifier.*

   Déterminer la quantité de matière de ce réactif qui reste après réaction.
5. *Repasser aux masses et aux volumes en fonction des questions posées.*

Conseils :

- Réécrire l'équation bilan et inscrire en dessous des composés concernés (réactifs et produits), la (ou les) quantité(s) connue(s), (masse, volume, etc.), ainsi que les quantités à déterminer suivies d'un point d'interrogation.

- Utiliser systématiquement les nombres de moles.

Scanned by CamScanner

EXEMPLES

Exercice 1

Déterminer la quantité de matière contenue dans 11,7 g de chlorure de sodium.

Solution

La quantité de matière contenue dans une masse m_{NaCl} de chlorure de sodium est : $n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}}$ avec M_{NaCl} la masse molaire de chlorure de sodium.

$M_{NaCl} = M_{Na} + M_{Cl} = 23 + 35,5 = 58,5\ g.mol^{-1}$

$et\ m_{NaCl} = 11,7 \Rightarrow\ n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} = \frac{11,7}{58,5} = 0,2\ mol$

Exercice 2

Quelle est la quantité de matière contenue dans 1,2 L de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut 24 L ?

Solution

La quantité de matière n_{CO_2} contenue dans un volume V_{CO_2} de gaz dioxyde de carbone est : $n_{CO_2} = \frac{V_{CO_2}}{V_m}$ avec Vm le volume molaire (Vm = 24 L)

$$\Rightarrow\quad n_{CO_2} = \frac{V_{CO_2}}{V_m} = \frac{1,2}{24} = 0,05\ mol$$

Scanned by CamScanner

Exercice 3

L'aluminium brûle dans le dioxygène pour donner de l'oxyde d'aluminium ou alumine, composé ionique de formule statistique Al_2O_3.

1) Écrire l'équation bilan de la réaction.

2) On a brûlé complètement un gramme de poudre d'aluminium. Quel est le volume de dioxygène, mesuré dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P.) ? Quelle est la masse d'alumine obtenue ?

3) a) On réalise la combustion d'un gramme de poudre d'aluminium dans un flacon contenant 0,5 L de dioxygène gazeux, volume mesuré dans les C.N.T.P. Le mélange est-il stœchiométrique ? Justifier la réponse.

b) Quel corps va disparaître complètement à la fin de la réaction ?

c) Calculer dans ces conditions la masse d'alumine et la masse de réactif restant.

On donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$ des éléments suivants : $M_O = 16$; $M_{Al} = 27$ et le volume molaire d'un gaz dans les C.T.N.P : 22,4 $L.mol^{-1}$.

Solution

1) Équation bilan de la réaction de combustion de l'aluminium dans le dioxygène.

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

2) Calcul du Volume V_{O_2} de dioxygène utilisé et de la masse $m_{Al_2O_3}$ d'alumine obtenue.

Calcul du volume V_{O_2} de dioxygène.

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

Scanned by CamScanner

Le volume V_{O_2} de dioxygène utilisé est tel que :

$n_{O_2} = \frac{VO_2}{V_m}$ avec n_{O_2} le nombre de mole de dioxygène utilisé

et V_m le volume molaire du dioxygène dans les C.N.T.P. ($V_m = 22,4\ L.mol^{-1}$ selon l'énoncé).

On a par conséquent $V_{O_2} = n_{O_2} \times V_m$

Calcul de n_{O_2}

Le volume V_{O_2} de dioxygène utilisé et la masse $m_{Al_2O_3}$ d'alumine obtenue correspondent à ceux d'une réaction stœchiométrique, par conséquent les nombres de moles n_{O_2}, n_{Al}, et $n_{Al_2O_3}$ sont tels que :

$\frac{n_{Al}}{4} = \frac{n_{O_2}}{3} = \frac{n_{Al_2O_3}}{2}$. On en déduit $n_{O_2} = \frac{3n_{Al}}{4}$,

Calcul de n_{Al} :

On a : $n_{Al} = \frac{m_{Al}}{M_{Al}}$ avec $m_{Al} = 1\ g$ et $M_{Al} = 27\ g.mol^{-1}$.

On trouve $n_{Al} = \frac{1}{27} = 0,0370\ mol$

et $n_{O_2} = \frac{3n_{Al}}{4} = \frac{3}{4} \times 0,0370 \approx 0,0277\ mol.$

On déduit :

$V_{O_2} = n_{O_2} \times V_m = 0,0277 \times 22,4 \Rightarrow V_{O_2} = 0,620\ L$.

Calcul de la masse $m_{Al_2O_3}$ d'alumine obtenue :

Scanned by CamScanner

La masse d'alumine formée est : $m_{Al_2O_3} = n_{Al_2O_3} \times M_{Al_2O_3}$
avec $M_{Al_2O_3} = (2\times27 + 3\times16) = 102\ g$
et $n_{Al_2O_3}$ le nombre de mole d'alumine formée :
Le mélange étant stœchimétrique on a :

$$\frac{n_{Al}}{4} = \frac{n_{Al_2O_3}}{2} \quad \text{et } n_{Al_2O_3} = \frac{n_{Al}}{2} = \frac{0,0370}{2} = 0,0185 \text{ mol.}$$

On trouve alors : $m_{Al_2O_3} = n_{Al_2O_3} \times M_{Al_2O_3} = 0,0185\times102$
$\Rightarrow m_{Al_2O_3} = 1,89g.$

3) a) Le mélange (1g d'aluminium et 0,5 L de dioxygène) est-il stœchiométrique ?

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

Pour s'assurer si le mélange (1g d'aluminium et 0,5 L de dioxygène) est stœchiométrique, il suffit de comparer

$\frac{n_{Al}}{4}$ et $\frac{n_{O_2}}{3}$.

On a $\frac{n_{Al}}{4} = \frac{m_{Al}}{4M_{Al}} = \frac{1}{4\times27} = 0,00926$ mol

et $\frac{n_{O_2}}{3} = \frac{V_{O_2}}{3V_0} = \frac{0,5}{3\times22,4} = 0,00744$ mol.

$0,00926 > 0,00744$ et donc $\frac{n_{Al}}{4} > \frac{n_{O_2}}{3}$

et par conséquent le mélange (1g d'aluminium et 0,5 L de dioxygène) n'est pas stœchiométrique.

Remarque : On pourrait voir à priori que le mélange (1g d'aluminium et 0,5 L de dioxygène) n'est pas stœchiométrique puisque celui constitué en première question de (1g d'aluminium et 0,620 L de dioxygène) l'est.

b) Le corps qui va disparaître complètement à la fin de la

Scanned by CamScanner

réaction est le dioxygène. ($\frac{n_{Al}}{4} > \frac{n_{O_2}}{3}$)

c) La masse d'alumine formée et la masse de réactif restant après réaction.

On réécrit l'équation bilan avec les quantités connues.

	$4Al$	$+ \ 3O_2 \rightarrow$	$2Al_2O_3$
État initial	*1g*	*0,5L*	*0g*
État final	$m_{Al_{restant}}$	*0L*	$m_{Al_2O_3}$

Calcul de $m'_{Al_2O_3}$

$m'_{Al_2O_3} = n'_{Al_2O_3} \times M_{Al_2O_3}$ *avec* $n'_{Al_2O_3}$ *le nombre de mole d'alumine formée et correspondant à la consommation de 0,5 L de dioxygène, c'est-à-dire au nombre de mole* n'_{O_2} *de dioxygène tel que* $n'_{O_2} = \frac{V'_{O_2}}{V_m} = \frac{0,5}{22,4} = 0,0223$ *mol.*

Le nombre de mole d'alumine formée $n'_{Al_2O_3}$ *vérifie la relation stœchiométrique :* $\frac{n'_{O_2}}{3} = \frac{n'_{Al_2O_3}}{2}$

$$\Rightarrow \ n'_{Al_2O_3} = 2 \times \frac{n'_{O_2}}{3} = \frac{2}{3} \times 0,0223 = 0,0149 \text{ mol.}$$

On en déduit : $m'_{Al_2O_3} = n'_{Al_2O_3} \times M_{Al_2O_3} = 0,0149 \times 102$

$\Rightarrow \ \boldsymbol{n'_{Al_2O_3} = 1,52\ g}$.

c) Calcul de la masse $m_{Al_{restant}}$ *d'aluminium*

Il faut d'abord connaître la masse $m_{Al_{disparu}}$ *d'aluminium disparu.*

On a la relation $\boldsymbol{m_{Al_{restant}} = m_{Al} - m_{Al_{disparu}}}$ *avec* $m_{Al} = 1g$

Le nombre de mole $n_{Al_{disparu}}$ *d'aluminium disparu vérifie la relation stœchiométrique :*

Scanned by CamScanner

$\frac{n_{Al\,disparu}}{4} = \frac{n'_{O_2}}{3}$

$\Rightarrow n_{Al_{disparu}} = 4 \times \frac{n'_{O_2}}{3} = \frac{4}{3} \times 0{,}0223 = 0{,}0297$ mol.

La masse $m_{Al_{disparu}}$ d'aluminium disparu est :

$m_{Al_{disparu}} = n_{Al_{disparu}} \times M_{Al} = 0{,}0297 \times 27$

$\Rightarrow m_{Al_{disparu}} = 0{,}802$ g.

La masse d'aluminium restant est alors :

$m_{Al_{restant}} = 1 - 0{,}802 \Rightarrow \mathbf{m_{Al_{restant}} = 0{,}198\ g.}$

Exemple 4

On fait passer un courant continu d'intensité I = 1A pendant une heure, dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre II contenue dans un électrolyseur. On observe un dépôt métallique de cuivre rouge à une électrode.
1) Écrire l'équation bilan de la réaction électrochimique.
2) Calculer la masse de cuivre déposée.
On donne : masse molaire atomique du cuivre : 63,5 g ; 1 faraday = 96500 C.mol^{-1}.

Solution

1) Équation bilan de la réaction
À la cathode une mole d'ions cuivre II capte deux moles d'électrons pour donner une mole de cuivre (on peut aussi dire sur un plan microscopique qu'un ion cuivre II capte deux électrons pour donner un atome de cuivre).

L'équation bilan de cette réaction est :

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

(Les lois de conservation, notamment celles des atomes et des charges électriques sont respectées).

Scanned by CamScanner

2) Calcul de la masse de cuivre déposé

La masse m_{Cu} de cuivre déposé est telle que : $m_{Cu} = n_{Cu} \times M_{Cu}$ avec M_{Cu} la masse molaire atomique du cuivre ($M_{Cu} = 63,5$ g) et n_{Cu} le nombre de mole de cuivre déposé.

Calcul de n_{Cu}

Pour cela on réécrit l'équation bilan avec les quantités connues.

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$$

$Q = It$ est la quantité d'électricité transportée par le courant I pendant le temps t ; elle est également la quantité d'électricité contenue dans les électrons captés par les ions cuivre II.

Posons n_e le nombre de mole d'électrons portant la charge Q, la stœchiométrie de la réaction donne : $\frac{n_e}{2} = \frac{n_{Cu}}{1}$, c'est-à-dire $n_{Cu} = \frac{n_e}{2}$

On sait qu'une mole d'électrons transporte une quantité d'électricité égale à un faraday ($1F = \mathcal{N}e$ avec $\mathcal{N}$ nombre d'Avogadro et e la charge de l'électron) soit 96500C. Il en résulte que n_e moles d'électrons transportent une quantité d'électricité

$$Q = n_e \times 96500, \text{ ce qui implique que : } n_e = \frac{Q}{96500} = \frac{It}{96500}.$$

$$\text{puisque } n_{Cu} = \frac{n_e}{2} \text{ On trouve } n_{Cu} = \frac{1}{2} \times \frac{It}{96500}$$

$$\text{et } m_{Cu} = n_{Cu} \times M_{Cu} = \frac{M_{Cu}}{2} \times \frac{It}{96500}.$$

(On retrouve la formule $m = \frac{1}{96500}\frac{A}{n}It$ qu'il n'est plus nécessaire de retenir).

Application numérique :

$M_{Cu} = 63,5$ g.mol^{-1}, $I = 1$ A, $t = 1h = 3600$ s

on trouve $\mathbf{m_{Cu} = 1,18\ g}$.

Scanned by CamScanner

EXERCICES

MOTS CLÉS

réaction chimique, réatifs, produits, lois de conservation, énergie de liaison, endothermique, endoergique, exothermique, exoergique, athermique, mole, nombre d'avogadro, masse molaire, volume molaire, stœchiométrique.

EVALUATION

1 Définir une réaction chimique, un mélange stœchiométrique, un mélange non stœchiométrique.

2 Citer les lois de conservation des réactions chimiques.

3 Faire des phrases décrivant des réactions chimiques entre les composés suivants :

- Carbone et dioxygène ;
- Aluminium et dioxyde de carbone ;
- Dioxyde de soufre et dioxygène ;
- Cuivre et ion argent ;
- Acide chlorhydrique et zinc ;
- Acide sulfurique et hydroxyde de sodium.

4 Écrire et équilibrer les équations bilan des réactions suivantes :

- Sodium + dioxygène → oxyde de sodium ;
- Aluminium + dioxyde de carbone → oxyde d'aluminium + carbone ;
- Acide sulfurique + chlorure de sodium → acide chlorhydrique + sulfate de sodium ;
- Sulfure de zinc + dioxygène → oxyde de zinc + dioxyde de soufre
- Oxyde de fer III + monoxyde de carbone → dioxyde de carbone + oxyde de fer II ;

5 Écrire les équations bilan de synthèse des corps suivants : dioxyde de carbone, dioxyde de soufre, oxyde d'hydrogène, acide iodhydrique, acide chlorhydrique, ammoniac, sulfure d'hydrogène.

Scanned by CamScanner

EXERCICES RESOLUS

(Le volume molaire, dans les C.N.T.P., d'un gaz est 22,4 $L.mol^{-1}$, les masses molaires en $g.mol^{-1}$ des éléments suivants sont : $M_{Cu} = 63,5$; $M_C = 12$; $M_O = 16$; $M_{Na} = 23$; $M_{Cl} = 35,5$; $M_H = 1$; $M_S = 32$; $M_K = 40$; $M_{Cr} = 52$; $M_{Mn} = 55$; $M_N = 14$)

1 Déterminer les masses molaires des composés suivants : saccharose ou sucre de canne $C_{12}H_{22}O_{11}$; glucose $C_6H_{12}O_6$; butane C_4H_{10} ; acétone C_3H_6O ; sulfate d'aluminium ; chlorure de zinc ; permanganate de potassium $KMnO_4$, dichromate de potassium $K_2Cr_2O_7$. En déduire la masse d'une molécule de chacun de ces corps.

Solution 1

Composé	Masse molaire	Masse de la molécule
$C_{12}H_{22}O_{11}$	$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342\ g.mol^{-1}$	$\frac{342}{6,02.10^{23}} = 56,810.10^{-23}\ g$
$C_6H_{12}O_6$	$M_{C_6H_{12}O_6} = 180\ g.mol^{-1}$	$29,900.10^{-23}\ g$
C_4H_{10}	$M_{C_4H_{10}} = 58\ g.mol^{-1}$	$9,635.10^{-23}\ g$
C_3H_6O	$M_{C_3H_6O} = 58\ g.mol^{-1}$	$9,635.10^{-23}\ g$
$Al_2(SO_4)_3$	$M_{Al_2(SO_4)_3} = 342\ g.mol^{-1}$	$56,810.10^{-23}\ g$
$ZnCl_2$	$M_{ZnCl_2} = 135\ g.mol^{-1}$	$22,425.10^{-23}\ g$
$KMnO_4$	$M_{KMnO_4} = 159\ g.mol^{-1}$	$25,914.10^{-23}\ g$
$K_2Cr_2O_7$	$M_{K_2Cr_2O_7} = 296\ g.mol^{-1}$	$49,169.10^{-23}\ g$

Scanned by CamScanner

2 Quels sont la quantité de matière et le nombre d'atomes contenus dans 1,6 g de soufre ?

Solution 2

$n_S = \frac{1,6}{32} = 0,05$ mol ; le nombre d'atomes dans 1,6 g de soufre est

$0,05 \times 6,02.10^{23} = 0,301.10^{23}$ ou $3,01.10^{22}$ atomes.

3 Un composé de formule C_xH_y (hydrocarbure), de masse molaire 58 $g.mol^{-1}$, contient 82,8% de carbone. Quelle est la formule de ce composé (x = ? et y = ?).

Solution 3

On applique la loi des proportions pondérales (x et y sont des nombres entiers parce que désignant les nombres d'atomes de carbone et d'hydrogène dans la molécule).

$$\frac{12x}{C\%} = \frac{y}{H\%} = \frac{M_{C_xH_y}}{100} \text{ avec } C\% = 82,8,\ H\% = 100 - 82,8 = 17,2$$

et $M_{C_xH_y} = 12x + y = 58$ $g.mol^{-1}$. Donc $\frac{12x}{82,8} = \frac{y}{17,2} = \frac{58}{100}$

et $y = 9,976 \approx 10$ et $x = 4,002 \approx 4$. La formule est C_4H_{10}

4 L'ammoniac est un gaz. Quelle est la quantité de matière contenue dans 3,4 g d'ammoniac ? Quel est le volume occupé par 3,4 g du gaz dans les conditions normales ?

Solution 4

$n_{NH_3} = 0,2$; $V_{NH_3} = 4,48$ L

Scanned by CamScanner

5 Équilibrer et traduire les équations bilan suivantes :

$H_2O + e^- \rightarrow OH^- + H_2$	$Zn + H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2 + H_2O$
$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$	$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
$C_3H_8O + Cr_2O_7^{-2} + H_3O^+ \rightarrow C_3H_6O_2 + Cr^{3+} + H_2O$ (C_3H_8O=propan-1ol; $C_3H_6O_2$ = acide propanoïque)	$C_3H_8O + Cr_2O_7^{-2} + H_3O^+ \rightarrow C_3H_6O + Cr^{3+} + H_2O$ (C_3H_6O = propanal)
$Cu + O_2 \rightarrow CuO$	$P_4 + O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ (anhydride phosphorique)
$Fe + H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + H_2$	$C_2H_4O_2^{-2} \rightarrow CO_2 + H_2O + C_3H_6O$
$Al + H_3O^+ \rightarrow Al^{3+} + H_2 + H_2O$	$Cr_2O_7^{-2} + H_3O^+ + e^- \rightarrow Cr^{3+} + H_2O$ ($Cr_2O_7^{-2}$ ion bichromate) ; (Cr^{3+} : ion chromate)
$OH^- \rightarrow O_2 + H_3O^+ + e^-$	$Cu_2O + O_2 \rightarrow CuO$
$C_nH_{2n+2} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (C_nH_{2n+2} : hydrocarbure saturé)	$H_2SO_4 + C \rightarrow SO_2 + CO_2 + H_2O$

6 On chauffe un mélange d'oxyde de cuivre II et de carbone. Il se produit un dégagement gazeux de dioxyde de carbone et un dépôt métallique de cuivre.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction.
2. On dispose de 3,975 g d'oxyde de cuivre II.
3. Quelle masse de carbone utilise-t-on si l'oxyde de cuivre disparaît totalement ?
4. Quelle masse de cuivre obtient-on alors ?
5. Calculer la masse et le volume de gaz obtenu dans les C.N.T.P.
6. Vérifier la loi de conservation des masses.

Scanned by CamScanner

7 On effectue la combustion du sodium dans le dichlore.

1. Quel est le nom du composé formé ?
2. Écrire l'équation bilan de la réaction.
3. Quelle masse de sodium faut-il avoir pour consommer 0,56 litre de dichlore (volume dans les C.N.T.P.)
4. Quelle est la masse de produit formé ?

8 On brûle du magnésium dans le dioxygène.

Écrire l'équation bilan de la réaction.

On a brûlé totalement dans un flacon de dioxygène un ruban de 0,5 g de magnésium. Quel volume de dioxygène, mesuré dans les C.N.T.P. a-t-on utilisé ?

Calculer la masse de produit obtenu.

9 On réalise la réaction de combustion de 50 cm^3 de méthane dans 150 cm^3 de dioxygène. Les conditions expérimentales sont les C.N.T.P.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction.
2. Déterminer le réactif qui va disparaître totalement.
3. Préciser les gaz qui composent le mélange final.
4. Calculer les volumes de ces gaz dans les C.N.T.P.
5. Calculer la composition volumique centésimale du mélange.
6. Calculer la masse de produit non gazeux.

Solution 5

$2H_2O + 2e^- \rightarrow 2OH^- + H_2$ Deux moles d'eau captent deux moles d'électrons pour donner deux moles d'ions hydroxyde et une mole de dihydrogène	$Zn + 2H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2 + 2H_2O$ Une mole d'atomes de zinc réagit avec deux moles d'ions protonium pour donner une mole d'ions zinc, une mole de dihydrogène et deux moles d'eau
$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ Une mole de méthane réagit avec deux moles de dioxygène pour donner une mole de dioxyde de carbone et deux moles d'eau	$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$ quatre moles d'ammoniac réagissent avec trois moles de dioxygène pour donner deux moles de diazote et six moles d'eau

Scanned by CamScanner

$3C_3H_8O + 2\,Cr_2O_7^{-2} + 16H_3O^+ \rightarrow 3C_3H_6O_2 + 4Cr^{3+} + 27H_2O$ Trois moles d'alcool propylique, deux moles d'ions bichromate et seize moles d'ions hydronium réagissent pour donner trois moles d'acide acétique, quatre moles d'ions chrome et vingt sept moles d'eau	$3C_3H_8O + Cr_2O_7^{-2} + 8H_3O^+ \rightarrow 3C_3H_6O + 2Cr^{3+} + 15H_2O$ Trois moles d'alcool propylique, une mole d'ions bichromate et huit moles d'ions hydronium réagissent pour donner trois moles de propanal, deux moles d'ions chrome et quinze moles d'eau mole
$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$ Deux moles de cuivre réagit avec une mole de dioxygène pour donner deux moles d'oxyde de cuivre II	$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ Une mole d'atomes de phosphore réagit avec cinq mole de dioxygène pour donner une mole d'anhydride phosphorique
$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$ Trois moles d'atomes de fer réagissent avec quatre moles d'eau pour donner une mole d'oxyde de fer III et quatre moles de dihydrogène	$2C_2H_4O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + C_3H_6O$ Deux moles d'acide acétique se décomposent pour donner une mole de dioxyde de carbone, une mole d'eau et une d'acétone
$2Al + 6H_3O^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2 + 6H_2O$ Deux mole d'atomes d'aluminium réagit avec six moles d'ions protonium pour donner deux moles d'ion aluminium, trois moles de dihydrogène et six moles d'eau	$Cr_2O_7^{-2} + 14H_3O^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O$ Une mole d'ions bichromate et quatorze moles d'ions hydronium captent six moles d'électrons pour donner trois moles d'ions chrome et vingt une moles d'eau
$3OH^- \rightarrow O_2 + H_3O^+ + 2e^-$ Trois moles d'ions hydroxyle cèdent deux moles d'électrons pour donner une mole de dioxygène et une mole d'ions protonium	$2Cu_2O + O_2 \rightarrow 4CuO$ Deux moles d'oxyde de cuivre I (oxyde cuivreux) réagit avec une mole de dioxygène pour donner quatre moles d'oxyde de cuivre II (oxyde cuivrique)
$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \rightarrow nCO_2 + (n+1)\,H_2O$ Une mole d'hydrocarbure (ou carbure d'hydrogène) saturé réagit avec (3n +1) demi-moles de dioxygène pour donner n moles de gaz carbonique et (n + 1) moles d'eau	$2H_2SO_4 + C \rightarrow 2SO_2 + CO_2 + 2H_2O$ Deux moles d'acide sulfurique réagissent avec une mole d'atomes de carbone pour donner deux moles de dioxide de soufre, une mole de dioxide de carbone et deux moles d'eau

Solution 6

$2CuO + C \rightarrow CO_2 + 2Cu$

n_{CuO} =3,975/79,5 = 0,05 mol. Stœchiométrie :

$$\frac{0,05}{2} = n_C = n_{CO_2} = \frac{n_{Cu}}{2}$$

Scanned by CamScanner

$n_C = 0{,}025$ mol ; $n_{CO_2} = 0{,}025$ mol ; $n_{Cu} = 0{,}05$ mol ; $m_C = 0{,}3$ g ;
$m_{Cu} = 3{,}175$ g ; $m_{CO_2} = 1{,}1$ g ; $V_{CO_2} = 0{,}56$ L
Conservation des masses : $m_{CuO} + m_C = 3{,}975 + 0{,}3 = 4{,}275$ g ;
$m_{CO_2} + m_{Cu} = 1{,}1 + 3{,}175 = 4{,}275$ g

Solution 7

$2Na$	+	Cl_2	→	$2NaCl$
m_{Na} ?		0,56 L		m_{NaCl} ?

$n_{cl_2} = 0{,}56/22{,}4 = 0{,}025$ mol ; $n_{Na} = 0{,}05$ mol ; $n_{NaCl} = 0{,}05$ mol ;
$m_{Na} = 1{,}15$ g et $m_{NaCl} = 2{,}925$ g.

Solution 8

$2Mg$	+	O_2	→	$2MgO$
0,5 g		V_{O_2}		m_{MgO} ?

$N_{Mg} = 0{,}5/24{,}3 = 0{,}0206$ mol ; $n_{O_2} = 0{,}0103$ mol ; $n_{MgO} = 0{,}0206$ mol ;
$V_{O_2} = 0{,}23$ L et $m_{MgO} = 0{,}83$ g.

Solution 9

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

$\frac{v_{CH_4}}{1} = 50$ cm³ et $\frac{v_{O_2}}{2} = 75$ cm³ ⇒ le méthane disparaît totalement

Le mélange final est constitué des gaz dioxygène et dioxyde de carbone

	CH_4	+	$2O_2$	→	CO_2	+	$2H_2O$
État initial	50 cm³		50 cm³		0 cm³		0 cm³
État final	0 cm³		$v_{O_2\ restant}$?		v_{CO_2} ?		

$\frac{50}{1} = \frac{v_{CO_2}}{1} = \frac{v_{O_2\ disparu}}{2}$ ⇒ $v_{CO_2} = 50$ cm³ ;

$v_{O_2\ disparu} = 100$ cm³ et $v_{O_2\ restant} = 50$ cm³

$\%CO_2 = \%O_2 = 50$; $n_{CH_4} = 0{,}050/22{,}4 = 0{,}00223$ mol ;
$n_{H_2O} = 2n_{CH_4} = 0{,}00446$ mol et $m_{H_2O} = 0{,}00446.18 = 0{,}08$ g.

Scanned by CamScanner

E COMPRESSIBILITÉ ET DILATATION DES GAZ

PRÉALABLES

- *Définition de la pression, de la température, de la masse volumique.*
- *Dilatation des solides et des liquides*

OBJECTIFS

- *Citer les variables d'état d'un gaz*
- *Décrire une expérience mettant en évidence les lois de Mariotte, Gay Lussac et Charles*
- *Citer les lois de Mariotte, Gay Lussac et Charles*
- *Écrire les expressions des relations liant les variables d'état d'un gaz selon la nature de la transformation subie*
- *Écrire l'expression de la température absolue d'un gaz en fonction de sa température en degré celsius*
- *Définir un gaz parfait*
- *Citer les conditions pour lesquelles un gaz réel peut être considéré comme gaz parfait*
- *Définir la densité d'un gaz*
- *Écrire l'expression de la relation de la densité d'un gaz en fonction de la masse molaire du gaz*
- *Établir l'expression de la relation de la masse d'un gaz en fonction des variables d'état*



Scanned by CamScanner

1. GÉNÉRALITÉS

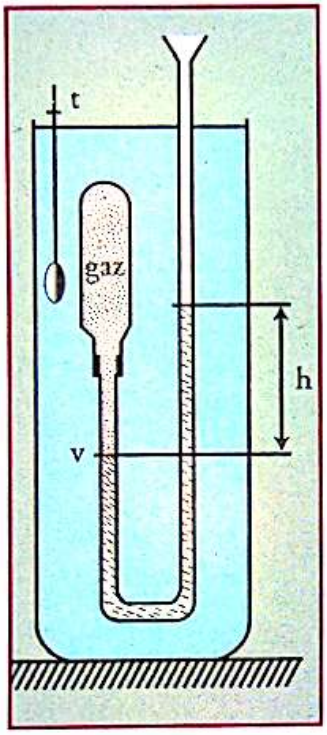


Fig 1 Le volume d'une masse gazeuse dépend à la fois de la pression et de la température

a) Généralités sur les gaz

Les gaz comme les liquides sont des fluides. Les gaz se distinguent des liquides en particulier, par l'éloignement mutuel de leurs molécules, animées de vifs mouvements et à peu près indépendantes les unes des autres ; ce qui favorise leur mélange par diffusion. Ainsi contrairement aux solides et aux liquides, c'est à cause de leur matière très dispersée que les gaz changent aisément de volume quand on fait varier la pression ou la température.

b) Trois variables d'état

Expérience

Une masse de gaz est enfermée dans un récipient tel que celui que représente la figure 1. À tout instant nous pouvons connaître :

- **son volume V** ; l'ampoule a été préalablement jaugée et le tube où se déplace le mercure est gradué ;
- **sa température t** ; un thermomètre indique l'équilibre thermique avec le bain de l'étuve ;
- **sa pression P** ; la pression atmosphérique locale, augmentée de la hauteur h de mercure.

En faisant varier la température t (par échauffement ou par refroidissement) et sa pression P (par addition de mercure par l'entonnoir), nous observerons des variations assez importantes du volume V de la masse de gaz.

Conclusion

Pour une masse donnée d'un corps à l'état gazeux, les trois grandeurs pression, volume et température sont donc étroitement liées ; on dit que ces trois grandeurs sont les trois variables qui définissent l'état du gaz. On les appelle variables d'état.

L'étude des propriétés des gaz va donc être fragmentée en trois problèmes particuliers. Dans chacun des problèmes, une variable étant maintenue fixe, on étudiera comment sont liées les deux autres. Il faudra donc envisager des **transformations** :

- à température constante (relation entre pression et volume) ;
- à pression constante (relation entre volume et température) ;
- à volume constant (relation entre pression et température).

Scanned by CamScanner

2. TRANSFORMATION À TEMPÉRATURE CONSTANTE. LOI DE MARIOTTE

2.1 Expérience

Soit l'appareil de la figure 2. Il comprend deux tubes de verre reliés par un long caoutchouc rempli de mercure.
- Le tube de droite (reservoir R) est ouvert à l'air libre.
- Celui de gauche, (tube A gradué) est obturable par un robinet.

Au début de l'expérience les niveaux de mercure sont équibrés dans les deux tubes (figure 2).

On ferme le robinet et on emprisonne ainsi dans le tube A une masse d'air sur laquelle vont porter nos expériences.

Les trois variables d'état sont faciles à déterminer.

Volume V lu sur la graduation.

Pression H lue au baromètre du laboratoire.

Température t lue au thermomètre du laboratoire.

Pendant toute la durée des expériences, cette température reste constante (par exemple 25°C).

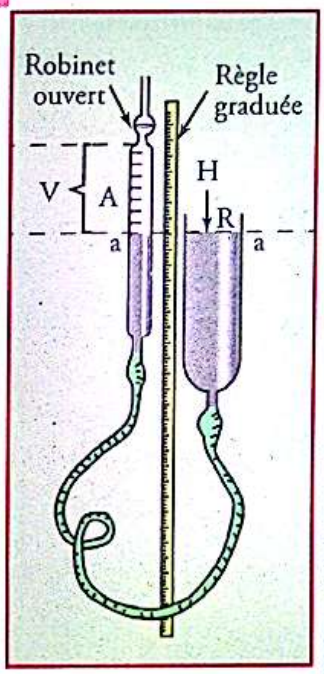


Fig 2

a. Abaissons le réservoir R (fig. 3), le mercure descend dans le tube A ; à l'équilibre nous constatons que :

- le volume de l'air a augmenté ; il est maintenant égal à $V_1 > V$;
- la pression de l'air a diminué ; en effet si P_1 est la pression de l'air dans A (évaluée en hauteur de mercure), on a : $P_M = P_1 + h_1$ et $P_N = H$; d'où $P_1 + h_1 = H$ et $P_1 = H - h_1$ car N et M sont sur un même plan horizontal. La hauteur h_1 peut être mesurée à l'aide de la règle graduée.

Répétons l'expérience en abaissant plusieurs fois le réservoir ; nous notons des volumes croissants :

$V < V_1 < V_2 < V_3 \ldots$ et des pressions décroissantes :

$H > P_1 > P_2 > P_3$.

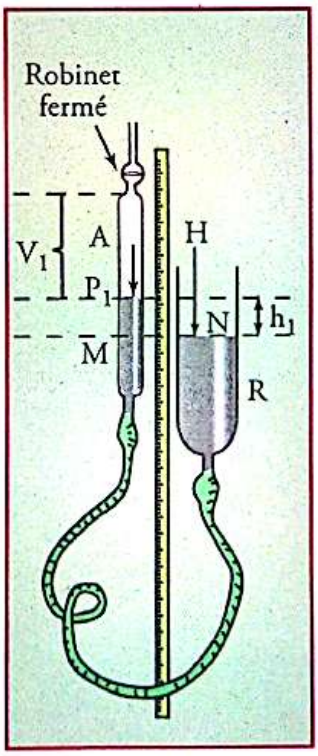


Fig 3

Scanned by CamScanner

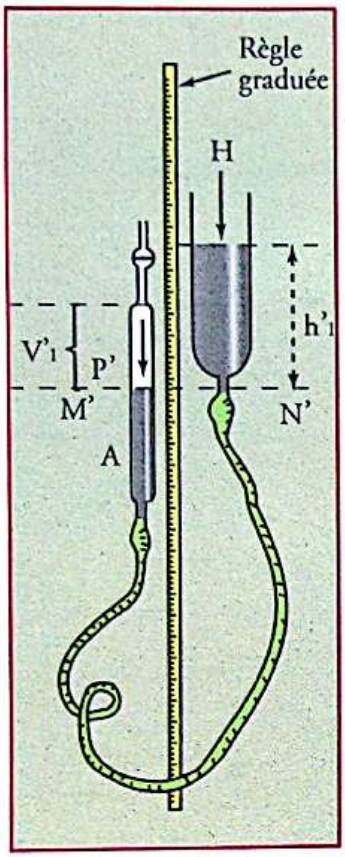


Fig 4

b. Soulevons maintenant le réservoir au-dessus de sa position initiale (fig. 4) ; le mercure monte dans le tube A. À l'équilibre, nous constatons que :

- le volume d'air a diminué $V' < V$;
- la pression de l'air a augmenté
  $P'_1 > H$.
  En effet, on a, sur le niveau horizontal M'N',
  $P'_1 = H + h'_1$.

c. En repétant plusieurs fois l'expérience et en soulevant chaque fois R, nous notons des volumes décroissants :
$V'_1 > V'_2 > V'_3 \ldots$ et des pressions correspondantes croissantes : $P'_1 < P'_2 < P'_3 \ldots$

Conclusion Pour une masse donnée de gaz, à température constante, le volume et la pression varient en sens inverse.

2.2 Interprétation des résultats. Loi de Mariotte

Rassemblons les résultats dans le tableau ci-dessous.

Dénivellation	Pression de la masse gazeuse	Volume de la masse gazeuse
0	$P = H$	V
h_1	P_1	V_1
h_2	P_2	V_2
h_3	P_3	V_3
h_4	P_4	V_4
h'_1	P'_1	V'_1
h'_2	P'_2	V'_2
h'_3	P'_3	V'_3
h'_4	P'_4	V'_4

Scanned by CamScanner

a) Multiplions chaque valeur de la pression par la valeur correspondante du volume : nous trouvons que les produits $P_1 V_1$, $P_2 V_2$..., $P'_1 V'_1$, $P'_2 V'_2$..., sont sensiblement égaux. Si nous faisons la moyenne arithmétique de ces produits et comparer chacun d'eux à cette moyenne, nous constatons que les écarts relatifs n'excèdent pas quelques centièmes et peuvent être imputés aux inévitables erreurs de mesures.



Mariotte (Edme)
(1620-1684)
physicien français

De cette étude expérimentale se dégage une loi très simple, connue sous le nom de loi **de Mariotte (ou de Boyle).**

Pour une masse invariable d'un gaz dont la température est maintenue constante, le produit de la pression par le volume est constant.

PV = constante

b) Désignons par V_1 le volume de la masse gazeuse sous la pression P_1 et par V_2 son volume sous la pression P_2 ; d'après la loi de Mariotte : $P_1V_1 = P_2V_2$ ou : $\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$.

Il revient donc au même d'énoncer la loi de Mariotte sous la forme :

Le volume d'une masse de gaz invariable dont la température est maintenue constante, est inversement proportionnel à sa pression.

Si la pression est par exemple multipliée par 2 ou par 3, le volume est divisé par 2 ou par 3.

Application numérique

Une masse d'air occupe un volume de $1m^3$ à la température 18° C et sous une pression de 1 atmosphère ; on la comprime à température constante de 1 à 3,5 atmosphères ; Calculer le volume final de l'air comprimé.

Scanned by CamScanner

État initial	État final
$t = 18°\ C$	$t = 18°\ C$
$P_1 = 1$ atmosphère	$P_2 = 3,5$ atmosphères
$V_1 = 1m^3$	$V_2 = ?$

D'après la loi de Mariotte :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow V_2 = V_1 \frac{P_1}{P_2} = 0,28\ m^3$$

c) Conséquence : masse volumique d'un gaz et pression

Désignons par m, une masse invariable de gaz dont la température est maintenue constante. Sous la pression P_1, si le volume du gaz est V_1, sa masse volumique est :

$$\rho_1 = \frac{m}{V_1}$$

Sous la pression P_2, si le volume est V_2, la masse volumique prend la valeur $\rho_2 = \frac{m}{V_2}$;

divisons membre à membre $\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{m/V_1}{m/V_2} = \frac{V_2}{V_1}$;

or d'après la loi de Mariotte :

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$$

Donc : $\boxed{\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{P_1}{P_2}}$.

À température constante, la masse volumique d'un gaz est proportionnelle à sa pression.

Par exemple, la masse volumique de l'air qui vaut sensiblement 1,3 Kg/m^3 à 0° C sous l'atmosphère, prend, à la même température et sous 10 atmosphères, la valeur :
$1,3 \times 10 = 13 Kg/m^3$.

Scanned by CamScanner

Cette augmentation de la masse volumique qui accompagne tout accroissement de la pression d'un gaz à température constante comporte une importante application pratique.

Pour stocker et transporter commodément des gaz difficilement liquéfiables, tels que le dihydrogène, le dioxygène et le diazote, on les comprime fortement, à la température ordinaire, dans des récipients en acier ; On obtient ainsi, sous un faible volume, des masses gazeuses d'autant plus considérables que la pression imposée est plus forte.

2.3 Représentation graphique. Validité de la loi de Mariotte

a) En portant en abscisses les pressions P_1, P_2..., P'_1, P'_2..., et en ordonnées les valeurs P_1V_1, P_2V_2..., $P'_1V'_1$, $P'_2V'_2$..., des produits de ces pressions par les volumes correspondants, on obtient une représentation graphique de la loi de Mariotte. La courbe obtenue est une droite parallèle à l'axe des pressions. Fig. 5

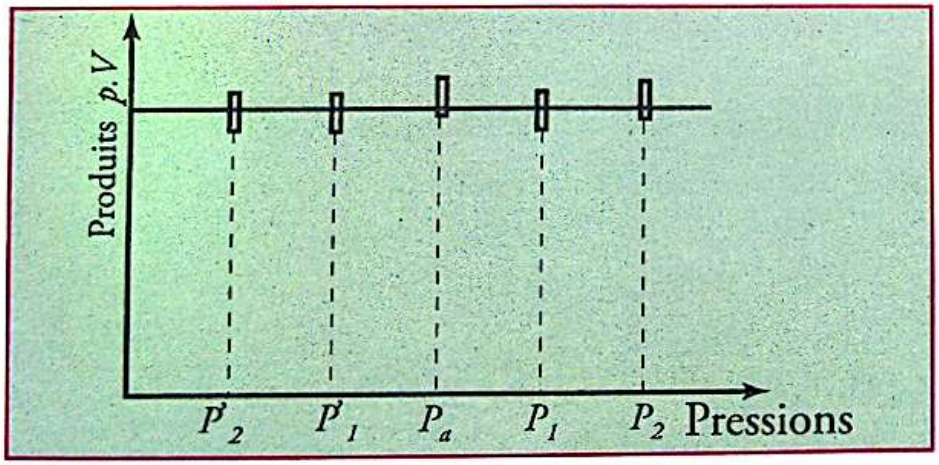


Fig 5

Avec un gaz différent, le dihydrogène par exemple, le graphe obtenu est encore une droite parallèle à l'axe des pressions. La loi de Mariotte n'est donc pas spéciale à l'air, elle s'applique aussi aux autres gaz. Il faut toutefois remarquer que les conditions de notre étude expérimentale sont particulières. Nous n'opérons qu'à la température ordinaire et ne faisions varier la pression que d'une fraction d'atmosphère à moins de deux atmosphères.

Scanned by CamScanner

Des études beaucoup plus complètes ont été faites dans les laboratoires spécialement outillés pour porter les différents gaz étudiés à de très fortes pressions (pouvant atteindre des milliers d'atmosphères) et à des températures allant des plus basses que l'on sache obtenir jusqu'à des températures très élevées.

Elles ont montré que la loi de Mariotte n'est pas valable dans des domaines de pression et de température aussi étendus. À titre d'exemple, la figure 5 met en évidence les variations du produit PV pour des masses invariables de dihydrogène, de diazote et de gaz carbonique maintenues à la température ordinaire et soumises à des pressions P variant de une à quinze atmosphères.

La loi de Mariotte, remarquablement simple, n'en constitue pas moins une loi très importante, applicable aux gaz usuels à des températures voisines de la température ordinaire.

L'erreur qu'entraîne son application est d'autant plus faible que ce gaz est plus difficilement liquéfiable et que les variations de pressions qui lui sont imposées sont plus petites Fig.6.

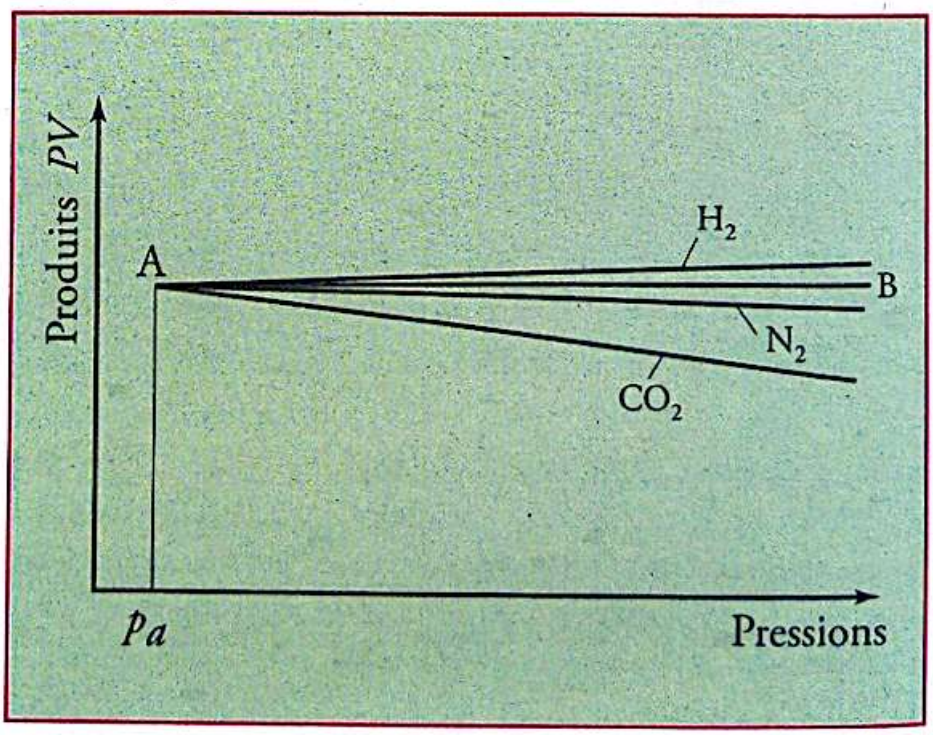


Fig 6

Scanned by CamScanner

3. TRANSFORMATION À PRESSION CONSTANTE OU DILATATION DE GAZ À PRESSION CONSTANTE

3.1 Mise en évidence expérimentale

Avec le dispositif de la figure 7, il est possible de procéder à quelques mesures permettant d'évaluer approximativement les dilatations de divers gaz pour des élévations de température relativement faibles et sous une pression constante voisine de la pression atmosphérique.
Un tube vertical T, de un à deux millimètres de diamètre intérieur, est fermé par une petite colonne de mercure AB, de hauteur h de l'ordre de cinq à dix centimètres. Il contient le gaz G à étudier.

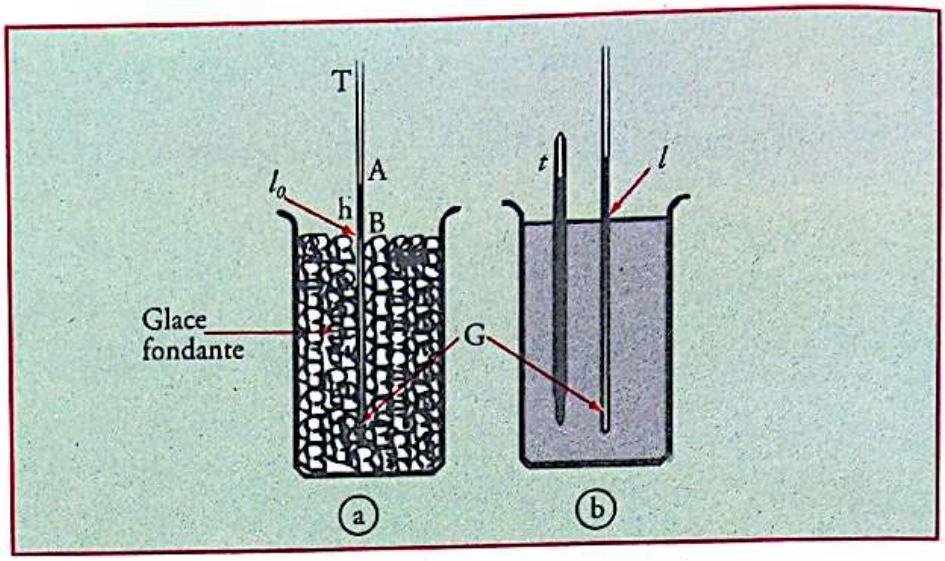
a. Le tube T est placé dans de la glace fondante ; lorsque l'équilibre thermique s'est établi, la colonne mercurielle s'immobilise dans une position que l'on repère (l_0).
b. Le tube est ensuite immergé dans l'eau chaude et l'on repère la nouvelle position l du mercure lorsqu'un nouvel équilibre thermique s'est établi à la température de t°C.
Si H désigne la pression atmosphérique (en cm de mercure) au moment de l'expérience, la pression du gaz G conserve la valeur constante H + h.

Le tube utilisé étant cylindrique, l'accroissement relatif $\frac{V - V_0}{V_0}$ du volume de gaz qui accompagne l'élévation de sa température de 0°C à t°C est égal à l'accroissement relatif $\frac{l - l_0}{l_0}$ de la longueur de la partie du tube occupée par le gaz.

M.E.S.S.G. LE BIBLIOTHÉCAIRE LYCÉE MAMADOU SAIDOU

Scanned by CamScanner

Fig 7



La dilatation d'un gaz sous pression constante

On trouve que cette **dilatation est indépendante de la nature du gaz** (air, dihydrogène, diazote, etc.) pour une **même élévation de température**.

3.2 Le coefficient de dilatation des gaz sous pression constante : la loi de Gay Lussac



Gay-Lussac (Joseph Louis) (1776-1850) physicien et chimiste français

La quantité $\frac{V - V_0}{V_0}$ est l'accroissement relatif du volume par degré de l'intervalle (0°C à t°C) d'élévation de la température du gaz. On l'appelle **coefficient moyen de dilatation du gaz à pression constante** dans l'intervalle (0°C à t°C). Des études expérimentales précises, effectuées dans des laboratoires perfectionnés ont montré que, le coefficient de dilatation, noté α **est pratiquement le même (la même valeur) pour divers gaz étudiés**. Ce résultat étendu à l'ensemble des gaz est connu sous le nom de **loi de Gay Lussac** et énoncé comme suit :

Le coefficient de dilatation d'un gaz à pression constante est indépendant :

- de la nature du gaz ;
- de la pression du gaz ;
- de la température du gaz.

Scanned by CamScanner

Son expression est $\alpha = \frac{V - V_0}{t.V_0}$ et sa valeur est sensiblement égale à $\alpha = \frac{1}{273} = 3{,}66.10^{-3}$.

Le coefficient de dilatation des gaz est environ trois fois plus grand que celui des liquides usuels.
De l'expression du coefficient de dilatation, on tire
$V = V_0(1 + \alpha t)$.
Si un gaz est chauffé à pression constante de 0°C à t = 273°C,

son volume devient $V = V_0(1 + \frac{273}{273}) = 2.V_0$.

Le volume du gaz a doublé ce qui souligne l'importance de la dilatation du gaz.

L'expression $V = V_0(1 + \frac{t}{273})$ peut s'écrire $V = V_0(\frac{273+t}{273})$.

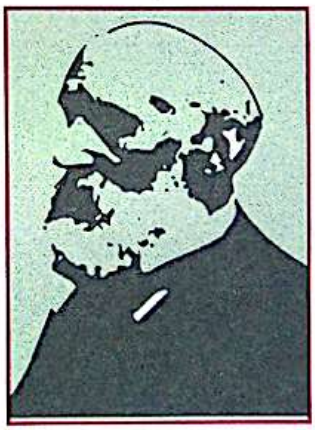
Posons **273 + t°C = T**. T exprime **la température absolue du gaz**, correspondant à la température en degré celsius t.

On définit ainsi une **nouvelle échelle de température** appelée **échelle absolue** ou **échelle Kelvin**, dans laquelle les températures sont exprimées en **unité kelvin notée K**.

T_0 = 273 + 0°C = 273°K est la température de la glace fondante dans l'échelle kelvin.

On a alors : $V = V_0\frac{T}{T_0}$ ou $\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T}$ = constante d'où un autre énoncé très simple de la loi de dilatation des gaz :

À pression constante, le volume d'une masse invariable de gaz est proportionnel à sa température absolue.



Kelvin (Lord)
(Sir William Thomson)
(1824 - 1907)
physicien anglais

Scanned by CamScanner

4. LA VARIATION DE PRESSION D'UN GAZ À VOLUME CONSTANT : LOI DE CHARLES

4.1 La mise en évidence expérimentale

Il est commode d'opérer avec le dispositif très simple représenté par le schéma de la figure 8.

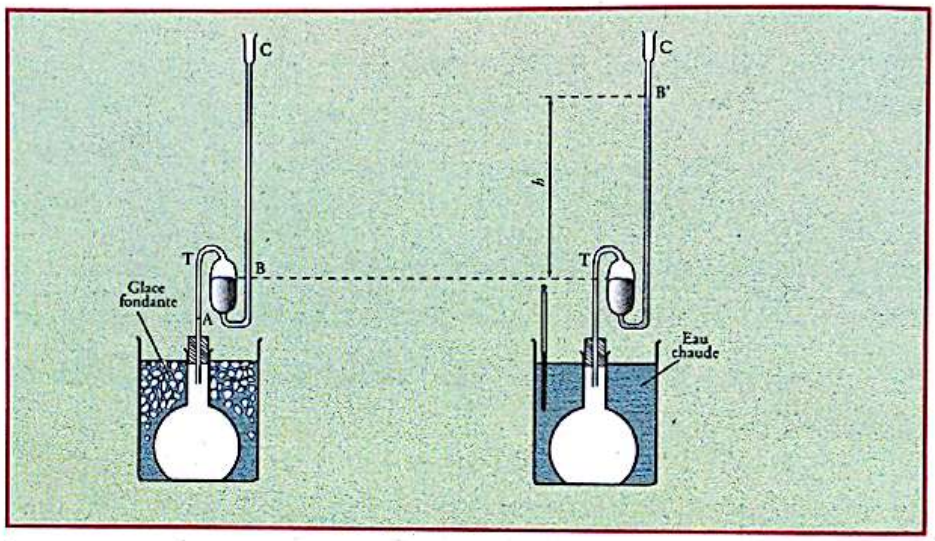


Fig 8

Un ballon rempli de gaz est fermé par un bouchon muni d'un tube de sûreté T contenant du mercure et constituant un manomètre à air libre.

a) Le ballon est placé dans de la glace fondante : quand l'équilibre thermique s'est établi (les niveaux de mercure sont fixes), on ajoute du mercure en C pour amener les niveaux A et B dans le même plan horizontal ; la pression de la masse gazeuse emprisonnée est alors égale à la pression atmosphérique P_a.

b) Le ballon est ensuite immergé dans de l'eau chaude. Immédiatement, le mercure s'élève dans la branche BC, preuve que la pression du gaz augmente. Quand un nouvel équilibre s'est établi, on ajoute encore du mercure pour ramener le niveau A à sa position initiale. La masse de gaz emprisonnée, dont le volume est ramené pratiquement à sa

Scanned by CamScanner

valeur initiale V_0 qu'il avait à 0°C a maintenant une température t°C indiquée par le thermomètre et une pression P donnée par la relation $P = P_a + \omega h$ dans laquelle ω est le poids volumique du mercure.

c) Une masse invariable d'air est portée d'abord à 0°C puis, successivement à différentes températures t°C, t'°C, etc. Pour chaque température, lorsque l'équilibre thermique est établi, on ramène le volume du gaz à sa valeur initiale, puis on mesure sa pression.

d) On recommence les mêmes opérations avec un autre gaz autre que l'air, le dihydrogène ou le dioxygène par exemple.

e) On constate à l'issue de ces expériences que :
- la pression d'un gaz dont le volume est maintenu constant, varie dans le même sens que sa température : elle augmente lorsque la température du gaz augmente, elle diminue quand la température s'abaisse ;
- pour la même variation de température, la variation de pression est sensiblement la même pour les divers gaz essayés, s'ils sont pris à la même température initiale et sous la même pression initiale.



Charles
(A. César Jacques)
(1746 -1823)
physicien français

4.2 Le coefficient de variation de pression à volume constant : loi de Charles

Des expériences du même type, mais plus complètes et plus précises, ont été réalisées à l'aide d'appareils perfectionnés permettant, en particulier, de faire varier beaucoup plus largement la température de la masse gazeuse étudiée. Les résultats essentiels sont les suivants :

a) Soient P_0 et P respectivement les pressions à 0°C et t°C d'une masse gazeuse invariable dont le volume est maintenu constant ;

Scanned by CamScanner

la variation relative de pression $\frac{P - P_0}{P_0}$ est proportionnelle à l'élévation de température.

On peut donc écrire que $\frac{P - P_0}{P_0} = \beta t$ avec β une constante

telle que $\beta = \frac{P - P_0}{t.P_0}$. **β est le coefficient de variation à volume constant dans l'intervalle (0°C à t°C).**

b) Comme dans le cas de la dilatation à pression constante la valeur du coefficient β ne dépend, ni de la température t°C à laquelle on porte le gaz, ni les température et pression initiales imposées au gaz : $\beta = \frac{P - P_0}{t.P_0} = \frac{P - P'}{P'\Delta t}$ ou $\Delta t = t - t'$.

c) Enfin, les coefficients β de divers gaz étudiés, sont pratiquement égaux et leur valeur commune est celle de α.

d) Ces résultats expérimentaux constituent la **loi de Charles** : ***Le coefficient de variation de pression d'un gaz à volume constant est indépendant :***

- ***de la nature du gaz ;***
- ***de la pression initiale du gaz ;***
- ***de la température du gaz.***

Son expression est $\beta = \frac{P - P_0}{t.P_0}$ et sa valeur est sensiblement égale à celle du coefficient de dilatation d'un gaz à pression constante $\alpha = \beta = \frac{1}{273} = 3,6610^{-3}$.

e) Introduction de la température absolue

Par analogie avec le cas de la dilatation des gaz à pression constante, ici aussi on peut écrire :

Scanned by CamScanner

$$P = P_0(1 + \beta t) = P_0\left(1 + \frac{t}{273}\right) = P_0\frac{273+t}{273}.$$

Sachant que $273 + t°C = T$ et $T_0 = 273$, il vient que :

$$P = P_0\frac{T}{T_0} \text{ d'où } \frac{P}{T} = \frac{P_0}{T_0}.$$

À volume constant, la pression d'une masse invariable de gaz est proportionnelle à sa température absolue.

$$\frac{P'}{T'} = \frac{P}{T}.$$

5. ÉQUATION CARACTÉRISTIQUE DES GAZ PARFAITS

5.1 Définition d'un gaz parfait

On appelle gaz parfait un gaz qui suit rigoureusement les lois de Mariotte, de Gay Lussac et de Charles.

On montre que pour un tel gaz, le coefficient de dilatation à pression constante α et le coefficient de variation de pression à volume constant β sont égaux.

Soit un gaz porté à la température t°C sous la pression constante P_0 : son volume deviendrait : $V = V_0 (1 + \alpha t)$ (loi de Gay Lussac).

Si ce même gaz était porté à la même température t°C, son volume conservant la valeur V_0, sa pression prendrait la valeur $P = P_0(1 + \beta t)$ (loi de Charles).

Les deux états possibles, pour la même masse gazeuse correspondent à la même température. On peut écrire d'après la loi de Mariotte, que les produits pression par volume sont égaux : $P_0V_0(1 + \alpha t) = P_0V_0(1 + \beta t)$

d'où $1 + \alpha t = 1 + \beta t$ et $\alpha = \beta$.

Scanned by CamScanner

5.2 Gaz parfait et gaz réel

En réalité, aucun gaz n'est parfait ; nous avons signalé, en effet, que la loi de Mariotte n'est qu'une loi approchée et il en est de même pour les lois de Gay Lussac et Charles. La valeur $\alpha = \frac{1}{273}$ n'est obtenue qu'à haute température et à faible pression (pression atmosphérique) pour la plupart des gaz ordinaires.

Cependant la notion de gaz parfait a un grand intérêt pratique parce que l'écart que présente un gaz réel par rapport à un gaz parfait est généralement assez faible pour que l'on puisse, dans la plupart des calculs courants concernant sa compressibilité et sa dilatation, utiliser les lois simples de Mariotte, Gay Lussac et Charles.

En fait, **l'erreur systématique que l'on commet en assimilant ainsi un gaz réel à un gaz parfait est d'autant plus petite que les températures et pressions imposées à ce gaz sont plus éloignées des conditions de sa liquéfaction.**

Par exemple, les gaz comme le dioxygène, le dihydrogène, le diazote se comportent pratiquement comme des gaz parfaits au voisinage des conditions ordinaires de température et de pression (environ 20°C et une atmosphère), ces conditions étant très différentes de celles qu'il faut réaliser pour les liquéfier. Par contre, dans les mêmes conditions, le gaz sulfureux, le dichlore, gaz facilement liquéfiables, s'écartent notablement plus de l'état parfait.

5.3 Équation caractéristique des gaz parfaits

Considérons la même masse de gaz dans les trois états successifs définis comme suit :

État	Température	Pression	Volume
1	0° ou $T_0 = 273$ K	P_0	V_0
2	t°c ou $T = (273 + t)°$ K	P_0	V'
3	t°c ou $T = (273 + t)°$ K	P	V

Scanned by CamScanner

On passe de l'état 1 à l'état 2 par un échauffement à pression constante ; par suite on a par application de la loi de Gay Lussac : $V' = V_0(1 + \alpha t)$ ou encore que $V' = V_0\frac{T}{T_0}$.

On passe de l'état 2 à l'état 3 par une variation de pression à température constante ; par suite on a par application de la loi de Mariotte : $P_0V' = PV$. En remplaçant V' par sa valeur ci-dessus on a : $PV = P_0V_0(1 + \alpha t)$

ou $PV = P_0V_0\frac{T}{T_0}$ et $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$.

Ainsi pour toute température t°C (correspondant à T en degré kelvin) et pour toute pression, imposée à une masse gazeuse invariable de gaz parfait, le volume de cette masse gazeuse prend une valeur V déterminée, telle que : $\frac{PV}{1+\alpha t}$ = constante ou $\frac{PV}{T}$ = constante (t température de la masse gazeuse en degré celsius, T température absolue de la masse gazeuse et $\alpha = \frac{1}{273}$).

Conclusion : La pression, le volume et la température d'une même masse de gaz parfait sont liés par la relation :

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} = \frac{P''V''}{T''} = \ldots = \text{constante.}$$

$\frac{PV}{T}$ = invariant pour une même masse de gaz

54 Applications

a) Le zéro absolu

La pression exercée par une masse de gaz n'est que le

Scanned by CamScanner

résultat des chocs moléculaires contre la paroi qui se trouve au sein du gaz ou qui le limite ou qui le sépare de l'extérieur. En effet, la paroi subit sur toute portion de sa surface, des poussées, des impulsions extrêmement nombreuses et ininterrompues résultant des chocs moléculaires. L'ensemble de ces impulsions a le même effet moyen (moyenne dans le temps) qu'une force $\vec{F}$ normale à la surface et dont l'effet est la pression qu'on peut observer et mesurer.

La loi de Charles, variation de la pression avec la température à volume constant, $P = P_0 + P_0\beta t$ est de la forme

$y = ax + b$. Pour $y = 0$ on a $x = -\frac{b}{a}$ ou pour $P = 0$ on trouve

$t = \frac{P_0}{P_0\beta}$, c'est-à-dire $\boxed{t = -\frac{1}{\beta} = -273°C}$

b) Énoncé

• A t = - 273°C, la pression est nulle, ce qui correspond à l'immobilité totale des molécules de gaz (la pression résultant de leur mouvement).

• t = - 273°C est donc la température la plus basse possible, on l'appelle le zéro absolu.

• De la définition de la température absolue

$T = t°C + 273$ on tire $T = 0$ pour $t = -273°C$: le zéro absolu correspond donc à la valeur zéro de la température absolue.

c) Densité des gaz

La densité d'un gaz est le rapport de la masse d'un certain volume de gaz par la masse du même volume d'air, les deux volumes étant dans les mêmes conditions de température et de pression.

Scanned by CamScanner

$$\text{densité du gaz} = \frac{\text{masse d'un certain volume de gaz}}{\text{masse du même volume d'air}}$$

(les deux volumes étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression)

En posant d la densité d'un gaz, m_{gaz} la masse de l'unité de volume du gaz, m_{air} la masse de l'unité de volume d'air dans les mêmes conditions de température et pression on a :

$d = \frac{m_{gaz}}{m_{air}} = \frac{\rho_{gaz}}{\rho_{air}}$ (Si on prend l'unité de volume).

En exprimant la densité d en fonction de la masse molaire M_{gaz} et de la masse M_{air} de 22,4 L d'air,

on a : $d = \frac{M_{gaz}}{M_{air}}$.

La masse M_{air} est la masse du volume V_0 = 22,4 L d'air pris dans les conditions normales de température et de pression (t_0 = 0°C et $P_0 = 1{,}013.10^5$ Pa = 76 cm Hg).

La masse volumique de l'air étant $\rho_{air} = a_0 = 1{,}293\ g.L^{-1}$

on a : $M_{air} = 1{,}293 \times 22{,}4 \approx 29$ g d'où :

$d = \frac{M_{gaz}}{29}$ et $M_{gaz} = 29d$.

La masse molaire d'un gaz est égale à sa densité gazeuse multipliée par 29.

d) Masse d'un gaz

Soit à calculer la masse m d'un certain volume, mesuré sous

Scanned by CamScanner

une pression P et une température T, d'un gaz de densité d.

On a $d = \frac{m_{gaz}}{m_{air}}$ ou $m_{gaz} = d \times m_{air} = d \times \rho_{a,0} \times V_0$

où $\rho_{a,0}$ est la masse volumique de l'air dans les conditions normales, V_0 le volume de gaz (mais aussi celui de l'air) dans les conditions normales.

On utilise l'équation caractéristique des gaz parfaits pour calculer V_0 en fonction du volume V pris dans les conditions P et T :

$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$; $V_0 = \frac{PV}{T} \times \frac{T_0}{P_0}$ et $\boxed{m_{gaz} = \rho_{a,0}.d.V.\frac{P}{P_0}.\frac{T_0}{T}}$

Pour exprimer m en grammes on peut utiliser les unités suivantes pour les autres grandeurs :

$\rho_{a,0}$ en $g.cm^{-3}$ ($\rho_{a,0} = a_0 = 1{,}293.10^{-3}$ g/cm^3), d est une grandeur sans dimension, V en cm^3, P et P_0 en mm Hg ou en cm Hg (P_0 = 760 mm Hg), T et T_0 en degré kelvin (T_0 = 273 K).

Application numérique : Calculer la masse de 20 cm^3 d'ammoniac mesurés sur la cuve à mercure dans une salle où la température est 25°C, la pression atmosphérique H = 75 cm Hg, et la dénivellation h (hauteur de mercure dans l'éprouvette renversée sur la cuve et contenant le gaz) est 15 cm.

$V = 20\ cm^3$; $P = H - h = 750 - 150 = 600$ mmHg.

La masse de gaz est $\boxed{m_{NH_3} = \rho_{a,0}.d_{NH_3}.V_{NH_3}.\frac{P}{P_0}.\frac{T_0}{T}}$

avec $d_{NH_3} = \frac{M_{NH_3}}{29} = \frac{17}{29}$ et $\rho_{a,0} = 1{,}293\ g.L^{-1}$

$= 0{,}001293\ g.cm^3$

$\Leftrightarrow m_{NH_3} = 0{,}001293 \times \frac{17}{20} \times 20 \times \frac{600}{760} \times \frac{273}{273+25} \approx 0{,}0108$ g.

Scanned by CamScanner

EXERCICES

MOTS CLÉS

Variables d'état, loi de Mariotte, cœfficient de dilatation, loi de Gay Lussac, température absolue, échelle Kelvin, gaz parfait, équation caractéristique des gaz parfaits, zéro absolu, densité d'une masse gazeuse.

EVALUATION

1 Décrire une expérience mettant en évidence la loi de Mariotte. Énoncez cette loi, donnez sa formule et indiquez les unités utilisées.

2 Énoncez la loi de Charles et celle de Gay Lussac.
Exprimez chacune de ces lois sous forme de formule mathématique.

3 Définir un gaz parfait et donnez l'équation caractéristique des Gaz parfaits.

4 Définir la température absolue et donnez son expression en fonction de la température celsius.

EXERCICES

1

Une bouteille d'oxygène contient 15 L de gaz sous la pression de 150 atm Quel volume occuperait ce gaz sous la pression de 1 atm, à la même température ?

Solution 1

Soit $V_1 = 15$ L le volume du gaz sous la pression $P_1 = 150$ atm. Le nouveau volume V_2 serait sous la pression $P_2 = 1$ atm. La loi de Mariotte permet d'écrire :

$$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{150 \times 15}{1} = 2250 \text{ L}$$

Scanned by CamScanner

2 Les tubes métalliques qu'on utilise dans les laboratoires contiennent 20 L de dihydrogène sous une pression de 15 atmosphères.
Combien de flacons de 1 L de dihydrogène à la pression de 1 atmosphère pourra -t-on remplir avec du dihydrogène d'un tube ?

Solution 2

On applique la loi de Mariotte pour calculer le volume de cet hydrogène sous la pression de 1 atmosphère.

$P_1 = 15$ atm $\quad P_2 = 1$ atm

$V_1 = 20$ L $\quad V_2 = ?$

$$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{20 \times 15}{1} = 300 \text{ L}$$

On pourra donc remplir 300 flacons de 1 L avec ce dihydrogène.

3 Une pompe à bicyclette a une section intérieure de 4 cm^2 ; la course du piston est 40 cm. La pompe est remplie d'air à la pression atmosphérique de 1 kgf/cm^2. Quelle force faut-il appliquer sur le piston pour le maintenir enfoncé de 25 cm la température restant constante ?

Solution 3

On applique la loi de Mariotte : $P_1V_1 = P_2V_2$. On calcule le volume $V_1 = S \times l = 4\ cm^2 \times 40 = 160\ cm^3$. $P_1 = 1 kgf/cm^2$.

Le volume $V_2 = 4\ cm^2 \times 25cm = 100\ cm^2$. De la relation $P_1V_1 = P_2V_2$

$$\text{on tire } P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{160 \times 1}{100} = 1{,}6 \text{ kgf/cm}^2 .$$

La force qu'il faut appliquer sur le piston pour le maintenir enfoncé

$$P = \frac{F}{S} \Rightarrow F = P \times S = 1{,}6 \times 4 = 6{,}4 \text{kgf} .$$

Scanned by CamScanner

4 Un gaz occupe un volume de 3 m^3 à 50°C. Quel est son volume quand on le porte à 200° sous pression constante ?

Solution 4

On applique la loi de Gay - Lussac :

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T}$$

$V_0 = 3\ m^3$ $\qquad$ $T_0 = 273 + 50 = 323°K$

$V = ?$ $\qquad$ $T = 273 + 200 = 433°K$

$$V = \frac{V_0}{T_0} \times T = \frac{3 \times 473}{323} = \frac{1419}{323} = 4{,}39\ m^3$$

5 Un gaz est à 0°C. À quelle température faut-il le porter, sous pression constante, pour que son volume augmente de 1/10 de la valeur initiale ? Même question, le gaz étant initialement à 100°C ?

Solution 5

On applique la loi de Gay-Lussac : $\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T}$

$T_0 = t + 273 = 0 + 273 = 273°K$

On calcule : $V = V_0 + \frac{V_0}{10} = \frac{10V_0 + V_0}{10} = \frac{11V_0}{10}$

et de la relation $\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T}$

on tire $T = \frac{T_0 \times V}{V_0} = \frac{T_0 \times \frac{11V_0}{10}}{V_0} = \frac{T_0 \times 11V_0}{10V_0} = \frac{11T_0}{10}$

Scanned by CamScanner

$$T = \frac{11 \times 273}{10} = 300{,}3°K$$

$T = t + 273 \Rightarrow t = T - 273 = 300{,}3 - 273 = 27{,}3°C$

Faites un raisonnement analogue si le gaz est initialement à 100°C.

6 Un ballon sonde fermé rempli de dihydrogène au sol, à 0°C, sous la pression atmosphérique normale a un volume de 0,5 m^3. Quel est son volume quand il parvient à l'altitude 15000 m où la pression atmosphérique est 100 mm de mercure, la température - 54°C ?
On admettra que la pression est la même à l'intérieur et à l'extérieur du ballon.

Solution 6

Appliquons l'équation caractéristique : $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$

D'après l'énoncé :

$T_0 = 0 + 273 = 273°K$ $\quad$ $T = -54°C + 273 = 219°K$

$V_0 = 0{,}5\ m^3$ $\quad$ $V = ?$

$P_0 = 760$ mm Hg $\quad$ $P = 100$ mmHg

de l'équation $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$ on tire $V = \frac{P_0V_0}{T_0} \times \frac{T}{P}$

$$V = \frac{760 \times 0{,}5 \times 219}{273 \times 100} = 3{,}04\ m^3$$

Scanned by CamScanner

CHAPITRE 2

LES SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES

Scanned by CamScanner

A LA DISSOLUTION

PRÉALABLES

- *Différentes liaisons chimiques*
- *Différents types de mélanges*

OBJECTIFS

- *Définir la solution (solvant et soluté)*
- *Déterminer quantitativement la teneur en soluté dans la solution (concentration)*
- *Définir mélange, dissolution, solubilité*



Scanned by CamScanner

1. LA DISSOLUTION

Si l'on ajoute une substance à une autre et qu'il en résulte un mélange homogène, ce mélange est une solution. Par exemple, l'addition de sucre à l'eau donne un mélange homogène puisqu'on ne peut distinguer le sucre de l'eau ; on a une phase unique. Par ailleurs, aucune de ces deux substances n'a perdu ses propriétés chimiques.

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs substances. Une solution liquide est constituée par un **solvant** (constituant majoritaire) et au moins une substance dissoute, appelée **soluté**.

À l'état pur, le **solvant** est **liquide** et le **soluté** peut être :

- **liquide** et dans ce cas, le processus conduisant à la réalisation de la solution est un processus de **mélange** ;
- **Solide** ou **gazeux** et dans ce cas, le processus conduisant à la réalisation de la solution est un processus de **dissolution.**

Généralement une substance est soluble dans un solvant lorsqu'elle peut former un mélange homogène avec ce solvant ; dans le cas contraire elle est dite insoluble. Ainsi, le chlorure de sodium est soluble dans l'eau et insoluble dans l'éther. La propriété que possède un soluté de pouvoir former un mélange homogène avec un solvant est la **solubilité** de cette substance.

La concentration maximale du soluté dans la solution est aussi nommée **solubilité** du solvant. Si une solution contient peu de soluté par rapport à la quantité de solvant, on dit qu'elle est **diluée.** Si la quantité de soluté est grande par rapport à la quantité de solvant, on dit que la solution est **concentrée** (ces termes **concentrée** et **diluée** sont relatifs et ne donnent aucune idée de la quantité de soluté en solution).

1.1 Effets des solutés sur les solvants

La dissolution d'une substance se fait généralement avec dégagement ou absorption de chaleur. Si la dissolution se fait avec dégagement de chaleur, elle est exothermique ; elle est endothermique si elle se fait avec absorption de chaleur.

Scanned by CamScanner

Par exemple, la dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau met en évidence une augmentation sensible de température ; par contre, dans le cas du chlorure d'ammonium, on observe un abaissement de température. Ces phénomènes sont dus tantôt à des associations, tantôt à des réactions physiques entre les molécules du solvant et du soluté.

Dans une solution, les propriétés chimiques du soluté et du solvant restent inchangées. Cependant, plusieurs propriétés physiques du solvant sont modifiées . À une pression donnée, un solvant pur possède une température de fusion et une température d'ébullition définies. Ainsi, à la pression normale, l'eau pure a une température d'ébullition de 100°C et se congèle à 0°C. L'addition d'un soluté à un solvant a pour effet d'abaisser son point de congélation et d'élever son point d'ébullition. La quantité et la nature du soluté sont la cause de ces effets. Par exemple, une solution contenant une molécule-gramme de sucre dans 100g d'eau a un point de congélation de −1,86°C et une température d'ébullition de 100,512°C.

1.2 Effets de la nature du soluté et du solvant, de la température et de la pression

Pour une température et une pression données, les substances n'ont pas toutes la même solubilité dans un solvant, certaines sont plus solubles que d'autres.

Solubilité de certains solutés dans l'eau.

Solubilité	gramme de soluté dans 100g d'eau			
	$CaCrO_4$	KNO_3	NaCl	$NaCH_3CO_2.3H_2O$
20°C	10,4	31,2	36,0	46,5

Pour une température et une pression données, une substance n'a pas la même solubilité dans les divers solvants.

Scanned by CamScanner

Ainsi, on peut dissoudre :
1g de sucre dans 0,5g d'eau ;
1g de sucre dans 79,1g d'alcool méthylique ;
1g de sucre dans 135,6g d'alcool éthylique.
La température est aussi un facteur influant de la solubilité d'une substance. Certaines substances (solutés) sont plus solubles à chaud qu'à froid et vice-versa.

Variation de la solubilité de certains solutés dans l'eau en fonction de la température (gramme de soluté dans 100g d'eau)

T (°C)	Chromate de calcium $CaCrO_4$	Nitrate de potassium KNO_3	Chlorure de sodium NaCl	Acétate de sodium trihydraté $NaCH_3CO_2$, $3H_2O$
0	13,0	13,3	35,7	36,3
20	10,4	31,2	36,0	46,5
40	8,5	64,0	36,6	65,5
60	6,1	111,0	37,3	139,0
80	4,4	171,5	38,4	-
90	3,8	208	39,1	-
100	3,2	249	39,8	-

Rappelons que la pression n'influence pas la solubilité des solides et des liquides ; par contre elle influence la solubilité des gaz. La solubilité d'un gaz dans un solvant donné est directement proportionnelle à la pression (loi de Henry).



Henry (Williams)
(1774-1836)
Physicien anglais

1.3 Mécanisme de la dissolution

Plaçons un cristal ionique (Na^+Cl^-) dans un solvant polaire, H_2O par exemple. La molécule du solvant polaire subit une orientation suite à l'influence de la charge des ions situés en surface du cristal.

Scanned by CamScanner

La molécule orientée du solvant (H_2O) attire et arrache du cristal l'ion attiré et l'entoure spontanément d'un manteau de molécules d'eau orientées ; le cristal se dissout.
L'hydratation des ions par les molécules d'eau est un processus qui dégage une importante quantité de chaleur.
Quelque fois, lors de la formation d'un cristal aux dépens des ions dissous, les ions constitutifs du cristal restent entourés de molécules d'eau orientées : il se forme des cristaux hydratés. C'est ce qui se passe lors de la cristallisation de $CuSO_4.5H_2O$; $Na_2SO_4.10H_2O$; $FeSO_3.3H_2O$; $BaCl_2.2H_2O$.
L'hydratation est parfois responsable de la coloration. Par exemple si l'on place un échantillon de sulfate de cuivre (II), sel blanc dans un milieu où l'humidité est très élevée, peu à peu il prend une teinte bleuâtre et avec le temps la poudre blanche devient une masse cristalline bleue. Maintenant, si l'on chauffe ces cristaux bleus, le sel redevient blanc en libérant dans l'atmosphère une certaine quantité d'eau.

La quantité d'eau chassée des cristaux est dans le rapport de 5 moles d'eau à 1 mole de $CuSO_4$ puisqu'on les récupère intégralement par chauffage. Les substances qui peuvent ainsi fixer un certain nombre de molécules d'eau si on les expose à une atmosphère humide sont des hydrates de sel.
Si un sel hydraté est placé dans un milieu où l'humidité est faible, il aura tendance à perdre son eau d'hydratation. Ce phénomène s'appelle **efflorescence** et le sel est dit efflorescent. D'autre part, si un sel anhydre est placé dans un milieu humide il peut absorber de l'humidité, on dit que ce sel est **hygroscopique**. De plus, s'il forme un hydrate qui se dissout dans l'eau absorbée, on dit qu'il est **déliquescent**.

14 Solutions saturées et sursaturées

À 20°C, l'acétate de sodium trihydraté, $NaCH_3CO_2.3H_2O$ a une solubilité de 46,5g dans 100g d'eau à 40°C. Dans la même quantité de solvant, on peut dissoudre 65,5g de sel à 40°C.

Scanned by CamScanner

Dans les deux cas, c'est la quantité maximale de soluté qu'on peut dissoudre dans 100g de solvant (eau) et chaque solution est dite **saturée.**

Une solution qui contient la quantité maximale de soluté dans une certaine quantité de solvant, à une température donnée est dite saturée.

Il arrive des fois qu'on dépasse la limite de saturation. Par exemple : À 60°, on peut préparer une solution saturée de nitrate de potassium (111,0g dans 100g d'eau) ; cette solution est dans un état stable. Cependant, si l'on refroidit très lentement cette solution on peut abaisser sa température de plusieurs degrés sans que le solide ne se dépose, même si le degré de saturation est beaucoup plus faible à cette nouvelle température. Cette solution est dite **sursaturée.** Cet état est très instable. Pour le détruire il suffit d'ajouter un cristal de nitrate de potassium ou un corps étranger (comme une poussière) pour que l'excès de soluté précipite. Alors la solution redevient saturée.

On appelle **phase** toute partie homogène d'un système. Une phase a les mêmes propriétés physico-chimiques en tous ses points.

- Les mélanges de gaz aussi complexes soient-ils sont toujours homogènes, ils constituent une **seule phase.**
- Deux liquides totalement **miscibles** forment **une seule phase (éthanol + eau)** ; **partiellement miscibles deux phases (eau + phénol).**
- Tout solide constitue à lui tout seul une **phase solide** sauf s'il s'agit d'une solution solide ; deux solides constituent généralement deux phases.

2. EXPRESSIONS DE LA CONCENTRATION DES SOLUTIONS

2.1 Expression physique des concentrations

Les concentrations des solutions sont généralement exprimées de diverses manières si on utilise les unités physiques :

Scanned by CamScanner

a) Le titre massique d'une solution (T)

Le titre massique d'une solution est la masse en grammes de substance dissoute (soluté) dans 1 mL de solution (l'unité de volume est le millilitre, en pratique, on utilise le litre).

$$T = \frac{M}{V}$$

Exemples :

- 15 grammes de NaCl par litre de solution.
- Le titre de H_2SO_4 est égal à 0,49 g/mL, signifie que chaque millilitre de la solution considérée d'acide sulfurique contient 0,49g de H_2SO_4.
- Le titre d'une solution renfermant 0,4g de soude caustique par 100mL de solution est : T = 4g/L

Une solution dont le titre est exactement connu s'appelle solution titrée.

b) Pourcentage massique d'une solution

Le pourcentage massique d'une solution est la masse de substance dissoute dans cent grammes de solution.

Exemples :

- Le pourcentage massique d'une solution renfermant 17g de chlorure de sodium pour 100g de solution est 17%.
- Une solution de chlorure de sodium à 20% est constituée de 20g de NaCl et de 80g d'eau.

c) Masse de soluté par masse de solvant

Exemple

12 grammes de NaCl dans 120g d'eau.

2.2 Expression chimique des concentrations

a) Concentration molaire ou molarité d'une solution

La mole représente un ensemble de particules (atomes, molécules, ions, ...) égal au nombre d'Avogadro. $\mathcal{N} = 6{,}023.10^{23}$

Scanned by CamScanner

La concentration molaire ou molarité M d'une solution est le nombre de moles de substance dissoute par litre de solution.

$$M = \frac{n}{V} \text{ ou } M = \frac{m}{M_m . V}$$ où :

$$n : \text{nombre de moles} = \frac{m}{M_m}$$

V : volume en litres
m : masse en gramme de substance (soluté) dissoute de masse moléculaire M_m

Exemples :

• La molarité d'une solution renfermant 40g de soude caustique ($M_m = 40$) dans 2L d'eau est :

$$M = \frac{40}{2 \times 40} = 0{,}5 \text{ M}$$

• Un litre de cette solution de NaOH renferme 0,5 mole de NaOH.

• Une solution de H_2SO_4 0,5 molaire (0,5M) contient 49 grammes de H_2SO_4 par litre de solution, car 49g représentent la moitié de la masse moléculaire de H_2SO_4, 98g.

b) Molalité d'une solution

La molalité (m) ou [M] d'une solution est le nombre de moles de soluté contenues dans 1000g (1kg) de solvant.

$$[M] = \frac{n}{m_s} \times 1000$$

n : nombre de moles de soluté.
m_s : masse en grammes de solvant

La molalité est utilisée pour les solutions très diluées. Elle ne peut être calculée à partir de la molarité à moins de connaître la densité de la solution.

Scanned by CamScanner

Exemples :

• La molalité d'une solution obtenue en dissolvant 0,05 mole de chlorure de sodium dans 500g d'eau est [M] = 0,1.

• Une solution de 98g de H_2SO_4 pur et de 1000g d'eau est une solution molale (m) de H_2SO_4.

c) Fraction molaire

La fraction molaire d'un constituant d'une solution est le rapport du nombre de moles de ce constituant au nombre total de moles de tous les constituants de la solution. La somme des fractions molaires de tous les constituants d'une solution est égale à **1**. Dans une solution à deux constituants, la fraction molaire du soluté est égale à :

$$X_{soluté} = \frac{\text{nombre de moles du soluté}}{\text{nombre de moles du solvant+nombre de moles du soluté}}$$

de même :

$$X_{solvant} = \frac{\text{nombre de moles du solvant}}{\text{nombre de moles du solvant+nombre de moles du soluté}}$$

Exemples : Soit une solution contenant 3 moles d'alcool éthylique et 7 moles d'eau.

- la fraction molaire de l'alcool est : $\frac{3}{3+7} = 0,3.$

- la fraction molaire de l'eau est : $\frac{7}{3+7} = 0,7.$

$$X_{C_2H_5OH} + X_{H_2O} = 0,3 + 0,7 = 1$$

d) Équivalent-gramme d'une substance

L'équivalent-gramme (éq.g) d'une substance est la quantité de cette substance qui peut capter ou libérer une mole d'ions H^+ suivant la réaction envisagée.

Scanned by CamScanner

Une mole d'ions H^+ renferme **$6{,}023.10^{23}$ ions H^+** et pèse **1 gramme.**

L'équivalent-gramme (éq.g) d'une substance exprimé en moles est déduit de l'équation chimique où intervient cette substance. La masse équivalente est l'équivalent-gramme exprimé en grammes.

Exemples :

1. $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

- L'éq.g de HCl est égal à la mole car elle est la quantité de substance qui peut libérer une mole de H^+. La masse équivalente est **36,5g de HCl.**
- L'éq.g de NaOH et égale à la mole de OH^- avec la mole de H^+ libérée par une mole de HCl pour former une mole d'eau. La masse équivalente est 40g de soude.

2. $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$;
$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Dans ces deux équations, l'acide sulfurique a respectivement comme éq.g. une mole et $\frac{1}{2}$ mole et comme masses équivalentes **98g** et **49g.**

3. $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$

L'oxyde de zinc a comme éq.g. $\frac{1}{2}$ **mole** et comme masse équivalente **40g.**

4. $AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl + KNO_3$

- Le nitrate d'argent a comme éq.g. **1 mole** et comme masse équivalente **169g.**
- Le chlorure de potassium a comme éq.g. **1 mole** et comme masse équivalente **74,5g.**

Les exemples ci-dessus montrent que l'éq.g. d'une substance dépend de la réaction à la laquelle cette substance prend part. Généralement pour trouver l'éq.g. exprimé en grammes ou masse équivalente :

Scanned by CamScanner

- d'un **acide**, il suffit de diviser la mole par le nombre de moles H^+ participant à la réaction.
- d'une **base**, il suffit de diviser la mole par le nombre de moles OH^- participant à la réaction.
- d'un **sel**, il suffit de diviser la mole par le nombre de moles d'ions monovalents positifs ou négatifs participant à la réaction.

$$\text{Eq.g} = \frac{\text{mole}}{n}$$

n : nombre de moles de cations monovalents ou d'anions monovalents participant ou supposées participer à la réaction.

Exemples : n = 1 pour HCl n = 1,2 pour H_2SO_4
n = 1 pour KOH n = 1,2 pour $Mg(OH)_2$
n = 1 pour NaCl n = 1,2 pour K_2SO_4
n = 1,2,3 pour H_3PO_4
n = 1,2,3 pour $Al(OH)_3$
n = 1,2,3 pour K_3PO_4

Dans une réaction d'oxydo-réduction, l'éq.g d'une substance oxydante ou réductive est la quantité de cette substance qui peut capter ou libérer une mole d'électrons suivant la réaction envisagée. Une mole d'électrons renferme **$6{,}023.10^{23}$ électrons**. L'équivalent-gramme d'un oxydant ou d'un réducteur exprimé en moles est déduit à partir de l'équation chimique où intervient cet oxydant ou réducteur. La masse équivalente d'un oxydant ou d'un réducteur est l'équivalent-gramme exprimé en grammes.

Exemples :

1. Action du permanganate de potassium sur le sulfate de fer(II) en présence d'acide sulfurique dilué.

$$1 \times \left| \; MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \right.$$
$$5 \times \left| \; Fe^{2+} - e^- \rightarrow Fe^{3+} \right.$$

$$MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$$

Scanned by CamScanner

Équation globale (bilan)

$2KMnO_4+10FeSO_4+8H_2SO_4 \rightarrow 2Mn\,SO_4+5Fe_2(SO_4)_3+K_2SO_4+8H_2O$

• Le permanganate de potassium capte **cinq** moles d'e^- par mole ; l'éq.g est **1/5 mole** ; la masse équivalente est **31,6g**.
• Le sulfate de fer(II) libère une mole d'e- par mole ; l'éq-g est **1 mole**. La masse équivalente est **152g**.

2. Action du permanganate de potassium sur le sulfate de chrome(III) en milieu basique.

$$2 \mid MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$$
$$1 \mid 2Cr^{3+} + 8H_2O - 6e^- \rightarrow 2CrO_4^{2-} + 16H^+$$

$$2MnO_4^- + 2Cr^{3+} + 4H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 2CrO_4^{2-} + 8H^+$$

$$2MnO_4^- + 2Cr^{3+} + 4H_2O + 8OH^- \rightarrow 2MnO_2 + 2CrO_4^{2-} + \underbrace{8H^+ + 8OH^-}_{8H_2O}$$

$$2MnO_4^- + 2Cr^{3+} + 8OH^- \rightarrow 2MnO_2 + 2CrO_4^{2-} + 4H_2O$$

Équation globale (bilan)

$2KMnO_4+Cr_2(SO_4)_3+8KOH \rightarrow 2MnO_2+2K_2CrO_4+3K_2SO_4+4H_2O$

• Le permanganate de potassium capte **trois moles** d'électrons par mole ;
l'éq.g est **1/3 mole** ; la masse équivalente est **53 grammes.**
• Le sulfate de chrome (III) libère **six moles** d'électrons par mole ;
l'éq.g est **1/6 mole** ; la masse équivalente est **65,3g**.
Les exemples ci-dessus montrent que l'équivalent-gramme d'une substance intervenant dans une réaction dépend de la réaction envisagée.
Généralement, pour trouver l'équivalent-gramme exprimé en grammes ou masse équivalente :
a) d'un oxydant, il suffit de diviser la mole par le nombre n de moles d'électrons participant à la réaction de réduction d'une mole d'oxydant.

Scanned by CamScanner

b) d'un réducteur, il suffit de diviser la mole par le nombre n de moles d'électrons participant à la réaction d'oxydation d'une mole de réducteur.

$$\text{Eq.g} = \frac{\text{mole}}{n}$$

Exemples : n = 1 pour $FeSO_4$
n = 2 pour $H_2C_2O_4$
n = 3 pour $KMnO_4$ en milieu basique
et 5 pour $KMnO_4$ en milieu acide
n = 6 pour $Cr_2(SO_4)_3$ et $K_2Cr_2O_7$

c) Normalité d'une solution

La normalité N d'une solution est le nombre d'équivalent-grammes contenus dans un litre de solution.

Exemples :

• Une solution N **(1 fois normale)** en chlorure d'hydrogène renferme **1 éq.g (1 mole ou 36,5g)** de chlorure d'hydrogène par litre.

• Une solution N **(1 fois normale)** en acide sulfurique renferme **1 éq.g (1/2 mole ou 49g)** d'acide sulfurique par litre.

• Une solution 2N **(2 fois normales)** en hydroxyde de sodium renferme **2 éq.g (2moles ou 80g)** d'hydroxyde de sodium par litre.

• Une solution N **(1 fois normale)** en permanganate de potassium pour une redox en milieu acide renferme **1éq.g (1/5 mole ou 31,6g)** de permanganate de potassium par litre.

• Une solution 3N **(3 fois normales)** en acide orthophosphorique renferme **3éq.g (1mole ou 98g) d'acide.**

Une solution normale en acide renferme **N ions H^+ ou 1 g de H^+ par litre.**
Une solution **normale** en base renferme **N ions OH^- ou 17g de OH^- par litre.**

Scanned by CamScanner

d) Relation entre Normalité et Volume

Soient les réactions suivantes :

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

$3KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + 3H_2O$

$2KMnO_4 + 5H_2C_2O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O + 10CO_2$

$2KMnO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 8KOH \rightarrow 2MnO_2 + K_2CrO_4 + 3K_2SO_4 + 4H_2O$

Nous constatons que les nombres d'équivalent-grammes de substances réagissantes entre elles sont égaux :

1éq.g de $NaOH$ réagit avec 1 éq.g de HCl
3 éq.g de KOH réagissent avec 3 éq.g de H_3PO_4
10 éq.g de $KMnO_4$ réagissent avec 10 éq.g de $H_2C_2O_4$
6éq.g de $KMnO_4$ réagissent avec 6 éq.g de $Cr_2(SO_4)_3$.

Il est donc plus avantageux d'exprimer les concentrations en normalités plutôt qu'en molarités puisque les nombres d'équivalent-grammes des substances réagissantes sont égaux. Si les normalités de deux solutions sont égales, les volumes réagissant sont aussi égaux ; si les normalités de deux solutions sont différentes, les volumes réagissant sont inversement proportionnels aux normalités :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1} \text{ ou } N_1V_1 = N_2N_2$$

N_1 et N_2 : normalités des solutions 1 et 2
V_1 et V_2 : volumes réagissant des solutions 1 et 2.

La relation entre les normalités et les concentrations permet de :

Scanned by CamScanner

a) déterminer la normalité d'une solution moyennant la connaissance du volume de cette solution qui réagit avec une solution de concentration et de volume connus.

Exemples :

1. Quelle est la normalité N_1 d'une solution de potasse, sachant que 20 mL de cette solution sont exactement neutralisés par 40 mL d'acide sulfurique 0,2 N ?

Solution

$V_1 = 20$ mL $\quad N_2 = 0{,}2N \quad V_2 = 40$ mL

$$N_1 = \frac{N_2V_2}{V_1} = \frac{0{,}2 \times 40}{20} = 0{,}4N$$

2. Quelle est la normalité N_1 d'une solution de permanganate de potassium sachant que 40 mL de cette solution réagissent exactement avec 20 mL d'acide oxalique 0,2 N en présence d'acide sulfurique ?

Solution

$V_1 = 40$ mL $\quad N_2 = 0{,}2N \quad V_2 = 20$mL

$$N_1 = \frac{N_2V_2}{V_1} \Rightarrow N_1 = \frac{0{,}2 \times 20}{40} = 0{,}1N$$

b) déterminer le volume d'une solution de normalité connue pouvant réagir avec une solution de volume et de concentration connus.

Exemples :

1. Quel volume V_1 d'acide orthophosphorique 3N peut-on neutraliser avec 40 mL de potasse 2N ?

Scanned by CamScanner

Solution

$N_1 = 3N$ $N_2 = 2N$ $V_2 = 40\ mL$

$$V_1 = \frac{N_2V_2}{N_1} = \frac{2 \times 40}{3} = 26,666ml \approx 26,7mL$$

2. Quel volume V_1 de permanganate de potassium 0,50 N peut-on faire réagir avec 40 mL d'acide oxalique 0,25N en présence d'acide sulfurique ?

Solution

$N_1 = 0,50N$ $N_2 = 0,25$ $V_2 = 40mL$

$$V_1 = \frac{N_2V_2}{N_1} = \frac{0,25 \times 40}{0,50} = 20mL$$

c) déterminer jusqu'à quel volume il faut diluer une solution de volume et de concentration connus pour obtenir une solution de concentration moindre.

Exemples :

1. Quel volume d'eau doit-on ajouter à 500 mL d'une solution de HCl de normalité 1,2 pour obtenir une solution normale ?

Solution

On a : $C_1V_1 = C_2V_2$
$1,2 \times 500 = 1(500 + x)$
$500\ (1,2 - 1) = x \Rightarrow x = 500 \times 0,2 = 100\ mL$
$V_2 = 600mL$ le volume d'eau à ajouter est donc $x = 100\ mL$

Scanned by CamScanner

2. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 400 mL d'une solution de concentration C_1 pour obtenir une solution de concentration $C_2 = 0,625C_1$?

Solution

On a :

$C_1V_1 = C_2V_2$

$C_1V_1 = 0,625C_1V_2 \Rightarrow V_1 = 0,625V_2$

$\Rightarrow 400 = 0,625\ (400 + x)$

$400 = (0,625 \times 400) + 0,625x \Rightarrow 400 - 250 = 0,625x$

$$150 = 0,625x \Rightarrow x = \frac{150}{0,625} = 240\text{mL}$$

Il faut ajouter 240 mL d'eau à 400 mL de la solution de concentration C_1 pour obtenir une solution de concentration $C_2 = 0,625C_1$.

Scanned by CamScanner

EXERCICES

MOTS CLÉS

Solution ; solvant ; soluté ; concentration ; dissolution ; solubilité ; mélange ; efflorescence ; hygroscopique ; déliquescent ; titre massique ; molarité ; molalité ; fraction molaire ; équivalent-gramme ; normalité.

EVALUATION

1) Qu'est-ce qu'une solution ?
2) Définir les termes : solvant, soluté, dissolution, solubilité, phase, miscibilité.
3) Quand dit-on qu'une solution est saturée, sursaturée ?
4) Définir le titre massique d'une solution et donner son expression.
5) Définir la molalité et la normalité d'une solution et donner leurs expressions.

EXERCICES

1 Expliquez le mécanisme de la dissolution du bromure de potassium dans l'eau.

Solution 1

Plaçons un cristal ionique KBr dans l'eau, solvant polaire, H_2O.
La charge des ions situés en surface du cristal oriente la molécule du solvant polaire. L'ion attiré par la molécule orientée du solvant est arraché du cristal et entouré immédiatement d'un manteau de molécules orientées du solvant : le cristal se dissout.

2 Calculer le titre, la molarité des solutions suivantes :
0,15N en HCl ; 0,4N en KOH ; 0,5N en H_2SO_4 ; 0,3N en $Ca(OH)_2$; 0,05N en $KMnO_4$; 0,15N en $K_2Cr_2O_7$.

Solution 2

a)

$$1\text{Eq.g/L} = 1\text{N} = \frac{\text{mole}}{1}$$

Pour HCl

$$\Rightarrow \frac{0{,}15\text{N}\times\text{M}}{1\text{N}} = 0{,}15\ \text{M} = 0{,}15\text{mol.L}^{-1}$$

Scanned by CamScanner

$0,15N \rightarrow x$

Le titre de HCl : $0,15 \times 36,5 = 5,475 g/L$

La molarité de HCl : **0,15M**

b) $1Eq.g/L = 1N = \frac{mole}{1}$

$0,4N$ en KOH $\Rightarrow$ $0,4N \rightarrow x$

$\frac{0,4N \times M}{1N} = 0,4\ M = 0,4\ mol.L^{-1}$

le titre de KOH : $0,4 \times 56 = 22,4 g/L$

la molarité de KOH : **0,4M**

c) $1Eq.g/L = 1N = \frac{mole}{2}$

$0,5N$ en H_2SO_4 $\Rightarrow$ $0,5N \rightarrow x$

$\frac{0,5N \times 0,5M}{1N} = 0,25M$

le titre en H_2SO_4 : $0,25 \times 98 = 24,5 g/L$

la molarité de H_2SO_4 : **0,25M**

d) $1Eq.g/L = 1N = \frac{mole}{2}$

$0,3N$ en $Ca(OH)_2$ $\Rightarrow$ $0,3N \rightarrow x$

$\frac{0,3N \times 0,5M}{1N} = 0,15M$

le titre en $Ca(OH)_2$: $0,15 \times 74 = 11,1\ g/L$

la molarité de $Ca(OH)_2$: **0,15M**

Scanned by CamScanner

e) 0,05N en $KMnO_4$

• En milieu acide 1Eq.g/L = 1N = $\frac{\text{mole}}{5}$

0,05N → x

$x = \frac{0,05N \times 0,2M}{1N} = 0,01M$

le titre en $KMnO_4$: $0,01 \times 158 = 1,58$ g/L
la molarité de $KMnO_4$: **0,01M**

le titre en $KMnO_4$: $0,016 \times 158 = 2,528$ g/L
la molarité de $KMnO_4$: **0,016M**

f) 1Eq.g/L = 1N = $\frac{\text{mole}}{6}$

0,15N en $K_2Cr_2O_7$ ⇒

0,05N → x

$x = \frac{0,15 \times 0,167}{1} = 0,025$

le titre en $K_2Cr_2O_7$: $0,025 \times 294 = 7,35$g/L
la molarité de $K_2Cr_2O_7$: **0,025M**

3 Calculer

a) la molarité

b) la molalité d'une solution d'acide sulfurique de densité 1,198 qui contient 27% en masse de H_2SO_4

c) Combien faut-il prendre de mL d'une solution concentrée de H_2SO_4 de densité relative 1,198 contenant 27% de H_2SO_4 pour préparer 5L d'une solution approximativement 0,1N ?

Solution 3

a) 1mL de solution a pour masse 1,198g

27 mL de solution a pour masse x

$x = 1,198 \times 27 = 32,346$ g

Scanned by CamScanner

27 mL de solution a pour masse x
Dans 100 mL de solution il y a 32,346 de H_2SO_4 } x = 323,46 g/L

1000 mL de solution il ya x

La molarité : $\frac{323,46}{98}$ = **3,30 M** = 3,30 $mol.L^{-1}$

b) Dans 100g de solution il y a 27g de H_2SO_4 et 73g d'eau

dans 73g d'eau on a : $\frac{27}{98}$ = 0,275 mole de H_2SO_4

dans 1000g d'eau on a : x

La molalité est donc : $\frac{0,275 \times 1000}{73}$ = 3,767 ≈ **3,77 $mol.kg^{-1}$**

c) Normalité de la solution de H_2SO_4

1N = 0,5 M } $x = \frac{3,30M \times 1N}{0,5M} = 6,60N$

x → 3,30 M

volume de solution concentrée à prélever :

$N_1V_1 = N_2V_2$ { N_1= 6,60 V_1 ? ; N_2 = 0,1 V_2 = 5L

$V_1 = \frac{N_2V_2}{N_1} = \frac{0,1 \times 5}{6,60}$ = 0,075751 ≈ **75,75 mL**

4 Calculer le titre, la molarité, la normalité d'une solution à 35% d'acide nitrique d = 1,33.

Scanned by CamScanner

Solution 4

Dans 1mL de solution de HNO_3,
il ya 1,33 g de HNO_3
35 mL de solution de HNO_3 il ya x g de HNO_3

$$x = \frac{1,33 \times 35}{1} \quad 46,55g$$

Dans 100 mL de solution il ya 46,55g de HNO_3
Dans 1000 mL de solution il ya x g de NHO_3

$$x = 46,55 \times 10$$
$$x = 465,55g/L$$

- le titre de la solution est **465,5 g/L.**

- la molarité : $\frac{465,5}{63} = 7,38$ mol.L^{-1} = **7,38 M.**

- la normalité : $\frac{465,5}{63}$ = **7,38 N.**

5 a) Quelle est la molarité d'une solution 0,6N de $Al_2(SO_4)_3$?
b) Quelle est la normalité d'une solution 0,2M de $Bi(NO_3)_3$?

Solution 5

a) La molarité de la solution

L'Eq.g de l'$Al_2(SO_4)_3 = \frac{mole}{6}$

1N = 1Eq.g/L = 0,167M
0,6N → x

$$x = 0,167 \times 0,6 = \mathbf{0,10M}$$

b) la normalité de la solution

L'Eq.g de $Bi(NO_3)_3 = \frac{mole}{3}$

Scanned by CamScanner

$1N = 1Eq.g/L = 0,333\ mole.L^{-1} = 0,333M$

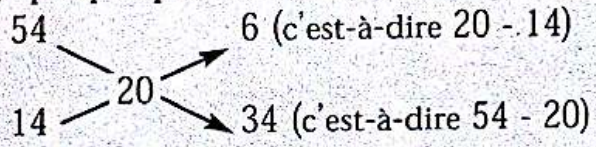
$x \rightarrow 0,2M$

$$x = \frac{0,2 \times 1N}{0,333} = \mathbf{0,6N}$$

6 Quelles sont les proportions en poids et en volume de deux solutions d'acide nitrique l'une à 54% (densité relative 1,33) et l'autre à 14% (densité relative 1,08) qu'il faut mélanger pour obtenir une solution à 20% ?

Solution 6

Lors du calcul des rapports de poids entre les solutions mélangées, on se sert d'un procédé graphique, présenté sur le schéma ci-dessous :



On écrit à gauche, l'une sous l'autre, les concentrations exprimées en % des deux solutions de base ; au centre, on place la concentration finale du mélange obtenu ; on place à droite aux extrémités opposées des diagonales (c'est-à-dire en croix) les différences entre chacune des concentrations initiales et la concentration finale (ou bien le contraire). On soustrait chaque fois le plus petit nombre du plus grand. Chacune de ces différences obtenues montre la quantité en poids de celle des solutions dont la concentration exprimée en % est écrite sur la même ligne horizontale. Ainsi dans le cas considéré le schéma montre que pour **6 unités** de poids d'acide à 54% il faut prendre **34 unités** de poids d'acide à 14%.

6g d'acide à 54% occupent un volume de $\frac{6}{1,33} = 4,5$ mL.

34g d'acide à 14% occupent un volume de $\frac{34}{1,08} = 31,5$ mL.

Scanned by CamScanner

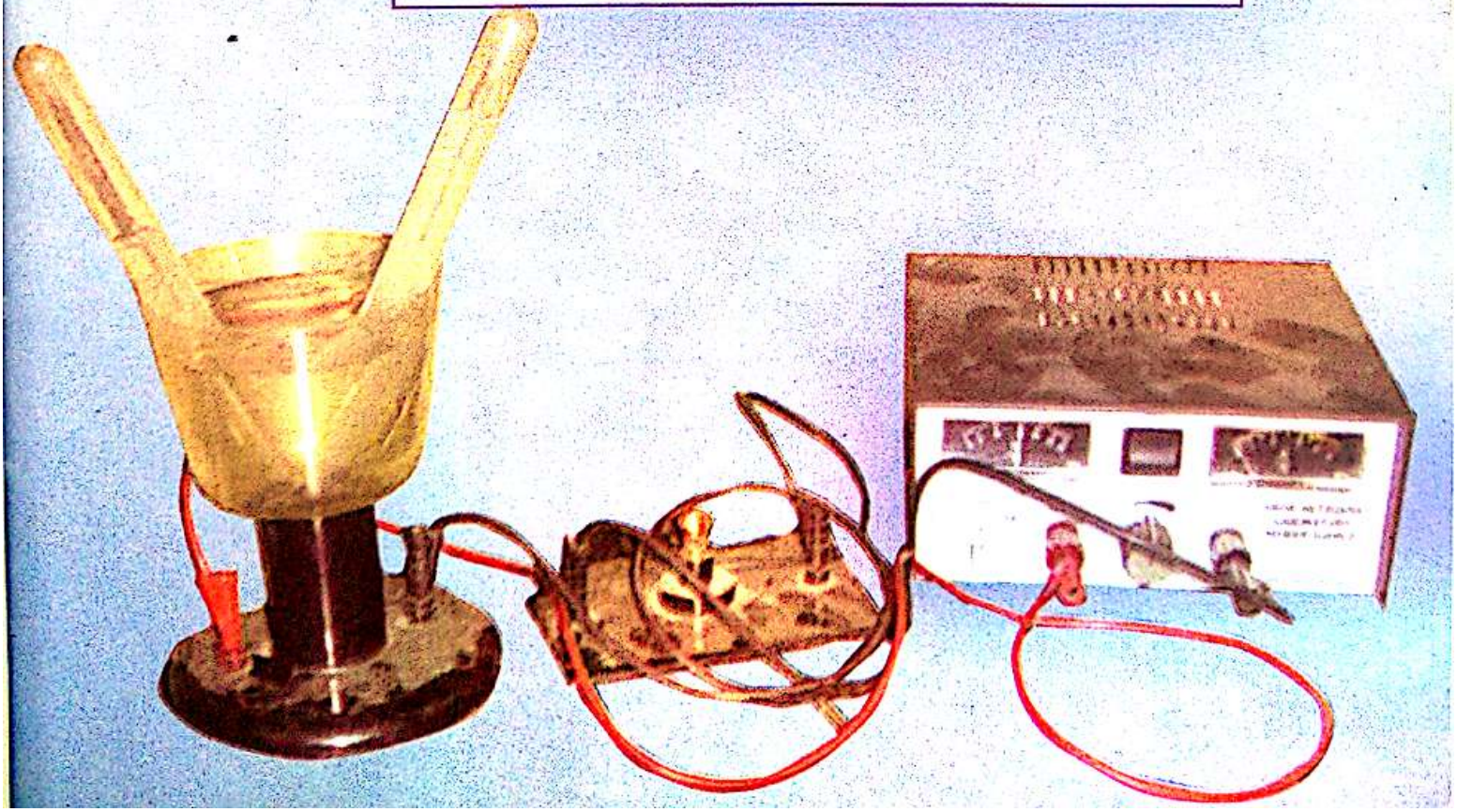
B ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION DE CHLORURE DE SODIUM

PRÉALABLES

- *Définitions :* - *oxydant, réducteur*
  - *oxydation, réduction*
  - *Potentiel d'oxydation*
  - *Réaction rédox*
  - *Électrolytes, électrodes.*

OBJECTIFS

- *Définir l'électrolyse*
- *Caractériser les produits apparaissant aux électrodes*
- *Décrire les phénomènes observés aux électrodes*
- *Écrire et interpréter les équations des réactions aux électrodes et le bilan de l 'électrolyse*
- *Comprendre la transformation énergétique qui se réalise au cours d'une électrolyse*



Scanned by CamScanner

1. ÉLECTROLYSE

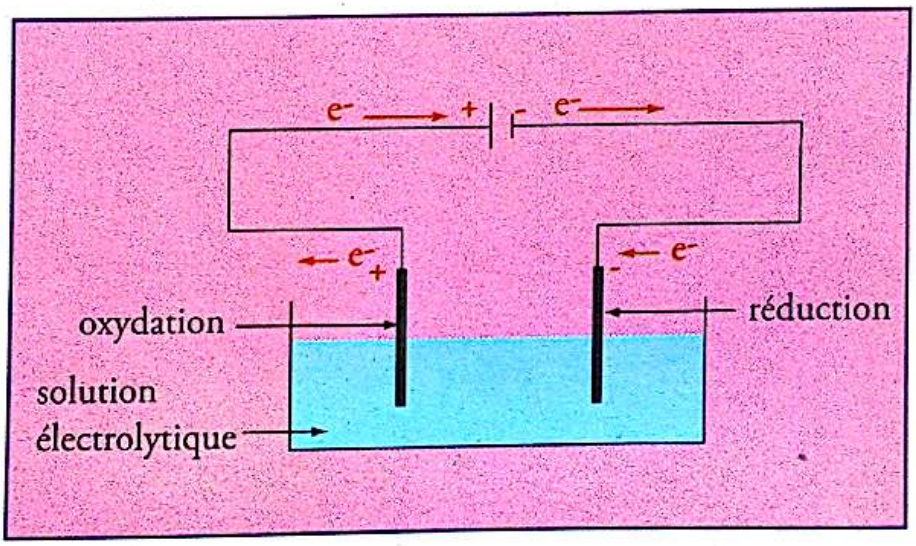
L'électrolyse est un procédé qui consiste à produire des changements chimiques en faisant passer un courant électrique à travers un électrolyte dissous ou fondu (l'électrolyte est une substance qui donne des ions lorsqu'elle est fondue ou dissoute dans un solvant).



Électrolyse de la solution de chlorure de sodium

1.1 Prévision des réactions aux électrodes

Lors d'une électrolyse, les électrons circulent dans le circuit extérieur à l'électrolyseur dans le sens imposé par le générateur :



- des électrons arrivent à l'électrode reliée au pôle (-) du générateur. À cette électrode se produit une **réduction** ;
- des électrons partent de l'électrode reliée au pôle (+) du générateur. À cette électrode se produit une **oxydation.**

Généralement plusieurs réactions de réduction et d'oxydation sont envisageables.

Règles permettant de prévoir les réactions aux électrodes :

Première règle

- Toute espèce capable d'être réduite peut subir une réduction à l'électrode reliée au pôle(-) du générateur

Scanned by CamScanner

- Toute espèce capable d'être oxydée peut subir une oxydation à l'électrode reliée au pôle (+) du générateur. Les espèces qui réagissent aux électrodes, lors d'une électrolyse peuvent être :
- des espèces présentes en solution (ions ou molécules)
- le métal constituant l'électrode
- le solvant (par exemple l'eau ou les ions dont elle est l'origine : H_2O ; H_3O^+ ou H^+ ; OH^-).

Deuxième règle

Dans le cas de plusieurs espèces oxydables, celle qui est oxydée en premier est la plus facile à oxyder, c'est-à-dire celle correspondant au couple oxydant-réducteur dont le potentiel est le plus bas.

- Dans le cas de plusieurs espèces réductibles, celle **qui est réduite en premier est la plus facile à réduire**, c'est-à-dire celle correspondant au couple oxydant-réducteur dont le potentiel est le plus élevé.

Remarque :

Les produits qui apparaissent aux électrodes peuvent se dissoudre, se dégager si ce sont des gaz peu solubles dans l'eau, précipiter (s'il s'agit d'un métal, il peut recouvrir l'électrode (-) ; la qualité du dépôt métallique dépend des conditions expérimentales).

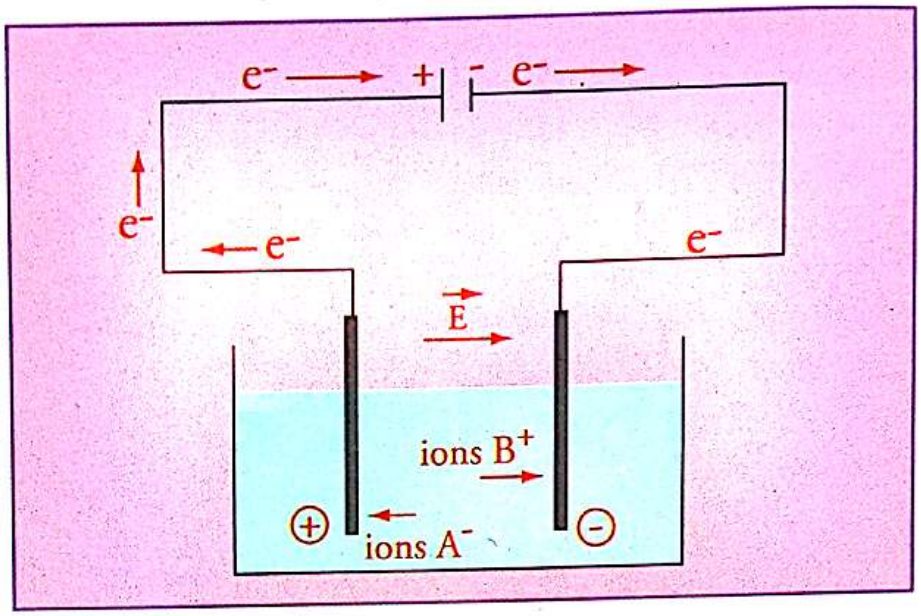
1.2 Transport de matière dans l'électrolyseur

Dans un électrolyseur on distingue essentiellement deux modes de transport des espèces chimiques.

a) Migration des ions

Le champ électrique entre les deux électrodes influence les anions qui se déplacent en sens inverse des cations. L'ensemble de ce mouvement de migration constitue le courant électrique qui traverse la solution.

Scanned by CamScanner



Migration des ions (cations B^+ et anions A^-) dans un électrolyseur ($\vec{E}$ est le champ électrique dans la solution).

b) Diffusion des ions

La concentration de la solution en espèces électrolysées varie au voisinage des électrodes lors de l'électrolyse. Il en résulte que cette concentration n'est pas la même au voisinage immédiat des électrodes et dans le reste de la solution. L'homogénéité de la solution aidant, la concentration tend à être la même dans toute la solution, pour toutes les espèces chimiques présentes. Cette tendance à l'homogénéité provoque un mouvement des espèces, de la zone où la solution est la plus concentrée vers la zone où elle est plus diluée : c'est ce qu'on appelle **la diffusion.**

Remarque :

Une conséquence de ce phénomène est que les corps formés à l'électrode reliée au pôle (+) du générateur peuvent passer en solution et parvenir à l'électrode reliée au pôle (-) où ils seront réduits et inversement.

Dans l'industrie ce phénomène est gênant ; on sépare alors les deux électrodes par une paroi perméable (au laboratoire on utilise un tube en U pour obtenir le même résultat).

Scanned by CamScanner

Conclusion

Lors du passage du courant électrique dans un électrolyte :

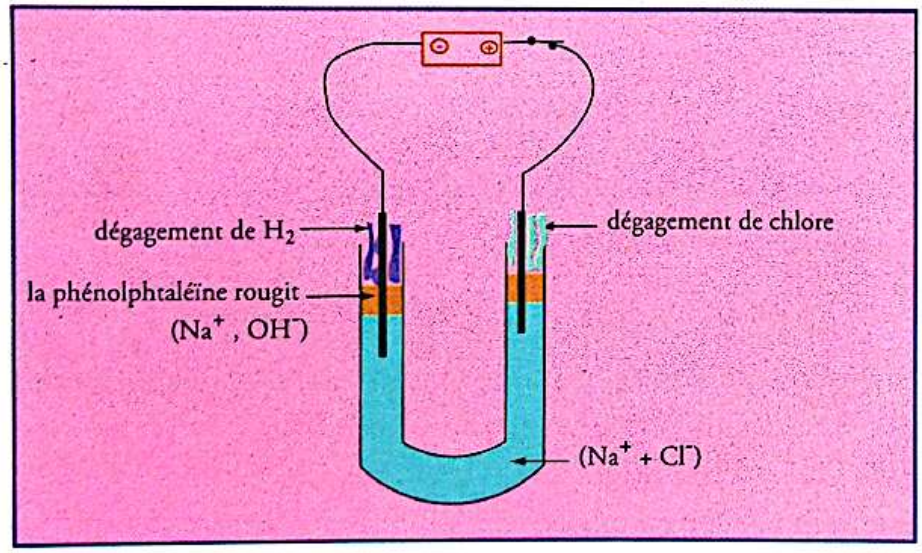
1- Il y a apparition du dihydrogène ou d'un métal à la cathode et du résidu halogénique à l'anode.

2- Les produits de l'électrolyse apparaissent simultanément et uniquement aux électrodes.

2. ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE DE SODIUM

2.1 Observation

Réalisons l'électrolyse du chlorure de sodium en solution aqueuse dans un tube en U, de manière à identifier les produits obtenus aux électrodes.



Électrolyse du chlorure de sodium dissous dans l'eau

Quand on fait passer un courant électrique dans la solution aqueuse de chlorure de sodium, on observe :

• à l'anode, un dégagement de dichlore reconnaissable à sa couleur (bleu foncé sur le papier imbibé d'iodure de potassium et d'empois d'amidon : les ions I^- sont oxydés en diode I_2 qui colore l'amidon), à son odeur et à sa propriété de décolorer l'indigo ;

Scanned by CamScanner

• à la cathode, un dégagement d'un gaz incolore, inflammable dont la combustion ne donne que de l'eau ; c'est le dihydrogène.
De plus, la phénolphtaléïne incolore versée au voisinage de la cathode rougit et décèle ainsi la présence d'ions hydroxyde OH^-.

2.2 INTERPRÉTATION

- **réaction à l'anode :** Les ions chlorure Cl^- arrivent à l'anode, se déchargent en cédant des électrons et donnent du dichlore qui se dégage :

$$2Cl^- - 2e^- \longrightarrow \uparrow Cl_2 \text{ (oxydation)}.$$

- **réaction à la cathode :** Les ions Na^+ se dirigent vers la cathode mais ne sont pas déchargés. Il se produit une réaction préférentielle.
- Les ions Na^+ ont très peu tendance à accepter des électrons, tandis que les molécules d'eau peuvent en recevoir plus facilement. C'est pourquoi ce sont elles qui subissent la réduction.

$$2H_2O + 2e^- \longrightarrow 2OH^- + \uparrow H_2 \text{ (réduction)}$$

Il y a donc libération du dihydrogène à la cathode. Les ions Na^+ s'accumulent autour de cette électrode et retiennent les ions OH^- formés. Donc, en plus du dihydrogène, on obtient une solution d'hydroxyde de sodium, Na^+OH^-.

réaction globale

$$2H_2O + 2e^- \longrightarrow 2OH^- + \uparrow H_2$$

$$2Cl^- - 2e^- \longrightarrow \uparrow Cl_2$$

$$2Cl^- + 2H_2O \longrightarrow \uparrow H_2 + \uparrow Cl_2 + 2OH^-$$

Scanned by CamScanner

Si l'on ajoute à cette équation ionique les ions Na^+ qui n'ont pas été déchargés, on arrive à l'équation ionique complète.

$$2Na^+ + 2Cl^- + 2H_2O \longrightarrow \uparrow H_2 + \uparrow Cl_2 + 2Na^+ + 2OH^-$$

ou

$$2(Na^+ + Cl^-) + 2H_2O \longrightarrow \uparrow H_2 + \uparrow Cl_2 + 2(Na^+OH^-)$$

C'est l'électrolyse de l'eau qui se produit si la solution de chlorure de sodium est diluée.

- **réaction à l'anode**

$$2H_2O - 4e^- \longrightarrow \uparrow O_2 + 4H^+ \text{ (oxydation)}$$

- **réaction à la cathode**

$$2H_2O + 2e^- \longrightarrow \uparrow H_2 + 2OH^- \text{ (réduction)}$$

- **réaction globale**

$$2H_2O - 4e^- \longrightarrow \uparrow O_2 + 4H^+$$

$$4H_2O + 4e^- \longrightarrow 2\uparrow H_2 + 4OH^-$$

$$6H_2O \longrightarrow \uparrow O_2 + 2\uparrow H_2 + \underbrace{4H^+ + 4OH^-}_{4H_2O}$$

ou

$$2H_2O \longrightarrow \uparrow O_2 + 2\uparrow H_2$$

Il en est ainsi de toutes les solutions diluées d'électrolytes ; ces composés ioniques ne servent alors qu'à permettre le passage du courant à travers l'eau.

Scanned by CamScanner

EXERCICES

MOTS CLÉS

Électrolytes, électrodes, réactions rédox, électrolyse, solution.

EVALUATION

1) Faire le schéma du montage de l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium. Indiquer clairement les noms des électrodes, le sens du mouvement des ions dans la solution et préciser les noms des corps obtenus aux électrodes. Comment caractériser ces corps ?

EXERCICES

1 Le dichlore peut être fabriqué par l'électrolyse du chlorure de sodium

a) Calculer la masse de chlorure de sodium utilisée pour obtenir 2 m^3 de dichlore gazeux.

b) Calculer la masse de sodium obtenue.

(on donne : les conditions de température et de pression seront supposées normales ;

Na = 23 Cl = 35,5 $V_{molaire}$ = 22,4 $L.moL^{-1}$).

Solution 1

$$2Na^+Cl^- \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^-$$

$$2Cl^- - 2e^- \longrightarrow Cl_2$$
$$2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$$

$$2(Na^+ + Cl^-) \longrightarrow Cl_2 + 2Na$$
$$2(58,5) \longrightarrow 22,4\ L$$
$$22,4.10^{-3}\ m^3$$
$$x \longrightarrow 2\ m^3$$

Scanned by CamScanner

a) La masse de chlorure de sodium utilisée pour obtenir $2m^3$ de Cl_2

$$x = \frac{2\times2(58,5)g}{22,4.10^{-3}} = 10446,42\ g = 10,4464\ kg$$

b) la masse de sodium obtenue

$22,4.10^{-3} \longrightarrow 46\ g$

$2\ m^3 \longrightarrow x$

$$x = \frac{46\times2}{22,4.10^{-3}} = 4,107\ kg$$

2 On dissout 200 g de chlorure de sodium dans 1 L d'eau. Calculer le nombre d'ions Na^+Cl^- et de molécules d'eau contenus dans cette solution. (on donne : Na = 23 ; Cl = 35,5 ; N = $6,023.10^{23}$)

Solution 2

Nombre de moles de Na^+Cl^- dans 1 L

$$\frac{200g}{58,5g} = 3,418\ mol.L^{-1}$$

Dans 1 mole de Na^+Cl^- il y a $6,023.10^{23}$ ions Na^+Cl^-
Dans 3,418 moles il y aura x.

Le nombre d'ions Na^+Cl^- est donc : $3,418\times6,023.10^{23} = 2,058.10^{24}$
Nombre de moles d'eau dans 1 L :

$$\frac{1000g}{18g} = 55,555\ mol.L^{-1}.$$

Le nombre de molécules d'eau contenu dans cette solution.
Dans 1 mole d'eau il y a $6,023.10^{23}$ molécules.
Dans 55,555 moles il y aura
$X = 6,023.10^{23}\times55,555 = 3,346.10^{25}$ molécules d'eau.

Scanned by CamScanner

3 On réalise une expérience d'électrolyse du chlorure de sodium en solution aqueuse. Le dichlore qui se dégage à l'anode est recueilli dans une éprouvette graduée renversée sur une cuve d'eau salée (le dichlore est très peu soluble dans l'eau salée). Le volume de dichlore recueilli est de 200 cm^3 . Quelle est la masse de chlorure de sodium électrolysé ?
(Dans les conditions de l'expérience, 1 atm et 20°C, le volume molaire sera pris égal à 24 $L.mol^{-1}$).

Solution 3

$$2(Na^+ + Cl^-) \longrightarrow 2Na + Cl_2$$
$$2(58,5) \longrightarrow 22400\ cm^3$$
$$x \longrightarrow 200\ cm^3$$

La masse de chlorure de sodium électrolysé est :

$$x = \frac{200 \times 2 \times 58,5}{24000} = 0,975 = 975\ mg.$$

4 Au cours d'une électrolyse du chlorure de sodium fondu, on recueille à l'anode 10 mL de dichlore.
a) Calculer la masse de sodium obtenue à la cathode.
b) Le sodium obtenu s'enflamme dans l'air pour donner l'oxyde de sodium. Quelle masse d'oxyde obtient-on ?
(on donne : Na = 23 ; O = 16 ; $V_{molaire} = 22,4\ L.mol^{-1}$)

Solution 4

$$2(Na^+ + Cl^-) \longrightarrow 2Na + Cl_2$$
$$46g \quad 22400\ cm^3$$
$$x \quad 10\ cm^3$$

La masse de sodium obtenue à la cathode : $x = \frac{46 \times 10}{22400} = 0,0205\ g$

b) $4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$
$4*23 \qquad 2*62$

La masse d'oxyde de sodium obtenue :

$$x = \frac{0,0205 \times 2 \times 62}{4 \times 23} = 0,0276\ g.$$

Scanned by CamScanner

C SOLUTIONS ACIDES, SOLUTIONS BASIQUES, pH

PRÉALABLES

- *Définition d'une solution*
- *Notion de solvant, soluté, concentration*
- *Définition d'une réaction chimique*

OBJECTIFS

- *écrire l'équation bilan de la dissolution du gaz chlorhydrique dans l'eau et de la dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau*
- *donner le produit ionique de l'eau*
- *définir un acide, une base*
- *donner les propriétés de la fonction acide et de la fonction base (H_3O^+ et OH^-)*
- *définir le pH d'une solution*
- *appliquer la relation $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ pour calculer le pH d'une solution et inversement le pH étant donné calculer les concentrations des différentes espèces en solution*
- *donner quelques applications du pH*



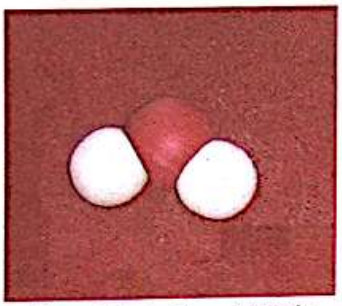


Scanned by CamScanner

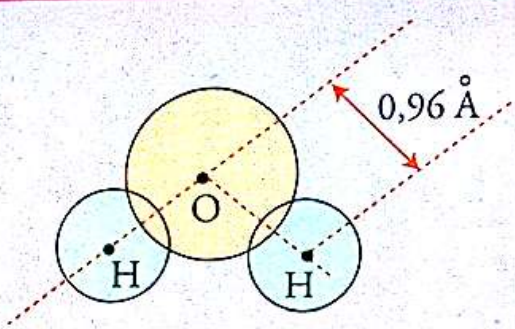
1. CHLORURE D'HYDROGÈNE SOLUTIONS AQUEUSES DE CHLORURE D'HYDROGÈNE

1.1 Structure de la molécule d'eau.

Cette théorie s'appuie sur le fait que l'eau n'est pas une molécule linéaire qu'on peut représenter par la formule développée H-O-H. Dans une molécule d'eau, les deux hydrogènes sont attachés à l'oxygène par des liens de covalence simple et les atomes d'hydrogène sont séparés l'un de l'autre par un angle voisin de 105°. (Chap1 - 2.5)

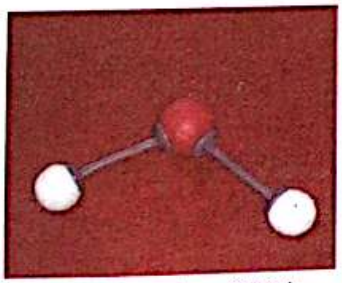


La molécule d'eau (H_2O) : modèle compact

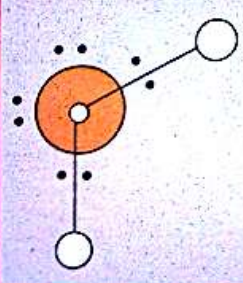


Structure de la molécule d'eau

Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène est entouré de quatre doublets d'électrons : deux doublets qu'il partage avec les atomes d'hydrogène et deux doublets non liants.



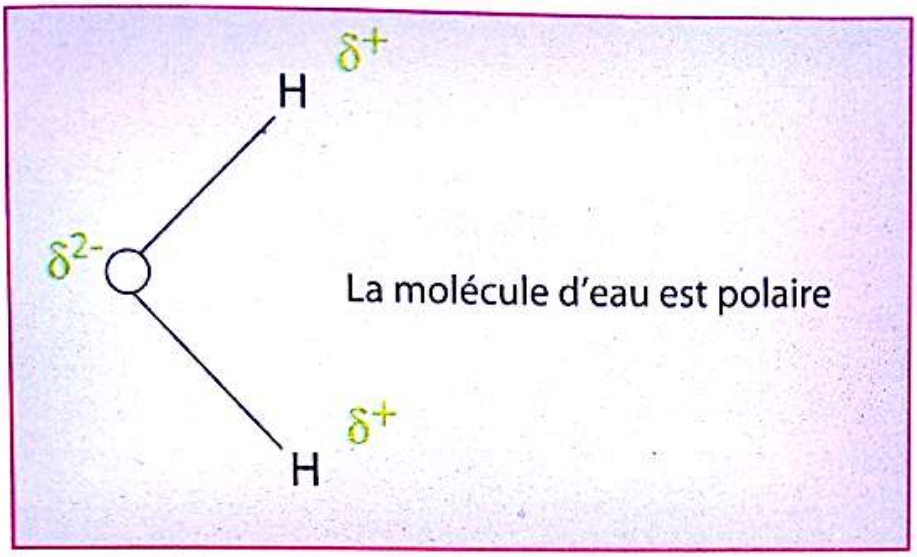
La molécule d'eau (H_2O) : modèle éclaté



Structure électronique de la molécule d'eau

L'oxygène étant plus électronégatif que l'hydrogène, les doublets d'électrons qui assurent les liaisons O-H sont plus proches de l'atome d'oxygène que des atomes d'hydrogène. L'atome d'oxygène présente de ce fait une charge partielle -2δ, alors que chaque atome d'hydrogène porte une charge $+\delta$.

Scanned by CamScanner



Les molécules d'eau sont polaires. Elles exercent une attraction sur les particules positives du côté de leur atome d'oxygène et sur les particules négatives du côté de leurs atomes d'hydrogène. Chaque molécule d'eau se comporte comme un dipôle électrostatique. Si l'on dissout dans l'eau une substance polaire, il y a attraction entre les molécules d'eau et le soluté.

1.2 Chlorure d'Hydrogène

a) Propriétés physiques

Le chlorure d'hydrogène, de symbole chimique HCl, dans les conditions habituelles, est un gaz incolore, d'odeur piquante, toxique et hautement corrosif, qui forme des fumées blanches au contact de l'humidité. Il est plus lourd que l'air.
Sa densité par rapport à l'air est 1,26. Il se liquéfie à -85 C°.
Le chlorure d'hydrogène est très soluble dans l'eau et dans les solvants polaires.
C'est un gaz connu depuis le moyen âge où les alchimistes savaient que l'acide chlorhydrique (connu alors sous le nom « d'esprit de sel » ou « acidum salis ») était dans certaines circonstances lié à des vapeurs appelées gaz acide marin.

Scanned by CamScanner



La molécule de chlorure d'hydrogène (HCl)

b) Structure

La molécule de chlorure d'hydrogène est une molécule diatomique constituée d'un atome d'hydrogène H et d'un atome de chlore Cl, liés par une liaison simple. (chap.1 - 2.5)

Le chlorure d'hydrogène est une molécule polaire.
La formule HCl se réfère parfois de manière impropre à l'acide chlorhydrique au lieu du chlorure d'hydrogène gazeux.

1.3 Acide chlorhydrique

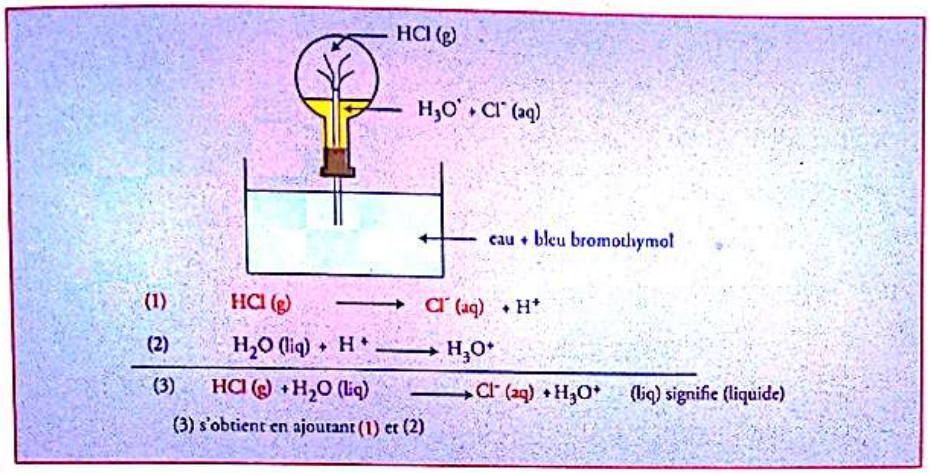
Bouteilles de solution d'HCl



a) Expérience 1 : dissolution du gaz chlorhydrique dans l'eau

Un ballon, rempli de chlorure d'hydrogène sec, est fermé par un bouchon à travers lequel on a fait passer un tube effilé qui plonge dans l'eau d'un cristallisoir teintée de bleu de bromothymol (schéma). Les premières gouttes d'eau en contact avec le chlorure d'hydrogène le dissolvent très rapidement, créant ainsi une dépression dans le ballon. Ce qui a pour conséquence l'ascension de l'eau qui jaillit en formant un beau jet d'eau.

Scanned by CamScanner

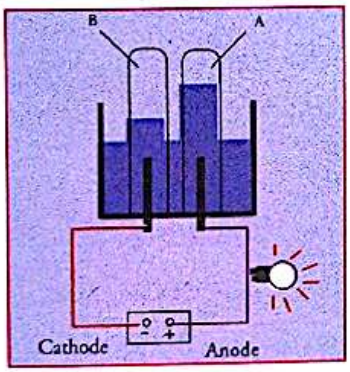


La dissolution du chlorure d'Hydrogène dans l'eau est exothermique.

La solution résultant de la réaction est appelée **acide chlorhydrique**. C'est un liquide très corrosif, il doit être manié avec précaution.

L'acide chlorhydrique fut découvert vers l'an 800 par l'alchimiste Jabir Ibn Hayyan et était connu sous le nom **d'acide muriatique**.

b) Expérience 2 : Électrolyse de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène



B : à l'approche d'une flamme le gaz B produit une détonation : c'est du dihydrogène.

A : l'indigo se décolore dans le gaz A. C'est du dichlore.

La solution aqueuse de chlorure d'Hydrogène conduit le courant électrique. Elle renferme donc des ions.

Au cours de cette réaction, H_2O a arraché un proton H^+ à la molécule HCl donnant l'ion H_3O^+ . Il s'est formé un ion chlorure Cl^-.

Il n'y a plus de molécule HCl. On dit que l'ionisation est totale.

L'ion H_3O^+ est appelé **ion hydrogène hydraté, proton hydraté, ion oxonium** ou **ion hydronium**.

Scanned by CamScanner

Conclusion

Au contact de l'eau, le chlorure d'hydrogène s'ionise pour former des anions Cl^- et des cations hydronium H_3O^+ (H^+ solvaté)

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

La solution résultant de la réaction est appelée **acide chlorhydrique.** En solution aqueuse (acide chlorhydrique) sa formule est : $H_3O^+ + Cl^-$ (aq) ou H^+ (aq) + Cl^-(aq).

Il serait incorrect d'écrire la solution aqueuse d'acide chlorhydrique sous la forme HCl. Cette formule HCl doit être réservée au gaz.

c) Propriétés des solutions aqueuses de chlorure d'hydrogène

• Propriétés des ions chlorures Cl^-



AgCl noircit progressivement à la lumière puis devient limpide.

Versons quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$) dans une solution de chlorure d'hydrogène (HCl). On observe la formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent qui se traduit par l'équation bilan suivante :

$$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow \underline{AgCl}\downarrow$$

Les ions NO_3^- et H_3O^+ ne participent pas à la réaction. Ils demeurent dans la solution. Ils sont dits **ions spectateurs** et ne figurent donc pas dans l'équation bilan.

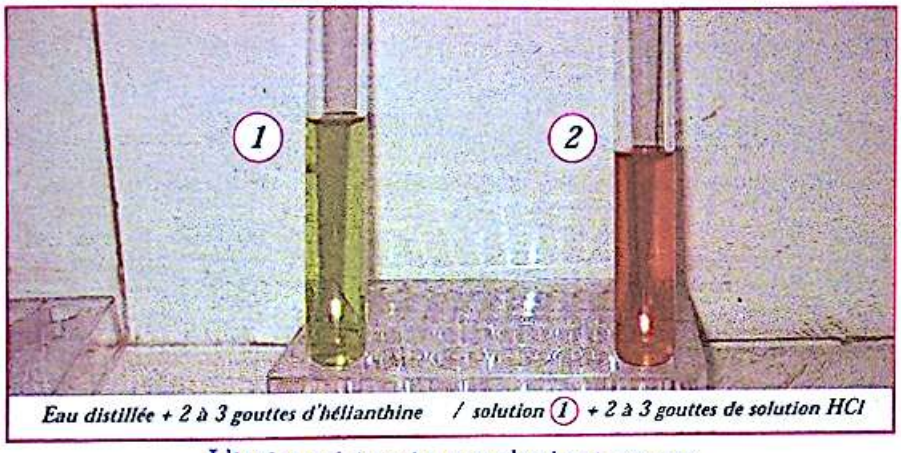
• Propriétés des ions hydronium H_3O^+

α) Action des indicateurs colorés

Dans trois tubes à essai contenant chacun de l'eau distillée ajoutons respectivement une ou deux gouttes d'hélianthine, de bleu de bromothymol et de phenolphtaléïne.

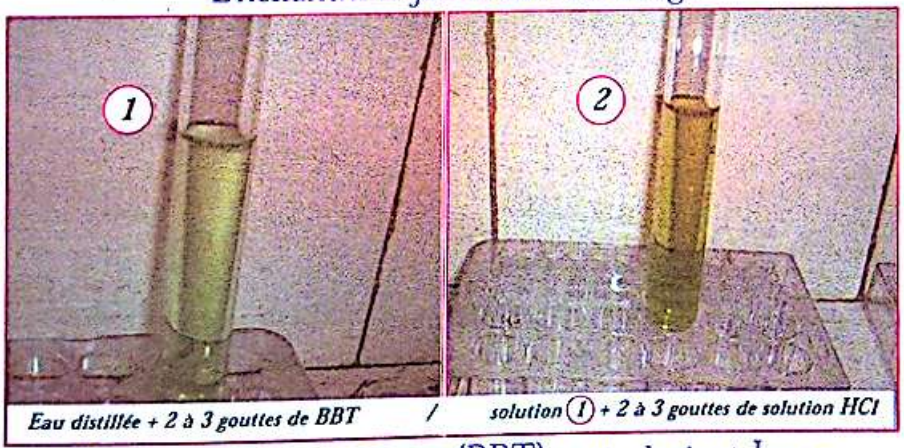
Scanned by CamScanner

On obtient respectivement les colorations jaune orangé pour l'hélianthine, vert pour le bromothymol et incolore pour la phenolphtaléïne. Ces trois tubes à essai seront conservés et seviront de tubes témoins. Reprenons la même manipulation avec trois autres tubes pour obtenir les résultats précédents.
Ajoutons ensuite dans chacun de ces trois tubes, une à deux gouttes de solution d'acide chlorhydrique. On obtient les changements de colorations suivants :



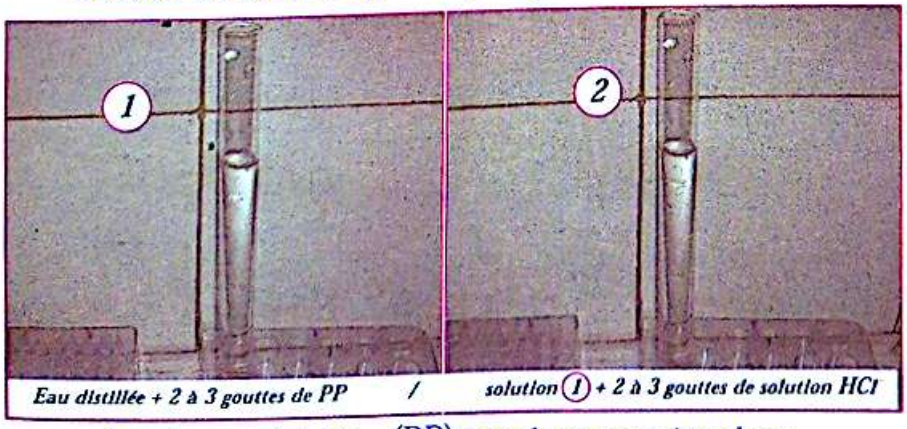
1) coloration jaune
2) coloration rouge

L'hélianthine jaune devient rouge



1) coloration verte
2) coloration jaune

Le bleu de bromothymol (BBT) vert devient Jaune



1) incolore
2) incolore

La phenolphtaléïne(PP) incolore reste incolore.

Scanned by CamScanner



papier pH trempé dans la solution chlorhydrique rougit

Un **papier indicateur de pH** trempé dans la solution chlorhydrique devient **rouge**.

Le changement de couleur des indicateurs colorés est dû à la présence des ions Hydronium H_3O^+.

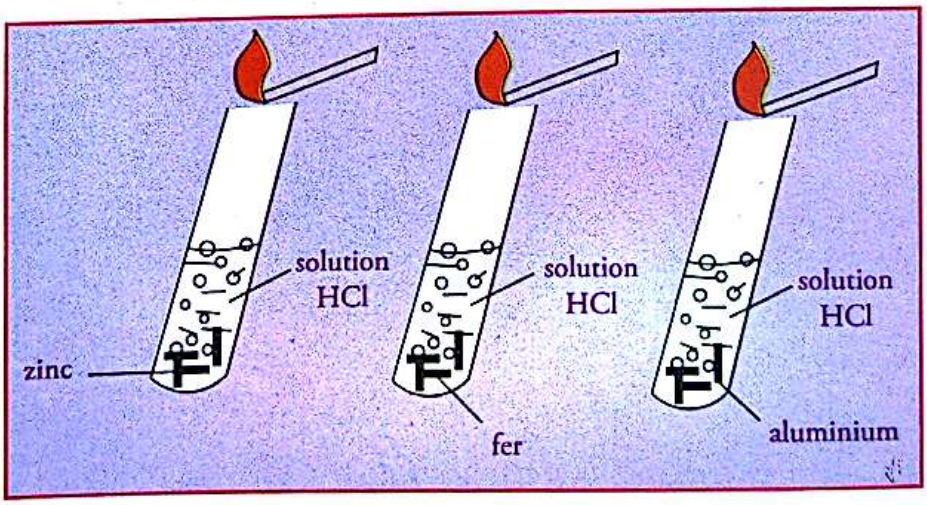
La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène est une solution acide.

La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène ($H_3O^+ + Cl^-$) est un acide fort. Il est totalement ionisé dans l'eau (il n'y a plus de molécule HCl). C'est un monoacide car chaque mole HCl libère une mole de H_3O^+.

Généralisation :

Les solutions aqueuses qui font virer les indicateurs colorés comme le fait l'acide chlorhydrique sont appelées solutions acides. Le caractère acide de ces solutions est dû à la présence des ions H_3O^+.

β) *Action sur les métaux*



$$Zn + 2H_3O^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2 + 2H_2O$$

$$Fe + 2H_3O^+ \longrightarrow Fe^{2+} + H_2 + 2H_2O$$

$$2Al + 6H_3O^+ \longrightarrow 2Al^{3+} + 3H_2 + 6H_2O$$

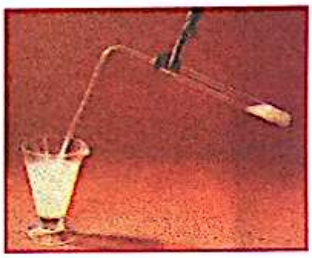
Scanned by CamScanner

L'acide chlorhydrique attaque les métaux plus électropositifs que l'hydrogène (le zinc, le fer, l'aluminium, etc.) avec dégagement du dihydrogène (reconnaissable par la faible détonation à l'approche d'une flamme.)
L'acide chlorhydrique n'attaque pas les métaux moins électropositifs que l'hydrogène (le cuivre, l'argent, l'or, etc.).

γ) Action sur le carbonate de calcium $CaCO_3$

La craie, le marbre, le calcaire en général sont du carbonate de calcium.
Une goutte d'acide chlorhydrique sur du carbonate de calcium produit une effervescence ; il y a dégagement de dioxyde de carbone CO_2

$$CaCO_3 + 2H_3O^+ \longrightarrow Ca^{2+} + CO_2 + 3H_2O$$



Action de la solution HCl sur le carbonate de calcium : dégagement du dioxyde de carbone qui trouble l'eau de chaux

• Généralisation :

Les solutions aqueuses de HNO_3 , CH_3COOH, H_2SO_4, etc. libèrent tous des ions H^+ en solution dans l'eau.

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

$$CH_3COOH + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$$

Pour le cas de H_2SO_4 on a :

$$H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + HSO_4^-$$

$$HSO_4^- + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

et finalement :

$$H_2SO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

On a deux moles de H_3O^+ pour une mole de H_2SO_4.
Ces solutions aqueuses qui libèrent des ions H^+ sont appelées

Scanned by CamScanner

respectivement solution d'acide nitrique, d'acide acétique et d'acide sulfurique.

Celle de l'acide sulfurique qui contient deux moles de H_3O^+ pour une mole de H_2SO_4 est un diacide.

L'ion **hydronium** H_3O^+ provient de l'association de la molécule d'eau avec le proton H^+ cédé par les acides.

Définition : on appelle acide tout corps susceptible de céder des protons H^+ au cours d'une réaction chimique.



De nombreux fruits ont une saveur acide

On rencontre les acides dans de nombreux corps naturels : Dans le citron comme dans de nombreux fruits (acide citrique), dans le lait (acide lactique), etc.

L'acide chlorhydrique est le principal constituant des **acides gastriques**. Il est donc présent dans l'estomac où il contribue à la digestion des aliments. Il est sécrété par les **cellules pariétales** (également connues sous le nom de cellules oxyntiques). Dans certains cas, la production d'acide chlorhydrique dans l'estomac peut être insuffisante. Cet état pathologique est connu sous le nom d'**hypochlorhydrie** ou **achlorhydrie**. Il peut potentiellement conduire à des gastro-entérites.

14. Préparations de l'acide chlorhydrique

a) Dans l'industrie

La production à grande échelle d'acide chlorhydrique est presque toujours liée à d'autres productions industrielles de

Scanned by CamScanner

composés chimiques. Par exemple, dans la production du dichlore, une solution de sel (NaCl) est électrolysée pour produire le dichlore, ainsi que de la soude et du dihydrogène. Le dichlore gazeux peut être recombiné avec l'hydrogène, ce qui conduit à la production de chlorure d'hydrogène HCl gazeux pur. Cette réaction étant exothermique, l'installation est appelée four à HCl.

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$$

Le chlorure d'hydrogène formé est dissous dans de l'eau déminéralisée, ce qui permet de produire de l'acide chlorhydrique pur.

b) Au laboratoire

Il est possible de préparer de petites quantités d'HCl pour une utilisation en laboratoire en utilisant un *générateur d'HCl* comme par exemple en faisant réagir de l'acide sulfurique et du chlorure de sodium suivant :

$$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_2 + HCl$$

Généralement, l'acide sulfurique est ajouté goutte à goutte au réactif dans un ballon. L'HCl peut être séché en le faisant buller au travers d'acide sulfurique concentré.

1.5 Utilisations de l'acide chlorhydrique

L'acide chlorhydrique est un acide inorganique fort utilisé dans un grand nombre de procédés industriels. La qualité du produit utilisé dépend généralement de l'application envisagée.

La majeure partie de l'acide chlorhydrique est utilisée pour la production de composés organiques tels que le **chlorure de vinyle** pour le **PVC**.

Parmi les autres composés organiques dont la fabrication nécessite de l'acide chlorhydrique, on peut citer **l'acide ascorbique** (vitamine C), ainsi que de nombreux produits pharmaceutiques.

Scanned by CamScanner

De nombreuses réactions chimiques mettant en œuvre de l'acide chlorhydrique sont également utilisées pour la production d'ingrédients alimentaires ou **d'additifs alimentaires**. On peut notamment citer l'**aspartame**, le **fructose**, l'**acide citrique**, la lysine, les protéines hydrolysées et la gélatine. L'acide chlorhydrique utilisé est alors de qualité extra pure.

L'acide chlorhydrique est un produit chimique fondamental utilisé également dans un grand nombre d'applications à petite échelle, telles que le traitement du cuir ou la construction, ou en tant que nettoyant domestique.

1.6 Sécurité

L'acide chlorhydrique fortement concentré forme des vapeurs acides. Ces vapeurs et la solution ont toutes deux un **effet corrosif sur les tissus humains**, et peuvent **endommager les organes respiratoires, les yeux, la peau et les intestins.**

Son inhalation peut causer de la toux, la suffocation, l'inflammation des parois nasales, de la gorge et du système respiratoire.

Dans les cas les plus graves, elle peut entraîner un œdème pulmonaire, une défaillance du système cardiovasculaire et la mort.

Le chlorure d'hydrogène peut causer de graves brûlures des yeux et des dommages oculaires irréversibles.

Pour minimiser les risques lors de l'utilisation d'acide chlorhydrique il convient de prendre des précautions appropriées : Par exemple, **il ne faut jamais ajouter de l'eau dans l'acide** : Pour éviter l'ébullition, il convient **d'ajouter l'acide dans l'eau.**

Il est également recommandé de **l'utiliser dans une pièce bien ventilée, de toujours porter des lunettes de sécurité et des gants.**

Scanned by CamScanner

2. HYDROXYDE DE SODIUM SOLUTIONS AQUEUSES D'HYDROXYDE DE SODIUM

2.1 Hydroxyde de sodium

a) Propriétés physiques



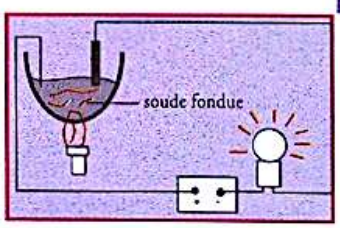
Soude

L'**hydroxyde de sodium**, ou plus usuellement la **soude caustique**, a pour formule : NaOH.
La soude est un composé chimique corrosif et hygroscopique. C'est un solide blanc qui se présente généralement sous forme de pastilles ou de paillettes. Il fond vers 320°C . Il est très soluble dans l'eau. A 20°C un litre d'eau peut dissoudre 1 kg d'hydroxyde de sodium. Sa dissolution dans l'eau est très exothermique.

b) Électrolyse de l'hydroxyde de sodium fondu

• ***Expérience***

Plaçons des pastilles de soude dans un creuset métallique (en fer ou en nickel) et disposons deux électrodes de fer que nous réunissons aux deux pôles d'un générateur de courant électrique ; une ampoule est intercalée dans le circuit.



• ***Observons :*** - le courant ne passe pas à travers la soude solide. L'ampoule ne s'allume pas.
- dès que la soude est fondue, l'ampoule s'allume. La soude fondue conduit le courant électrique. C'est un composé ionique.

On peut facilement identifier le sodium à la cathode (-) (incandescence jaune) et l'oxygène à l'autre électrode (bulles de gaz).

Scanned by CamScanner

• ***Interprétation***

L'hydroxyde de sodium fondu conduit le courant électrique. Il est donc constitué d'ions. On peut écrire le bilan des réactions aux électrodes :

- À la cathode :

$4Na^+ + 4e^- \longrightarrow 4Na$

- À l'anode :

$4OH^- \longrightarrow 4e^- + 2H_2O + O_2$

• ***conclusion***

La soude fondue est constituée par des ions Na^+ et OH^- en désordre et en nombres égaux. On l'écrira :

$Na^+ + OH^-$

La soude solide est constituée par des ions Na^+ et OH^- régulièrement disposés dans un cristal. On l'écrira : NaOH

2.2 Solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium

La dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau se traduit par l'équation de mise en solution suivante :

$$NaOH \xrightarrow[\text{solution}]{\text{en}} Na^+ + OH^-$$

Il y a dispersion et solvatation des ions Na^+ et OH^-. Les ions Na^+ étant peu réactifs, les propriétés de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium sont essentiellement celles des ions hydroxydes.

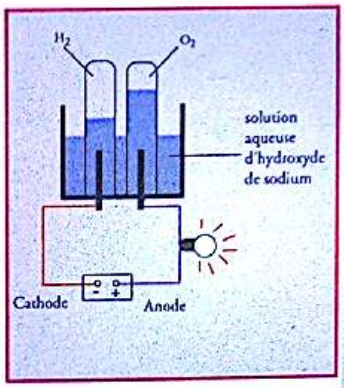
a) Électrolyse de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

• ***Expérience***

Faisons passer le courant électrique à travers une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (schéma).

Scanned by CamScanner

À la cathode, on obtient le dihydrogène qui produit une faible détonation à l'approche d'une flamme.
À l'anode, on obtient le dioxygène qui rallume une allumette ayant un point rouge.



• ***Interprétation***

- À l'anode :

$$4OH^- \longrightarrow 4e^- + 2H_2O + \overrightarrow{O_2} \quad \textbf{(I)}$$

- À la cathode :

$$4H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^- + 2\overrightarrow{H_2} \quad \textbf{(II)}$$

En faisant la somme de ces deux équations :
(I) + (II) donne :

$$4OH^- + 4H_2O + 4e^- \longrightarrow 4e^- + 2H_2O + 4OH^- + 2\overrightarrow{H_2} + \overrightarrow{O_2}$$

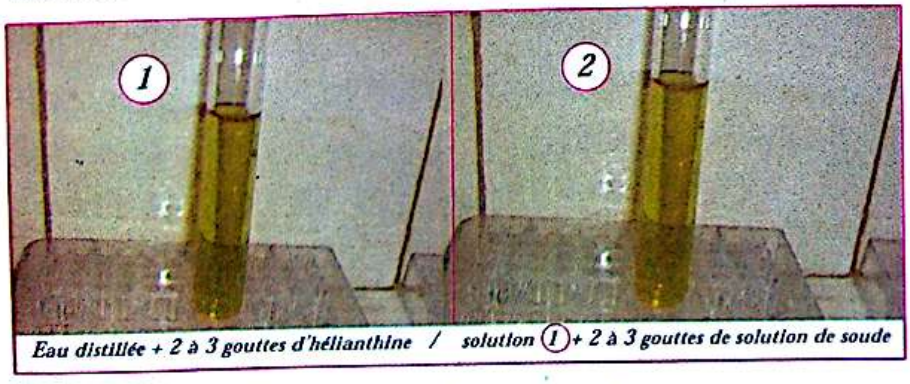
finalement : $2H_2O \longrightarrow 2\overrightarrow{H_2} + \overrightarrow{O_2}$

Cette électrolyse se ramène finalement à la décomposition de l'eau. La quantité de soude reste constante. C'est pourquoi nous avons précédemment appelé cette réaction l'électrolyse de l'eau.

b) Propriétés des ions hydroxydes OH^-

• ***Action des indicateurs colorés***

En faisant des expériences analogues à celles réalisées avec l'acide chlorhydrique et avec les mêmes indicateurs colorés, on obtient :

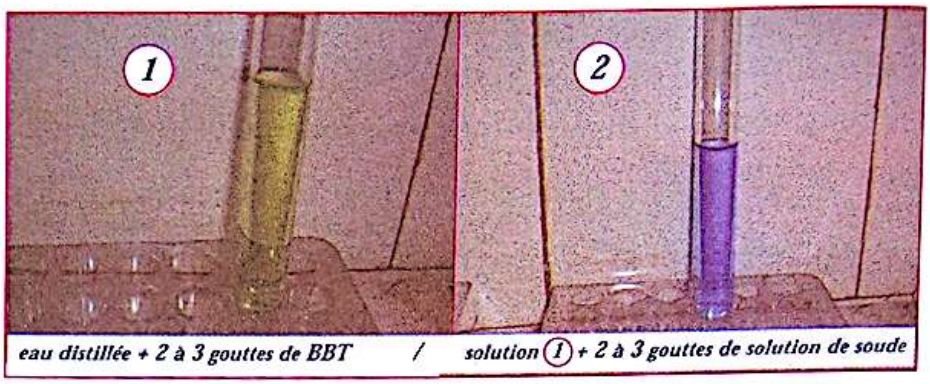


1) coloration jaune
2) coloration jaune

L'hélianthine Jaune reste Jaune

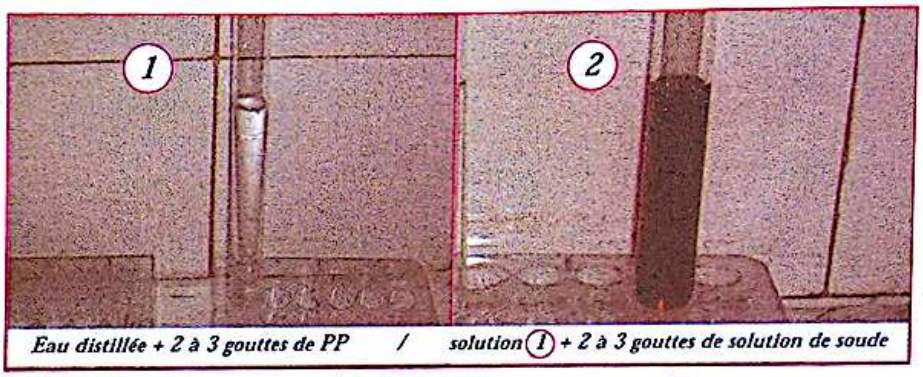
Scanned by CamScanner

1) coloration verte
2) coloration bleue



Le bleu de bromothymol (BBT) Vert devient Bleu

1) incolore
2) coloration rouge violacé



La phénolphtaléïne (PP) Incolore devient Rouge violacé



Papier indicateur de pH trempé dans la solution de soude devient bleue foncée

Un papier indicateur de pH trempé dans la solution de soude prend la couleur bleue foncée.

Le changement de couleur des indicateurs colorés est dû à la présence des ions OH^-.

Généralisation :

Les solutions aqueuses qui font virer les indicateurs colorés comme le fait la solution d'hydroxyde de sodium sont appelées solutions basiques. Le caractère basique de ces solutions est dû à la présence des ions OH^-.



précipité vert d'hydroxyde de fer II

- ***Action sur certains ions métalliques***

À une solution aqueuse de couleur vert pâle de chlorure de fer II (couleur due aux ions Fe^{2+}), ajoutons quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium. Il apparâît immédiatement un précipité vert d'hydroxyde de fer II qui se traduit par l'équation bilan de la réaction suivante :

$$Fe^{2+} + 2OH^- \longrightarrow \underline{Fe(OH)_2}\downarrow$$

Scanned by CamScanner

Les ions chlorure et les ions sodium sont des ions spectateurs. La même réaction réalisée avec les solutions aqueuses de chlorure de Fer III (rouille), de sulfate de cuivre (bleu), de sulfate de zinc (incolore) et de sulfate d'aluminium (incolore) donne respectivement des précipités d'hydroxyde de fer III (rouille) $Fe(OH)_3$, d'hydroxyde de cuivre II (bleu) $Cu(OH)_2$, d'hydroxyde de zinc (blanc) $Zn(OH)_2$ et d'hydroxyde d'aluminium (blanc) $Al(OH)_3$.

Les équations bilans sont les suivantes :

$$Fe^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow$$

Précipité rouille d'hydroxyde de fer III

$$Cu^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$$

Précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II

$$Zn^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Zn(OH)_2\downarrow$$

Précipité blanc d'hydroxyde de zinc

$$Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow$$

Précipité blanc d'hydroxyde d'aluminium



précipité rouille d'hydroxyde de fer III



précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II

Ces réactions sont utilisées comme test d'identification de ces ions. De façon générale, des réactions analogues se produisent entre les ions OH^- et les ions métalliques dont les hydroxydes sont insolubles.

• *Action sur certains métaux*

Action sur l'aluminium

L'aluminium est attaqué par une solution d'hydroxyde de sodium quelle que soit sa concentration, avec dégagement de dihydrogène.

$$Al + 2\,(Na^+ + OH^-) \longrightarrow \underbrace{2Na^+ + AlO_2^-}_{\text{aluminate de sodium}} + H_2\uparrow$$

On obtient une solution d'aluminate de sodium.

Scanned by CamScanner

Action sur le zinc

À température élevée, le zinc est attaqué par une solution concentrée de soude avec dégagement de dihydrogène selon l'équation-bilan :

$$Zn + 2(Na^+ + OH^-) \longrightarrow \underbrace{2Na^+ + ZnO_2^{2-}}_{\text{zincate de sodium}} + H_2\uparrow$$

Remarque : Les ions aluminate et zincate sont ici dans leur forme simplifiée ; en réalité, ces deux réactions aboutissent à des complexes :

$Al(OH)_4^-$ et $Zn(OH)_4^-$

• Action sur le dichlore : formation d'eau de Javel

Versons quelques gouttes d'une solution de soude dans un flacon de dichlore et agitons :
On observe la disparition de la couleur verte du dichlore et on sent une odeur forte d'eau de Javel.
L'équation-bilan de la réaction s'écrit :

$$Cl_2 + 2(Na^+ + OH^-) \longrightarrow 2Na^+ + Cl^- + ClO^- + H_2O$$

Ou simplement :

$$Cl_2 + 2OH^- \longrightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$$

L'eau de Javel est un mélange de solutions de chlorure de sodium et d'hypochlorite de sodium.
Les propriétés désinfectantes et décolorantes de l'eau de Javel sont dues aux ions hypochlorite ClO^-.

c) Préparation

La soude est obtenue par **électrolyse** du chlorure de sodium NaCl (préparation HCl : 3.1)

Scanned by CamScanner

Elle est aussi obtenue à partir de carbonate de sodium. Cette technique est utilisée en Amérique du Nord où se trouvent des gisements naturels de **carbonate de sodium**.
La réaction s'écrit :

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + 2NaOH$$

d) Utilisations

La soude est employée dans la fabrication de produits chimiques, du savon, du papier et de certains textiles artificiels. Les déboucheurs chimiques peuvent être à base d'hydroxyde de sodium.
La soude est également utilisée comme un réactif pour des tests de chimie. En effet, en présence de certains cations métalliques, la soude forme un précipité d'une certaine couleur.

e) Sécurité

L'hydroxyde de sodium réagit violemment avec l'eau, ce qui risque de provoquer des éclaboussures dangereuses.
La soude caustique est irritante et corrosive pour la peau, les yeux, les voies respiratoires et digestives. Elle doit être **manipulée avec des gants, des lunettes de protection et une protection des voies respiratoires**.
En cas de contact avec la peau, rincez abondamment avec de l'eau et consultez un médecin. En cas d'ingestion accidentelle, il ne faut pas faire vomir. Enfin, en cas de contact avec les yeux il faut rincer ceux-ci 15 minutes sous l'eau courante et ensuite consulter un médecin.

3. LE pH DES SOLUTIONS AQUEUSES

3.1 Concentration des ions H_3O^+

L'ion H_3O^+ que nous avons mis en évidence dans la solution de chlorure d'hydrogène joue un rôle fondamental en chimie.

Scanned by CamScanner

Il est présent dans les solutions acides, mais également dans l'eau pure, et plus généralement dans toute solution aqueuse. **Toute solution aqueuse contient des ions hydronium H_3O^+.**

La présence d'ions H_3O^+ varie selon les solutions aqueuses.

La concentration des ions H_3O^+ dans une solution est une grandeur que l'on note $[H_3O^+]$.

Elle permet d'évaluer la quantité d'ions H_3O^+ présents dans une solution.

Définition : La concentration $[H_3O^+]$ est le nombre de mole d'ion H_3O^+ par litre de solution aqueuse.

$$[H_3O^+] = \frac{n\,(H_3O^+)}{V}$$

Les concentrations $[H_3O^+]$ s'expriment le plus souvent sous la forme d'une puissance négative de 10.

Ex :

$[H_3O^+] = 10^{-4}$ mol / L

$[H_3O^+] = 10^{-11,5}$ mol /L

$[H_3O^+] = 10^{-8}$ mol / L

3.2 Notion de pH

Pour mesurer le caractère plus ou moins acide d'une solution aqueuse, on va définir une grandeur appelée pH. La valeur d'un pH est fonction de la concentration des ions hydrogènes H^+ présents dans une solution.

a) Définition

Une solution est d'autant plus acide que sa concentration en ions hydronium $[H_3O^+]$ est grande. Exemple : Une solution de concentration $[H_3O^+] = 10^{-1}$mol.L^{-1} est plus acide qu'une solution de concentration $[H_3O^+] = 10^{-2}$ mol.L^{-1}

Scanned by CamScanner

La concentration des ions $[H_3O^+]$ dans une solution est en général petite et s'exprime le plus souvent sous la forme d'une puissance négative de 10.
L'usage des puissances négatives de 10 pour estimer l'acidité d'une solution parut peu pratique. C'est pourquoi le chimiste Danois Sörensen a introduit en 1909 la notion de pH dont la définition est la suivante :

Le pH d'une solution diluée et sa concentration en ion hydronium $[H_3O^+]$ sont liés par la relation :

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ mol.L^{-1}

Exemples : $[H_3O^+] = 10^{-3}$ mol.L^{-1} , pH = 3
$[H_3O^+] = 10^{-5}$ mol.L^{-1} , pH = 5
$[H_3O^+] = 10^{-1}$ mol.L^{-1} , pH = 1

L'abréviation pH vient de l'expression « potentiel Hydrogène » (initiales des mots « potentiel » et « Hydrogène »)

Remarque :

- Dans l'écriture de pH, la lettre « p » est en minuscule et la lettre « H » en majuscule.
- Le pH d'une solution n'a pas d'unité.
- Quand la concentration $[H_3O^+]$ augmente, le pH diminue. Autrement : $[H_3O^+]$ et pH varient en sens inverse.

D'où : **Une solution est d'autant plus acide que sa concentration $[H_3O^+]$ est grande et son pH faible.**

b) Mesure du pH

- ***Première méthode : Utilisation d'indicateurs colorés ou de pH***

Un indicateur coloré change de couleur dans un domaine de pH bien déterminé.

Scanned by CamScanner



Détermination du pH à l'aide du papier pH

Par exemple le bleu de bromothymol (BBT) est jaune en milieu acide et bleu en milieu basique. Le papier pH est un papier imprégné d'une solution contenant un mélange d'indicateurs colorés, puis séchés. Cette méthode est rapide mais peu précise. Les teintes de ce papier évoluent progressivement du rouge au bleu quand on passe d'un milieu acide à un milieu basique.

- ***Deuxième méthode : Utilisation d'un pH-mètre***



Détermination du pH à l'aide du pH-mètre

On plonge la sonde dans la solution à tester. Cette sonde est reliée à un appareil qui donne par lecture directe la valeur du pH de la solution. Cette méthode est précise et donne la valeur du pH à 0,1 unité près.

- ***Exemples de calcul de $[H_3O^+]$ d'une solution connaissant son pH et inversement.***

Exemple 1 : Le pH-mètre de la photo ci-dessus indique pH = 4,32.

Quelle est la concentration $[H_3O^+]$ de cette solution ?

Réponse :

Par définition du pH :

$[H_3O^+] = 10^{-4,32}$ mol.L^{-1}

On utilise une calculatrice pour effectuer ce calcul.

Écrire 4,32 et appuyer sur la touche « +/- » : - 4,32 s'affiche ; appuyer sur la touche « 2nd F » puis sur « log » : le résultat s'affiche : 0,000047863.

On arrondit : $[H_3O^+] = 5.10^{-5}$ mol.L^{-1}

Pour d'autres calculatrices comme CASIO fx-82TL , le calcul est direct.

Appuyer sur la touche SHIFT puis sur la touche « log » et écrire – 4,32 et appuyer sur la touche « = ». Le résultat s'affiche. Vous n'avez plus qu'à arrondir.

Exemple 2 : Donner le pH d'une solution de concentration $[H_3O^+] = 2.10^{-4}$ mol.L^{-1}

Scanned by CamScanner

Réponse :
On utilise une calculatrice pour effectuer ce calcul :
Écrire 2.10^{-4} en appuyant sur la touche « 2 » puis sur « EXP» puis « 4 » et sur « +/- ». Appuyer sur la touche « log » : - 3,698970004 s'affiche ; appuyer sur « +/- » le résultat s'affiche = 3,698970004.
On arrondit au dixième et on trouve : pH = 3,7

c) Importance du pH

En biologie, le pH du sang doit rester compris entre 7,38 et 7,52. Au-dessous de 7, le malade tombe dans le coma, au-dessus de 7,8, c'est la tétanisation (raidissement des muscles).
En agriculture, la connaissance de l'acidité des sols dont les pH peuvent varier de 3,3 à 9,5, permet de prévoir quelles plantes on peut y faire pousser ou bien quels produits ou engrais il faut y ajouter pour produire de meilleur rendement.
Exemple : le tableau suivant indique les zones de pH correspondant au rendement maximum de quelques plantes et arbres :

Plantes ou arbres	Zone de pH
Carottes	5,8 - 7,0
Concombres	5,8 - 7,2
Épinards	6,4 - 7,6
Maïs	5,4 - 6,8
Oignons	6,2 - 7,4
Pommes de terre	5,0 - 5,7
Pómmiers	5,5 - 6,8
Tomates	5,3 - 6,6
Tabac	5,0 - 5,8

Dans l'industrie chimique et pharmaceutique, beaucoup de produits doivent avoir un pH bien défini.

Scanned by CamScanner

d) Cas de l'eau pure

• ***Ionisation de l'eau***

L'eau pure est électriquement neutre : elle contient donc autant de cations hydronium H_3O^+, que d'anions OH^-. L'existence de ces ions s'interprète par l'équation-bilan suivante :

$$H_2O + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$$
$$2H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^- \quad (I)$$

Les ions H_3O^+ et OH^- réagissent entre eux pour former des molécules d'eau selon l'équation-bilan :

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O \quad (II)$$

Les réactions (I) et (II) sont inverses l'une de l'autre et se produisent simultanément.

• ***Équilibre d'ionisation de l'eau***

Il existe donc dans l'eau les deux réactions simultanées (I) et (II) :

$$2H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^- \quad (I)$$
$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O \quad (II)$$

Lorsqu'il disparaît autant de molécules qu'il s'en forme, pendant le même temps, par recombinaison des ions, on aboutit à un équilibre. Cela se traduit par la réaction réversible d'équation-bilan :

$$2H_2O \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} H_3O^+ + OH^-$$

Scanned by CamScanner

De telles réactions dénommées **réactions réversibles** sont nombreuses en chimie. On dit que le système aboutit à un **équilibre chimique**.

Conclusion

La réaction réversible :

$$2H_2O \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} H_3O^+ + OH^-$$

a les deux caractéristiques suivantes :

- elle est très peu avancée dans le sens 1, l'eau pure contient donc surtout des molécules H_2O en majorité, cette espèce est majoritaire.
- elle montre que lorsqu'il apparaît un ion H_3O^+, il se forme également un ion OH^-.

• Produit ionique de l'eau

Des études ont montré que dans l'eau pure à 25°C : $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$mol / L

Le produit de ces deux concentrations $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$ vaut donc à 25°c : 10^{-14}

Alors : $[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$

Cette valeur constante notée $Ke = 10^{-14}$ porte le nom de **produit ionique** de l'eau :

À 25°C : $[H_3O^+] \times [OH^-] = Ke = 10^{-14}$

3.3 SOLUTION ACIDE, SOLUTION BASIQUE, SOLUTION NEUTRE

a) Les solutions neutres

Une solution aqueuse est neutre si elle contient autant d'ions hydronium que d'ions hydroxyde : $[H_3O^+] = [OH^-]$.

Avec $[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$ à 25°C,

Scanned by CamScanner

on a : $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/L et pH = 7

L' eau pure est neutre. Il existe de nombreuses solutions aqueuses neutres comme par exemple les solutions aqueuses de chlorure de sodium.

NB :

Ne pas confondre neutralité électrique et neutralité du point de vue pH.

Par exemple, toute solution ionique est électriquement neutre mais peut avoir un pH différent de 7.

b) Les solutions acides

• Expérience

Si à 25°C, nous diluons progressivement une solution concentrée d'acide et mesurons son pH à chaque dilution, nous constatons que son pH augmente, mais reste toujours inférieur à 7.

Inversement si nous acidifions progressivement une solution diluée d'acide, nous constatons que son pH diminue mais reste toujours supérieur à 0.

Nous concluons : **Le pH des solutions acides est toujours inférieur à 7 à 25°C.** (pH<7)

On en déduit que $[H_3O^+] > 10^{-7}$mol / L. Ce qui entraîne que $[OH^-] < 10^{-7}$mol/L puisque le produit ionique est constant.

Donc $[H_3O^+] > [OH^-]$.

Une solution acide contient plus d'ions hydronium que d'ions hydroxyde.

c) Les solutions basiques

Une expérience analogue à celle des solutions acides montre que :

Le pH des solutions basiques est toujours supérieur à 7 à 25°C (pH>7) et donc que $[OH^-] > [H_3O^+]$.

Une solution basique contient plus d'ions hydroxyde que d'ions hydronium.

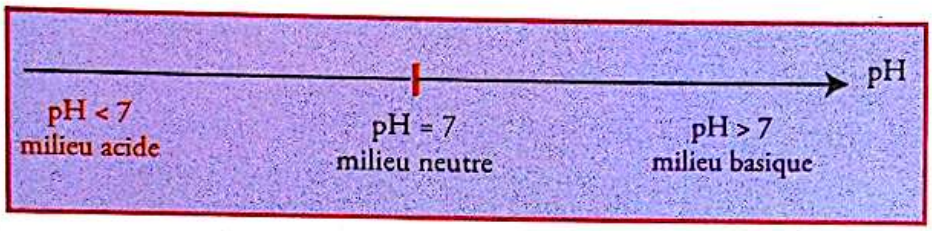
Scanned by CamScanner

Conclusion :

Le pH caractérise le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse.

À 25 °C, une solution aqueuse est **acide si son pH < 7**, **neutre si son pH = 7** et **basique si son pH > 7** :

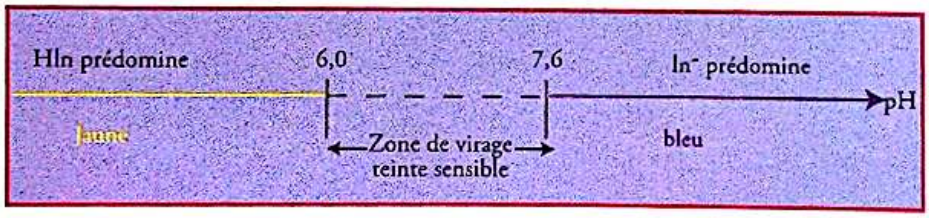
La représentation schématique suivante donne l'évolution du caractère acide ou basique des solutions en fonction de leur pH :



Remarque :

La couleur observée lorsqu'on met quelques gouttes d'indicateur coloré dans une solution dépend du pH de cette solution.

Par exemple, pour le bleu de bromothymol, la forme acide est jaune et la forme basique est bleue :



On dit que la zone de virage du bleu de bromothymol est comprise entre 6,0 et 7,6.

Ordre de grandeur des pH de quelques solutions qui nous sont familières.

Solutions	pH
Jus de citron	2,3
vinaigre	3
Jus d'orange	3,5
Jus de tomate	4,3
Coca-cola	2,5
Eau de pluie	6
salive	6,5 à 7,5
Urine	5 à 8
Sang	7,4
Dentifrice	10

Scanned by CamScanner

4. ACTION DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE SUR LA SOLUTION DE SOUDE

4.1 Étude de la réaction

a) Expérience

Dans un bécher de 100 ml versons 20 ml d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 1 mol/L. A l'aide d'un thermomètre relevons la température au bout de quelques minutes. A cette solution, ajoutons d'un trait, 20 ml d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 1 mol/L. On observe une élévation de température.
Mesurons le pH de la solution à l'aide d'un papier pH : On trouve : $pH \approx 7$
Conclusion : La réaction entre les solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium est exothermique. La solution obtenue est neutre.

b) Équation-bilan de la réaction

$$(Na^+ + OH^-) + (H_3O^+ + Cl^-) \longrightarrow 2H_2O + (Na^+ + Cl^-)$$

On remarque que les ions Na^+ et Cl^- ne sont pas intervenus .
En les éliminant, on trouve :

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

Conclusion : La réaction entre les solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium est une réaction entre les ions hydronium et les ions hydroxyde.

4.2 Équivalence acido-basique

On dit qu'il y a équivalence lorsque des réactifs sont mélangés dans des proportions stoechiométriques.
L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque les quantités de matière d'ions hydronium et d'ions hydroxyde sont égales.
À l'équivalence :

$$n_{H_3O^+} = n_{OH^-}$$

Scanned by CamScanner

Pour mettre en évidence l'équivalence acido-basique on effectue un dosage.

4.3 Dosage acido-basique

a) Définition

Doser une solution acide ou une solution basique, c'est déterminer sa concentration molaire.

b) Principe d'un dosage acido-basique

Le dosage acido-basique est utilisé afin de déterminer la concentration inconnue d'une solution composée d'un acide ou d'une base, ou d'un mélange. Si la solution de titre inconnu est un acide, on verse une base de façon à neutraliser l'acide, l'intérêt étant de déterminer précisément la quantité de base ajoutée pour neutraliser l'acide. Il existe deux méthodes :

- l'utilisation d'un indicateur coloré (volumétrie colorimétrique),
- le tracé de la courbe qui donne le pH en fonction du volume de base ajouté (volumétrie).

Le même principe est utilisé pour déterminer le titre d'une solution de base de concentration inconnue : on utilise alors une solution acide pour effectuer le titrage.
La méthode est fiable, couramment utilisée, mais néanmoins limitée dans le cas des solutions trop diluées ou dans les cas de certains dosages de polyacides ou de polybases.

• Aspect expérimental

Lors d'un dosage acido-basique, le composé de concentration inconnue est placé dans un bécher. À l'aide d'un pH-mètre on mesure le pH.

Scanned by CamScanner

On ajoute à l'aide d'une burette une solution de concentration connue, et l'évolution du pH ainsi que la présence d'un indicateur coloré (comme le bleu de bromothymol) permet de déterminer la concentration du composé de concentration inconnue.

Exemple de mode opératoire

• ***Exemple de matériel***

Verrerie	Divers
Une burette de 25 mL. Un verre à pied. Deux béchers de 250 mL. Une pipette de 10 mL. Une éprouvette de 100 mL.	Un support et deux pinces Une pissette d'eau distillée pH mètre ou papier pH Un compte-goutte d'un indicateur coloré.

• **Produits**

- L'acide à titrer, par exemple une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration
$[H_3O^+] = 10^{-1}N = 10^{-1}M = 0,1 mol/L$

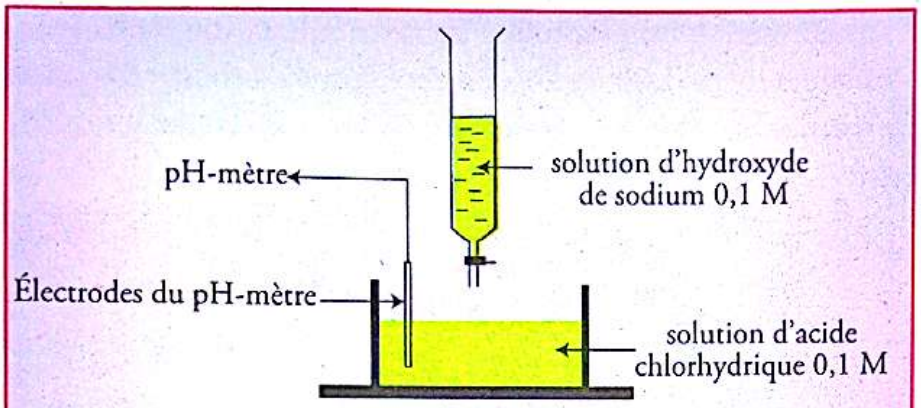
- La solution de base forte de concentration connue, par exemple une solution d'hydroxyde de sodium (ou soude, NaOH). La concentration doit être du même ordre que celle de l'acide, soit :
$[OH^-] = 10^{-1}N = 10^{-1}M = 0,1 mol/L$

- Indicateur coloré (BBT ou PP ou hélianthine)

• **Mode opératoire**

Dans un erlenmeyer, versons 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique décinormale. On a donc :
$[H_3O^+] = 10^{-1}N = 10^{-1}M = 0,1\ mol.L^{-1}$
Dans une burette, mettons une solution d'hydroxyde de soude décinormale : On a donc :
$[OH^-] = 10^{-1}N = 10^{-1}M = 0,1 mol.L^{-1}$.

Scanned by CamScanner



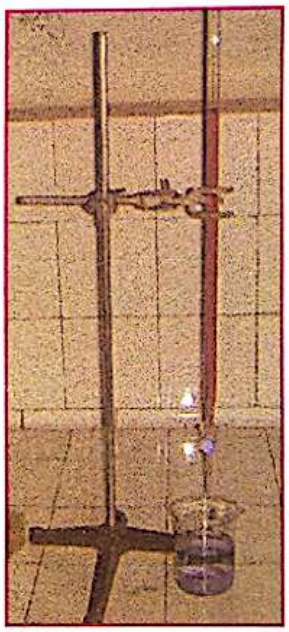
Détermination du pH lors de la réaction acide-base

Déterminons le pH de la solution d'acide chlorhydrique contenue dans le bêcher soit à l'aide du pH-mètre ou au moyen du rouleau de papier pH.

Au départ, versons soigneusement la solution de soude en petites quantités 2 cm^3 par 2 cm^3 par exemple dans l'acide chlorhydrique, agitons et déterminons le pH après chaque ajout de soude.

Après addition de 18 cm^3 de soude dans la solution chlorhydrique, poursuivons l'expérience par ajout de plus petites quantités de soude. Au voisinage de 19,9 – 20 cm^3 on constate une élévation franche de la valeur du pH puis les valeurs du pH croissent légèrement encore.

Les résultats expérimentaux sont consignés dans les tableaux ci-dessous.



Dosage

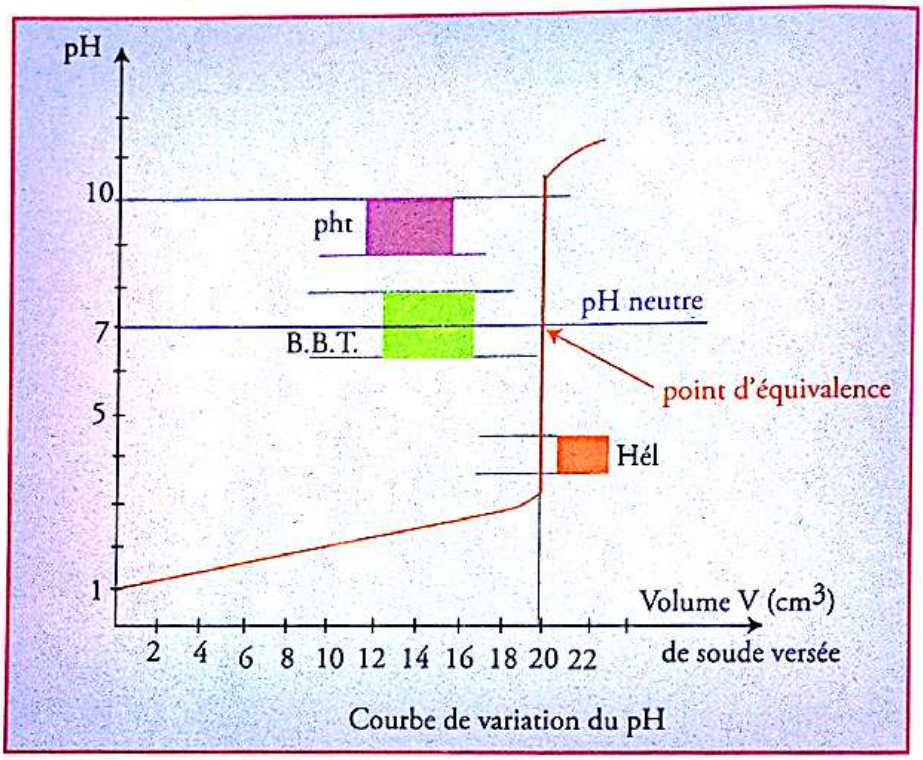
(V) cm^3 de soude	0	2	4	6	8	10
pH	1,0	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5

(V) cm^3 de soude	12	14	16	18	18,8	19,6
pH	1,6	1,7	1,9	2,3	2,6	3,0

(V) cm^3 de soude	19,9	20	20,1	20,2
pH	4,3	7,0	9,7	10,7

Scanned by CamScanner

La représentation graphique de ces résultats (fig. ci-dessous) obtenue en portant en abscisse le volume de solution versé et en ordonnée le pH mesuré, nous permet de constater que la courbe comprend trois parties.



Courbe de variation du pH

- la première partie qui correspond à une lente variation de pH suite à l'ajout de la soude de 2 cm^3 à environ 19 cm^3.
- la deuxième partie qui correspond à une brusque augmentation du pH ; et la courbe est presque verticale pour une addition de 20 cm^3 de solution de soude. Ce segment de droite passe par le point (V = 20cm^3 ; pH = 7) appelé **point d'équivalence** parce que l'on a ajouté à l'acide chlorhydrique juste la quantité équivalente de solution de soude nécessaire à la réaction totale (nombre de moles d'acide chlorhydrique = nombre de moles de soude). Dans le cas de la solution de soude et de l'acide chlorhydrique, le pH de ce point d'équivalence est égal à **7**.
- La troisième partie qui correspond à une timide augmentation du pH si nous continuons à ajouter de la solution de soude, un nouveau coude se produit et le pH tend vers la valeur 13 que l'on obtient en ajoutant un très grand excès de solution de soude.

Scanned by CamScanner

Remarque : Pour déceler la fin de la réaction, autrement dit le point d'équivalence, on peut utiliser des indicateurs colorés appropriés et convenables. Les domaines de virage des trois indicateurs cités mentionnés sur la figure (courbe de variation du pH) montrent que le bleu de bromothymol (B.B.T .) convient très bien puisqu'il vire pratiquement au point d'équivalence.

Application : Détermination de la normalité d'une solution.

Soit à déterminer la normalité d'une solution de soude.

Mettons 10 cm^3 de cette solution de soude dans un erlenmeyer et ajoutons à cette solution 4 à 5 gouttes de bleu de bromothymol B.B.T. qui est bleu. La solution de soude incolore devient bleue.

Plaçons dans une burette de 25 cm^3 une solution d'acide chlorhydrique de normalité 0,01 et laissons tomber goutte à goutte l'acide dans l'erlenmeyer contenant la soude teintée par le B.B.T. jusqu'à ce qu'elle devienne verte. Fermons le robinet de la burette et lisons le volume d'acide versé pour atteindre le point d'équivalence, soit 15 cm^3. Calculons la normalité de la solution de soude.

Pour l'acide :

$N_1 = 0,01$ $\quad V_1 = 15.10^{-3}$ L

Pour la soude :

N_2 = inconnue $\quad V_2 = 10.10^{-3}$ L

Nous avons $N_1V_1 = N_2V_2$

$$\Rightarrow N_2 = \frac{N_1V_1}{V_2} = \frac{0,01 \times 15}{10} = 1,5.10^{-2}$$

La normalité de la solution de soude est $1,5.10^{-2}$.

Scanned by CamScanner

EXERCICES

MOTS CLÉS

Solutions ; acide ; base ; électrolyte ; électrodes ; réactifs ; produits ; concentrations ; pH

EVALUATION

1) Donnez la définition d'un acide et celle d'une base.
2) On obtient l'eau de Javel par action du dichlore sur la soude. Donnez l'équation-bilan de cette réaction et préciser le nom des ions présents dans l'eau de Javel.
3) Au laboratoire, votre professeur vous remet trois tubes à essai étiquetés A, B, C contenant respectivement une solution d'hydroxyde de sodium, de l'eau pure et une solution d'acide chlorhydrique. Il vous demande d'attribuer à chacune des 3 solutions les concentrations suivantes :
$[H_3O^+] = 3.10^{-3}$ mol.L^{-1} ; $[OH^-] = 10^{-3}$ mol.L^{-1} ; $[OH^-] = 10^{-7}$ mol.L^{-1}
Justifier votre choix.
4) On dispose des solutions suivantes
S_1 : pH = 4 ; S_2 : $[H_3O^+] = 5.10^{-4}$; S_3 : $[OH^-] = 5.10^{-12}$
S_4 : pH = 1; S_5 : $[H_3O^+] = [OH^-]$; S_6 : pH = 8
Classer ces solutions par ordre croissant de leur acidité.

EXERCICES

1 Calculer à 25°C, le pourcentage de molécules d'eau dissociées.
On donne : $M_{H_2O} = 18$g.mol^{-1} et $M(H_2O) = 1000$ g.L^{-1}.

Solution 1

Le nombre de moles d'eau contenu dans un litre d'eau c'est-à-dire 1000g.

$$M_{H_2O} = \frac{1000}{18} = 55,5 \text{ mol}$$

Scanned by CamScanner

Le pH de l'eau pure à 25°C est 7 donc :
$[H_3O^+] = 10^{-7} mol.L^{-1}$
Donc dans un litre d'eau à 25°C
$n(H_3O^+) = 10^{-7} mol$
On en déduit le pourcentage x de molécules d'eau dissociées.

2

a) À 25°C, une solution d'hydroxyde de sodium NaOH a un pH qui vaut 11,8. En déduire les concentrations en ions H_3O^+ et OH^-.

b) Une solution d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ encore appelée « eau de chaux » a une concentration en ions hydroxyde égale à 2,5 $mol.L^{-1}$. Calculer sa concentration en ions hydronium.

Solution 2

a) On a $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,8} = 1,58.10^{-12} mol.L^{-1}$
La définition du produit ionique donne :

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,8}} = 6,3.10^{-3} mol.L^{-1}$$

b) À partir de $[OH^-] = 2,5.10^{-4} mol.L^{-1}$, la définition du produit ionique permet de calculer la concentration en ions hydronium $[H_3O^+]$

$$[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{2,5.10^{-4}} = 4.10^{-11} mol.L^{-1}$$

3

Calculer $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$ des solutions suivantes :

a) pH = 5.
b) pOH = 4.
c) pH = 3,7.
d) pOH = 11,4.

Scanned by CamScanner

Solution 3

a) pH = 5 $\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5}$ M et $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$ M

b) pOH = 4 $\Rightarrow [OH^-] = 10^{-4}$ M et $[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}$ M

c) pH = 3,7 $\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3,7}$ M

et $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,7}} = 5,01.10^{-11}$ M

d) pOH = 11,4 $\Rightarrow [OH^-] = 4.10^{-11,4}$ M

et $[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,4}} = 2,5.10^{-3}$ M

Remarque : en écrivant $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ on pourra écrire par analogie $[OH^-] = 10^{-pOH}$

Ainsi le produit ionique de l'eau $[H_3O^+]\ [OH^-] = 10^{-14}$ devient $10^{-pH}.\ 10^{-pOH} = 10^{-14}$ et par suite pH + pOH = 14

Connaissant le pH on peut calculer pOH et trouver $[OH^-]$.

4

Calculer $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$ des solutions suivantes :

a) HCl 0,3 M (acide fort).

b) Solution formée de 100 mL de HCl 0,3M et de 500 mL d'eau.

c) KOH 0,2 M (base forte).

d) Solution formée de 100 mL de KOH.

e) Solution formée de 20 mL de HCl 0,3 M et de 30 mL de KOH 0,2M.

Scanned by CamScanner

Solution 4

a) HCl 0,3 M $\Rightarrow$ HCl + H_2O $\longrightarrow$ $H_3O^+ + Cl^-$

$[H_3O^+] = 0,3$ M

$$[OH^-] = \frac{K_e}{0,3} = \frac{10^{-4}}{0,3} = 3,3.10^{-14}\ M$$

b) $$[H_3O^+] = \frac{100\times0,3}{600} = 0,05\ M$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{0,05} = \frac{10^{-14}}{0,05} = 2.10^{-13}\ M$$

c) $[OH^-] = 0,2$ M

$$[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0,2} = 5.10^{-14}\ M$$

d) $$[OH^-] = \frac{100\times0,2}{400} = 0,05\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0,05} = 2.10^{-13}\ M$$

e) Dans 20 mL de KCl 0,3 M il y a $\frac{20\times0,3}{1000} = 6.10^{-3}$ mole

Dans 30 mL de KOH 0,2 M il y a $\frac{30\times0,2}{1000} = 6.10^{-3}$ mole

KOH + HCl $\longrightarrow$ KCl + H_2O le milieu est neutre.

$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M

Scanned by CamScanner

5 Une solution chlorhydrique contient 4,56g de chlorure d'hydrogène par litre de solution. Quelle est sa molarité ? Quelle est la concentration en ion hydronium ?

Solution 5

Nombre de moles de HCl dans la solution. La formule $n = \frac{m}{M}$ donne :

$$\frac{4,56}{36,5} = 0,125 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$[H_3O^+] = 0,125M$$

6 1°) Quelle est la masse d'hydroxyde de sodium qui est contenue dans 400 cm^3 d'une solution décimolaire d'hydroxyde de sodium ?
2°) Une solution contient 4g d'hydroxyde de sodium par litre. Calculer $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$.

Solution 6

1°) La masse d'hydroxyde de sodium contenue dans 100 cm^3.
$0,1M = 0,1 \times 40 = 4 \text{ g.L}^{-1}$
La masse d'hydroxyde de sodium contenue dans 400 cm^3 :

$$\frac{400 \times 4}{1000} = 1,6g.$$

2°) molarité de la solution d'hydroxyde de sodium.

$$\frac{4g}{40} = 0,1 \text{ M} \quad \text{et} \quad [OH^-] = 10^{-1} \quad [H_3O^+] = \frac{Ke}{10^{-1}} = \frac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13} \text{ M}$$

7 L'hydroxyde de calcium en solution dans l'eau (eau de chaux) ne donne que des ions calcium Ca^{++} et des ions hydroxydes OH^- ; écrire l'équation correspondant à son ionisation. On le fait réagir sur une solution chlorhydrique ; il donne du chlorure de calcium. Quelle est la formule de ce composé lorsqu'il est solide ? Quelle est la normalité d'une solution d'hydroxyde de calcium dont la molarité est 0,01 mol.L^{-1} ?

Scanned by CamScanner

Solution 7

Équation correspondant à l'ionisation :

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{\text{eau}} Ca^{2+}_{aq} + 2(OH)^-_{aq}$$

Équation de réaction entre l'eau de chaux et la solution chlorhydrique :

$$\underset{\text{eau de chaux}}{Ca^{2+} + 2OH^-} + \underset{\text{solution chlorhydrique}}{2(H_3O^+ + Cl^-)} \longrightarrow \underset{\text{solution de chlorure de calcium}}{Ca^{2+} + 2Cl^-} + 4H_2O$$

La formule du composé solide $CaCl_2$

La normalité de la solution d'hydroxyde de calcium 0,01M

$$\text{Pour 1 N} = 1\text{Eq.g.L}^{-1} = \frac{M}{2} = 0{,}5M$$

Pour x on aura 10^{-2} M

$$\text{Alors } x = \frac{10^{-2}M \times 1N}{0{,}5M} = 2.10^{-2}\ N$$

8 Une solution de potasse contient 2,8g de potasse par litre. Quelle est la molarité en ions OH^- de cette solution ? Quelle est la molarité en ions H_3O^+ ?

Solution 8

$$KOH \xrightarrow{\text{eau}} K^+_{aq} + OH^-_{aq}$$

nombre de moles de OH^- : $n_{OH^-} = \frac{2{,}8}{56} = 5.10^{-2}$ M

nombre de moles de H_3O^+ : $n_{H_3O^+} = \frac{10^{-14}}{5.10^{-2}} = 2.10^{-13}M$

Scanned by CamScanner

Document

LA COMBUSTION



Scanned by CamScanner

CIGARETTE ET SANTÉ PUBLIQUE

Beaucoup de substances (plus de 4 000) ont été identifiées dans la fumée de tabac :
Nicotine, goudrons, oxydes de carbone, 3-4 benzopyrène, nitroso-amines, alcool méthylique, acide cyanhydrique, phénols, polonium, acroléine, naphtylamine, uréthane, pyrène, dibenzacridine, cadmium, chlorure de vinyle etc.
Ces substances proviennent de la combustion et de la pyrolyse du tabac. La plupart d'entre elles sont cancérigènes.
En fumant vous inhalez toutes ces substances et vous les faites respirer à tout votre entourage.

Les composants les plus dangereux de la fumée de tabac

- ***Les goudrons :***
  Ils contiennent la majorité des produits cancérigènes (benzopyrène...). Ils paralysent les cils vibratiles des bronches et se déposent sur les muqueuses. Ils provoquent bronchites chroniques, laryngites et surtout cancer.

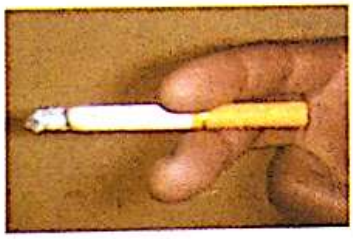
- ***Les irritants :***
  aldéhydes, acétone, phénol, acide cyanhydrique et surtout l'acroléine. Ils attaquent les muqueuses respiratoires et provoquent des toux chroniques. L'acroléine est responsable de la bronchite et de la gêne respiratoire dont souffrent beaucoup de fumeurs.

- ***Le monoxyde de carbone :*** *C'est un gaz toxique qui empoisonne le sang en empêchant l'oxygène de jouer son rôle. Ce gaz provoque la fatigue, l'essoufflement et les troubles cardiaques. Un fumeur moyen a 1/5 de son sang empoisonné.*

Scanned by CamScanner

- ***la nicotine :***
  C'est une drogue responsable du besoin impérieux et pathologique de fumer que ressent la personne intoxiquée. C'est elle qui est responsable de la dependance au tabac. La nicotine perturbe la circulation du sang. Véritable poison du système nerveux, elle augmente la tension artérielle et fatigue le cœur.

En allumant une cigarette trois phénomènes se produisent :



***a) la combustion** : Une partie du tabac brûle complètement en donnant du dioxyde de carbone (CO_2). L'autre partie subit la combustion incomplète en donnant du monoxyde de carbone (CO) et d'autres gaz plus ou moins toxiques.*

***b) la pyrogénation** : C'est la décomposition du tabac sous l'action de la chaleur. La pyrogénation se fait sans intervention de l'air. C'est elle qui est responsable de la formation des goudrons et d'une substance irritante, l'acroléine.*

***c) La vaporisation** : Une partie de la nicotine liquide présente dans le tabac se transforme en vapeur sous l'action de la chaleur dégagée.*

TABAGISME PASSIF ET RAVAGES DE LA CIGARETTE

Lorsqu'un fumeur "tire" sur la cigarette, la combustion du tabac est activée, la température atteint 900°C. Le fumeur n'est pas le seul à inhaler les produits dangereux. Entre deux bouffées, le tabac continue à brûler à température plus faible : la combustion est alors incomplète. Les produits formés qui s'échappent lors de cette combustion incomplète sont encore plus dangereux et peuvent intoxiquer l'entourage du fumeur.

Scanned by CamScanner

La cigarette provoque les maladies respiratoires chroniques et les maladies cardio-vasculaires. Chaque année elle est responsable de la mort des millions de personnes dans le monde. La plupart des cancers de poumon, du larynx, de la langue proviennent du tabagisme. La cigarette est aussi l'initiatrice d'autres cancers comme ceux des reins, de la vessie, etc à cause du passage de produits cancérigènes dans le sang.

La cigarette nuit dangereusement à la santé

Ne fumez pas !

Scanned by CamScanner

TABLE DES MATIÈRES

CHAPITRE 1

LA MATIÈRE ET SES TRANSFORMATIONS

1

A - STRUCTURE DE LA MATIÈRE 2

1. RAPPELS HISTORIQUES 3

2. STRUCTURE DE L'ATOME 4

2.1 Structure lacunaire de l'atome : le noyau 5
2.2 Constitution du noyau 6
2.3 Cortège électronique 8
2.4 Couches et sous-couches 9
2.5 Remplissage des sous-couches électroniques et formation des éléments chimiques 10

EXERCICES 15

Scanned by CamScanner

B. CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS 17

1. FAMILLES NATURELLES D'ÉLÉMENTS CHIMIQUES 18

1.1 Les non métaux forment quatre familles 18
1.2 Les métaux forment trois familles 18

2. TABLEAU DE MENDELEÏEV 19

3. INTERPRÉTATION DES RÉACTIVITÉS DES ÉLÉMENTS À PARTIR DU TABLEAU DE CLASSIFICATION 22

3.1 Les atomes qui perdent des électrons sont dits électropositifs 22
3.2 Les atomes qui captent des électrons sont dits électonégatifs 23

4. RÈGLE DE L'OCTET 24

4.1 Représentation d'un élément chimique à partir du modèle Rutherford-Bohr de l'atome 24
4.2 Représentation d'un élément par la notation de Lewis 26
4.3 La règle de l'octet 27

5. LES ISOTOPES 28

5.1 Définition 28
5.2 Abondance relative de quelques isotopes 30
5.3 Radioisotopes 31

EXERCICES 32

C. LES LIAISONS CHIMIQUES 34

1. GÉNÉRALITÉ 35

Scanned by CamScanner

2. LIAISONS CHIMIQUES 36

2.1 Liaisons ioniques (ou liaisons interioniques) 36
2.2 Liaison covalente 40
2.3 La liaison covalente polarisée 43
2.4 La liaison semi-polaire (ou liaison de covalence dative) 44
2.5 Structure de quelques molécules covalentes 48

EXERCICES 56

D. LA RÉACTION CHIMIQUE 57

1. INTRODUCTION 58

2. NOTION DE RÉACTION CHIMIQUE 58

2.1 Étude qualitative 58

1. Exemples de réactions chimiques 58
2. Conclusions générales 63
3. Définition d'une réaction chimique 63
4. Réactions chimiques et liaisons chimiques 64
5. Caractéristiques des réactions chimiques 64

2.2 Étude quantitative 66

1. Équation bilan d'une réaction chimique 66
2. La mole - Définition légale de la mole 68
3. Nombre d'Avogadro 69
4. Représentation de la mole 69
5. La masse molaire 70
6. Le volume molaire 71
7. Détermination d'une quantité de matière : le nombre de mole 72
8. Le nombre de mole d'électrons 72
9. Interprétation quantitative de l'équation bilan d'une réaction 73
10. Mélange stœchiométrique 74
11. Mélange non stœchiométrique 75

EXERCICES 84

Scanned by CamScanner

E. COMPRESSIBILITÉ ET DILATATION DES GAZ 91

1. GÉNÉRALITÉS 92

2. TRANSFORMATION À TEMPÉRATURE CONSTANTE. LOI DE MARIOTTE 93

2.1 Expérience 93
2.2 Interprétation des résultats. Loi de Mariotte 94
2.3 Représentation graphique. Validité de la loi de Mariotte 97

3. TRANSFORMATION À PRESSION CONSTANTE OU DILATATION DE GAZ À PRESSION CONSTANTE 99

3.1 Mise en évidence expérimentale 99
3.2 Le coefficient de dilatation des gaz sous pression constante : la loi de Gay Lussac 100

4. LA VARIATION DE PRESSION D'UN GAZ À VOLUME CONSTANT : LOI DE CHARLES 102

4.1 La mise en évidence expérimentale 102
4.2 Le coefficient de variation de pression à volume constant : loi de Charles 103

5. ÉQUATION CARACTÉRISTIQUE DES GAZ PARFAITS 105

5.1 Définition d'un gaz parfait 105
5.2 Gaz parfait et gaz réel 106
5.3 Équation caractéristique des gaz parfaits 106
5.4 Applications 107

EXERCICES 111

Scanned by CamScanner

CHAPITRE 2

LES SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES 115

A. LA DISSOLUTION 116

1. LA DISSOLUTION 117

1.1 Effets des solutés sur les solvants 117
1.2 Effets de la nature du soluté et du solvant, de la température et de la pression 118
1.3 Mécanisme de la dissolution 119
1.4 Solutions saturées et sursaturées 120

2. EXPRESSIONS DE LA CONCENTRATION DES SOLUTIONS 121

2.1 Expression physique des concentrations 121
2.2 Expression chimique des concentrations 122

EXERCICES 133

B. ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION DE CHLORURE DE SODIUM 139

1. ÉLECTROLYSE 140

1.1 Prévision des réactions aux électrodes 140
1.2 Transport de matière dans l'électrolyseur 141

Scanned by CamScanner

2. ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE DE SODIUM 143

2.1 Observation 143
2.2 Interprétation 144

EXERCICES 146

C. SOLUTIONS ACIDES, SOLUTIONS BASIQUES, pH 149

1. CHLORURE D'HYDROGÈNE SOLUTIONS AQUEUSES DE CHLORURE D'HYDROGÈNE 150

1.1 Structure de la molécule d'eau 150
1.2 Chlorure d'hydrogène 151
1.3 Acide chlorhydrique 152
1.4 Préparations de l'acide chlorhydrique 158
1.5 Utilisations de l'acide chlorhydrique 159
1.6 Sécurité 160

2. HYDROXYDE DE SODIUM-SOLUTIONS AQUEUSES D'HYDROXYDE DE SODIUM 161

2.1 Hydroxyde de sodium 161
2.2 Solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium 162

3. LE pH DES SOLUTIONS AQUEUSES 167

3.1 Concentration des ions H_3O^+ 167
3.2 Notion de pH 168
3.3 Solution acide, solution basique, solution neutre 173

Scanned by CamScanner

4. ACTION DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE SUR LA SOLUTION DE SOUDE 176

4.1 Étude de la réation 176
4.2 Équivalence acido-basique 176
4.3 Dosage acido-basique 177

EXERCICES 182

DOCUMENT : LA COMBUSTION

LES DANGERS DU TABAC 189

LES PRINCIPAUX COMPOSANTS DE LA FUMÉE DE TABAC 189

TABAGISME PASSIF **ET** LES RAVAGES DE LA CIGARETTE 190

Scanned by CamScanner



Impression Graphique Industrie SA Bamako - Mali

Scanned by CamScanner



Scanned by CamScanner