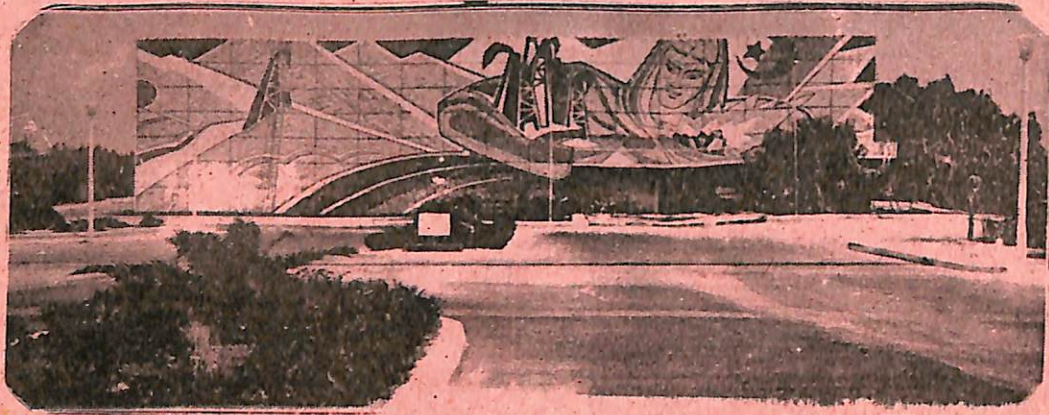


المعهد الوطني للوقود و الكيمياء

INSTITUT NATIONAL DES HYDROCARBURES
ET DE LA CHIMIE



CHIMIE GENERALE

1^{ère} partie - GENERALITES

Destiné aux élèves Technicum de 1^{ère} année et de
l'année préparatoire à l'Institut.

BOUMERDES (ALGER) 1979

INSTITUT NATIONAL DES HYDROCARBURES ET DE LA CHIMIE

CHAIRE DE CHIMIE

C H I M I E

(Ière partie - généralités)

Déstiné aux élèves du Technicum de Ière année et de
l'Année préparatoire à l'Institut.

BOUMERDES - 1977

TABLE DES MATIERES .

Introduction	1
I. -Notions élémentaires de la chimie	3
II. -Corps purs et mélanges	11
III. -Notation chimique	21
IV. -Valence.	33
V. -Réactions chimiques	43
VI. -Oxygène	55
VII. -Hydrogène	59
VIII. -Classification des combinaisons minérales . .	63
IX. -Oxydes	65
X. -Bases	71
XI. -Acides	77
XII. -Sels	85
XIII. -Rélation mutuelle entre les groupes des combi- naisons minérales	95
XIV. -Classification périodique des éléments de D.MENDELEEV	97
XV. -Structure de l'atome	109
XVI. -Liaisons chimiques. Structure des molécules. .	123
XVII. -Classification périodique dans le cadre de la structure d'atome	133
XVIII. -Eau. Solutions.	137
XIX. -Eau oxygénée	149
XX. -Dissociation électrolytique	151
XXI. -Réactions d'oxydo-réduction	173

P R E F A C E .

Cette brochure rédigée selon le programme est destinée aux élèves de la première année du Technicum. Elle a subi des nombreux remaniements par rapport à l'édition de 1965. Dans cette deuxième édition refondue qui diffère notablement de la précédente, les auteurs, en se basant sur l'expérience de l'enseignement au Technicum du C.A.H.T. pendant 5 ans, se sont efforcés, tout en adaptant le texte à l'esprit des programmes adoptés dans le C.A.H.T., et aux conceptions modernes, de conserver une place prépondérante aux notions théoriques fondamentales que tout élève doit connaître pour être en mesure d'aborder ses études dans les divers domaines de la technique.

La brochure se compose de deux parties:

- I - ère partie - Généralités;
- II - ème partie - Chimie descriptive minérale.

La première partie est consacrée aux essentielles notions théorique de la Chimie.

La deuxième partie est consacrée à la chimie des éléments et leurs combinaisons.

Une telle répartition de la matière a permis d'envisager la chimie des éléments en utilisant le niveau théorique plus supérieur.

Pour la meilleure compréhension de certains chapitres de la Chimie (structure de l'atome, solutions, théorie de la dissociation électrolytique, etc.) les auteurs ont jugé nécessaire d'introduire dans ces chapitres la matière qui se trouve un peu dehors du programme. Ces suppléments n'encombrent pas l'assimilation des thèmes mais au contraire elles favorisent l'acquisition consciente de la chimie moderne.

Cette brochure peut être aussi utilisée par les élèves de l'année préparatoire à l'Institut.

La brochure a été préparée par les professeurs du Technicum de la Chaire de Chimie du C.A.H.T.:

1. V.GOROKHOV (I partie, chapitres VI, VII, XIX, XXI).
2. O.GOUCHTCHINE (I partie, chapitres VIII, IX, X, XV, XVI;
II partie, chapitres V, VIII, X, XI).

3. K. BITSOEV (II partie, chapitres II, III).
4. L. EVDOKIMOVA (I partie, chapitre XX,
II partie, chapitre VII).
5. A. KRJIJEVSKII (première partie, chapitre I,
II partie, chapitres I, IV, XVII).
6. S. PETROV (I partie, chapitres III, XI, XII, XII, XVII,
II partie, chapitres XII, XIII, XIV, XV, XVII, XIX, XX).
7. N. POSTNIKOVA (II partie, chapitre IX).
8. O. SAMSONOV (II partie, chapitre VI).
9. V. SOROKINE (I partie, chapitres II, IV, V, XIV, XVII,
II partie, chapitre XVI).

Les auteurs sont reconnaissants aux Professeurs A. BABNEEV, G. MILTCHAKOVA, V. PERCHINE qui ont largement participés à la préparation de l'édition de cette brochure car sans leur concours actif elle n'aurait pas pu paraître.

Bibliographie utilisée:

1. J. Cessac "Chimie" (classes de II et I),
G. Treherne F. Nathan, 1962.
2. R. Faucher "Chimie" (classes de II et I),
Hatier, Paris, 1958.
3. R. Quelet "Précis de chimie". vol. I, II, , Paris, 1964.
4. Y. Khodakov "Chimie", Moscou, 1961.
et d'autres
5. S. Vassiltchenko "Chimie", Moscou, 1966.
6. G. Khomtchenko "Chimie", Moscou, 1968.
7. "Chimie générale", Brochure, Boumerdes, 1965.

A U T E U R S

I N T R O D U C T I O N .

=====

La chimie - c'est une des sciences naturelles qui comme les autres étudie le monde ambiant. La chimie est d'une importance énorme pour le développement de la civilisation. C'est la chimie qui donne la possibilité d'obtenir les corps qui n'existent pas dans la nature, les corps aux propriétés diverses, nécessaires pour les hommes. La chimie donne la possibilité de modifier ces corps en leur attribuant les propriétés les plus utiles. C'est ainsi qu'on fabrique des fibres synthétiques, des matières plastiques, du caoutchouc, des peintures, des médicaments à partir du charbon, du pétrole, du calcaire et de l'eau.

La chimie est une science très ancienne. Déjà, les Egyptiens qui vécurent il y a quatre milles années savaient préparer des peintures très stables, connaissaient et utilisaient des métaux tels que: or, argent, cuivre, antimoine, plomb et leurs alliages. Ils savaient également préparer du vinaigre, du vin, etc... A l'époque ces connaissances n'eurent qu'une importance pratique.

La chimie qui a surgi de la pratique favorisa le développement de la culture et de la production.

I.- NOTIONS ELEMENTAIRES

DE LA CHIMIE.

1. Corps chimiques.

Les objets qui nous entourent sont des corps physiques (la table, la chaise, le tableau, etc...). Ils peuvent se ressembler ou se distinguer par la forme, par les dimensions, etc. La ressemblance ou la différence entre les corps physiques dépendent aussi des matières qui les composent. Les objets ayant la même forme et dimensions peuvent être de matières différentes - par exemple les tubes en verre, en acier ou en caoutchouc.

La matière qui constitue les corps physiques s'appelle la substance ou le corps chimique.

Fer, aluminium, verre, caoutchouc, eau, chaux, soude sont des corps chimiques. Il est impossible de dénombrer tous les corps chimiques, on en connaît actuellement plus de 2 millions.

En comparant les corps chimiques les uns avec les autres, on constate qu'ils possèdent certaines propriétés. Ainsi le sel de cuisine est un corps blanc, salé, cassant, soluble dans l'eau, inchangeable lors du chauffage. Les autres propriétés du sel de cuisine peuvent être mesurées (point de fusion, point d'ébullition, densité, etc...). Sachant les propriétés des corps, on peut leur trouver les applications nécessaires.

2. Molécules.

Depuis longtemps les hommes s'intéressèrent à la constitution des corps. De nos jours il est établi que tout corps est constitué par de très petites particules - appelées molécules. La molécule est la plus petite particule d'un corps en sens que si elle est décomposée, un corps donné cesse d'exister, de nouveaux corps apparaissent. Autrement dit la molécule c'est la limite de la fragmentation d'un corps.

La théorie atomo-moléculaire telle qu'elle est à présent a été mise en évidence par le grand savant russe M.V. Lomonosov à 1741, puis elle fut développée vers la fin du XIX-ème siècle.

Cette théorie comprend les principales thèses suivantes:

a). Tous les corps sont composés de molécules.

On appelle molécule la plus petite particule d'un corps qui conserve les propriétés chimiques de ce corps.

b). Les molécules du même corps sont identiques, les molécules des corps différents se distinguent par leurs masses et dimensions.

c). Les molécules sont animées d'un mouvement incessant dont la vitesse augmente avec la température.

d). Il existe entre les molécules des espaces vides.

e). Il s'exerce entre les molécules les forces d'attraction et de répulsion.

Les forces d'attraction et de répulsion qui s'exercent entre les molécules des corps différents ne sont pas les mêmes. Ainsi, par exemple, les molécules de nombreux corps solides se tiennent, ne s'abandonnent pas complètement - donc, les forces d'attraction dépassent celles de répulsion. Au contraire, si l'attraction est plus faible que la répulsion, les molécules s'éloignent les unes des autres aux distances considérables. Ce qui est typique pour les gaz.

L'existence des espaces vides entre les molécules qui peuvent diminuer ou augmenter se vérifie par la compression ou la dilatation des corps lors du chauffage si l'on observe l'expérience suivante: soit une fiole presque remplie d'eau, un tube passant à travers le bouchon est immergé dans l'eau. Si l'on chauffe soigneusement la fiole, on constate que le volume de l'eau augmente et son niveau monte dans le tube; lors du refroidissement le niveau d'eau s'abaisse.

La réalité des molécules, leurs mouvements spontanés de même que l'existence des espaces intermoléculaires sont prouvés par la diffusion.

La diffusion c'est la pénétration mutuelle des molécules d'un corps dans les espaces intermoléculaires des autres corps.

L'odeur des corps qui se répand dans l'air est un exemple de la diffusion. La saveur sucrée de l'eau où on a dissous du sucre est due à la diffusion. Les molécules de sucre étant animées d'un mouvement se répandent dans l'eau en pénétrant dans les espaces vides entre ses molécules.

La réalité des molécules est également prouvée par une expérience réalisée pour la première fois en 1827 par Brown, naturaliste anglais.

En examinant au microscope de fines parcelles solides se trouvant à la surface de l'eau parfaitement calme, il observa

que celles-ci étaient animées de mouvements incessants et désordonnés, nommés browniens. La théorie moléculaire a montré ultérieurement qu'il fallait attribuer l'agitation de fines particules aux chocs incessants produits sur leurs parois par les molécules d'eau dans laquelle elles baignent.

Récemment le microscope électronique a permis d'observer de certaines molécules.

La vitesse des molécules augmente avec la température. Lors du chauffage tous les corps se dilatent, cela signifie qu'à une température élevée les molécules s'agitent plus rapidement, se repulsent les unes des autres plus fortement et les distances les séparant augmentent.

3. Trois états de la matière.

Suivant la disposition mutuelle des molécules dans les corps, ceux-ci se présentent sous trois états physiques. Ainsi le fer, le sucre, le sel - sont solides à la température ambiante; l'eau, l'alcool, l'essence - sont liquides aux mêmes conditions; l'oxygène, l'azote - sont gazeux.

A l'état solide les molécules sont très rapprochées, les forces d'attraction entre elles sont élevées. Ce qui assure une cohésion particulière à l'état solide. C'est pour cela que les solides opposent une résistance plus au moins considérable à la déformation et que leur volume est pratiquement invariable. Si un corps solide est chauffé jusqu'au point de fusion, les forces d'attraction entre les molécules faiblissent tellement que le corps passe de l'état solide à l'état liquide.

Les molécules des liquides sont encore très rapprochées, pour cela les liquides sont incompressibles. Il leur reste toutefois une certaine liberté qui explique la fluidité caractéristique des liquides - ils n'ont pas de volume propre bien déterminé en occupant celui du récipient où ils se trouvent. Les forces s'exerçant entre les molécules des liquides sont plus faibles que dans le cas des solides, ainsi les molécules se séparent-elles plus facilement ce qui explique l'évaporation de nombreux liquides même aux températures basses. Cette évaporation se renforce lorsque la température croît.

Les gaz représentent un état très dilué dans lequel les molécules sont séparées en général par des espaces vides très grands par rapport à leurs propres dimensions. Il en résulte la compressibilité des gaz sous la pression - comme la diminution des espaces intermoléculaires tandis que l'augmentation

de ces espaces due au mouvement continu des molécules, assure l'expansibilité des gaz. Ce mouvement est absolument désordonné. Il croît avec la température et à une température donnée il diminue quand la masse de la molécule augmente. Chaque molécule dans son mouvement en heurte un grand nombre d'autres, chaque collision modifie sa direction.

La trajectoire que décrit une molécule de gaz est constituée par une ligne brisée.

Tout corps peut exister sous trois états physiques. Les solides étant chauffés à une certaine température fondent et se transforment en liquides. Les liquides se vaporisent; à une température déterminée ils bouillent - en se transformant en gaz. Le processus inverse peut avoir lieu, lors de l'abaissement de la température: les gaz se liquéfient, les liquides se solidifient.

Le transfert du corps d'un état physique à un autre s'appelle le changement d'état. Les principaux changements d'état sont:

Fusion - le transfert du solide en liquide;

Solidification - le transfert du liquide en solide.

Tous les deux se produisent à une température fixe qui s'appelle - point de fusion (T_f).

Exemple:

Les points de fusion de certains corps.

Glace 0°C .

Paraffine 40°C .

Plomb 327°C .

Sel marin 801°C .

Fer 1535°C .

Ebullition - le transfert du liquide en gaz.

Liquéfaction - le transfert du gaz en liquide.

Ils se produisent à une température fixe, dite - point d'ébullition^{+) (T_e) .}

Exemple:

Les points d'ébullition de certains corps.

Ether 34°C .

Alcool 78°C .

Eau 100°C .

^{+) .} Le point d'ébullition dépend également de la pression atmosphérique; les points indiqués sont déterminés à la pression normale (76 cm de mercure).

4. Phénomènes physiques et chimiques.

Nous venons d'envisager plusieurs changements que subissent les corps dans la nature: diffusion, changement d'état. Les changements qui se produisent dans la nature sont appelés phénomènes.

On distingue deux sortes de phénomènes: les phénomènes physiques et chimiques.

Le sable incandescent reprend son aspect initial lors du refroidissement, le verre se ramollit lorsqu'on le chauffe, c'est pour cela qu'on peut plier ou allonger un tube en verre dans la flamme. La forme de l'objet en verre change, tandis qu'il ne se produit point d'apparition de nouveaux corps. Lors du chauffage de l'eau celle-ci devient vapeur, mais il suffit de refroidir la vapeur pour qu'elle redevienne eau liquide. En se solidifiant l'eau liquide se transforme en glace, pourtant la glace fond en se retransformant en eau liquide.

Ceux que nous venons de considérer sont des phénomènes physiques.

La glace, l'eau liquide, la vapeur ne sont que les états différents du même corps chimique - l'eau. Ils sont constitués par les mêmes molécules - celles d'eau. Or, la disposition mutuelle des molécules et les distances entre elles varient.

Les phénomènes qui ne modifient que la forme ou l'état des corps, lors desquels les molécules restent intactes - sont des phénomènes physiques.

Lors d'un phénomène physique les molécules des corps ne changent que leur disposition mutuelle, et elles restent intactes.

Il se produit dans la nature des changements d'un autre type. Dans la technique ils sont réalisés avec la participation active de l'homme: le bois devient charbon en brûlant dans les fours, les métaux sont élaborés des minerais, l'argile mélangée au sable se transforme en brique solide lors de la cuite, etc...

Tous les exemples indiqués ci-dessus sont ceux des phénomènes chimiques. Les corps subissent des altérations, il n'existe pas de corps inaltérables.

Au cours des phénomènes chimiques les molécules des corps sont démolies, en donnant naissance à d'autres molécules, donc à d'autres corps. On appelle ces phénomènes - réactions chimiques.

La réaction chimique est un phénomène lors duquel les molécules des corps se démolissent, les molécules de nouveaux corps apparaissent.

Voici des exemples de réactions chimiques telles qu'on les rencontre dans la nature : combustion, formation de la rouille (corrosion), putréfaction, etc.....

Les réactions chimiques sont souvent accompagnées de dégagements de gaz, de lumière, de chaleur, de changement de couleur, etc.....

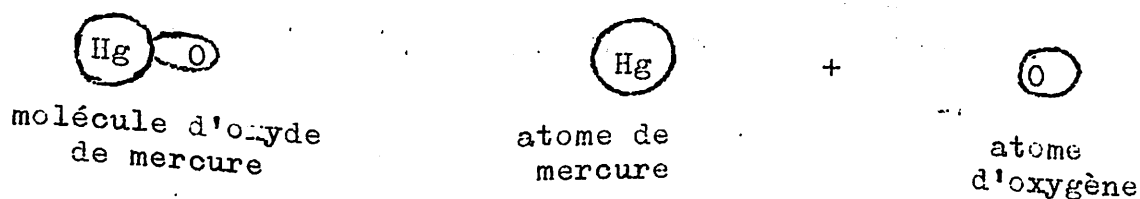
Donc, la chimie c'est l'étude des réactions chimiques. Ainsi on est amené à la définition de la chimie :

La chimie c'est la science qui étudie les substances, leurs propriétés, leurs transformations et les phénomènes qui accompagnent ces transformations.

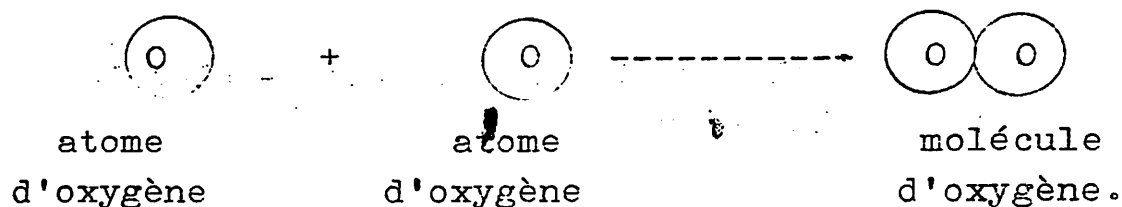
5. Atomes.

Pendant les réactions chimiques les molécules prouvent leur discontinuité, mais elles ne sont pas du tout indivisibles. Elles sont formées à leur tour par les particules encore plus petites, que l'on appelle -atomes.

En effectuant une réaction chimique on peut se persuader de l'existence des atomes. Lors du chauffage de l'oxyde de mercure (substance orange) on constate la formation de deux corps nouveaux - de l'oxygène et du mercure. Or, les molécules d'oxyde de mercure ne contiennent ni oxygène gazeux, ni mercure métallique. Il en résulte que ces derniers ne se forment qu'au cours d'une réaction, d'une décomposition de l'oxyde de mercure. Donc, les molécules d'oxyde de mercure sont composées d'atomes d'oxygène et de mercure. On ne réussit pas à décomposer le mercure ou l'oxygène et obtenir de nouveaux corps. De même qu'on ne réussit pas à décomposer le soufre, l'hydrogène, le fer. Les molécules d'oxygène ne sont formées que par les atomes d'oxygène. Les molécules d'oxyde de mercure ne sont composées que d'atomes de mercure et d'oxygène. Les molécules de sulfure ferreux sont composées d'atomes de fer et de soufre. La décomposition de l'oxyde de mercure consiste en désintégration de chaque molécule de celui-ci en un atome d'oxygène et un atome de mercure, ce qui peut être représenté de la façon suivante :



Les atomes d'oxygène s'apparient en formant les molécules de gaz oxygène :



Les atomes sont des particules chimiquement indivisibles qui constituent des molécules. Le mot "atome" provient du grec "atomos" qui veut dire - indivisible.

Voici leurs principales propriétés:

a). Les atomes peuvent se distinguer par leurs masses, grandeurs, propriétés chimiques.

b). Au cours des réactions chimiques les atomes n'apparaissent et ne disparaissent pas, en se combinant les uns aux autres ils forment des molécules.

c). Les atomes (de même que les molécules) sont animés d'un mouvement incessant. Les réactions chimiques sont une forme du mouvement des atomes.

d). L'ensemble d'atomes possédant les mêmes propriétés chimiques constitue une variété spécifique d'atomes.

Une certaine variété d'atomes s'appelle - élément chimique.

On connaît 104 variétés d'atomes: les atomes d'hydrogène, d'oxygène, de carbone, de soufre, de fer, d'uranium, etc... Donc, on connaît 104 éléments chimiques - hydrogène, oxygène, carbone, soufre, fer, uranium, etc...

6. Théorie atomo - moléculaire.

La théorie de la constitution des corps par les atomes et par les molécules dont les thèses principales viennent d'être considérées s'appelle - théorie atomo-moléculaire.

Les savants de l'ancienne Grèce supposaient déjà au IV - V siècles avant J.C. que les substances étaient composées de moindres particules indivisibles - d'atomes. Or, leurs notions diffèrent considérablement des notions contemporaines. Ils pensaient que tous les atomes avaient les mêmes propriétés en expliquant la diversité des corps par la position différente et par la masse variée des atomes.

Le grand savant russe M.V. Lomonossov affirmait que pour l'étude des corps il était nécessaire tout d'abord de savoir comment et par quoi sont - ils constitués. De nombreux ouvrages de ce savant furent consacrés à la théorie atomo-moléculaire.

D'après lui la différence des propriétés des corps était due à la diversité des atomes constituant les molécules.

C'est au XIX-ème siècle que la théorie atomo-moléculaire
entra-finalement dans la science.

II.- C O R P S P U R S E T M E L A N G E S .

1. Corps purs.

On a déjà fait connaissance avec la théorie atomo-moléculaire, c'est-à-dire que tous les corps sont composés de molécules.

On dit que le corps est pur s'il est formé par les molécules identiques.

Les molécules d'eau sont identiques, elles ont la même forme, dimension, masse, etc..., donc l'eau est un corps pur. Le chlore, l'oxygène, le gaz carbonique, l'acide sulfurique sont des corps purs parce que chacun de ces corps est composé par des molécules identiques.

Dans les conditions précises, les propriétés d'un corps pur sont déterminées et le caractérisent. Les températures de fusion - solidification, masses volumiques, températures d'ébullition, etc...; sont fixes; ils constituent les constantes physiques du corps pur permettant de l'identifier.

Par exemple: l'alcool éthylique pur bout à la température 78°C (à la pression 760 mm de mercure), sa masse volumique à la température 20°C est égale à 0,79 g/cm³.

L'eau pure bout à 100°C (à la pression 760 mm de mercure), mais si l'on dissout dans l'eau le sel de cuisine, la solution obtenue bouille à ^{une} température plus élevée, donc l'eau salée n'est pas un corps pur.

On divise tous les corps purs en deux groupes: les corps simples et les corps composés ou les combinaisons.

2. Corps pur simple. Élément chimique.

Les corps simples sont ces corps dont les molécules sont formées des atomes de la même espèce.

D'après la théorie atomo-moléculaire l'élément est une espèce déterminée d'atomes, donc des corps simples sont des corps formés des atomes d'un seul élément.

Exemple: l'élément soufre forme le corps simple - le soufre, l'élément fer forme le corps simple - le fer, l'élément chlore forme le corps simple - le chlore. Soufre, fer, chlore sont des corps simples, mais la différence existe entre la notion d'élément et de corps simple. On ne connaît à présent que 104 éléments chimiques, parmi lesquels il y a 89 éléments naturels et 15 éléments artificiels, mais il existe environ 300 corps simples.

Il faut savoir distinguer: élément chimique et corps simple.

Si l'on carbonise le sucre on obtient une substance noire - le charbon. Il en résulte que dans la composition du sucre entrent les atomes de carbone. Cependant on ne peut pas affirmer que le sucre (corps blanc, soluble dans l'eau) se compose de charbon (corps noir, insoluble dans l'eau). Les atomes de carbone pour se transformer en charbon se libèrent des liaisons avec les autres éléments et se combinent entre eux. Cela se passe avec le sucre lors du chauffage.

Les notions de charbon et de carbone ne sont pas identiques. Le carbone est une variété spécifique d'atomes, c'est-à-dire l'élément chimique. Il peut entrer en combinaisons avec les autres éléments ou il peut être à l'état libre. Ce dernier n'est qu'un corps simple appelé charbon.

Les corps simples sont des éléments à l'état libre.

La plus petite partie de l'élément est l'atome (atome d'oxygène, par exemple), mais la plus petite partie d'un corps (simple ou composé) est la molécule (molécule biatomique du gaz oxygène, par exemple).

Quand on dit que le fer est attiré par un aimant, ou que le fer sert à fabriquer des clous, il s'agit du fer en tant que corps simple. Mais si l'on dit que le fer entre dans la composition de la rouille, il s'agit du fer en tant qu'élément chimique.

Les éléments chimiques se divisent en deux groupes: les métaux et les non-métaux.

Les métaux: fer, cuivre, aluminium, magnésium, mercure, argent, or, etc... sont en général gris, possèdent un éclat métallique. Ils laissent passer la chaleur et le courant électrique. Ils sont malléables et ductiles.

Les non-métaux: hydrogène, oxygène, soufre, carbone, azote, etc... n'ont pas des propriétés communes. Ils sont mous et cassants, ils n'ont pas d'éclat métallique et sont de mauvais conducteurs de chaleur et d'électricité.

3. Corps purs composés.

Le corps composé ou combinaison est un corps pur dont les molécules sont formées d'atomes des éléments différents.

Le gaz carbonique est un corps composé, parce qu'il est formé de deux éléments: du carbone et de l'oxygène. L'acide sulfurique est aussi un corps composé, car il est formé de

trois éléments: de l'hydrogène, du soufre et de l'oxygène.

Le corps pur composé peut être décomposé en deux ou plusieurs nouveaux corps (simples ou composés) par différents procédés.

L'eau peut être décomposée en deux corps simples: l'hydrogène et l'oxygène, donc l'eau est un corps composé ou combinaison.

Le calcaire se décompose à la température élevée en deux corps composés (chaux vive et gaz carbonique).

4. Mélanges.

a). Mélanges homogènes et hétérogènes.

Les corps purs (simples ou composés) se rencontrent rarement dans la nature. D'habitude nous avons affaire aux mélanges des corps, formés de molécules différentes. L'eau naturelle est un mélange, qui renferme des gaz et des particules solides. Un morceau de granit est un mélange où on peut distinguer à l'oeil nu trois sortes de cristaux: quartz, feldspath et mica. Les minerais sont des mélanges. Le sang, qui paraît homogène à l'oeil nu, est en réalité un mélange hétérogène des globules rouges et blancs en suspension dans un liquide incolore.

Donc, les mélanges sont des systèmes constitués par les molécules de deux ou plusieurs espèces ou par les particules plus grandes, formées de molécules différentes.

On distingue des mélanges suivants:

1. Mélange des solides (le granit).
2. Mélange des solides et des liquides (l'eau trouble, l'encre).
3. Mélange des solides et des gaz (la poussière dans l'air, la fumée).
4. Mélange des liquides (la solution d'alcool dans l'eau, le pétrole).
5. Mélange des liquides et des gaz (le brouillard).
6. Mélange des gaz (l'air, qui se compose de l'oxygène, de l'azote et d'autres gaz).

On peut préparer des mélanges de corps différents par des méthodes artificielles. Si l'on ajoute au sel de cuisine la craie que l'on broye dans un mortier, la poudre blanche obtenue paraît homogène.

On ne distingue qu'au microscope des particules du sel et de la craie. Tous les mélanges peuvent être divisés en deux

groupes: mélanges homogènes et mélanges hétérogènes.

Le mélange est homogène, si la surface de séparation entre ses constituants n'est pas visible.

Exemple: l'eau sucrée, l'eau salée, mélange des gaz.

Le mélange hétérogène est un mélange dont de divers constituants sont nettement séparés.

Exemple: le granit, le lait, le sang, les minerais, le mélange de l'eau et de l'huile, etc...

b). Méthodes de séparation des mélanges.

Pour la séparation des mélanges on utilise différents procédés.

1). Séparation des mélanges homogènes.

La plupart des mélanges homogènes sont séparés par distillation. La distillation consiste à faire bouillir un liquide et à condenser sa vapeur en la refroidissant.

La distillation est utilisée pour la séparation des mélanges liquides (l'eau salée, mélange d'alcool et d'eau, etc...).

Comme exemple de distillation considérons celle de l'eau naturelle (fig. 3).

L'eau impure, chauffée dans le ballon est portée à ébullition. La vapeur d'eau qui en résulte, passant dans le tube T, que refroidit extérieurement un courant d'eau froide et coule dans le récipient R.

2). Séparation des mélanges hétérogènes. (solide - liquide, liquide-liquide).

On sépare les mélanges hétérogènes soit par décantation, soit par filtration, soit par centrifugation.

La décantation consiste à laisser déposer les particules en suspension dans un liquide et à séparer le liquide (fig. 1).

On peut également séparer deux liquides par décantation. Pour séparer deux liquides, qui se différencient par leur densité, il est commode d'utiliser un entonnoir à robinet.

La filtration consiste à faire passer le liquide (l'eau) à travers un filtre, qui retient les particules solides (fig. 2).

Dans certains cas la décantation et la filtration sont peu effectives pour les mélanges des types précédents. On arrive à séparer ces mélanges par centrifugation.

La centrifugation est une opération de séparation des mélanges sous l'action de la force centrifuge dans les appareils tournant à grande vitesse, appelés "centrifugeuse" (fig. 4).

Sous l'action de la force centrifuge toutes les particules solides se séparent des particules liquides à cause de leur

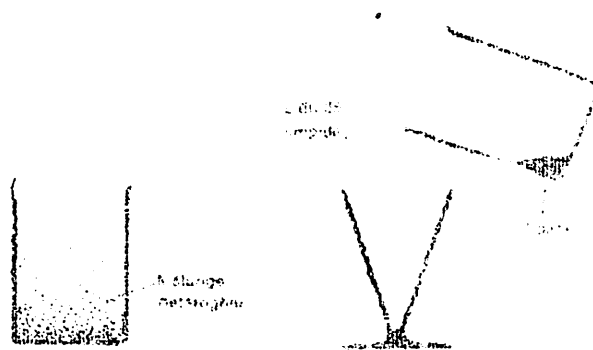


Fig. 1. - Décantation.

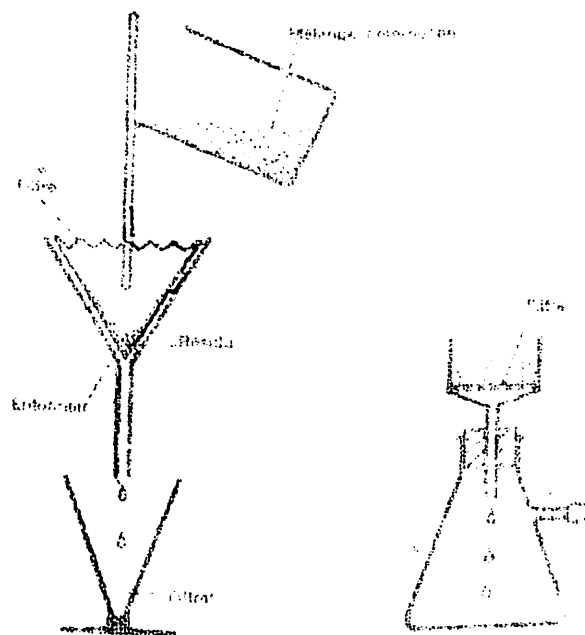


Fig. 2. - Filtration.

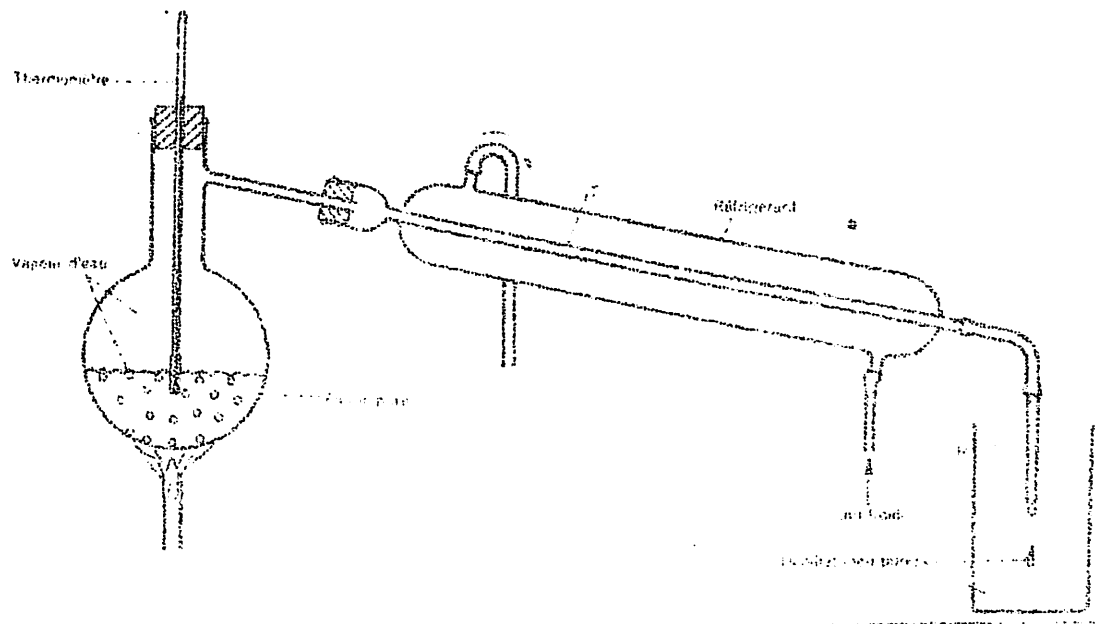


Fig. 3. - Distillation.

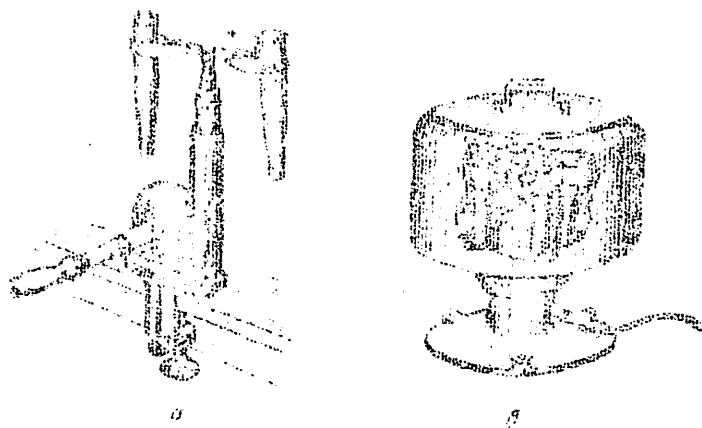


Fig. 4. - Centrifugeuses

a) à la main

b) électrique.

densité différente.

Il existe d'autres méthodes de séparation de mélanges hétérogènes. Triage à la main. Les solides sont très souvent triés à la main. C'est un procédé de laboratoire utilisé lorsque des cristaux d'aspect différent sont visibles à l'œil nu^{ou} à la loupe.

Triage magnétique. Ce procédé permet de séparer, par exemple, le fer du soufre qui se trouve dans un mélange hétérogène. Le fer est attiré par les aimants ou électro-aimants tandis que le soufre ne l'est pas.

5. Distinction entre mélange et combinaison chimique.

Nous avons déjà étudié les propriétés des corps purs. Contrairement à ces derniers, les mélanges ne possèdent pas des propriétés physiques bien déterminées, parce que leur composition est variable. En particulier ils n'ont ni température de fusion ni température d'ébullition fixes.

Distinction entre mélange et combinaison chimique.

Mélange.

1. La composition d'un mélange peut être très variée, parce que ses constituants se mélangent dans les proportions différentes.

Exemple: le mélange, formé de deux gaz d'hydrogène et d'oxygène n'a pas de composition déterminée.

2. Dans un mélange hétérogène les corps constituants conservent toutes leurs propriétés, donc leur individualité. Les propriétés du mélange sont l'ensemble de propriétés de ses constituants.

Exemple: dans un mélange de fer et le soufre conservent leurs propriétés particulières aussi peut-on les séparer au moyen d'un aimant, qui n'attire que le fer.

Corps pur composé.

1. Pour former un corps pur composé deux ou plusieurs éléments se combinent toujours dans les proportions déterminées.

Exemple: pour former de l'eau, l'oxygène et l'hydrogène ne peuvent se combiner que dans la proportion de 1g d'hydrogène et 8g d'oxygène.

2. Dans un corps composé les éléments constituants ne conservent plus leurs propriétés physiques et chimiques. Ce composé possède des propriétés différentes de celles de ses composants.

Exemple: La composition de l'eau est bien définie: deux atomes d'hydrogène pour un atome d'oxygène. Les propriétés physiques et chimiques de l'eau sont très différentes de celles de l'hydro-

rogène et de l'oxygène.

3. La formation d'un mélange hétérogène ne provoque ni dégagement ni absorption d'énergie.

3. La formation d'un corps composé est accompagnée soit par un dégagement soit par une absorption d'énergie.

Exemple: la formation du gaz carbonique s'accompagne d'un dégagement de chaleur, tandis que la décomposition de calcaire exige de la chaleur.

4. Les mélanges peuvent être séparés en leurs constituants par des méthodes physiques.

4. On ne peut extraire un constituant d'un corps composé qu'avec des méthodes chimiques.

III.- N O T A T I O N C H I M I Q U E .

=====

1. Symbole chimique.

Pour simplifier et raccourcir l'écriture chimique on a convenu de représenter chaque élément avec un symbole. Ce symbole est une lettre majuscule, généralement la première lettre du nom latin de l'élément.

Ainsi on admet les symboles suivants :

O - oxygène,	F - fluor,
H - hydrogène,	I - iode,
C - carbone,	N - azote (nitrogenium),
S - soufre,	K - potassium (kalium),
P - phosphore,	W - tungstène (provient de l'alle-
U - uranium,	mand - wolfram).

Si les noms de plusieurs éléments commencent par la même lettre on leur adjoint une miniscule :

Cu - cuivre,	Zn - zinc,
Ca - calcium,	Ag - argent,
Cl - chlore,	Fe - fer,
Cr - chrome,	He - hélium,
Mg - magnésium,	Au - or (aurum),
Ba - baryum,	Hg - mercure (hydrargirum),
Al - aluminium,	Na - sodium (natrium),
Si - silicium,	Mn - manganèse.

Ce système des symboles fut proposé en 1814 par le chimiste suédois Berzélius.

Le symbole chimique traduit quatre points :

1. Le nom de l'élément;
2. Un atome de celui-ci;
3. Sa masse atomique;
4. Un atome-gramme de celui-ci.

2. Formule chimique.

On représente la composition de la molécule d'un corps par une formule, constituée par les symboles représentant les atomes qui forment cette molécule .

a). La molécule d'un corps simple monoatomique est formée d'un seul atome; sa formule est ainsi formée par un symbole de l'élément considéré; K - pour le potassium, Fe - pour le fer, Ne - pour le néon, etc...

b). La molécule d'un corps simple polyatomique est constituée par plusieurs atomes identiques. La formule est alors formée par le symbole affecté d'un chiffre inscrit en bas et

que 1/12 de masse d'un atome de carbone.

1/12 de masse d'un atome de carbone est considérée comme l'unité de carbone (UC) ou l'unité de la masse atomique (UMA).

Sa valeur est de

$$\frac{19,9 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

Les masses atomiques des éléments sont des valeurs relatives. Elles montrent combien de fois l'atome donné est plus lourd que l'unité de carbone. Donc, on compare la masse de tout atome avec celle de l'unité de carbone.

Exemple: la masse absolue (en grammes) d'un atome d'hydrogène est $1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. Ayant rapporté cette masse à celle d'unité de carbone on obtient la masse atomique d'hydrogène, exprimée en UMA:

$$\frac{1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 1,008 \text{ UMA.}$$

La masse atomique de l'oxygène exprimée en UMA est:

$$\frac{26,60 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 15,99 \text{ UMA, etc...}$$

La masse de l'atome d'un élément exprimée en unités de carbone est appelée la masse atomique de cet élément.

Elle est désignée par la lettre A.

A présent les masses atomiques sont calculées avec une grande précision. En pratique on n'utilise que des valeurs arrondies.

4. Masse moléculaire.

La masse absolue d'une molécule est généralement de même ordre de grandeur que celle d'un atome. Pour cette raison, la masse d'une molécule est aussi exprimée en unités de carbone et est égale à la somme des masses atomiques des éléments constitutants. On calcule la masse moléculaire d'un corps d'après sa formule. Ainsi la masse moléculaire de l'eau H_2O est égale à la somme:

$$\begin{array}{lcl} \text{de deux masses atomiques d'hydrogène} & 2 \times 1,008 & = 2,016 \\ \text{et d'une masse atomique d'oxygène} & + 1 \times 15,999 & = 15,999 \\ & & \hline & & 18,015 \end{array}$$

Donc, la masse moléculaire de l'eau est de 18,015 ou environs 18 unités de carbone.

La masse de la molécule d'un corps exprimée en unités de carbone est la masse moléculaire de ce corps.

Elle est désignée par la lettre - M.

La masse moléculaire montre combien de fois la masse de la molécule d'un corps donné est plus grande que $1/12$ de la masse d'un atome de carbone. Dans l'exemple ci-dessus la masse d'une molécule d'eau est 18 fois plus grande que la masse de l'unité de carbone. Ainsi la masse moléculaire aussi bien que la masse atomique est une valeur relative et pour cela sans unité.

5. Atome - gramme.

L'extrême petitesse des atomes et leurs faibles masses ne permettent pas d'opérer avec un seul atome. On manipule en pratique avec les masses considérables qui renferment un très grand nombre d'atomes.

La comparaison des masses atomiques des éléments permet d'établir combien de fois un atome de l'élément est-il plus lourd ou plus léger que celui d'un autre élément.

Ainsi un atome de soufre est 32 fois plus lourd qu'un atome d'hydrogène, et 2 fois plus lourd que celui d'oxygène. Mille atomes de soufre sont 32 fois plus lourds que 1000 atomes d'hydrogène et deux fois plus lourds que ceux d'oxygène. Si l'on prend les atomes des autres éléments au lieu de ceux du soufre et d'hydrogène on arriverait à la conclusion suivante: les masses des nombres égaux des atomes se rapportent comme leurs masses atomiques. Par conséquent pour avoir des nombres égaux des atomes d'éléments différents, on prend leurs quantités pondérales dans le rapport de leurs masses atomiques.

Exemple: dans un gramme d'hydrogène il y a le même nombre d'atomes d'hydrogène que dans 32 g de soufre et 56 g de fer.

Le nombre d'atomes qui est renfermé dans la quantité pondérale de tout élément numériquement égal à sa masse atomique fut déterminé par différentes méthodes et égal à $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.

Dans l'échelle courante, on emploie comme unité de masse les grammes. Aussi dans les calculs chimiques quand il faut avoir les mêmes ou les multiples nombres d'atomes, on prend les nombres de grammes de ces éléments égaux ou multiples à leurs masses atomiques. Ainsi on utilise souvent en chimie la notion de l'atome-gramme.

Le nombre de grammes d'élément numériquement égal à sa masse atomique est appelé l'atome-gramme (AG).

Exemple: la masse atomique de l'oxygène est 16 UMA; l'atome-gramme d'oxygène (AG_O) pèse 16 g. La masse atomique du soufre est 32 UMA; l'atome-gramme de soufre (AG_S) pèse 32 g, etc...

Remarque: Les notions d'atome et d'atome-gramme ne sont pas identiques. L'atome a une masse extrêmement faible, alors que l'atome-gramme est susceptible d'être pesé.

Exemple: un atome-gramme d'azote (AG_N) pèse 14 g, etc...

6. Molécule-gramme.

Il est évident que les masses des nombres égaux des molécules de divers corps se rapportent comme leurs masses moléculaires. Donc, pour avoir des nombres égaux des molécules des corps différents il faut prendre les quantités pondérales numériquement égales à leurs masses moléculaires. Ces quantités contiennent le même nombre de molécules, notamment $6,02 \times 10^{23}$.

Le nombre de grammes d'un corps numériquement égale à sa masse moléculaire est appelé une molécule-gramme (MG) ou une mole de ce corps.

Exemple: la masse moléculaire d'eau H_2O est de 18 UMA, la molécule-gramme (MG_{H_2O}) d'eau pèse 18 g.

$$(MG_{H_2O} = 2AG_H + AG_O = 2 \times 1g + 16g = 18g).$$

7. Nombre d'Avogadro.

Il résulte des notions d'atome-gramme et de molécule-gramme que le nombre d'atomes dans l'atome-gramme aussi bien que le nombre de molécules dans la molécule-gramme sont les mêmes. Ce nombre "N" a été trouvé avec beaucoup de précision et sa valeur est:

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}.$$

C'est-à-dire, un atome-gramme d'un élément renferme $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes et une molécule-gramme d'un corps contient $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules. Ce nombre est appelé le nombre d'Avogadro (physicien italien Amadeo Avogadro - 1776-1856).

En connaissant N et la valeur d'atome-gramme (molécule-gramme) on peut calculer la masse absolue (réelle) d'un atome d'élément (ou d'une molécule d'un corps).

$$m = \frac{AG}{N} ; \quad m' = \frac{MG}{N} , \quad \text{où}$$

m - masse réelle de l'atome, m' - masse réelle de la molécule, AG - valeur de l'atome-gramme de l'élément, MG - mole

d'un corps; N - nombre d'Avogadro.

Exemple: il faut calculer la masse réelle d'un atome de carbone. $AG_C = 12g$;

$$m = \frac{12g}{6,02 \cdot 10^{23}} = 19,93 \cdot 10^{-24} g.$$

La masse réelle d'une molécule d'eau est $MG_{H_2O} = 18g$;

$$m' = \frac{18g}{6,02 \cdot 10^{23}} = 30,00 \cdot 10^{-24} g.$$

8. Loi d'Avogadro. Volume molaire.

En 1811 Avogadro admettant l'existence des molécules eût formulé l'hypothèse, qui fût justifiée plus tard par de nombreuses données expérimentales et reçut le nom de la loi d'Avogadro.

Les volumes égaux de tous les corps gazeux pris dans les mêmes conditions (température et pression) contiennent les nombres égaux de molécules.

Conséquences de la loi d'Avogadro.

1). Un nombre égal de molécules des gaz différents, occupe le même volume dans les conditions identiques.

La loi d'Avogadro est valable uniquement pour les corps à l'état gazeux. A cet état les distances entre les molécules sont très grandes par rapport à leurs propres dimensions. Le volume occupé par les gaz pris aux conditions identiques est déterminé par les distances intermoléculaires. Il est presque invariable pour tous les gaz.

Dans les solides et liquides les molécules sont très rapprochées, voilà pourquoi le volume de ceux-ci dépend de la dimension des molécules (voir fig.5).

2). Les molécules-grammes de tous les gaz pris dans les mêmes conditions occupent le même volume.

On peut calculer le volume occupé par une mole d'un gaz si sa masse volumique (masse d'un litre) est connue.

Dans les conditions normales (température - 0°C; pression - 760 mm de mercure) la masse volumique d'hydrogène est de 0,09 g/l, la masse d'une mole est de 2,016g. Le volume occupé par une mole d'hydrogène sera:

$$V = \frac{MG}{d} = \frac{2,016g}{0,09g/l} = 22,4 l.$$

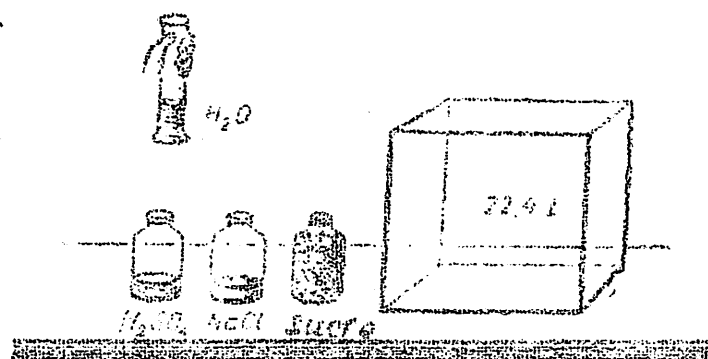


Fig. 5.-- Volumes d'une molécule-gramme des substances différentes.

Des calculs identiques amènent aux résultats suivants:

$$V_{O_2} = \frac{32^g}{1,43g/l} = 22,4 \text{ l},$$

$$V_{N_2} = \frac{28^g}{1,25g/l} = 22,4 \text{ l},$$

$$V_{CO_2} = \frac{44^g}{1,96g/l} = 22,4 \text{ l}, \text{ etc...}$$

Il en résulte:

La molécule-gramme de n'importe quel gaz dans les conditions normales occupe le volume de 22,4 l.

Ce volume est appelé - v o l u m e m o l a i r e .

9. Densité relative des gaz.

Si l'on prend des volumes égaux de deux gaz dans les mêmes conditions de température et de pression, selon la loi d'Avogadro ils renfermeront le même nombre de molécules. Cependant les masses des gaz considérés sont différentes, parce que leurs masses moléculaires le sont.

Il est évident qu'un gaz est tant de fois plus lourd qu'un autre, autant sa molécule est plus lourde que celle de l'autre gaz. Si l'on prend les volumes égaux de deux gaz, leurs densités sont respectivement :

$$d_1 = \frac{m_1}{V} ; \quad d_2 = \frac{m_2}{V} .$$

Le rapport de ces densités est la densité relative du premier gaz par rapport au second

$$D = \frac{d_1}{d_2} = \frac{m_1/V}{m_2/V} = \frac{m_1}{m_2} ;$$

$$D = \frac{m_1}{m_2} .$$

Lorsque le volume vaut 22,4 l (à 0°C et 760 mm de mercure) m_1 et m_2 seront respectivement les masses molaires MG_1 et MG_2 des gaz considérés. Ainsi:

$$D = \frac{MG_1}{MG_2} \quad \text{ou} \quad D = \frac{M_1}{M_2} .$$

(MG et M sont numériquement égaux).

Le rapport entre la masse d'un certain volume d'un gaz et la masse du même volume d'un autre gaz pris dans les mêmes conditions est appelé - densité relative du premier gaz par rapport au second^{x)} (D).

D'habitude on détermine les densités relatives des gaz par rapport à l'hydrogène (gaz le plus léger) et à l'air. La masse moléculaire d'hydrogène est 2. On désigne par D_{H_2} la densité relative d'un gaz par rapport à l'hydrogène. Donc:

$$D_{H_2} = \frac{M}{2}$$

Exemple: Il faut trouver la densité relative de l'oxygène par rapport à l'hydrogène. $M_{O_2} = 32$, d'où $D_{H_2} = 32/2 = 16$. Donc, l'oxygène est 16 plus dense que l'hydrogène.

Comme l'air est un mélange de gaz il s'agit généralement de la masse moléculaire moyenne d'air. La masse d'un litre d'air est 1,293g. Par conséquent la masse molaire moyenne d'air est $22,4 \text{ l} \times 1,293 \text{ g/l} = 29 \text{ g}^{xx)$.

On désigne par D_{air} la densité d'un gaz par rapport à l'air. On a:

$$D_{air} = \frac{M}{29}$$

Exemple: trouver la densité de l'oxygène par rapport à l'air. $M_{O_2} = 32$.

$$D_{air} = \frac{32}{29} = 1,1$$

Donc, l'oxygène est 1,1 fois plus lourd que l'air.

En connaissant la densité relative d'un gaz on peut calculer sa masse moléculaire selon les relations:

$$M = 2D_{H_2} \quad \text{ou} \quad M = 29D_{air}$$

Exemple: la densité relative d'un gaz par rapport à l'air est de 1,52. Donc sa masse moléculaire est $M = 29D_{air} = 29 \times 1,52 = 44$ (celle du gaz carbonique CO_2).

x). La masse d'unité de volume d'un gaz s'appelle sa densité.

xx). On peut trouver la masse moléculaire moyenne de l'air en admettant qu'il est constitué environ par 4 volumes d'azote (N_2) et par deux volumes d'oxygène (O_2). Par suite:

$$M_{air} = \frac{4 \times M_{N_2} + 1 \times M_{O_2}}{4 + 1} = \frac{4 \times 28 + 1 \times 32}{5} = 29.$$

Le calcul des masses moléculaires des gaz montre que les molécules des gaz simples sont biatomiques (H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2), pourtant les molécules des gaz inertes sont monoatomiques (He, Ne, Ar, Kr, Xe).

IV.-

V A L E N C E

=====

1. Notion de valence.

La propriété fondamentale des atomes c'est leur capacité de se combiner aux atomes des autres éléments en formant de nouvelles molécules au cours des réactions chimiques. Or, chaque élément ne peut se combiner à tout autre élément; il possède un choix fixe. L'hydrogène, par exemple, se combine très volontiers au chlore, mais il ne se combine jamais au fer ou au nickel.

Envisageons encore un exemple.

En réagissant sur le chlore, l'hydrogène forme du gaz chlorhydrique. Chaque atome d'hydrogène ne peut se combiner qu'à un seul atome de chlore pour donner une molécule de gaz chlorhydrique HCl . Chaque atome de calcium se combine toujours à deux atomes de chlore en donnant une molécule de chlorure de calcium CaCl_2 , cependant il ne se combine qu'à un seul atome d'oxygène avec la formation d'une molécule d'oxyde de calcium CaO . Les atomes de calcium ne peuvent donc jamais se combiner aux atomes de chlore et d'oxygène dans les autres proportions.

On peut tirer une conclusion de nos exemples: les atomes de divers éléments ne peuvent se combiner que dans les rapports quantitatifs fixes.

La capacité d'un atome donné de se combiner à un nombre déterminé des autres atomes est appréciée par la valence^{x)}.

Définition: la valence c'est le nombre qui caractérise la capacité de l'atome d'un élément de s'unir à un nombre déterminé des atomes des autres éléments.

2. Unité de la valence.

Examinons les formules de divers composés hydrogénés.

HCl	gaz chlorhydrique	H_3N (NH_3)	gaz ammoniac
H_2O	eau	H_4C (CH_4)	gaz méthane.

Nous constatons qu'à un atome de chlore, d'oxygène, d'azote et de carbone sont respectivement unis 1, 2, 3, 4 atomes d'hydrogène. Un atome d'hydrogène ne s'unit jamais à plusieurs atomes simultanément, mais toujours à un seul. C'est donc l'atome d'hydrogène qui possède la capacité la plus faible de se combiner. D'ici découle l'idée de prendre la valence d'hydro-

=====

x). Le mot "valence" provient du mot latin "valentia" - valeur, capacité.

gène pour unité de la valence. On dit, que la valence de l'atome d'hydrogène est toujours égale à l'unité, c'est-à-dire l'hydrogène est monovalent.

3. Valence par rapport à l'hydrogène.

Dans les composés hydrogénés, la valence d'un atome quelconque peut être trouvée d'après le nombre d'atomes d'hydrogène auxquels il peut s'unir.

Examinons encore une fois les composés HCl , H_2O , NH_3 et CH_4 .

Si la valence de l'hydrogène est 1, alors la valence du chlore est aussi égale à 1, car un atome de chlore se combine à un atome d'hydrogène (HCl). La formule de l'eau H_2O montre que sa molécule est constituée par deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène, donc la valence de l'oxygène est 2. Dans la molécule d'ammoniac (NH_3) un atome d'azote est uni à trois atomes d'hydrogène, par conséquent, la valence de l'azote est 3. La valence du carbone est égale à 4 parce qu'un atome de carbone dans le méthane (CH_4) est lié à quatre atomes d'hydrogène.

On dit également que le chlore est monovalent, l'oxygène est di - ou bivalent, l'azote est trivalent, le carbone est tétra- ou quadrivalent.

Définition:

La valence trouvée des formules des combinaisons hydrogénées est appelée valence d'un élément par rapport à l'hydrogène.

Il est évident que cette valence est exprimée par le nombre d'atomes d'hydrogène qui s'unissent à un atome de cet élément.

4. Valence par rapport à l'oxygène.

Si les atomes d'un élément ne peuvent pas se combiner à l'hydrogène, peut-on définir leur valence?... On peut le faire d'après les formules de ses combinaisons oxygénées. On a déjà constaté, que l'oxygène a la valence 2 par rapport à l'hydrogène.

La molécule d'oxyde de calcium est constituée d'un atome de calcium et d'un atome d'oxygène (CaO). Mais l'oxygène est toujours bivalent donc le calcium est aussi bivalent.

En sachant la formule d'oxyde il est possible de déterminer la valence d'élément. La formule du gaz carbonique est CO_2 . La molécule de ce composé contient deux atomes d'oxygène pour un atome de carbone. Comme la valence d'oxygène est toujours égale à 2, le nombre total de ses unités de valence est $2 \times 2 = 4$. Toutes ces unités de valence sont utilisées par un atome de

carbone, donc la valence du carbone dans ce composé est égale à 4.

La formule d'oxyde d'aluminium est Al_2O_3 . L'oxygène est bivalent et il y a trois atomes d'oxygène dans la molécule d'oxyde. Ces trois atomes d'oxygène utilisent $2 \times 3 = 6$ unités de valence. D'autre côté toutes ces six unités de valence sont utilisées par deux atomes d'aluminium et chaque atome d'aluminium utilise $6 : 2 = 3$ unités. Donc, la valence d'aluminium est égale à 3; l'aluminium est trivalent.

De la même façon on trouve les valences des autres éléments dans leurs composés oxygénés:

Na_2O	- le sodium est monovalent,
CaO	- le calcium est bivalent,
Al_2O_3	- l'aluminium est trivalent,
Fe_2O_3	- le fer est aussi trivalent,
CO_2	- le carbone est tétravalent,
N_2O_5	- l'azote est pentavalent,
SO_3	- le soufre est hexavalent,
Mn_2O_7	- le manganèse est heptavalent,
OsO_4	- l'osmium est oktaivalent.

Définition:

La valence, trouvée d'après la formule de la combinaison oxygénée est appelée valence par rapport à l'oxygène.

5. Valence formulaire.

Il existe un grand nombre de combinaisons qui sont constituées par deux sortes d'atomes dont aucun n'est ni celui d'hydrogène, ni celui d'oxygène. Par exemple le chlorure de potassium KCl , le chlorure de calcium CaCl_2 , le chlorure ferrique FeCl_3 , etc... On peut déterminer la valence de K, Ca, Fe. Dans notre premier exemple (KCl) pour déterminer la valence de potassium il suffit de se rappeler le gaz chlorhydrique HCl , où le chlore est monovalent. Ainsi le chlore dans la molécule du chlorure de potassium est monovalent, alors le potassium dans KCl est aussi monovalent. De la même manière on peut déduire que le calcium dans le chlorure de calcium CaCl_2 est bivalent et le fer dans le chlorure ferrique FeCl_3 est trivalent.

6. Certaines généralités de la valence.

1°. La valence des atomes ne se manifeste que dans les combinaisons.

Exemple: en examinant un morceau de cuivre pur on ne peut rien dire de la valence du cuivre, parce qu'elle ne se manifeste pas. Or, dans une combinaison l'oxyde cuivrique CuO , la valence du cuivre est égale à 2.

2°. La valeur de la valence est un nombre entier.

3°. La valeur de la valence ne dépasse pas huit.

4°. Il existe un nombre d'éléments à la valence constante et un nombre d'éléments à la valence variable.

Exemple: hydrogène, oxygène, sodium, potassium ont dans toutes les combinaisons la valence constante; tandis que le fer est tantôt bivalent tantôt trivalent, donc le fer possède la valence variable.

5°. Lors de la substitution d'un atome par un autre dans un composé chimique, le nombre des unités de valence apportées par l'atome substituant est égal au nombre des unités de valence emportées par l'atome substitué.

Un atome monovalent ne peut être remplacé que par un atome monovalent (HCl et KCl).

Un atome bivalent peut être remplacé soit par un atome bivalent soit par deux atomes monovalents (CaO ou CaCl_2) etc..

6°. Lorsque deux atomes se combinent ils ont généralement des valences égales.

Un atome monovalent s'unit à un atome monovalent (HCl , NaCl);

Un atome bivalent s'unit soit à un autre atome bivalent (CaO) soit à deux atomes monovalents (CaCl_2);

Un atome trivalent s'unit à trois atomes monovalents (FeCl_3) etc...

Cela constitue la règle de saturation mutuelle des valences.

Soit la valence de l'atome d'un élément - V_1 ;

Son indice - i_1 ;

La valence de l'atome de l'autre élément - V_2 ;

L'indice de l'atome de cet élément - i_2 .

L'équation $V_1 \times i_1 = V_2 \times i_2$ exprime la règle de saturation mutuelle des valences.

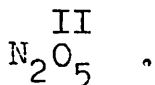
Le nombre d'unités de valence de tous les atomes d'un élément est égal au nombre d'unités de valence de tous les atomes d'un autre élément.

7. Application de la règle de saturation mutuelle des valences.

Il est nécessaire de savoir l'application de la règle de saturation mutuelle des valences pour la résolution de deux types de problèmes différents: 1) - détermination de la valence des éléments dans leurs composés; 2) - détermination des formules de composés chimiques en sachant les valences de différents éléments.

1). Détermination de la valence d'éléments dans leurs composés.

Il faut trouver la valence de l'azote dans un oxyde N_2O_5 . On sait que la valence de l'oxygène est constante et égale à 2; elle est désignée par le chiffre romain au-dessus de l'oxygène:



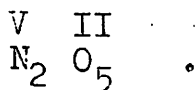
On applique la règle de saturation mutuelle des valences:

$$V_N \times i_N = V_O \times i_O$$

L'indice de l'azote $i_N=2$, la valence de l'oxygène $V_O = 2$, l'indice de l'oxygène $i_O=5$. On trouve la valence de l'azote:

$$V_N = \frac{V_O \times i_O}{i_N} = \frac{2 \times 5}{2} = 5$$

La valence de l'atome d'azote dans l'oxyde d'azote est égale à 5, on la désigne par le chiffre romain au-dessus de l'azote:



Pour déterminer les valences des éléments dans les composés il est nécessaire de savoir la valence d'un des éléments constituants. On a indiqué dans le tableau I les valences des éléments. Le soufre, par exemple, manifeste dans les composés trois valences: deux, quatre et six. Dans les combinaisons avec les métaux il manifeste généralement la valence 2, avec l'oxygène - 4 ou 6.

Il importe de ne pas oublier que cette méthode de détermination de la valence est applicable uniquement pour des composés constitués de deux éléments.

2). Détermination des formules des corps composés
d'après les valences des éléments.

En utilisant la règle de saturation mutuelle des valences et le tableau I il est possible d'écrire les formules des composés différents^{x)}.

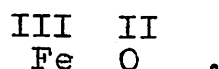
Examinons un exemple.

Il faut trouver la formule de l'oxyde ferrique ayant en vue que dans ce composé l'oxygène est bivalent et le fer est trivalent. Pour écrire la formule de cette combinaison chimique on doit:

a). Ecrire les symboles des éléments en les juxtaposant



b). Désigner les valences des éléments par les chiffres romains:



c). En utilisant la règle de saturation mutuelle des valences

$$V_{\text{Fe}} \times i_{\text{Fe}} = V_{\text{O}} \times i_{\text{O}}$$

trouver le rapport le plus simple entre l'indice de fer (i_{Fe}) et l'indice de l'oxygène (i_{O}) :

$$i_{\text{Fe}} : i_{\text{O}} = V_{\text{O}} : V_{\text{Fe}} \quad \text{ou}$$

$$i_{\text{Fe}} : i_{\text{O}} = 2 : 3 .$$

d). Ecrire la formule du composé chimique en utilisant les indices trouvés: Fe_2O_3 .

C'est la formule de l'oxyde ferrique.

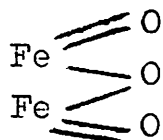
=====

x). Il faut savoir que la formule d'un composé peut être établie si l'on sait sa composition centésimale. Nous utilisons les valences connues des éléments pour écrire les formules des combinaisons chimiques déjà établies.

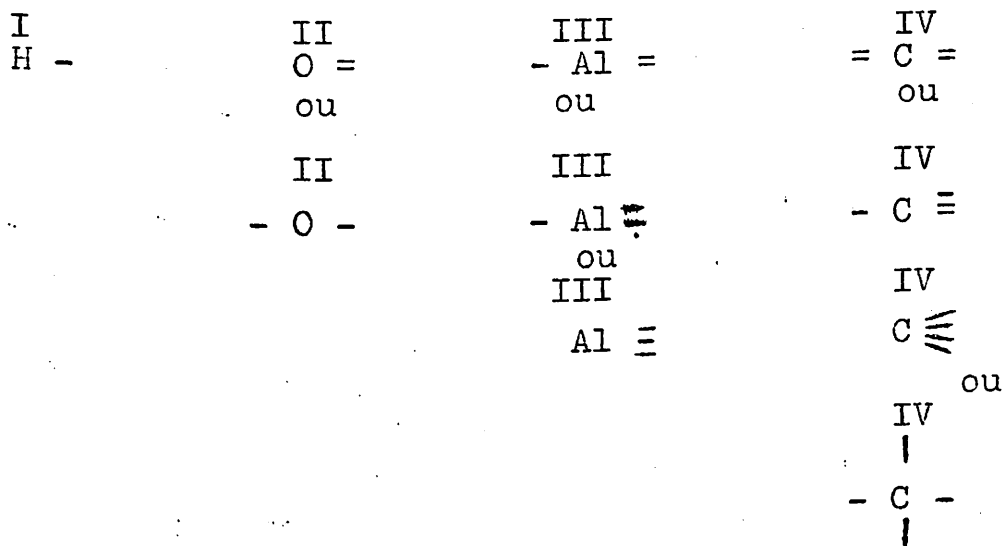
8. Formules développées.

Les formules chimiques qu'on a utilisées pour la représentation des composés chimiques sont les formules brutes qui ne fixent que le nombre exacte des atomes de chaque élément dans la molécule. Mais en utilisant la notion de valence il est possible de passer à la représentation des formules développées des corps chimiques. La formule développée plane est un schéma où les atomes, occupant des positions séparées dans un plan sont rattachés entre eux par des liens de valence.

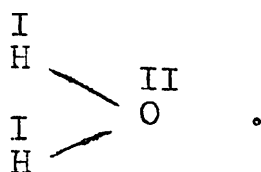
Exemple: la formule brute de l'oxyde ferrique étant Fe_2O_3 , la formule développée du même composé est représentée de la façon suivante:



On utilise les formules développées pour présenter directement l'ordre dans lequel s'unissent les atomes formant des molécules. On adjoint aux symboles des atomes un nombre de traits égal à leur valence.



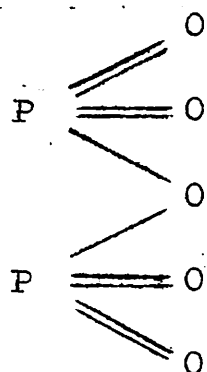
La formule développée de la molécule d'eau, qui est constituée par deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène peut être représentée de la manière suivante. On écrit en colonne deux symboles d'hydrogène et à côté d'eux un symbole d'oxygène en les reliant par les traits conformément à leurs valences:



D'après la formule développée de l'eau on voit que les atomes d'hydrogène sont liés à un atome d'oxygène, mais ne sont pas liés entre eux. D'après la règle de saturation mutuelle des valences toutes les unités de valence doivent être saturées, c'est pourquoi on ne doit pas avoir de traits libres.

Exemple: représenter la formule développée de l'oxyde de phosphore P_2O_5 .

On écrit en colonne 2 symboles de phosphore et à côté d'eux 5 symboles d'oxygène. On relie les symboles de phosphore et d'oxygène par les traits de valence :



9. Notion de radical. Valence des radicaux.

On appelle radical un groupe d'atomes commun à un certain nombre de composés chimiques.

Ainsi, la formule de l'eau H_2O ou HOH et la formule de la soude $NaOH$ ont en commun le radical - OH, que l'on appelle oxhydrile.

Le radical oxhydrile est monovalent car dans l'eau $H - OH$ il est uni à un atome d'hydrogène (qui est toujours monovalent) et dans la soude $Na - OH$ à un atome monovalent de sodium.

Le radical sulfate ($=SO_4$) est bivalent, car il est uni à deux atomes d'hydrogène dans l'acide sulfurique H_2SO_4 .

Dans les réactions chimiques les radicaux se déplacent "en bloc", c'est-à-dire chaque radical joue le rôle d'un élément, mais "d'un élément composé".

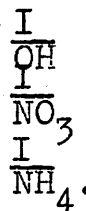
Exemples de radicaux:

Radicaux monovalents:

oxhydrile

nitrate

ammonium



Radicaux bivalents:

sulfite



sulfate



carbonate



Radical trivalent:

phosphate



Les radicaux n'existent pas à l'état libre.

TABEAU N°1.

Tableau de principaux éléments. Leurs valences usuelles.

Non de l'élé- ment	Sym- bole	Valence						Exemples de combi- naisons
1. Hydrogène	H	1						H ₂ O, HCl
2. Sodium	Na	1						NaCl, Na ₂ O
3. Potassium	K	1						KCl, K ₂ O
4. Rubidium	Rb	1						Rb ₂ O
5. Fluor	F	1						KF, HF
6. Argent	Ag	1						Ag ₂ O
7. Magnésium	Mg	2						MgO
8. Calcium	Ca	2						CaCl ₂ , CaO
9. Strontium	Sr	2						SrBr ₂ , SrO
10. Baryum	Ba	2						BaO
11. Zinc	Zn	2						ZnI ₂ , ZnO
12. Oxygène	O	2						H ₂ O
13. Aluminium	Al	3						Al ₂ O ₃
14. Silicium	Si	4						SiO ₂
15. Mercure	Hg	1	2					Hg ₂ O, HgO
16. Cuivre	Cu	1	2					Cu ₂ O, CuO
17. Or	Au	1	3					Au ₂ O, AuCl ₃
18. Fer	Fe	2	3					FeO, Fe ₂ O ₃
19. Tungstène	W				6			WO ₃
20. Etain	Sn	2	4					SnO, SnO ₂
21. Plomb	Pb	2	4					PbO, PbO ₂
22. Carbone	C	2	4					CO, CH ₄ , CO ₂
23. Phosphore	P	3	5					PH ₃ , P ₂ O ₃ , P ₂ O ₅
24. Chrome	Cr	3			6			Cr ₂ O ₃ , CrO ₃
25. Soufre	S	2	4		6			H ₂ S, SO ₂ , SO ₃
26. Azote	N	1	2	3	4	5		N ₂ O, NO, N ₂ O ₃ , NO ₂ , N ₂ O ₅ , NH ₃

La suite du tableau N° I .

Nom de l'élé- ment	Sym- bole	Valence					Exemples de combi- naisons
		2	3	4	6	7	
27. Manganèse	Mn						MnO, Mn ₂ O ₃ , MnO ₂ , MnO ₃ , Mn ₂ O ₇
28. Chlore	Cl	1				7	HCl, Cl ₂ O ₇
29. Brome	Br	1					HBr
30. Iode	I	1					HI

V.- R.E.A.C.T.I.O.N.S C.H.I.M.I.Q.U.E.S.
L.E.U.R R.E.P.R.E.S.E.N.T.A.T.I.O.N P.A.R D.E.S
E.Q.U.A.T.I.O.N.S C.H.I.M.I.Q.U.E.S.

1. Réactions chimiques.

Nous avons déjà rencontré des exemples de phénomènes chimiques ou de réactions chimiques. Envisageons quelques exemples:

1. Acide chlor^rhydrique agit sur le zinc produisant du chlorure de zinc et de l'hydrogène qui se dégage.

zinc + acide chlorhydrique donne chlorure de zinc +
+ gaz hydrogène

2. Le sodium brûle dans l'oxygène en donnant de l'oxyde de sodium.

sodium + oxygène donne oxyde de sodium

3. Le fer se combine avec le soufre en donnant du sulfure de fer.

fer + soufre donne sulfure de fer

Ainsi on peut constater que:

- dans le premier exemple le zinc et l'acide chlorhydrique disparaissent en donnant naissance aux nouveaux corps, le chlorure de zinc et l'hydrogène.

dans le deuxième exemple le sodium et l'oxygène disparaissent et l'oxyde de sodium apparaît.

- dans le troisième exemple après la combustion d'un mélange hétérogène de la p^udre de fer et de soufre, le fer et le soufre disparaissent et un produit noir, le sulfure de fer apparaît....

Ces trois exemples sont ceux des réactions chimiques.

Définition La réaction chimique est une transformation au
cours de laquelle des corps initiaux disparaissent
et des corps nouveaux apparaissent.

Les corps initiaux que la réaction fait disparaître con-
stituent les réactifs. (le zinc et l'acide chlorhydrique dans
le premier exemple, le sodium et l'oxygène dans le deuxième,
etc...)

Les nouveaux corps qui se forment pendant la réaction
chimique sont appelés les produits de la réaction (le chlorure

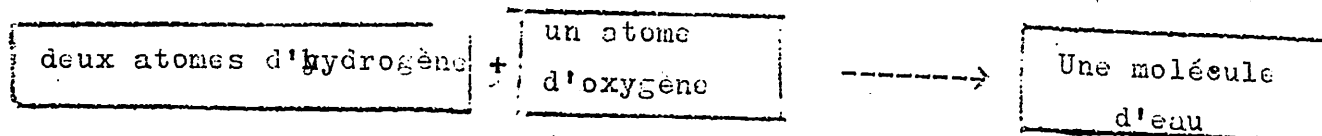
de zinc et l'hydrogène dans le premier exemple, l'oxyde de sodium dans le deuxième, etc...).

Les réactions chimiques s'accompagnent souvent de dégagement ou d'absorption de chaleur, émission de lumière, changement de couleur etc...

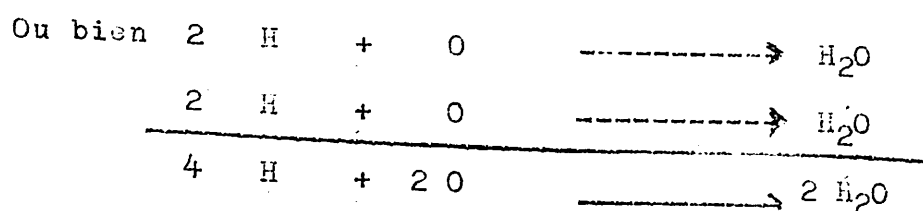
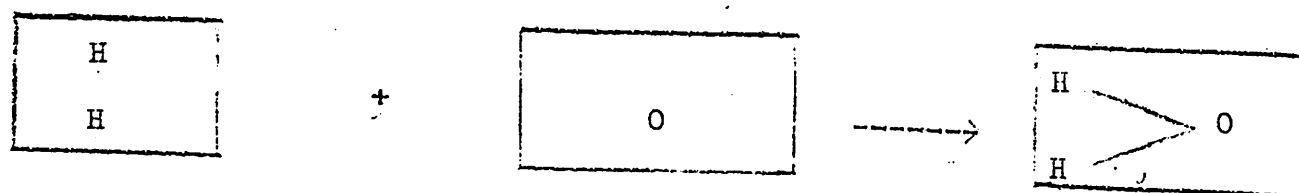
2. INTERPRETATION DE LA REACTION CHIMIQUE A L'ECHELLE ATOMIQUE.

Examinons comme exemple la réaction de la synthèse de l'eau.

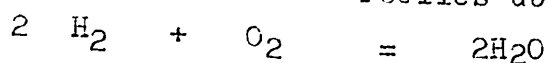
Le mélange de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxygène ne réagit qu'à la température élevée. A la température ordinaire les molécules de deux de deux espèces se déplacent librement de façon désordonnée, avec de très grande vitesse, mais elle ne réagissent pas. Il est possible de provoquer la réaction chimique à la température ordinaire en introduisant une flamme dans le mélange gazeux ou bien en faisant l'étincelle. Une violente explosion se produit. Les molécules de l'eau liquide se forment. La réaction se produit d'après le schéma qui est représenté sur la figure 6.



H - Symbole d'Hydrogène, O - Symbole d'Oxygène ; on représente la création en utilisant les symboles :



Rappelons que les réactifs sont des gaz. Ils sont constitués des molécules biatomiques d'hydrogène et d'oxygène. Aussi, la création chimique d'après les conditions réelles doit être exprimée de la manière suivante :



C'est l'équation chimique de la réaction de synthèse

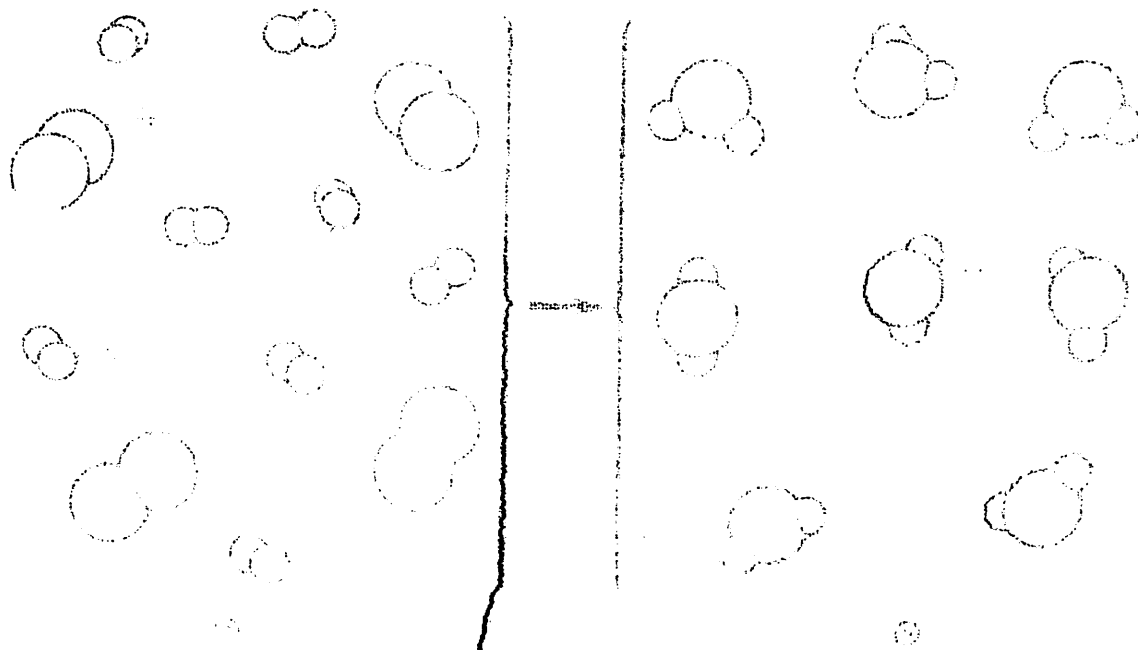
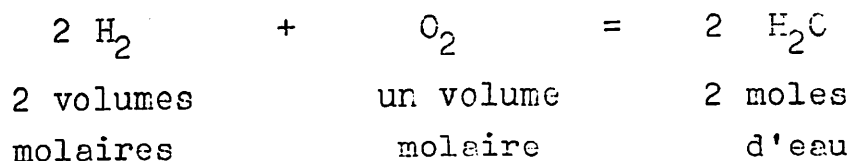


Fig. 5. - Schéma de la réaction de la synthèse d'eau.

- a) état initial: molécules d'oxygène et molécules d'hydrogène.
- b) état final: molécules d'eau.

d'eau. Cette équation donne simultanément les rapports en volumes entre les corps réagissants :



Au cours de la transformation de 2 volumes molaires d'hydrogène et d'un volume molaire d'oxygène en deux moles d'eau seule la disposition des atomes est modifiée. Chacun d'eux conserve sa propre masse; le nombre total des atomes d'hydrogène et des atomes d'oxygène ne change pas. Tous les atomes se retrouvaient dans l'eau formée.

Il s'en suit que toute réaction chimique est ^{une} désintégration des molécules des réactifs en atomes et leur regroupement en molécules de nouveaux corps.

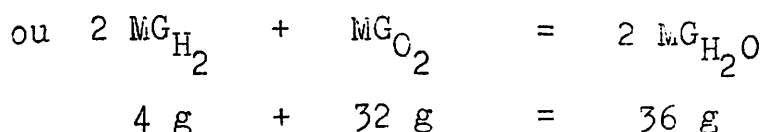
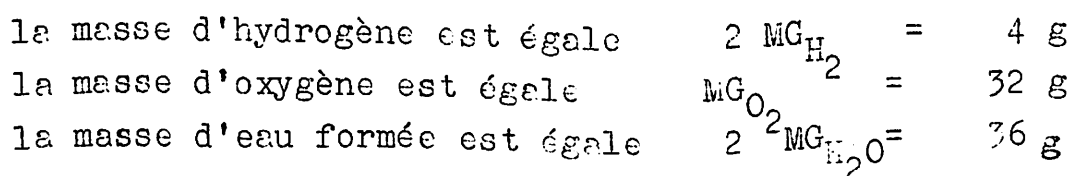
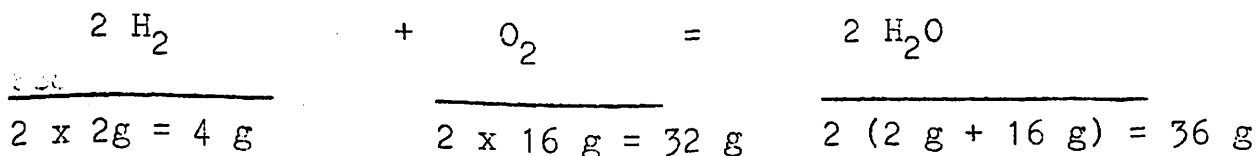
3. Loi de conservation de la masse.

En 1748 le célèbre savant russe Mikhaïl Lomonossov à la base de ses expériences formula la loi de la conservation de la masse, la loi fondamentale en chimie.

Dans une réaction chimique la masse de tous les corps qui entrent en réaction est égale à celle de tous les produits de la réaction.

Plus tard, en 1777, cette loi fut indépendamment établie par le chimiste français Antoine Lavoisier.

Dans la réaction de la formation de l'eau, il en résulte que la masse totale de chaque élément est invariable et que la masse de l'eau formée est égale à la somme des masses d'hydrogène et d'oxygène, qui ont réagi. Cet exemple peut bien illustrer le sens de la loi de la conservation de la masse :



Résumé. A la base de la loi de la conservation de la masse toute réaction chimique peut être interprétée comme un regroupement des atomes. Au passage d'une combinaison des atomes (molécule) à une autre tous les atomes se conservent: il y a en fin de réaction le même nombre d'atomes de chaque élément qu'avant la réaction, et chacun d'eux a conservé sa masse.

4. Loi de la constance de la composition.

En 1799, le chimiste français Proust a énoncé la loi de la constance de la composition :

La composition qualitative et quantitative d'un corps pur est constante, elle ne dépend pas de l'origine de ce corps pur.

En d'autres termes on peut dire que chaque corps est caractérisé par une composition quantitative et qualitative bien définie et constante. La composition d'un corps est indépendante du mode de sa préparation.

Ainsi la molécule d'eau (H_2O) est toujours constituée d'hydrogène et d'oxygène. Le rapport entre les masses des deux éléments constitutifs de l'eau est 1 : 8. Donc la proportion en masse de ce composé est invariable. Elle est égale dans une mole à 2 g d'hydrogène pour 16 g d'oxygène.

De la même façon, la composition en masse d'oxyde de calcium (CaO) est toujours la même : 40 g de calcium pour 16 g de l'oxygène. Cette proportion est indépendante du mode de préparation de l'oxyde de calcium. Il peut être obtenu par trois procédés différents :

(I) $Ca + O_2 \xrightarrow{\quad} CaO$ Le métal calcium brûle dans l'oxygène avec la formation de l'oxyde de calcium, appelé la chaux vive.

(II) $Ca(OH)_2 \xrightarrow{t^o} CaO$ Au chauffage assez fort la chaux éteinte se décompose en chaux vive et en eau

(III) $CaCO_3 \xrightarrow{t^o} CaO + CO_2$ Fortement chauffé, le carbonate de calcium (calcaire) se décompose en donnant de la chaux vive et du gaz carbonique.

L'oxyde de calcium obtenu par ces procédés a toujours la même composition et la même proportion en masse. C'est toujours

la même formule CaO qui correspond à cet oxyde et le représente.

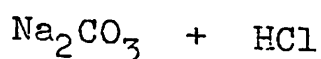
5. Equation chimique.

Une équation chimique est la représentation d'une réaction à l'aide de formules. Comme toute équation chimique exprime une réaction réelle, il est nécessaire de réaliser d'abord l'étude expérimentale pour établir les produits de la réaction. Il suffit de connaître les formules des corps initialement mis en présence et celle des produits pour écrire l'équation de la réaction.

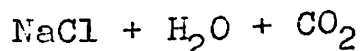
Toute équation chimique se compose de deux membres: le membre de gauche et le membre de droite. Pour écrire l'équation chimique, il faut tenir compte des règles suivantes.

Comme exemple, examinons l'action de l'acide chlorhydrique (HCl) sur le carbonate de sodium (Na_2CO_3) qui produit du chlorure de sodium (NaCl), de l'eau (H_2O) et du gaz carbonique (CO_2).

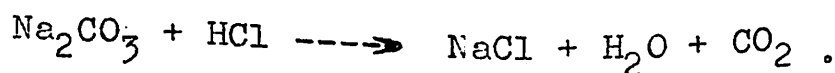
- 1°. On écrit dans le membre de gauche les formules des corps qui entrent en réaction (les réactifs) en les unissant par le signe + :



- 2°. Dans le membre de droite on écrit les formules des produits de la réaction reliées par le signe + :



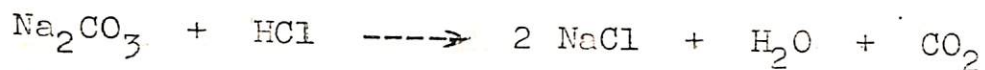
- 3°. Les deux membres sont liés par une flèche qui indique le sens dans lequel s'effectue la réaction; donc le schéma de la réaction est:



- 4°. On équilibre ensuite l'équation chimique. D'après la loi de la conservation de la masse on doit retrouver le même nombre d'atomes de chaque élément dans les deux membres. Pour réaliser cette opération il est nécessaire parfois de multiplier certaines formules par un coefficient convenable.

Dans le membre de gauche il y a deux atomes de sodium et dans le membre de droite il n'y en a qu'un, c'est pourquoi on met

le coefficient 2 devant la formule du chlorure de sodium (NaCl), ce coefficient est rapporté à l'atome de sodium tant qu'à celui du chlore:



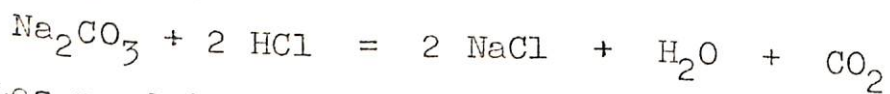
Maintenant on a dans le membre de droite deux atomes de chlore, mais dans le membre de gauche on a un seul. On pose alors le coefficient 2 devant la formule de l'acide chlorhydrique (HCl). Et comme dans le cas précédent ce coefficient-ci est rapporté aux deux atomes de la molécule.



5°. On vérifie le nombre d'atomes de chaque élément dans les deux membres. Il y a deux atomes de sodium dans le membre de gauche (Na_2CO_3) et le même nombre dans le membre de droite (2 NaCl); il y a un atome de carbone dans le membre de gauche (Na_2CO_3), il y en a aussi un dans le membre de droite (CO_2); trois atomes d'oxygène dans le membre de gauche (Na_2CO_3) et trois dans le membre de droite ($\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$); il y a deux atomes d'hydrogène dans le membre de gauche (2 HCl) et deux dans le membre de droite (H_2O) et, enfin il y a deux atomes de chlore (2 HCl) dans le membre de gauche et deux atomes du même élément dans le membre de droite (2 NaCl).

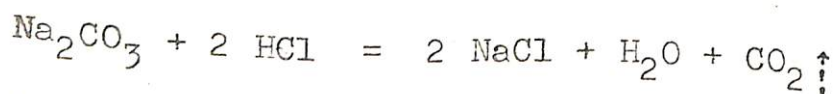
Ainsi le nombre d'atomes de chaque élément du membre de gauche est égal à celui de chaque élément du membre de droite.

6°. Après avoir vérifié les coefficients, on remplace la flèche par un signe d'égalité, qui indique que l'équation de la réaction chimique est équilibrée, donc on arrive à l'équation chimique:



Les produits insolubles (les précipités) sont indiqués dans les équations chimiques par les flèches ↓; les produits volatils par les flèches ↑.

Dans notre équation il ne reste qu'à indiquer le gaz carbonique, qui est un produit volatil.



Ainsi l'équation de la réaction chimique est représentée.

5. Intérêt des équations chimiques

Une équation chimique exprime quantitativement et qualitativement les transformations qui se produisent dans une réaction.

Sur le plan qualitatif les équations chimiques indiquent les proportions en masses (pondérales) des corps qui réagissent et ceux qui se forment. Pour les gaz, elles indiquent aussi les proportions en volumes, car une mole (une molécule - gramme) d'un gaz quelconque occupe le volume de 22,4 l aux conditions normales.

7. Principaux types de réactions chimiques.

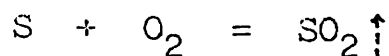
On distingue quatre principaux types de réactions chimiques:

- 1). - d'addition (de combinaison),
- 2). - de décomposition (de destruction),
- 3). - de substitution,
- 4). - d'échange (de double substitution).

1). Réaction d'addition. La réaction au cours de laquelle deux ou plusieurs corps donnent un nombre inférieur des corps est appelée réaction d'addition.

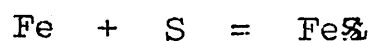
Exemple:

a). La combustion du soufre dans l'oxygène:

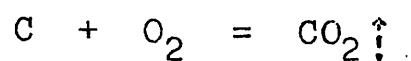


Le soufre se combine à l'oxygène en donnant du gaz sulfureux.

b). La combinaison du fer et du soufre donnant du sulfure de fer :



c). La combustion du carbone dans l'oxygène donnant du gaz carbonique:

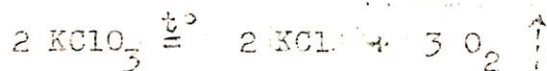


2). Réaction de décomposition.

La réaction au cours de laquelle un corps composé disparaît en donnant naissance à plusieurs autres est appelée réaction de décomposition.

Exemple :

a). Décomposition du chlorate de potassium par chauffage



Chauffé, le chlorate de potassium fond, puis se décompose en dégageant de l'oxygène et en laissant un résidu du chlorure de potassium.

b). Décomposition du carbonate de calcium par chauffage :



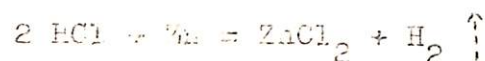
Le calcaire se décompose à une température de l'ordre de 1000°C avec formation de la chaux vive CaO et dégagement du gaz carbonique.

3). Réaction de substitution.

La réaction de substitution est celle au cours de laquelle des atomes d'un corps simple remplacent des atomes d'un corps composé.

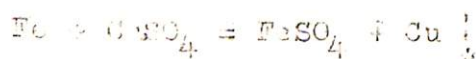
Exemple :

a). L'action du zinc sur l'acide chlorhydrique :



Les atomes de zinc (corps simple) remplacent des atomes d'hydrogène de l'acide chlorhydrique, l'hydrogène se dégage, le chlorure de zinc reste en solution.

b). L'action du fer sur le sulfate de cuivre :



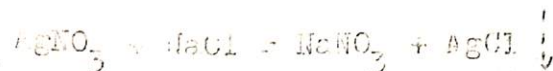
Le fer substitue le cuivre d'une solution de sulfate de cuivre. Il se dépose du cuivre métallique sur un clou en fer plongé dans la solution de sulfate de cuivre, le sulfate ferreux reste en solution.

4). Réaction d'échange.

La réaction au cours de laquelle deux corps composés s'échangent des atomes ou des groupes d'atomes est appelée la réaction d'échange.

Exemple :

a). La solution de nitrate d'argent donne avec le chlorure de sodium un précipité blanc de chlorure d'argent et le nitrate de sodium en solution :



b). La solution de sulfate de cuivre donne avec la solution (l'hydroxyde de sodium) un précipité bleu d'hydrogène cui-

vrique et le sulfate de sodium en solution:



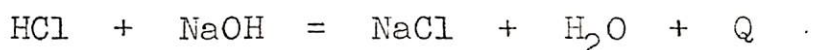
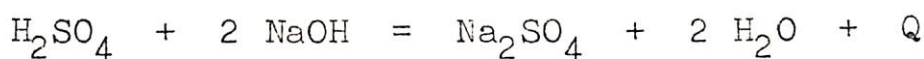
8. Réactions exothermiques et endothermiques.

Selon le caractère de la réaction chimique, ainsi que selon les conditions dans lesquelles elle se déroule, l'énergie peut se dégager ou être absorbée. Ainsi on distingue les réactions exothermiques et les réactions endothermiques.

1). La réaction qui est accompagnée d'un dégagement de chaleur est une réaction exothermique.

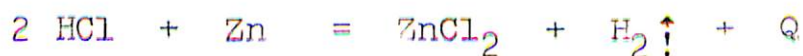
Exemple:

a). L'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique neutralisent la soude caustique avec le dégagement de chaleur:



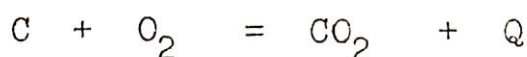
Il se forme le sulfate ou le chlorure de sodium et de l'eau.

b). L'acide chlorhydrique attaque le zinc, le fer ou l'aluminium avec un dégagement de chaleur:



Il se forme dans cette réaction du chlorure de zinc et de l'hydrogène.

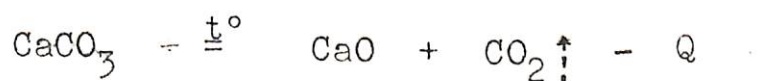
c). La combustion du carbone dans l'oxygène donnant du gaz carbonique se passe avec le dégagement d'une quantité importante de chaleur:



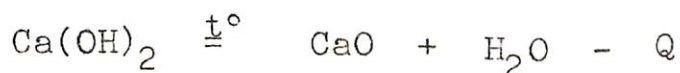
2). La réaction accompagnée d'une absorption de la chaleur est la réaction endothermique.

Exemple:

a). A une température de l'ordre de 1000°C le carbonate de calcium se décompose en donnant de la chaux vive et du gaz carbonique:



b). Si l'on chauffe la chaux éteinte vers 450°C elle se décompose en chaux vive et en eau:



VI.- O X Y G E N E

Symbole chimique - O

Masse atomique - $A_o = 15,99$

La molécule d'oxygène se compose de deux atomes.

Sa formule est O_2 .

Masse moléculaire - $M_{O_2} = 31,99$

1. Etat naturel.

L'oxygène est le plus abondant des éléments que l'on trouve dans la nature. A l'état libre (gaz oxygène) il compose 21% de l'air.

A l'état combiné l'élément oxygène constitue 8/9 de la masse d'eau et environ 50% de l'écorce terrestre sous forme de divers minéraux.

L'oxygène entre aussi dans la composition des combinaisons qui constituent les organismes des plantes et des êtres vivants.

L'oxygène joue un très grand rôle dans la nature: les êtres terrestres en aspirent de l'air, les poissons et les êtres vivants dans l'eau absorbent l'oxygène y dissous.

2. Propriétés physiques.

L'oxygène est un gaz incolore et inodore. Il est un peu plus lourd que l'air. Sa densité par rapport à l'air est 1,105. L'oxygène est difficilement liquéfiable. Il présente alors l'aspect d'un liquide bleuâtre qui bout à $-183^{\circ}C$ sous la pression normale. L'oxygène est peu soluble dans l'eau, 1 litre d'eau peut dissoudre environ 30 cm^3 d'oxygène à la température ordinaire ce qui explique la présence de l'oxygène parmi les gaz dissous dans les eaux naturelles.

3. Propriétés chimiques.

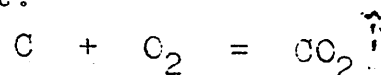
On reconnaît l'oxygène par sa capacité d'activer la combustion: la buchette de bois qui a été portée à l'incandescence s'enflamme dès qu'on l'introduit dans le récipient contenant de l'oxygène.

La propriété chimique d'un corps c'est son aptitude à entrer en réaction chimique avec d'autres corps.

Faisons connaissance avec certaines réactions de combinaison d'oxygène avec les corps simples:

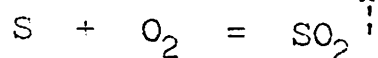
a). Si l'on porte à l'incandescence un morceau de charbon...

(constitué en grande partie par l'élément carbone) et on le plonge dans l'oxygène il brûle sans flamme. Il se forme le gaz carbonique qui trouble la chaux éteinte. L'équation de la réaction s'écrit:



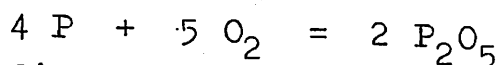
b). Le soufre (solide, jaune) enflammé dans l'air brûle dans l'oxygène avec une flamme bleue, et brillante en produisant le gaz sulfureux d'une odeur suffocante.

L'équation de la réaction est donc:



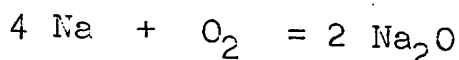
c). La poudre de phosphore rouge brûle dans l'oxygène avec plus de vivacité que dans l'air en donnant la fumée blanche de l'anhydride phosphorique.

D'après l'analyse on attribue à ce composé la formule P_2O_5 . La combustion du phosphore se formule:

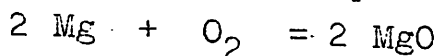


d). Le sodium métallique (solide, grisâtre) brûle dans le récipient rempli d'oxygène avec une flamme jaune.

Sa combustion donne la fumée blanche d'oxyde de sodium qui se dépose en poudre sur les parois du récipient. L'équation de la réaction s'écrit:



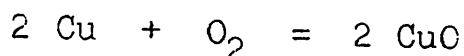
e). Un ruban de magnésium métallique préalablement enflammé continue à brûler dans l'oxygène avec une flamme éblouissante. Cette combustion produit la poudre blanche d'oxyde de magnésium.



Toutes ces réactions sont accompagnées d'un dégagement de la chaleur assez important.

L'oxygène entreient la combustion. Aussi les corps brûlent-ils plus vivement dans l'oxygène que dans l'air.

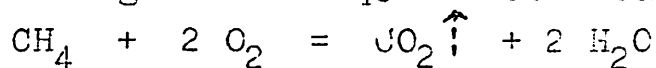
Par analogie, les autres métaux et non-métaux se combinent à l'oxygène. Cependant, ces réactions ne sont pas toujours accompagnées de la combustion. Ainsi le cuivre chauffé fortement dans l'oxygène ou dans l'air se couvre d'une couche noire de l'oxyde cuivrique. L'équation de la réaction de combinaison de cuivre avec l'oxygène s'écrit:



La combustion d'un corps n'est pas autre chose que la combinaison des éléments avec l'oxygène. Les corps qui résultent de ces réactions sont dits oxydes.

On appelle oxyde un corps composé de deux éléments dont l'un est l'oxygène.

Les oxydes s'obtiennent aussi lors de combustion des corps composés. Le gaz méthane de formule CH_4 brûle dans l'oxygène en donnant le gaz carbonique et de l'eau:



La réaction de combinaison des corps simples et composés avec l'oxygène s'appelle réaction d'oxydation.

4. Préparation industrielle.

a). Distillation fractionnée de l'air liquide:

Lors de la distillation de l'air liquide l'azote, plus volatil ($T_e = -196^\circ\text{C}$) s'échappe à l'état gazeux du sommet de la colonne de distillation, l'oxygène liquide ($T = -183^\circ\text{C}$) est recueilli au fond de la colonne.

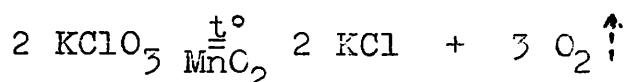
b). Electrolyse de l'eau.

On décompose l'eau par le courant électrique en présence de la soude.

5. Préparation au laboratoire.

a). Décomposition thermique de chlorate de potassium KClO_3 .

Lors de chauffage du chlorate de potassium d'abord il fond, puis se décompose avec un dégagement de l'oxygène:

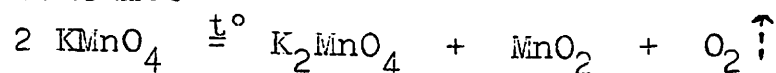


Pour accélérer cette réaction on ajoute un peu de bioxyde de manganèse MnO_2 . Bien que MnO_2 accélère la vitesse de dégagement de l'oxygène il n'est pas lui-même modifié. Alors il joue le rôle de catalyseur.

Les substances qui accélèrent la réaction chimique et qui restent intactes au cours de cette réaction s'appellent catalyseurs. On dit qu'elles catalysent la réaction.

b). Décomposition de permanganate de potassium KMnO_4 .

En chauffant le permanganate de potassium (cristaux noirs-violet) on obtient l'oxygène décelé par l'inflammation de la buchette consumée



6. Utilisation.

L'oxygène est le plus communément utilisé pour l'obtention de hautes températures. Ces températures sont atteintes en brûlant des gaz combustibles (hydrogène, gaz de ville, etc.), mélangés à l'oxygène pur. On utilise largement l'oxygène mélangé à l'acétylène (température de la flamme est environ

3000°C) pour le soudage et l'oxycoupage des métaux. Les applications de l'oxygène (ou de l'air enrichi en oxygène) ont une grande importance pour l'intensification de plusieurs procédés industriels dans la métallurgie.

Il est à noter son rôle important pour la réanimation des blessés, asphyxiés ou affaiblis, en chirurgie et pour la respiration activée en altitude ou en plongée.

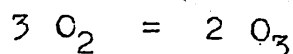
7. Ozone. Allotropie.

Si l'on produit de l'effluve électrique dans un flacon avec l'oxygène une odeur caractéristique apparaît.

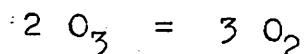
La même odeur apparaît lors de l'orage. L'apparition de l'odeur indique qu'un nouveau corps se forme. Ce corps s'appelle ozone.

Dans les conditions ordinaires l'ozone est un gaz. Sa molécule est formée par 3 atomes d'oxygène; sa formule est alors O_3 .

L'équation de la réaction de transformation d'oxygène en ozone s'écrit



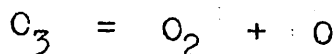
Mais l'ozone n'est pas stable. A la température ordinaire il se transforme en oxygène



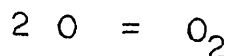
L'ozone a les propriétés différentes de celles d'oxygène : il est 1,5 fois plus lourd que l'oxygène, plus soluble dans l'eau.

Il est aussi plus actif que l'oxygène. Si l'oxygène est sans action sur l'argent même à la température élevée l'ozone réagit sur l'argent à la température ordinaire en donnant de l'oxyde d'argent.

Lors de la transformation de l'ozone en oxygène il se forme d'abord l'oxygène naissant (atomique):



Ensuite les atomes d'oxygène se combinent deux en molécules:



Les atomes d'oxygène naissant sont plus actifs que les molécules d'oxygène. Aussi l'ozone possède-t-il plus grande activité chimique que l'oxygène.

Le phénomène d'existence d'un élément chimique sous forme de deux ou plusieurs corps simples est appelé allotropie. Ses corps simples s'appellent variétés allotropiques de cet élément.

L'oxygène et l'ozone sont des variétés allotropiques de l'élément oxygène.

VII.- HYDROGENE

Symbole chimique - H .

Masse atomique - $A_H = 1,008$

La molécule d'hydrogène est composée de deux atomes.

Sa formule est H_2 .

Masse moléculaire $M_{H_2} = 2,016$

1. Etat naturel.

L'élément hydrogène sous forme d'un corps simple H_2 est rare dans la nature: le gaz des volcans en renferme une faible proportion; on en trouve des traces dans les couches supérieures de l'atmosphère. Par contre, à l'état combiné l'élément hydrogène est très répandu. En particulier, il constitue 1/9 de la masse d'eau et existe à côté du carbone dans tous les composés organiques (gaz naturel, pétrole, etc.).

2. Propriétés physiques.

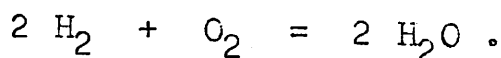
L'hydrogène est un gaz incolore, inodore, presque insoluble dans l'eau. Il est plus léger de tous les gaz. Sa densité par rapport à l'air $D_{air} = 2/29 = 0,069$ (14,5 fois moins dense que l'air). Sous pression normale l'hydrogène se liquéfie à $-253^\circ C$ et se solidifie à $-259^\circ C$.

3. Propriétés chimiques.

L'hydrogène ordinaire est, en général, peu actif à froid, mais en présence de catalyseurs ou sous l'action de la température élevée et de la lumière, il se combine à un grand nombre de non-métaux et aux métaux très actifs.

a). Action sur l'oxygène.

La combustion de l'hydrogène dans l'oxygène ou dans l'air donne de l'eau. L'équation de la réaction s'écrit:



Au cours de cette réaction on constate un grand dégagement de chaleur.

Lorsqu'on prépare préalablement le mélange de 2 volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxygène, appelé mélange tonnant, la réaction amorcée par la flamme ou par l'étincelle électrique est explosive.

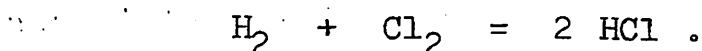
En remplaçant l'oxygène par l'air on obtient la réaction explosive mais moins violente, car l'oxygène dans l'air est dilué par l'azote. Néanmoins, tout mélange d'hydrogène et d'oxy-

gène ou d'air est dangereux. Avant d'allumer l'hydrogène sortant d'un appareil on se persuade qu'il est pur. Pour le faire on remplit l'éprouvette par l'hydrogène obtenu dans un appareil quelconque. Si son inflammation est bruyante l'hydrogène est mélangé à l'air, car l'hydrogène pur s'enflamme presque sans bruit.

La réaction d'hydrogène avec l'oxygène peut ^{être} amorcée par l'introduction de platine (catalyseur) dans un mélange de deux gaz.

b). Action sur le chlore.

L'hydrogène enflammé continue à brûler dans le chlore. On obtient le gaz chlor^{hy}drrique d'une odeur suffocante

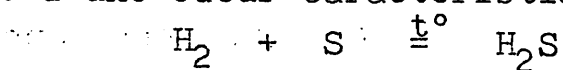


Cette réaction est explosive si l'on expose le mélange d'hydrogène et du chlore à la lumière vive.

La solution de gaz chlor^{hy}drrique dans l'eau s'appelle ^{l'}acide chlor^{hy}drrique.

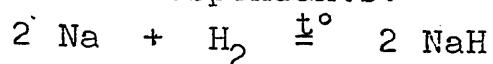
c). Action sur le soufre.

Le soufre brûle dans l'hydrogène en formant le gaz sulf^{hy}drrique d'une odeur caractéristique

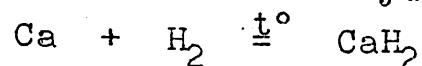


d). Action sur les métaux actifs.

Des métaux chauffés réagissent avec l'hydrogène en donnant des hydrures correspondants:



hydrure de sodium.



hydrure de calcium.

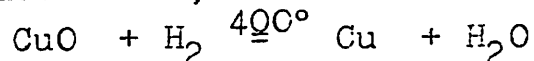
e). Action sur les oxydes. Propriétés réductrices de l'hydrogène.

L'hydrogène se combine à l'oxygène en dégageant beaucoup de chaleur. L'eau qui résulte de cette combinaison est très stable. On dit que l'hydrogène possède une grande affinité pour l'oxygène.

En raison de cette affinité l'hydrogène peut enlever l'oxygène ~~aux~~ oxydes des métaux ou des non-métaux.

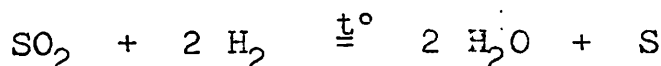
De telles réactions sont dites réductions. Les corps susceptibles, comme l'hydrogène, de s'unir à l'oxygène ou de s'emparer de l'oxygène des composés oxygénés s'appellent réducteurs.

Ainsi l'oxyde cuivrique CuO peut être réduit par l'hydrogène à 400°. L'hydrogène se combine à l'oxygène de l'oxyde pour former l'eau, et le cuivre est libéré.

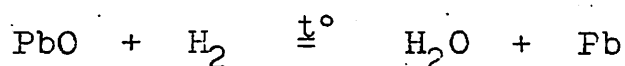


Beaucoup d'éléments métalliques aussi bien que non-métalliques peuvent être libérés par action de l'hydrogène sur leurs oxydes, à des températures plus ou moins élevées.

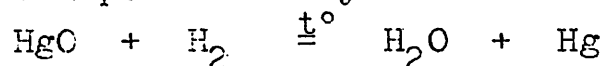
L'anhydride sulfureux SO₂ est réduit par l'hydrogène à 400° en formant du soufre et de l'eau



De même façon on obtient le plomb à partir d'oxyde de plomb PbO à 300°



et le mercure à partir d'oxyde de mercure HgO à 100°C



Cependant l'hydrogène ne réduit pas certains oxydes comme l'oxyde de calcium (CaO), l'oxyde de magnésium (MgO) et l'oxyde d'aluminium (Al₂O₃).

4. Préparation industrielle de l'hydrogène.

Les sources principales de la préparation industrielle de l'hydrogène sont l'eau, le gaz des cokeries et le gaz naturel (méthane).

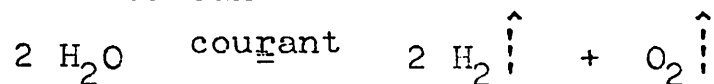
Voici les méthodes principales:

a) Electrolyse.

On prépare l'hydrogène par électrolyse de l'eau en présence de la soude.

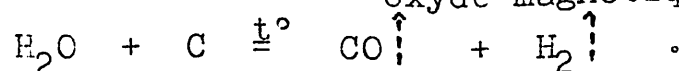
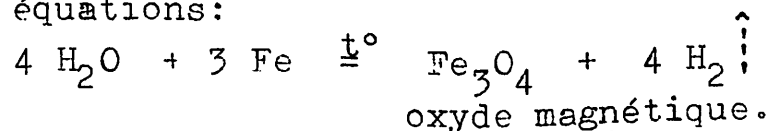
La présence de la soude est indispensable en raison de la très faible conductibilité de l'eau pure.

L'hydrogène préparé par cette méthode est très pur, mais le procédé est coûteux.



b). Décomposition de l'eau par certains corps simples.

On décompose l'eau en la faisant passer sur le fer chauffé vers 700° ou sur le coke à 1000°C. L'eau est réduite conformément aux équations:



Le mélange obtenu (CO + H₂), contenant 50% d'hydrogène est appelé le gaz à l'eau.

c). Extraction de l'hydrogène du gaz à coke.

La houille contient les composés du carbone et de l'hydrogène. En la chauffant en absence de l'air on obtient le coke et le mélange des gaz contenant environ 50% d'hydrogène. L'hydrogène est séparé de ce mélange par liquéfaction d'autres gaz.

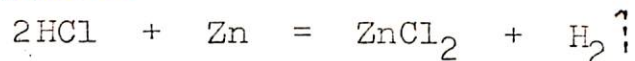
d). Décomposition du méthane.

Le méthane se décompose pendant le chauffage à 1000°C en absence d'air:



5. Préparation au laboratoire.

On peut facilement préparer l'hydrogène en faisant agir l'acide chlorhydrique dilué ou l'acide sulfurique dilué sur le zinc en grénaille.



L'hydrogène se dégage et étant peu soluble dans l'eau peut être recueilli sur la cuve à eau.

6. Utilisation de l'hydrogène.

L'hydrogène est un gaz très important au point de vue industriel. Il sert de première matière dans l'industrie chimique pour l'obtention de nombreux produits industriels comme l'ammoniac. Dans les industries des combustibles il permet d'obtenir des essences de synthèse à partir de la houille. Les hautes températures (jusqu'à 2500°C) qui accompagnent la combustion de l'hydrogène dans l'oxygène sont utilisées pour la fusion de quartz, la soudure des métaux, etc.

Il est également employé pour réduction de certains métaux de leurs oxydes.

VIII.- CLASSIFICATION DES COMBINAISONS MINÉRALES.-

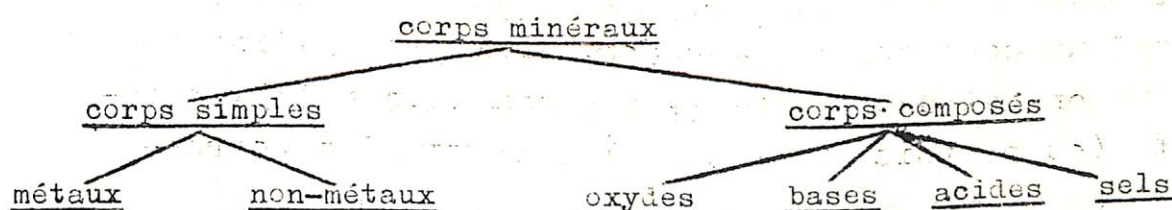
On connaît actuellement 104 éléments chimiques. Parmi eux 89 éléments se rencontrent dans la nature en formant 100.000 composés minéraux. Chaque corps a ses particularités, ses propriétés chimiques. Mais, malgré les diversités, les corps minéraux possèdent certaines propriétés communes, grâce auxquelles les corps sont unis dans les groupes et sont classifiés. La classification met en évidence la parenté entre les corps qui appartiennent au même groupe et rend leur étude considérablement moins difficile.

Nous avons déjà étudié la plus simple division des corps en corps simples et corps composés.

Les corps simples se divisent à leur tour en deux groupes considérables : métaux et non-métaux.

Parmi les corps composés minéraux, on distingue quatre groupes principaux : oxydes, bases, acides, sels.

Le schéma ci-dessous représente cette classification :



Citons les définitions des représentants de chaque groupe des corps composés. Nous en aurons besoin plus tard.

Les oxydes sont des corps formés par deux éléments dont l'un est l'oxygène.

Les bases sont des corps formés par les atomes de métaux et les radicaux oxhydrilés.

Les acides sont des corps formés par les atomes d'hydrogène et les radicaux acide.

Les sels sont des corps formés par les atomes métaux et les radicaux acide.

Maintenant envisageons en détail les groupes des corps minéraux.

Métaux et non-métaux.

Les métaux et les non-métaux se distinguent tout d'abord par les propriétés physiques.

Tous les métaux (Fe, Al, Cu, Pb, Ag, Ca, Na, K, Mg, Zn, Li etc...) sauf le mercure (Hg) sont solides à la température ordinaire.

Les non-métaux sont le plus souvent gazeux (O_2 , H_2 , N_2 , etc.), ils peuvent être également solides (P, S, C, I_2) ou liquide (Br_2).

Les métaux possèdent un éclat particulier appelé éclat métallique. Les non-métaux ne le possèdent pas, ils sont mats.

Les métaux sont des bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité. Les non-métaux ne le sont pas.

La plupart des métaux sont durs, tenaces, malléables, ductiles.

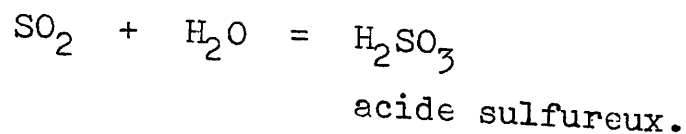
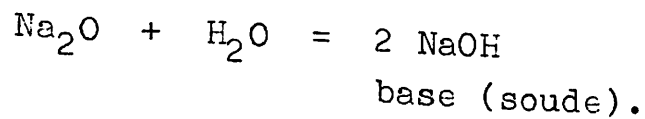
A l'état solide les non-métaux sont généralement fragiles ou mous.

C'est pourtant dans les propriétés chimiques que se manifeste surtout la différence essentielle entre les métaux et les non-métaux.

Tous les deux sont oxydés ^{par l'oxygène} avec formation des oxydes de métaux ou de non-métaux. Ces derniers donnent par l'hydratation directe (ou parfois indirecte) les hydroxydes correspondants.

Les hydroxydes, qui correspondent aux oxydes des métaux sont des bases. Les hydroxydes qui correspondent aux oxydes des non-métaux sont des acides.

Les équations ci-dessous expriment cette différence entre les propriétés chimiques des métaux et des non-métaux.



IX.- O X - Y D E S

On sait que les corps simples peuvent se combiner à l'oxygène. On dit qu'ils sont oxydés par l'oxygène. Presque tous les métaux s'oxydent assez facilement. Le sodium qui est un métal brillant s'oxyde très rapidement en donnant de la poudre blanche de l'oxyde de sodium. Le magnésium brûle à l'air en donnant une poudre blanche, de l'oxyde de magnésium.

Les non-métaux peuvent s'oxyder aussi en formant des oxydes correspondants.

1. Définition: Les oxydes sont des corps formés par deux éléments dont l'un est l'oxygène.

Exemple: Na_2O , MgO , P_2O_5 , SO_2 , etc...

2. Classification.

Tous les oxydes se divisent en deux groupes - oxydes des métaux (ou les oxydes basiques) et oxydes des non-métaux (ou les oxydes acides), parmi ces derniers les plus importants sont des anhydrides.

Les oxydes des métaux (oxydes basiques) sont des composés oxygénés qui se transforment en bases par fixation de l'eau.

Les anhydrides sont des composés oxygénés qui se transforment en acides par fixation de l'eau.

3. Nomenclature.

Pour nommer les oxydes des métaux à une valence constante, on ajoute au terme "oxyde" le nom du métal.

Exemples: Na_2O - oxyde de sodium;
 CaO - oxyde de calcium;
 Al_2O_3 - oxyde d'aluminium .

Dans le cas des oxydes des non-métaux, on utilise en outre le terme "anhydride" lorsqu'il existe les acides qui leur correspondraient.

Exemples: P_2O_5 - anhydride phosphorique;
 SO_3 - anhydride sulfurique;
 N_2O_5 - anhydride nitrique.

Mais parmi les métaux et les non-métaux il y en a beaucoup qui possèdent la valence variable. En ce cas à chaque valence de l'élément correspond un oxyde. Afin de distinguer les noms des oxydes des éléments à la valence variable, on

applique les terminaisons différentes. La terminaison "-eux" correspond à la valence inférieure et la terminaison "-ique" à la valence supérieure de l'élément.

Exemples:

II

FeO - oxyde ferreux;

III

Fe₂O₃ - oxyde ferrique;

IV

SO₂ - anhydride sulfureux;

VI

SO₃ - anhydride sulfurique.

Lorsqu'un atome d'un élément est lié à deux (trois) atomes d'oxygène on dit également le bioxyde (le trioxyde).

Exemples:

MnO₂ - bioxyde de manganèse;

SO₃ - trioxyde de soufre.

On utilise encore les noms usuels de certains oxydes tels que l'eau (l'oxyde d'hydrogène), le gaz carbonique (l'anhydride carbonique), la chaux vive (l'oxyde de calcium), etc...

4. Structure.

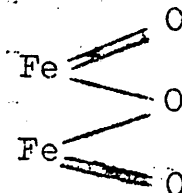
La représentation des formules développées des oxydes nécessite qu'on sache la règle de saturation mutuelle des valences; l'oxygène restant toujours bivalent, les atomes d'autres éléments y sont liés avec des traits.

Exemples:

a). FeO - l'oxyde ferreux

Fe₂O₃ - l'oxyde ferrique

Fe = O



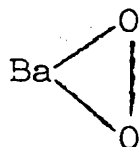
b). Na₂O - l'oxyde de sodium, Na - O - Na

Remarque: Dans les molécules des oxydes, les atomes d'oxygène ne sont unis qu'aux atomes de l'autre élément. Or, il existe des composés où les atomes d'oxygène sont-ils unis entre eux. Ces corps-ci s'appellent - peroxydes, ils contiennent plus d'oxygène qu'il aurait été nécessaire pour que la valence de l'élément soit saturée.

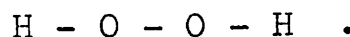
Exemples: a). Na_2O_2 - le peroxyde de sodium



b). BaO_2 - le peroxyde de baryum



c). H_2O_2 - le peroxyde d'hydrogène



5. Propriétés des oxydes.

A). Oxydes basiques.

1). Propriétés physiques.

Tous les oxydes des métaux sont des solides. Sauf Li_2O , Na_2O , K_2O , CaO et BaO ils sont pratiquement insolubles dans l'eau.

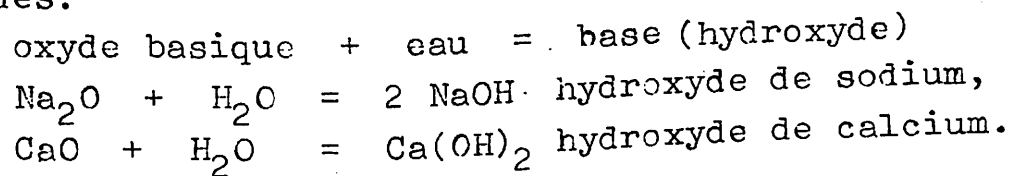
2). Propriétés chimiques.

a). Stabilité thermique.

Les oxydes basiques sont des composés très stables qui ne se décomposent pas, même à une température considérable.

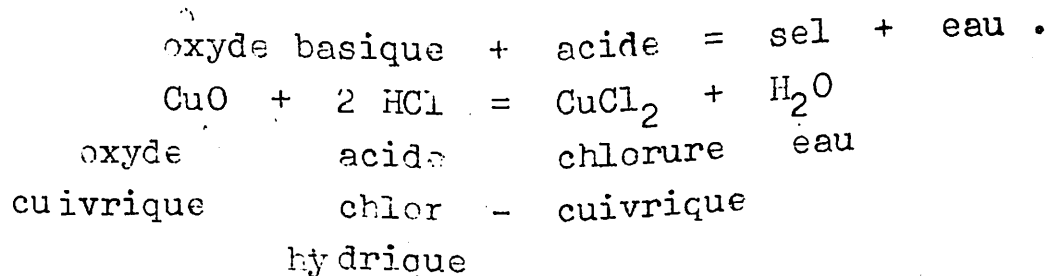
b). Action sur l'eau.

La plupart des oxydes basiques ^{ne} subissent pratiquement pas l'hydratation^{x)}. Ainsi les oxydes cuivrique et ferrique ne peuvent pas fixer l'eau de sorte qu'on ait les hydroxydes correspondants: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ et $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Au contraire, les oxydes basiques solubles réagissent facilement sur l'eau en formant les hydroxydes:



c). Action sur les acides.

Tous les oxydes basiques sont attaquables par les acides avec la formation des sels et de l'eau.

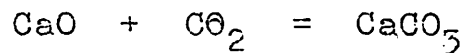


x). L'hydratation est une addition d'eau aux composés.

d). Action sur les anhydrides.

Un oxyde basique peut aussi se combiner à un anhydride pour donner le sel:

oxyde basique + anhydride d'acide = sel.



carbonate de calcium.

Les oxydes basiques n'ont aucune action sur les bases.

B). Oxydes acides ou anhydrides

1°. Propriétés physiques.

Dans les conditions ordinaires les anhydrides sont des solides ($\text{P}_2\text{O}_5, \text{SO}_3$), des liquides (N_2O_3), ou des gaz (SO_2, CO_2). Ils sont généralement solubles dans l'eau.

2°. Propriétés chimiques.

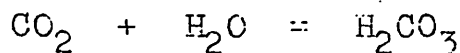
a). Stabilité thermique.

Les anhydrides de même que les oxydes basiques sont des composés stables qui ne se décomposent pas à la température assez élevée.

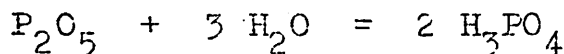
b). Action sur l'eau.

En s'hydratant les anhydrides fournissent les acides:

anhydride + eau = acide.



acide carbonique.

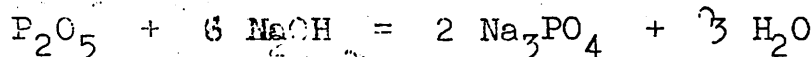


acide phosphorique.

c). Action sur les bases.

Les anhydrides réagissent sur les bases solubles dans l'eau en donnant des sels et de l'eau.

anhydride + base soluble = sel + eau.



phosphate de sodium.

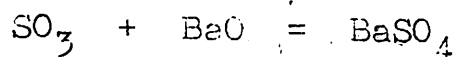


carbonate de potassium.

d). Action sur les oxydes basiques.

Les anhydrides se combinent aux oxydes basiques en donnant des sels:

anhydride + oxyde basique = sel.



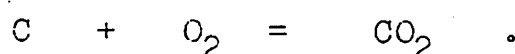
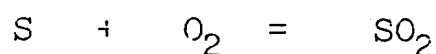
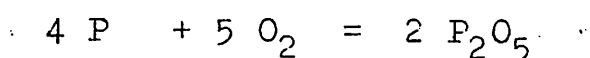
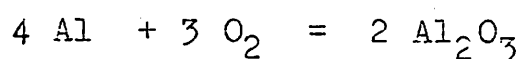
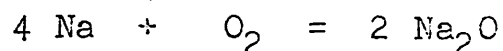
sulfate de baryum.

Les anhydrides ne réagissent pas sur les acides.

6. Préparation des oxydes basiques et des anhydrides.

a). L'oxydation des corps simples par l'oxygène.

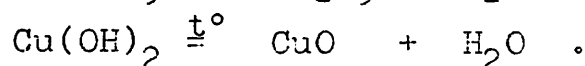
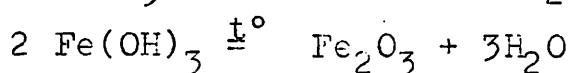
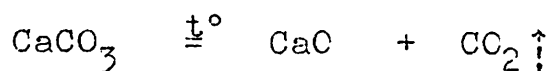
Les corps simples (métaux et non-métaux) se combinent à l'oxygène dans les conditions différentes pour donner des oxydes:



Toutes ces réactions s'accompagnent de dégagement de chaleur.

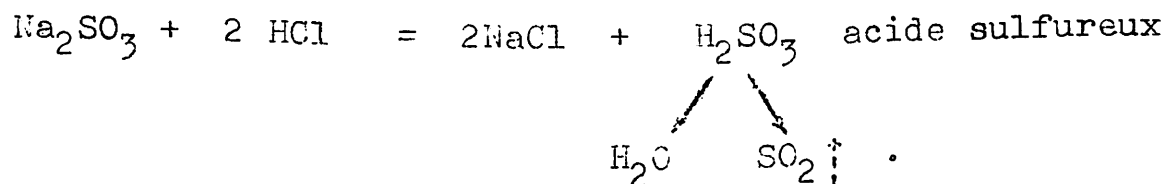
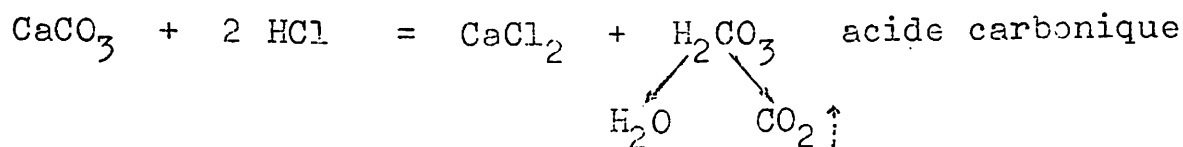
b). La décomposition de certains corps par la chaleur.

Certains corps composés (hydroxydes, carbonates, etc...) renfermant de l'oxygène fournissent des oxydes au cours de leur décomposition thermique.



c). La décomposition des acides instables dans la solution.

Les acides instables obtenus par action d'un acide sur un sel se décomposent spontanément au moment de leur préparation (H_2CO_3 , H_2SO_3).



7. Etat naturel des oxydes et leur utilisation.

Certains oxydes sont largement répandus dans la nature, ils trouvent une grande utilisation pratique.

Fe_2O_3 - l'oxyde ferrique qui est très abondant sert à l'élaboration du fer à l'industrie.

CO_2 - le gaz carbonique est indispensable pour la vie des plantes. Il est utilisé dans la préparation de tels produits alimentaires que l'eau gazeuse et le bicarbonate de soude. A l'état solide on l'utilise comme matière réfrigérante connue sous le nom de "neige carbonique".

SO_2 - le gaz sulfureux est utilisé dans la fabrication de l'acide sulfurique.

CaO - l'oxyde de calcium ou la chaux vive est largement utilisée dans le bâtiment.

X.- B A S E S .
=====

1. Définition.

Les bases (ou hydroxydes) sont des composés chimiques dont les molécules sont constituées d'un atome de métal lié à un ou plusieurs radicaux oxhydriles "OH" .

Une base quelconque peut être représentée par une formule générale $M(OH)_n$, où :

M - étant presque toujours un atome de métal,

OH - radical oxhydrile,

n - nombre de radicaux oxhydrile dans la molécule de base, numériquement égal à la valence du métal.

D'après la valeur de "n" les bases se divisent en monobases, dibases, etc...

Si $n = 1$ le métal est monovalent; la base est monobase, NaOH.

Si $n = 2$ le métal est bivalent; la base est dibase, $Ca(OH)_2$.

Si $n = 3$ le métal est trivalent; la base est tribase, $Al(OH)_3$.

2. Classification.

Toutes les bases se divisent en deux groupes selon leur solubilité dans l'eau:

a) - les bases solubles dans l'eau ou alcalis;

b) - les bases insolubles dans l'eau.

Les alcalis sont des hydroxydes de métaux alcalins et alcalino-terreux: LiOH, NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ et encore la solution aqueuse du gaz ammoniac, NH_4OH .

Les hydroxydes d'autres métaux sont pratiquement insolubles dans l'eau: CuOH, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, etc.

3. Nomenclature.

Presque toutes les bases sont obtenues par hydratation directe ou parfois indirecte d'un oxyde de métal; ce sont donc des hydroxydes et pour désigner on ajoute au terme hydroxyde le nom du métal.

Exemples:

NaOH - hydroxyde de sodium,

$Zn(OH)_2$ - hydroxyde de zinc.

Pour distinguer les bases d'un même métal avec des valences

différentes on emploie la terminaison -eux dans le cas de valence inférieure et la terminaison -ique dans le cas de valence supérieure du métal:

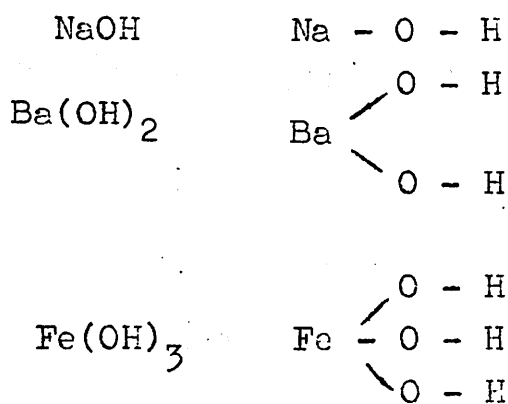
- I
CuOH - hydroxyde cuivreux,
II
Cu(OH)₂ - hydroxyde cuivrique,
II
Fe(OH)₂ - hydroxyde ferreux,
III
Fe(OH)₃ - hydroxyde ferrique.

Certaines bases ont des noms provenant de leur usage: NaOH - soude, KOH - potasse, Ca(OH)₂ - chaux éteinte, Ba(OH)₂ - baryte.

4. Structure.

Pour écrire la formule développée d'une base, il est indispensable de suivre la règle de saturation mutuelle des valences et se rappeler que chaque atome d'oxygène est lié par un trait de valence à l'atome de métal et par un autre à l'atome d'hydrogène.

Il en résulte que les formules développées des bases seront:



5. Propriétés.

A. Bases solubles dans l'eau ou alcalis.

1). Propriétés physiques.

Les alcalis sont des corps solides (à l'exception de NH₄OH qui est liquide) d'une couleur blanche. Ils sont solubles dans l'eau (Ca(OH)₂ et Ba(OH)₂ sont peu solubles). En solution, les alcalis offrent au toucher une apparence glissante du savon. La solution aqueuse d'alcali laisse passer le courant électrique. On dit que les alcalis sont des électrolytes.

Remarque: les alcalis sont caustiques, ils rongent la peau et les tissus. C'est pourquoi il faut les manipuler avec précautions.

2). Propriétés chimiques.

a). Stabilité thermique.

Les alcalis sont des corps stables qui ne se décomposent pas en général à la température élevée (sauf NH_4OH).

b). Action sur les indicateurs colorés.

On appelle indicateur coloré une substance dont la solution change de couleur en présence d'une base ou d'un acide.

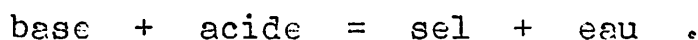
Dans la solution d'un alcali le tournesol sensible vire au bleu (sa couleur initiale est violacée).

La phtaléine du phénol (incolore) vire au rouge violacée.

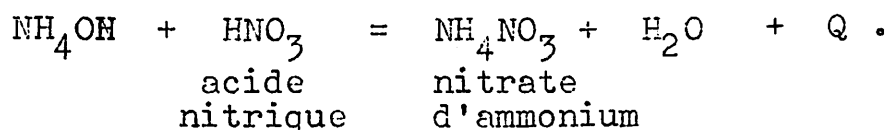
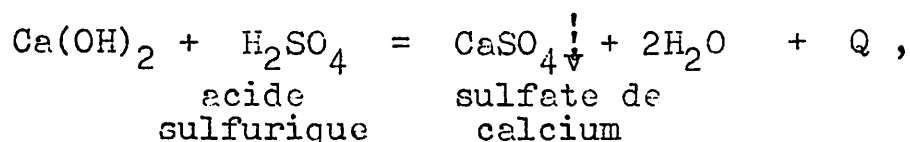
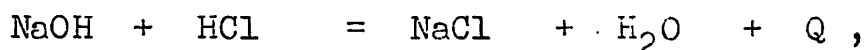
L'hélianthine jaune (au milieu neutre) reste jaune au milieu basique.

c). Action sur les acides (la réaction de neutralisation).

Les bases réagissent sur les acides avec dégagement de chaleur en donnant un sel et de l'eau:

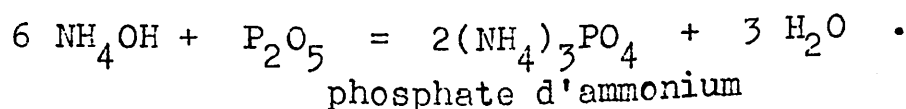
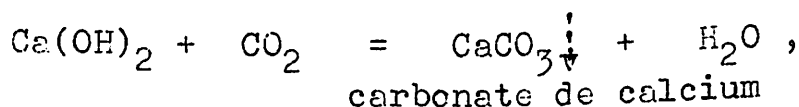
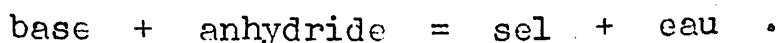


La réaction d'une base avec un acide est appelée réaction de neutralisation ou salification.



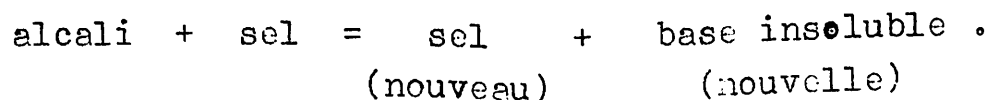
d). Action sur les anhydrides.

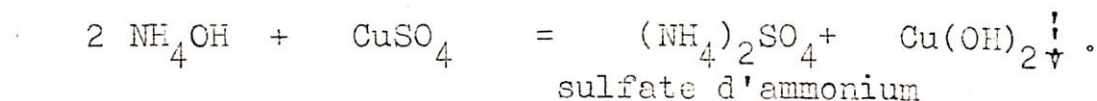
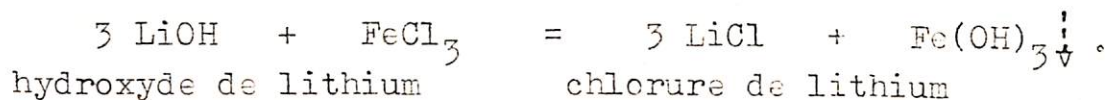
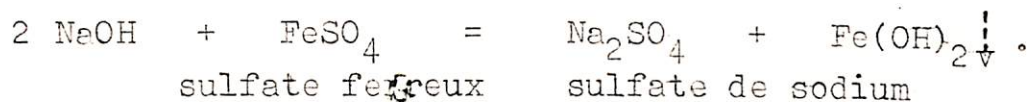
Les alcalis se combinent aux anhydrides en donnant des sels et de l'eau:



e). Action sur les sels.

Les alcalis entrent en réaction d'échange avec les sels en donnant de nouvelles bases insolubles et de nouveaux sels:





B. Propriétés des bases insolubles.

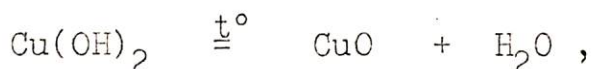
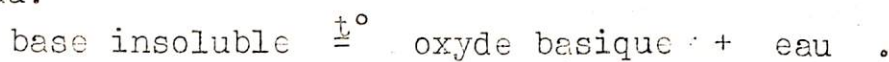
1). Propriétés physiques.

Les bases insolubles dans l'eau sont des solides, souvent colorés: Cu(OH)_2 - bleu, Fe(OH)_3 - marron, Al(OH)_3 - blanc, etc.

2). Propriétés chimiques.

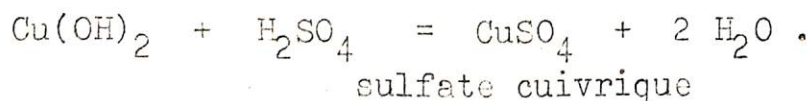
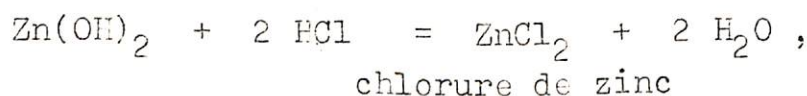
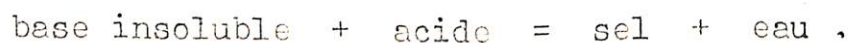
a). Stabilité thermique.

Les bases insolubles ne sont pas très stables, elles se décomposent par la chaleur en donnant des oxydes correspondants et de l'eau:



b). Action sur les acides.

Les bases insolubles en réagissant sur les acides donnent un sel et de l'eau:

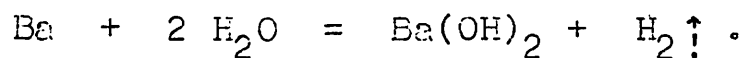
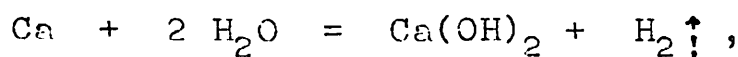
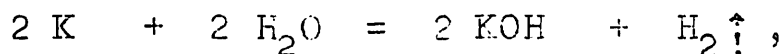
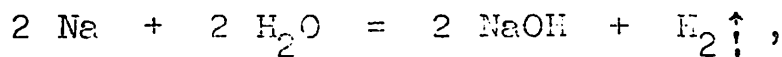
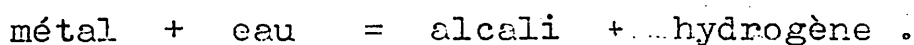


Les bases insolubles ne se combinent pas aux anhydrides. On peut en déduire que le caractère fondamental de toutes les bases (solubles et insolubles) est donc de s'unir aux acides en donnant des sels et de l'eau.

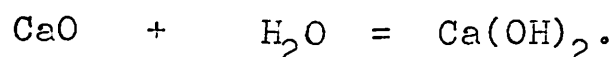
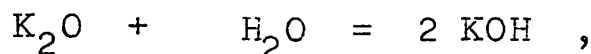
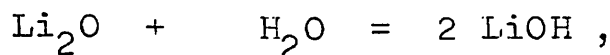
6. Préparation.

1). Les alcalis peuvent être préparés par les méthodes suivantes:

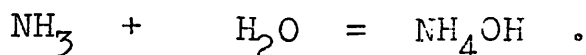
a). Action de l'eau sur les métaux alcalins (Li, Na, K) et alcalino-terreux (Ca, Ba).



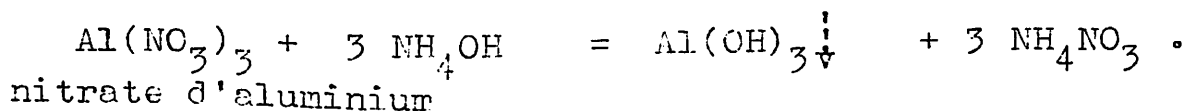
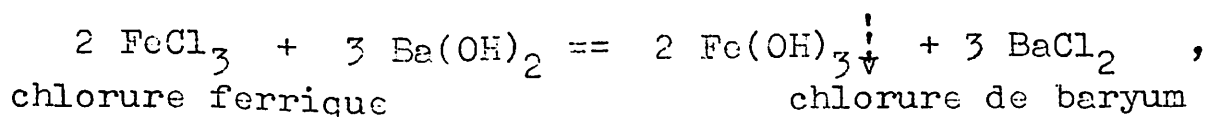
b). Action de l'eau sur les oxydes de métaux alcalins et alcalino-terreux:



c). Dissolution du gaz ammoniac NH_3 dans l'eau:



2). On prépare les bases insolubles par hydratation indirecte des sels correspondants, c'est-à-dire par action d'un alcali sur un sel:



7. Utilisation.

Les bases, surtout les alcalis, sont couramment utilisées dans la vie pratique et dans l'industrie.

La soude est un produit de première importance dans l'industrie chimique. On l'utilise dans la fabrication du savon, des détergents (produits pour divers nettoyages et lavages). La soude est nécessaire pour certaines étapes de la fabrication des textiles artificiels, pour l'extraction de l'aluminium de ses minerais.

La potasse KOH est utilisée en grande quantité dans la fabrication des savons liquides, de l'eau de Javel, etc.

La chaux éteinte est très employée dans la fabrication des composés chimiques utilisés couramment, tels que les engrais, le chlorure de chaux, etc. Peu soluble, elle est employée surtout sous forme de lait de chaux.

XI.- A C I D E S .

1. Définition.

Un acide est un composé dont la molécule est constituée d'un ou plusieurs atomes d'hydrogène, remplaçables par les atomes de métal, et d'un radical acide.

Schématiquement un acide peut être représenté par la formule générale



H - étant l'hydrogène acide

A - radical acide

n - nombre d'atomes d'hydrogène dépendant de la valence du radical.

Un atome ou un groupement d'atomes liée aux atomes d'hydrogène dans la molécule d'acide est appelé le radical (ou le reste) acide. Les radicaux acides peuvent être constitués soit d'un atome (-Cl, -Br, =S, etc...; ces radicaux sont monoatomiques), soit de plusieurs atomes (-NO₃, =SO₄, etc...; ces radicaux sont polyatomiques).

Les radicaux acides peuvent être de valences différentes: les radicaux d'acide chlorhydrique -Cl et nitrique -NO₃ sont monovalents; ceux d'acide sulfurique =SO₄ et carbonique =CO₃ sont bivalents, celui de l'acide phosphorique =PO₄ est trivalent.

Selon le nombre d'atomes d'hydrogène remplaçables par les atomes de métal on distingue:

a) monoacides qui ne contiennent qu'un atome d'hydrogène susceptible d'être remplacé par les atomes de métal.

Exemple: HCl, HNO₃, etc...

b) polyacides dont les molécules renferment deux ou plusieurs atomes d'hydrogène susceptibles d'être remplacés par les atomes de métal.

Exemple: H₂SO₄ est un diacide, H₃PO₄ est un triacide, etc...

2. Classification.

On peut diviser les acides minéraux en deux groupes:

a). Les hydracides dont les radicaux ne contiennent pas d'oxygène.

Exemple: HCl, HBr, HI, H₂S.

b). Les oxacides dont les radicaux contiennent de l'oxygène

Exemple: HNO₃, H₂SO₄, H₂CO₃, H₂SO₃, H₃PO₄, etc...

Remarque: Il existe encore un grand nombre d'acides organiques. L'acide acétique CH_3COOH , par exemple, est un acide organique. Il est monoacide parce qu'un seul atome d'hydrogène de CH_3COOH peut être remplacé par les atomes de métaux.

Les oxacides peuvent être considérés comme le résultat de combinaison de certains oxydes des non-métaux avec l'eau. Ces oxydes sont appelés pour cette raison les anhydrides d'acides (le mot anhydride signifie sans eau).

3. Nomenclature des acides.

Le nom des acides se compose du nom de non-métal avec une terminaison correspondante.

a). Le nom des hydracides se termine par - hydrique.

Exemple: HCl - acide chlorhydrique,

HBr - acide bromhydrique,

HI - acide iodhydrique,

H_2S - acide sulfhydrique.

b). Les noms des oxacides se terminent par -eux ou -ique.

La terminaison -ique est employée lorsque l'élément-pivot de la formule de l'acide est à sa valence la plus grande (l'acide le plus oxygéné).

Le nom de l'acide se termine par -eux lorsque l'élément-pivot de la formule de l'acide est à sa valence la plus faible (l'acide le moins oxygéné).

Exemple:

H_2SO_4 - acide sulfurique; H_2SO_3 - acide sulfureux;

HNO_3 - acide nitrique; HNO_2 - acide nitreux;

H_3PO_4 - acide phosphorique; H_3PO_3 - acide phosphoreux;

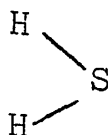
H_2CO_3 - acide carbonique.

4. Structure.

Dans la molécule des hydracides, l'hydrogène acide est directement lié au radical acide.

Exemple:

$\text{H} - \text{Cl}$, $\text{H} - \text{Br}$, $\text{H} - \text{I}$,



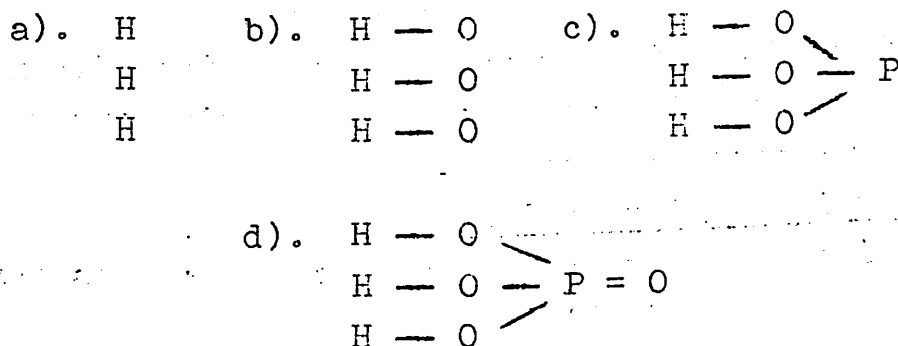
Dans la molécule des oxacides, chaque atome d'hydrogène, pouvant être remplacé par des atomes de métaux est lié à un atome d'oxygène, qui est lié à son tour à l'élément-pivot formant cet acide.

Pour écrire donc la formule développée d'un acide il faut:

- a). Ecrire en colonne les atomes d'hydrogène acide.
- b). Ecrire à côté de chaque atome d'hydrogène un atome d'oxygène en les liant par un trait de valence.
- c). Ecrire ensuite l'élément-pivot de la formule de l'acide en le liant par un trait de valence avec chaque atome d'oxygène;
- d). Ecrire les atomes d'oxygène qui ne sont pas encore écrits en reliant chacun d'eux par deux traits de valence à l'élément-pivot.

e). Vérifier la règle de saturation mutuelle de valence.

Exemple: écrire la formule développée d'acide phosphorique H_3PO_4 .



e). La valence d'hydrogène est 1 (un trait auprès de chaque atome). La valence d'oxygène est 2 (deux traits auprès de chaque atome). La valence du phosphore est 5 (5 traits auprès de chaque atome).

5. Propriétés.

1). Propriétés physiques.

- a). Les acides sont généralement des liquides.
- b). En général, les solutions d'acides sont incolores.
- c). La solution diluée d'un acide a une saveur aigrelette.
- d). En solution les acides conduisent le courant électrique.

2). Propriétés chimiques.

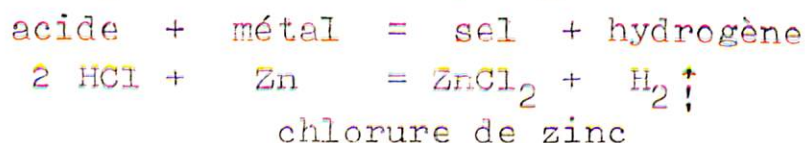
a). Action sur les indicateurs colorés.

La solution d'un acide fait virer les indicateurs colorés. Pour révéler un acide on emploie, en général, deux indicateurs colorés: le tournesol et l'hélianthine.

En présence de l'acide le tournesol vire au rouge, l'hélianthine vire au rose.

b). Action sur les métaux.

La solution d'un acide attaque certains métaux. Il se forme un sel et généralement l'hydrogène.

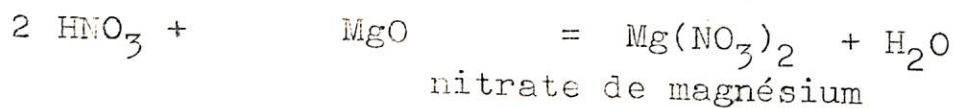
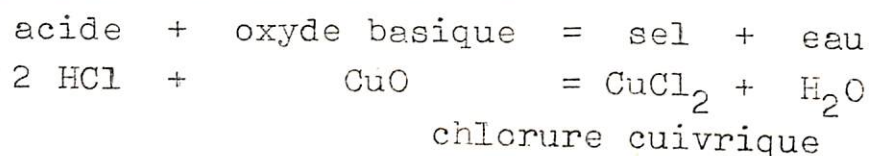


De la même façon les acides dilués (sauf HNO_3) attaquent d'autres métaux: Ca, Mg, Al, Fe, Mn, etc... en formant des sels et de l'hydrogène. Cependant, les métaux: Cu, Ag, Hg, Au ne sont pas attaqués par les solutions diluées des acides.

L'acide nitrique HNO_3 dilué réagit sur certains métaux, mais ces réactions sont d'un autre type et ne s'accompagnent jamais par un dégagement d'hydrogène.

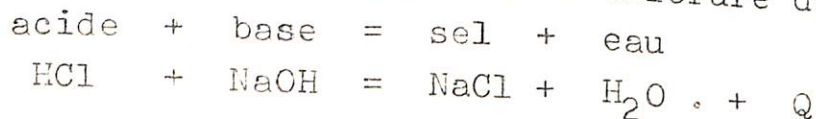
c). Action sur les oxydes basiques.

Les acides agissent assez facilement sur les oxydes basiques et forment du sel et de l'eau.



d). Action sur les bases (réaction de neutralisation).

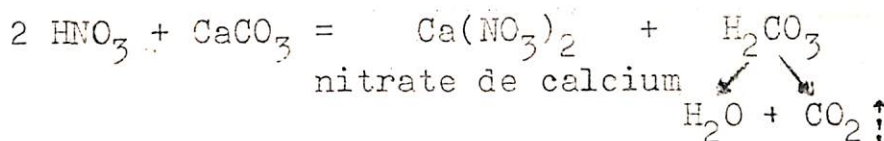
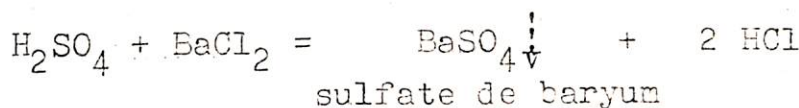
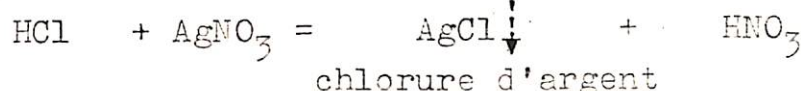
Si l'on ajoute peu à peu une solution d'acide chlorhydrique dans une solution de soude (NaOH) additionnée de quelques gouttes d'hélianthine on verra en un instant l'hélianthine virer du jaune au rouge. Cela prouve que le milieu jusque-là basique devient alors neutre ou très légèrement acide. Le virage de l'indicateur fixe donc la fin de la réaction. En évaporant ce liquide, on obtient des cristaux de chlorure de sodium.



e). Action sur les sels.

Les acides peuvent participer ^{aux} réactions d'échange avec les sels en formant de nouveaux acides et de nouveaux sels.

acide + sel = nouveau sel + nouvel acide



Ces réactions ne peuvent se produire qu'aux conditions suivantes:

1°. Les réactifs doivent être solubles dans l'eau (si le sel est insoluble dans l'eau il doit se dissoudre dans l'acide).

2°. L'un des produits de la réaction doit être instable, insoluble ou volatil c'est-à-dire facilement vaporisable. (C'est seulement l'acide qui peut être instable ou volatil, parce que tous les sels à la température ordinaire ne le sont pas).

f). Décomposition spontanée de certains acides.

Certains acides (H_2CO_3 , H_2SO_3) ne sont pas stables, ils se décomposent même à la température ordinaire en anhydride correspondant et en eau.

acide = anhydride + eau



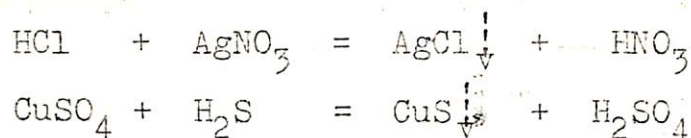
6. Préparation.

a). Hydratation directe des anhydrides.

Les oxacides sont préparés par action de l'eau sur les anhydrides. On obtient ainsi l'acide sulfurique - H_2SO_4 , l'acide phosphorique - H_3PO_4 , etc...



b). Action d'un acide sur le sel d'un autre acide.

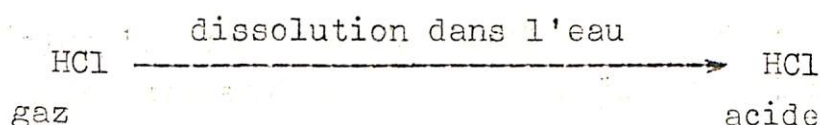
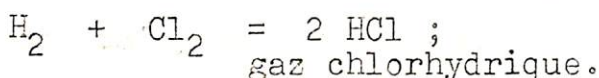


Pour séparer les acides formés des précipités de sels, on utilise la filtration.

c). Dissolution de certains gaz dans l'eau.

Les hydracides peuvent être préparés par la dissolution des gaz correspondants dans l'eau. On prépare ainsi l'acide chlorhydrique, l'acide sulfhydrique, etc.

Exemple: le gaz chlorhydrique qui se forme lors de la synthèse à partir des éléments est absorbé par l'eau:



7. Utilisation.

De nombreux acides sont utilisés dans l'industrie, dans l'agriculture et dans la vie quotidienne.

L'acide chlorhydrique est utilisé pour la fabrication de certains sels, décapage des métaux, et les nettoyages domestiques.

On peut dire qu'on utilise les acides sulfurique et nitrique dans tous les domaines de la Chimie. Ils servent à préparer beaucoup d'autres acides. Ils sont utilisés pour la fabrication des engrais, des explosifs, des colorants, des matières plastiques.

T A B L E A U D E P R I N C I P A U X A C I D E S.

A C I D E		Formule brute d'acide	Type d'acide	Radi- caux acide	va- le- n- ce du ra- di- cal	Nom du radi- cal	Anhy- dri- de à qui cor- res- pond aci- de	Struc- ture
Hyd- ra- cides	Chlorhyd- rique	HCl	mono- acide	-Cl	1	chlo- rure	-	H — Cl
	Bromhyd- rique	HBr	mono- acide	-Br	1	bro- mure	-	H — Br
	Iodhyd- rique	HI	mono- acide	-I	1	iodure	-	H — I
	Sulfhyd- rique	H ₂ S	diacide	-HS =S	1 2	hydro- géo- sulfure sulfure	-	H \ S H /
Oxa- ci- des	Nitreux	HNO ₂	monoacide	-NO ₂	1	nitrite	N ₂ O ₃	H-O-N=O
	Nitrique	HNO ₃	monoacide	-NO ₃	1	nitrate	N ₂ O ₅	H-O-N $\begin{smallmatrix} \diagup O \\ \diagdown O \end{smallmatrix}$
	Carbonique	H ₂ CO ₃	diacide	-HCO ₃ =CO ₃	1 2	hydro- géo- carbo- nate carbo- nate	CO ₂	H-O \ C=O H-O /
	Sulfureux	H ₂ SO ₃	diacide	-HSO ₃ =SO ₃	1 2	hydro- géo- sulfite sulfite	SO ₂	H-O \ S=O H-O /
	Sulfurique	H ₂ SO ₄	diacide	-HSO ₄ =SO ₄	1 2	hydro- géo- sulfate sulfate	SO ₃	H-O \ S $\begin{smallmatrix} \diagup O \\ \diagdown O \end{smallmatrix}$ H-O /

SUITE DU TABLEAU

A C I D E	Formu- le brute d'aci- de	Type d'acide	Radi- caux acide	Va- len- ce du ra- di- cal	Nom du radi- cal	Anhy- dri- de à qui cor- res- pond aci- de	Struc- ture
Oxa- cide Phospho- rique	H_3PO_4	triaci- de	$-H_2PO_4$	1	dihydro- génophos- phate	P_2O_5	$\begin{array}{c} H-O \\ \diagdown \\ H-O-P=O \\ \diagup \\ H-O \end{array}$
			$=HPO_4$	2	hydrogé- nophos- phate		
			$\equiv PO_4$	3	phosph- ate		
Acide orga- nique	Acétique CH_3COOH	mono- acide	$-CH_3CO_2$	2	1 acétate		$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-C=O \\ \quad \diagup \\ H \quad O-H \end{array}$

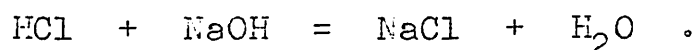
XII.- S E L S .

=====

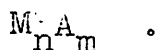
1. Définition.

Un sel est un composé dont la molécule est constituée d'un ou plusieurs atomes de métal liés aux radicaux acides.

On peut considérer un sel comme le résultat de l'action d'un acide sur une base. La formule d'un sel se déduit de celle de l'acide correspondant en substituant un ou plusieurs atomes d'hydrogène par les atomes de métal, les valences étant respectées.



Si l'on représente par H_nA la formule générale d'un acide, on peut donc admettre comme formule générale pour un sel:



M - métal (ou -NH_4), A - radical acide, n - indice du métal dépendant de la valence du radical, m - indice du radical dépendant de la valence du métal.

2. Classification.

Comme les sels peuvent être considérés comme les produits de la substitution complète ou partielle des atomes d'hydrogène dans un acide, on distingue deux types de sels:

a). Les sels neutres - tous les atomes d'hydrogène de l'acide sont substitués par les atomes de métal.

Exemple: $\text{KNO}_3, \text{Na}_2\text{CO}_3, \text{K}_3\text{PO}_4$, etc.

b). Les sels acides - la partie d'atomes d'hydrogène d'un polyacide est substituée par les atomes de métal. (C'est seulement des polyacides qui donnent les sels acides, alors que les monoacides ne les donnent pas).

Exemple: $\text{NaHCO}_3, \text{KH}_2\text{PO}_4; \text{CaHPO}_4$, etc.

Remarque. Il existe aussi des sels basiques qui peuvent être considérés comme les produits de la substitution partielle des radicaux oxhydriels des bases par les radicaux acide .

Exemple: $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}, \text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, etc.

3. Nomenclature.

Le nom du sel dérive de celui de l'acide et de celui du métal, suivant les règles de nomenclature:

a). Aux terminaisons - hydrique, - eux, - ique des acides correspondent respectivement pour les sels les terminaisons - ure, - ite, - ate.

Exemple:

HCl - acide chlorhydrique, NaCl - chlorure de sodium,
 H_2SO_3 - acide sulfureux, K_2SO_3 - sulfite de potassium,
 H_2SO_4 - acide sulfurique, $BaSO_4$ - sulfate de baryum.

b). Pour distinguer les sels neutres des sels acides on emploie pour les derniers le préfixe hydrogène - devant le nom du radical.

Exemple: H_2SO_4 - acide sulfurique,
 $NaHSO_4$ - hydrogènesulfate de sodium (sel acide),
 Na_2SO_4 - sulfate de sodium (sel neutre).

c). Si le métal a la valence variable, sa terminaison est -eux pour la valence inférieure, -ique pour la valence supérieure.

Exemple: $FeSO_4$ - sulfate ferreux,

$Fe_2(SO_4)_3$ - sulfate ferrique.

Remarque. Pour les sels basiques on emploie les noms suivants: $Zn(OH)Cl$ - chlorure basique de zinc,
 $Al(OH)SO_4$ - sulfate monobasique d'aluminium.

4. Structure.

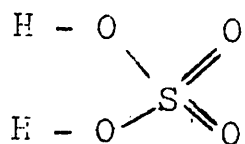
La formule brute d'un sel s'écrit en tenant compte des valences du métal et du radical, de façon que le produit de valence par indice de métal soit égal au produit de valence par indice de radical.

Exemple: $Fe(NO_3)_3$, $Al_2(SO_4)_3$, etc.

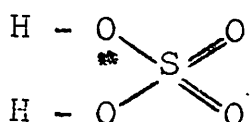
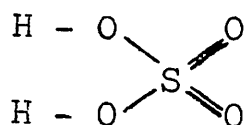
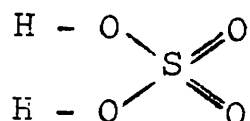
Comment écrit-on les formules développées des sels ?

Exemple: écrire la formule développée du sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$.

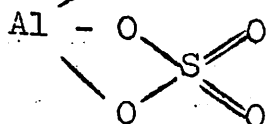
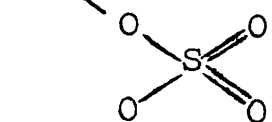
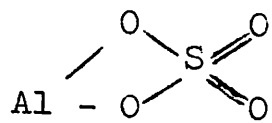
a) - on écrit d'abord la formule développée de l'acide correspondant, c'est-à-dire de l'acide sulfurique H_2SO_4 :



b) - dans la formule du sulfate d'aluminium il y a trois radicaux acide. Donc, il faut écrire en colonne trois formules développées de l'acide:



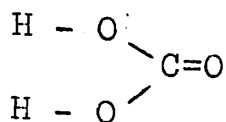
c) - on remplace ensuite les atomes d'hydrogène par les atomes du métal:



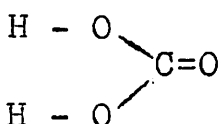
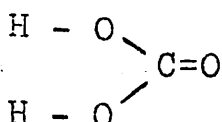
d) - on vérifie les valences des éléments constituant la formule.

Exemple: écrire la formule développée d'hydrogène carbonate de calcium $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

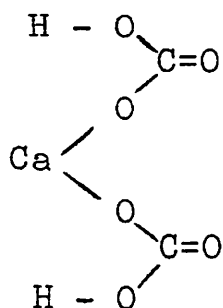
a) - la formule de l'acide correspondant :



b) - dans la formule de ce sel il y a deux radicaux acide :



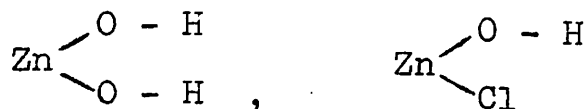
c) - deux atomes d'hydrogène acide provenant des molécules différentes sont remplacés par un atome de calcium:



d) - on vérifie les valences de chaque élément.

Remarque: pour écrire la formule développée d'un sel basique, on remplace le radical oxhydrile -OH dans la formule développée de la base par le radical acide.

Exemple:



5. Propriétés.

1). Propriétés physiques.

a). Etat des sels: dans les conditions ordinaires, les sels sont généralement des solides cristallisés, de couleurs différentes.

Exemple: sulfate de zinc - blanc, sulfate cuivrique - bleu, etc.

b). Solubilité dans l'eau.

Un certain nombre de sels sont solubles dans l'eau; quelques-uns sont très peu solubles; d'autres sont pratiquement insolubles (voir tableau de solubilité). Il est utile de retenir que:

- tous les nitrates sont solubles,
- la plupart des chlorures (sauf AgCl) et des sulfates (sauf BaSO₄ et PbSO₄) sont solubles,
- les carbonates et les phosphates sont insolubles sauf ceux de Na, K, -NH₄.

c). Formation des sels hydratés.

Par dissolution dans l'eau, suivie de l'évaporation de celle-ci on peut amener les sels à l'état de solides cristallisés qui ont une forme géométrique (cube, prisme, octaèdre, etc).

Certains de ces cristaux contiennent de l'eau de cristallisation en proportion invariable.

Exemple: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

L'eau qui entre dans la constitution des cristaux est appelée eau de cristallisation.

Les sels contenant l'eau de cristallisation s'appellent sels hydratés.

Les sels qui ne contiennent pas d'eau de cristallisation s'appellent sels anhydres.

d). Conductibilité électrique.

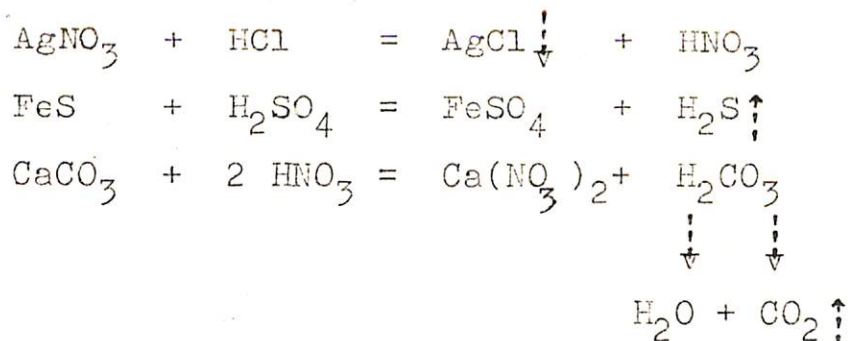
Un sel, en solution aqueuse ou à l'état fondu est conducteur du courant électrique.

2). Propriétés chimiques.

a). Action sur les acides.

Les sels réagissent souvent sur les acides, en donnant un nouvel acide et un nouveau sel. Ces réactions sont en général complètes si l'un des produits formés est insoluble (sel), volatil ou instable (acide).

sel + acide = nouveau sel + nouvel acide .



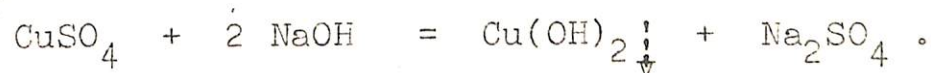
b). Action sur les alcalis (hydratation indirecte) .

Les sels en réagissant sur les alcalis forment une nouvelle base et un nouveau sel.

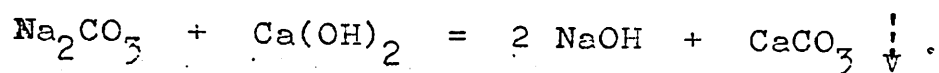
sel + alcali = nouvelle base + nouveau sel

Ces réactions ont lieu dans les cas suivants:

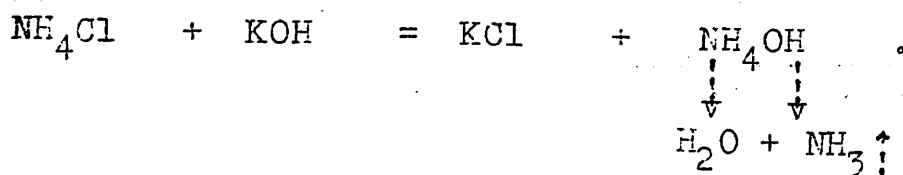
1) - le sel soluble dans l'eau en réagissant sur un alcali fournit une nouvelle base insoluble et un nouveau sel soluble dans l'eau:



2) - un sel soluble dans l'eau en réagissant sur un alcali donne une nouvelle base soluble et un nouveau sel insoluble dans l'eau:



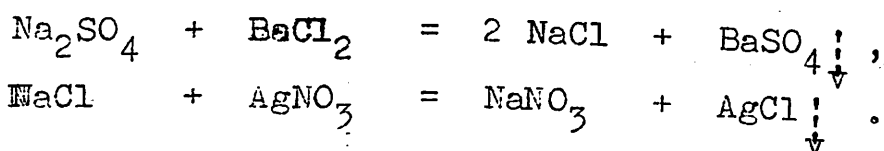
3) - à la suite de l'action d'un sel d'ammonium sur un alcali, on obtient un nouveau sel soluble et l'hydroxyde d'ammonium - base instable:



c). Action sur les sels.

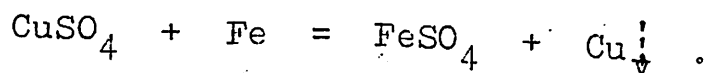
Un sel réagit sur un autre sel en solution aqueuse. Il se forme deux nouveaux sels à la suite d'échange des atomes ou des radicaux entre deux sels. La réaction est complète si l'un des sels formés est insoluble dans l'eau

sel + sel = nouveau sel + nouveau sel .



d). Action sur les métaux.

Un clou de fer, plongé dans une solution aqueuse de sulfate cuivrique CuSO_4 , se recouvre rapidement d'un dépôt de cuivre. La couleur bleue de la solution disparaît peu à peu. L'analyse de cette solution montre qu'elle contient maintenant du sulfate ferreux FeSO_4 . La réaction suivante a donc eu lieu :



On dit que le fer a substitué le cuivre de son sel. Si nous essayons d'intervertir les rôles des métaux en plongeant le cuivre dans une solution de sulfate ferreux nous n'observons aucune transformation.

Alors que le fer déplace le cuivre de son sel dans la solution, le cuivre ne peut pas déplacer le fer de la solution de son sel. On en conclut que le fer est plus actif que le cuivre. Si l'on fait des expériences identiques avec d'autres métaux, on peut les classer dans un rang où ils sont disposés par leur activité décroissante. Voici ce rang pour les métaux les plus courants:

K; Na; Ca; Mg; Al; Zn; Fe; Ni; Sn; Pb; H; Cu; Hg; Ag; Pt; Au .

Ce rang comprend aussi l'hydrogène qui peut être déplacé des acides par plusieurs métaux qui le précèdent. L'étain et le plomb sont dans ce rang très proches de l'hydrogène. L'action des acides sur ces deux métaux est nettement moins facile que sur le fer, le zinc, l'aluminium.

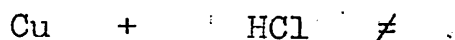
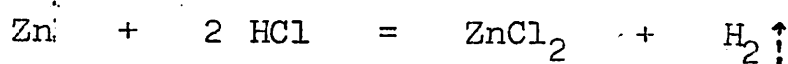
En connaissant la position d'un métal dans le rang d'activité on peut prévoir, sans expérience, si la réaction se déroulera entre ce métal et la solution de sel d'un autre métal ou la solution d'acide.

a). Tous les métaux se trouvant avant l'hydrogène dans le rang d'activité le substituent des acides dilués.

b). Un métal est susceptible de déplacer tous les métaux qui le suivent des solutions aqueuses de leurs sels.

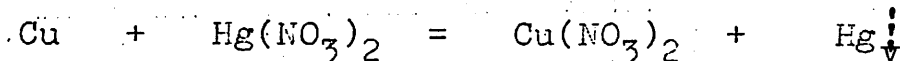
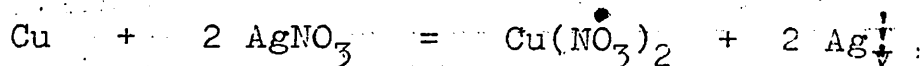
Exemple:

a). Le zinc déplace l'hydrogène de l'acide dilué, tandis que le cuivre ne le fait pas:



b). Le cuivre déplace l'argent et le mercure de leurs sels:

métal + sel = nouveau sel + nouveau métal



Remarque. On ne peut appliquer le rang d'activité que pour les réactions de substitution qui se déroulent entre un métal et l'acide ou le sel. Mais on ne l'applique jamais pour les réactions d'échange, car les métaux libres ne prennent pas part à ces réactions.

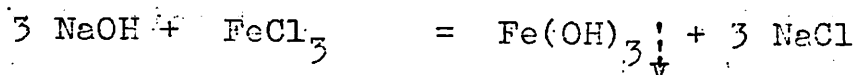
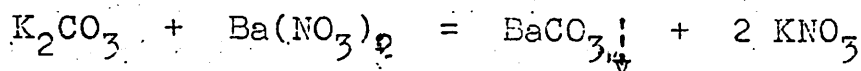
6. Réaction d'un sel avec un acide, une base ou un autre sel.

Règle de Berthollet.

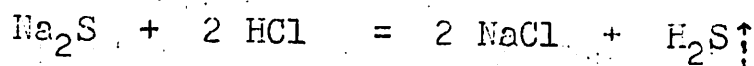
Les acides, bases et sels réagissent souvent sur les sels. Mais ces réactions ne se produisent pas dans n'importe quelles conditions, avec n'importe quel acide, base ou sel. Elles ont lieu si l'un des corps formés est capable d'abandonner le milieu réactionnel. Pour cette raison il ne peut pas agir sur les autres corps formés en même temps.

L'élimination de corps du milieu réactionnel a lieu dans trois cas:

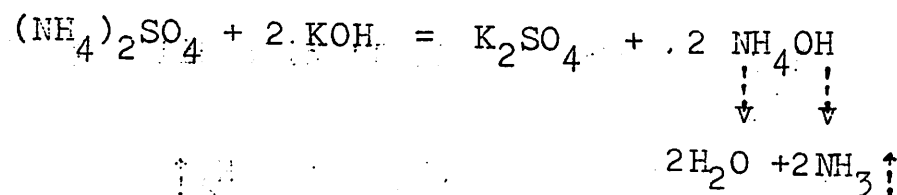
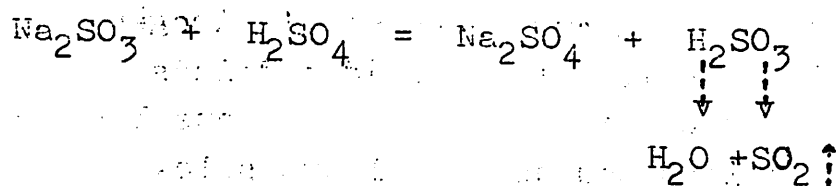
1). Formation d'un corps insoluble:



2). Formation d'un corps volatil:



3). Formation d'un corps instable:



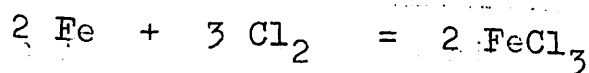
Ces divers exemples sont des réactions d'échange. Il s'ensuit la règle générale dite règle de Berthollet (chimiste français 1748-1822).

Lorsqu'on mélange la solution d'un sel à celle d'un acide, d'une base ou d'un autre sel la réaction se produit si dans les conditions de l'expérience l'un des produits formés s'élimine de la solution parce qu'il est insoluble, volatil ou instable.

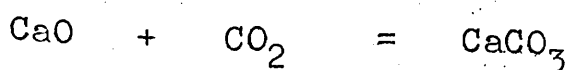
7. Préparation.

Les méthodes de préparation des sels sont très variées, mais on ne prépare par voie chimique que des sels que l'on ne trouve pas dans la nature ou ceux qu'on désire obtenir très purs.

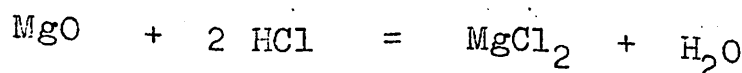
1). Action d'un métal sur un non-métal:



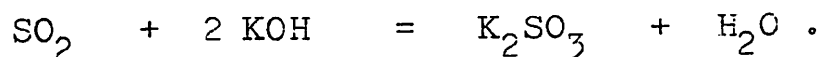
2). Action d'un oxyde basique sur un anhydride:



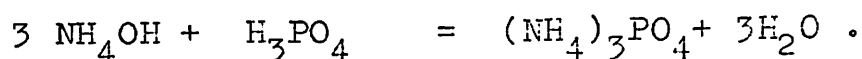
3). Action d'un oxyde basique sur un acide:



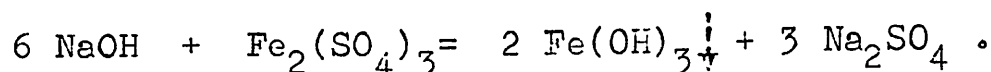
4). Action d'un anhydride sur un alcali:



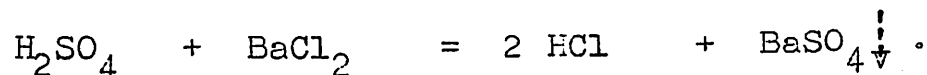
5). Action d'une base sur un acide:



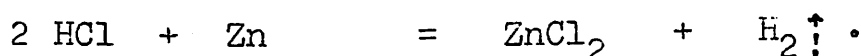
6). Action d'un alcali sur un sel:



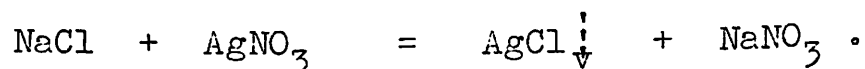
7). Action d'un acide sur un sel:



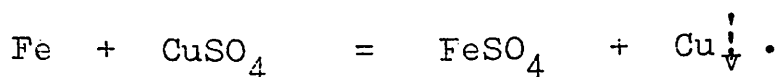
8). Action d'un acide sur un métal:



9). Action d'un sel sur un autre sel:



10). Action d'un métal sur un sel:



Certainement, toutes ces méthodes de préparation ne sont pas générales. On ne peut pas les utiliser toutes pour la préparation de n'importe quel sel.

8. Utilisation.

Les sels trouvent une grande utilisation dans l'industrie chimique. Certains sont des engrais minéraux (KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KCl , etc.).

NaCl - sel de cuisine est utilisé dans l'industrie alimentaire, pour la fabrication de la soude, du chlore, etc...

Les sels s'emploient aussi dans la médecine: Na_2SO_4 est un purgatif, KBr est un tranquilisant, etc...

Les sels BaCl_2 , CuSO_4 , FeSO_4 sont des insecticides.

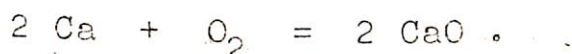
XTVI. RELATION MUTUELLE ENTRE LES GROUPES DE COMBINAISONS ===== CHIMIQUE. =====

Nous avons étudié les propriétés générales, préparation et utilisation de 4 principaux groupes de combinaisons minérales: oxydes, bases, acides et sels.

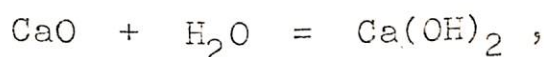
On sait que tous les corps selon leur composition se divisent en corps simples et corps composés. Parmi les corps simples on distingue les métaux et les non-métaux qui en se combinant donnent de nombreux corps composés tels que les oxydes, acides, bases, sels.

En sachant les propriétés des composés étudiés, on peut obtenir aisément des corps composés à partir des corps simples par des transformations chimiques. C'est ainsi qu'il s'exprime la corrélation entre les corps simples et les différents ^{groupes} de corps composés. Cela peut être montré sur les exemples suivants:

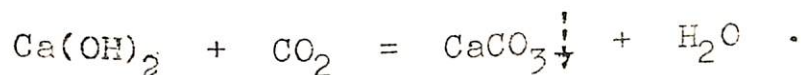
Le métal calcium (corps simple) se combine à l'oxygène pour donner l'oxyde de calcium



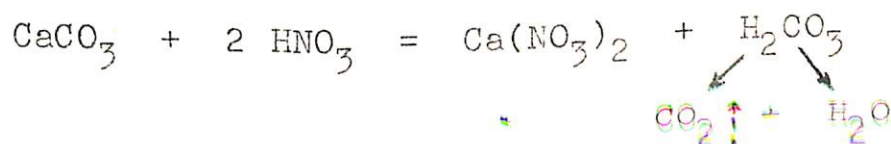
Par hydratation de cet oxyde on obtient l'hydroxyde de calcium.



qui réagit sur l'anhydride (anhydride carbonique CO_2 , par exemple) pour former le sel - carbonate de calcium:



Par action de l'acide nitrique sur ce sel, on obtient un nouveau sel - nitrate de calcium et un nouvel acide - acide carbonique instable qui se décompose en anhydride carbonique et eau:

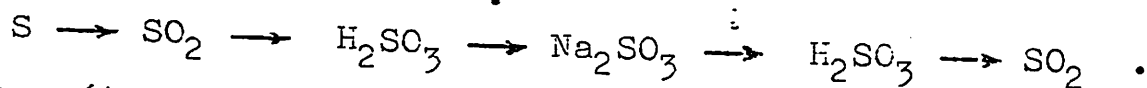


On a effectué ainsi la chaîne de transformations suivantes:



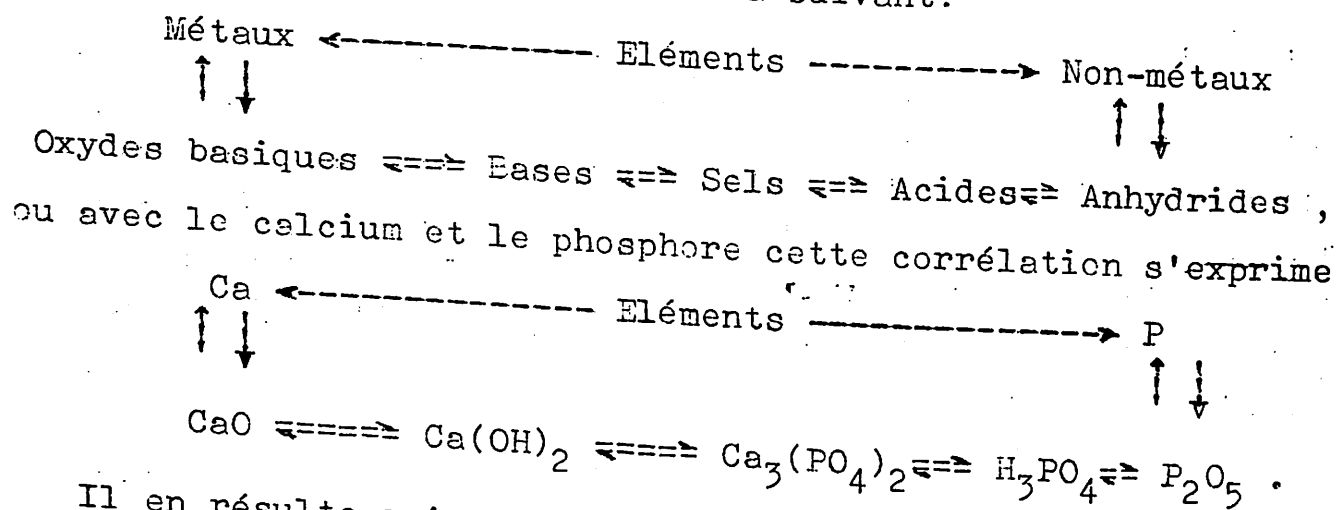
Chaque flèche $\longrightarrow$ signifie une transformation.

Si l'on prend un non-métal (soufre, par exemple) il est possible d'effectuer les transformations suivantes:



Les métaux et les non-métaux forment des oxydes avec l'oxygène. Les oxydes basiques se transforment en bases par la voie directe ou indirecte. Les anhydrides à leur tour en s'hydratant donnent des acides qui fournissent des sels par des réactions différentes. A partir des sels on obtient des bases ou des acides. Les oxydes peuvent se former par déshydratation des bases ou des acides.

La corrélation des corps simples avec les oxydes, bases, acides, sels est indiquée sur le schéma suivant:



Il en résulte qu'entre les éléments chimiques et leurs combinaisons subsiste une relation mutuelle. Cette relation est à la base de toutes les transformations chimiques naturelles, utilisées dans la vie pratique des hommes.

XIV. CLASSIFICATION PERIODIQUE DES

ELEMENTS DE D. MENDELEEV.

1. LA LOI PERIODIQUE DE D. MENDELEEV.

Une des méthodes de classement la plus ancienne est celle qui répartit les corps simples en 2 groupes: celui de métaux et celui de non-métaux.

Beaucoup de savants ont tenté de classer les éléments connus à l'époque en cherchant la relation entre propriétés des éléments et leurs masses atomiques. Chacun de précurseurs de Mendéléev cherchait le secret d'une harmonie que l'on devinait sans l'apercevoir complètement, car il s'introduisait toujours de graves défauts, des décalages et des incompatibilités incompréhensibles.

Le grand savant russe D.I. Mendéléev est venu au bout de toute la classification en 1869, après 15 années de réflexion et d'étude. La loi périodique de Mendéléev et sa classification c'est la plus grande découverte de la chimie après la théorie atomique et moléculaire.

Le savant estimait que le plus naturel était de chercher les rapports existant entre les propriétés des éléments d'une part et leur masse atomique d'autre part. Ayant disposé 64 éléments connus dans l'ordre croissant de leurs masses atomiques et comparé les propriétés des éléments, les formes et les propriétés de leurs combinaisons Mendéléev a aperçu les variations strictement réglementées de ces propriétés.

Suivons les traces de Mendéléev et disposons les premiers 18 éléments chimiques suivant l'ordre croissant de leurs masses atomiques, en commençant par l'hydrogène dont la masse est la plus faible. Examinons les propriétés de ces éléments au fur et à mesure de l'accroissement de leurs masses atomiques.

1. Hydrogène, H, La masse atomique est 1. C'est un non-métal, sa valence dans toutes les combinaisons est 1.

2. Hélium, He, la masse atomique est 4. C'est un gaz rare, il ne réagit sur aucun élément, c'est pourquoi ce gaz est dit inerte.
3. Lithium, Li, la masse atomique est 7. C'est un métal alcalin, très actif, sa valence dans toutes les combinaisons est égale à un. : l'oxyde - Li_2O , l'hydroxyde - LiOH . La combustion de ce métal dans l'air ou dans l'oxygène donne l'oxyde de lithium Li_2O qui, en réagissant sur l'eau donne la base, l'hydroxyde de lithium - LiOH .
4. Béryllium, Be, la masse atomique est égale à 9. C'est un métal dont l'oxyde est BeO et la base est $\text{Be}(\text{OH})_2$. Béryllium est bivalent dans toutes ses combinaisons.
5. Bore, B, la masse atomique est égale à 10. C'est un non-métal et dans les combinaisons il ne manifeste que la valence trois; son oxyde B_2O_3 est un anhydride correspondant à l'acide borique H_3BO_3 .
6. Carbone, C, la masse atomique est égale à 12. C'est un non-métal, dans les composés il manifeste généralement la valence quatre. Il forme l'oxyde CO_2 , dont l'hydrate est l'acide carbonique H_2CO_3 . Le produit de l'action du carbone sur l'hydrogène est le méthane CH_4 .
7. Azote, N, la masse atomique est égale à 14, il est un non-métal. Son oxyde supérieur N_2O_5 correspond à l'acide nitrique HNO_3 , l'azote a la valence 5, tandis que dans sa combinaison hydrogénée, (l'ammoniac NH_3) l'azote est trivalent.
8. Oxygène, O, la masse atomique est égale à 16. C'est un non-métal, plus actif que l'azote, carbone et bore. Il est toujours bivalent (H_2O , par exemple).
9. Fluor, F, la masse atomique est égale à 19. C'est un non-métal le plus actif. Il réagit vivement sur l'hydrogène en donnant du gaz fluorure d'hydrogène, HF ; fluor est toujours monovalent.
10. Neon, Ne, la masse atomique est égale à 20, c'est un gaz rare. Comme l'hélium, il ne réagit sur aucun élément.

11. Sodium, Na, la masse atomique est égale à 23. C'est un métal alcalin. Il est très actif, monovalent dans toutes les combinaisons chimiques. La combustion dans l'air donne l'oxyde Na_2O et son action sur l'eau produit la base NaOH et l'hydrogène. Il existe la ressemblance entre des combinaisons du sodium et celles du lithium (solubilité, propriétés chimiques, etc.).
12. Magnésium, Mg, la masse atomique est égale à 24, c'est un métal bivalent. Il est remarquable que le magnésium forme l'oxyde MgO et l'hydroxyde $\text{Mg}(\text{OH})_2$ du même type de formule que ceux du béryllium.
13. Aluminium, Al, la masse atomique est égale à 27, métal trivalent. Oxyde d'aluminium Al_2O_3 , et l'hydroxyde- $\text{Al}(\text{OH})_3$.
14. Silicium, Si, la masse atomique est égale à 28, non-métal. Il est quadrivalent dans les combinaisons oxygénées SiO_2 , H_2SiO_3 . De même il est quadrivalent dans le composé volatil hydrogéné SiH_4 . Il est nécessaire de signaler la ressemblance du silicium au carbone, dont les combinaisons respectives sont CO_2 , H_2CO_3 et CH_4 .
15. Phosphore, P, la masse atomique est égale à 31, non-métal. Son oxyde supérieur - P_2O_5 (le phosphore manifeste la valence cinq) ressemble à celui de l'azote N_2O_5 ; HPO_3 - l'acide correspondant à l'oxyde P_2O_5 ressemble bien à l'acide HNO_3 . Le phosphore donne le composé avec l'hydrogène PH_3 , en manifestant la valence 3 dans ce composé.
16. Soufre, S, la masse atomique est égale à 32, non-métal plus actif que le phosphore. L'oxyde supérieur est SO_3 , où le soufre est hexavalent, correspond à l'acide sulfurique H_2SO_4 . La combinaison hydrogéné gazeuse H_2S est analogue à l'eau H_2O ; dans ces composés le soufre et l'oxygène ont la même valence 2.

17. Chlore, Cl, la masse atomique est égale à 35,5; c'est un non-métal très actif, il forme l'oxyde supérieur Cl_2O_7 (manifestant la valence 7) à qui correspond l'acide HClO_4 . Dans la combinaison hydrogénée HCl le chlore est monovalent, ce composé ressemble bien à HF , donc le chlore ressemble au fluor.
18. Argon, Ar, la masse atomique est égale à 40. C'est un gaz inerte, il ne donne aucune combinaison. Sa valence est donc nulle. C'est pourquoi il ressemble à l'hélium et au néon.

Il est possible de continuer la disposition des éléments de cette manière. Représentons les propriétés des éléments examinés sous forme d'un tableau.

Envisageant ce tableau (la page suivante) on voit que le passage du lithium au fluor est accompagné d'un affaiblissement des propriétés métalliques et, au contraire, d'une intensification des propriétés non-métalliques qui sont les plus prononcées chez le fluor. Celui-ci est suivi du néon, qui est un gaz inerte, c'est-à-dire un élément incapable d'entrer en interaction chimique. La valence des éléments par rapport à l'oxygène augmente de 1 (chez Li) à 5 (chez N), et la valence dans les composés hydrogénés volatils diminue de 4 (chez C) à 0 (chez néon).

Le passage du sodium au chlore est accompagné d'un affaiblissement des propriétés métalliques et, au contraire, d'une intensification des propriétés non-métalliques qui sont les plus prononcées chez le chlore. Celui-ci est suivi de l'argon, qui est un ~~gaz~~ ^{inerte}, c'est-à-dire un élément incapable d'entrer en interaction chimique. La valence dans les composés oxygénés se renforce de 1 (chez Na) à 7 (chez Cl), et la valence dans les composés hydrogénés volatils s'affaiblit de 4 (chez Si) à 0 (chez Ar).

Il en résulte que pour les éléments chimiques de lithium à néon et de sodium à argon avec l'augmentation de leurs masses atomiques on observe la variation périodique des propriétés suivantes:

Nom élément	Propriétés principales	Numéro d'ordre	Symbole chi- mique	Masse atomique	Oxyde supérieur	Hydroxyde	Valence dans les combinai- sons oxygénées	Formule d'une combinaison hydratée	Valence dans les combinai- sons hydrogé- nées
Hydrogène		1	H	1	H ₂ O		1		
Hélium		2	He	4					
Lithium		3	Li	7	Li ₂ O	LiOH	1		
Beryllium		4	Be	9	BeO	Be(OH) ₂	2		
Bore		5	B	10	B ₂ O ₃	H ₃ BO ₃	3		
Carbone		6	C	12	CO ₂	H ₂ CO ₃	4	CH ₄	4
Azote		7	N	14	N ₂ O ₅	HNO ₃	5	NH ₃	3
Oxygène		8	O	16			1	H ₂ O	2
Fluor		9	F	19			1	HF	1
Néon		10	Ne	20					0
Sodium		11	Na	23	Na ₂ O	NaOH	1		
Magnésium		12	Mg	24	MgO	Mg(OH) ₂	2		
Aluminium		13	Al	27	Al ₂ O ₃	Al(OH) ₃	3		
Silicium		14	Si	28	SiO ₂	H ₂ SiO ₃	4	SiH ₄	4
Phosphore		15	P	31	P ₂ O ₅	HPO ₃	5	PH ₃	3
Soufre		16	S	32	SO ₃	H ₂ SO ₄	6	H ₂ S	2
Chlore		17	Cl	35,5	Cl ₂ O ₇	HClO ₄	7	HCl	1
Argon		18	Ar	40					0

- a) - les propriétés métalliques s'affaiblissent;
- b) - les propriétés non-métalliques se renforcent;
- c) - la valence supérieure par rapport à l'oxygène augmente;
- d) - la valence par rapport à l'hydrogène diminue.

On observe également des variations périodiques des propriétés pour les éléments suivants. Ainsi, le 19^e élément, le potassium, a des propriétés similaires à celles du sodium; le 20^e élément, le calcium, à celles du magnésium, etc...

On a trouvé aussi que les formes et les propriétés des composés des éléments ayant les propriétés similaires se répètent périodiquement. Par exemple, la forme de composé de lithium avec l'oxygène est Li_2O . La forme correspondante des composés est pour les éléments qui répètent ses propriétés : Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O (en général R_2O).

Tout cela a permis à D. Mendéléev d'énoncer la loi suivante:

Les propriétés des éléments ainsi que les formes et les propriétés des composés sont en rapport périodique de la valeur de la masse atomique des éléments.

Cette loi porte le nom de la loi périodique de D.I. Mendéléev. Il est possible de disposer les deux séries des éléments considérés l'un au-dessous de l'autre:

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
numéro d'ordre:	3	4	5	6	7	8	9	10

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
numéro d'ordre:	11	12	13	14	15	16	17	18

Les deux séries commencent par un métal alcalin et se terminent par un gaz inerte. Les éléments de propriétés similaires (lithium et sodium, béryllium et magnésium, etc...) se sont placés les uns au-dessous des autres.

Mendéléev donna les périodes comme séries d'éléments où il se produit une modification successive des propriétés métalliques aux non-métalliques nettement prononcées. En disposant les périodes l'une au-dessous de l'autre, Mendéléev créa le système périodique des éléments.

2. STRUCTURE DU SYSTEME PERIODIQUE.

Le système périodique des éléments est une présentation graphique de la loi périodique de Mendéléev.

1°. Périodes.

Le tableau périodique est divisé dans le sens horizontal en sept périodes.

On appelle période une série horizontale d'éléments chimiques disposés dans l'ordre croissant de leurs masses atomiques qui commence par un métal alcalin (par l'hydrogène dans la première période) et qui finit par un gaz inerte.

Le tableau comporte trois petites périodes (la première, la seconde, la troisième); trois grandes périodes (la quatrième, la cinquième et la sixième) et une période incomplète (la septième).

La première période est composée de deux éléments: l'hydrogène et l'hélium.

Les deuxième et troisième périodes contiennent chacune 8 éléments.

Les quatrième et cinquième périodes comprennent 18 éléments chacune.

La sixième période se compose de 32 éléments dont 14 possédant les propriétés analogues au lanthane, sont disposés en bas du tableau. On les appelle lanthanides, ou terres rares, car ils sont rares dans la nature.

La septième période est incomplète; elle contient actuellement 18 éléments (le dernier, 104^e - élément porte le nom kurtchatovium à l'honneur du savant soviétique I.V. Kurtchatov).

Après l'actinium il y a 14 éléments ayant des propriétés similaires. Cette série d'éléments appelés actinides est placée au-dessous du système. Il est à noter que 15 éléments chimiques n'existent pas dans la nature. Ce sont des éléments artificiels, préparés aux laboratoires ou l'on poursuit des recherches de nouveaux éléments.

2°. Rangs.

Le système se compose de 10 rangs horizontaux. La petite période comporte un rang et la grande période en contient deux : rang pair et rang impair.

3° Le changement des propriétés dans les périodes.

On a déjà examiné le changement des propriétés des éléments dans les périodes. Chaque période commence par un métal très actif (un métal alcalin) et finit par un gaz inerte. Mais l'élément situé avant le gaz inerte est toujours un non-métal, typique. Ainsi, dans chaque période il se passe la variation des propriétés chimiques des éléments d'un métal alcalin à un non-métal actif.

Dans la période avec l'augmentation de la masse atomique des éléments les propriétés métalliques s'affaiblissent et les propriétés non - métalliques se renforcent.

Exemple: Le phosphore et le soufre étant dans la troisième période, mais le soufre se trouve plus à droite que le phosphore, il a la masse atomique plus grande que le phosphore ($A_S = 32$ et $A_P = 31$). C'est pourquoi le soufre est ~~non-métal~~ plus actif que le phosphore. Mais le chlore, qui est situé à droite du soufre ($A_{Cl} = 35,5$) a les propriétés non-métalliques plus prononcées que celles de soufre. En ce qui concerne le magnésium et l'aluminium, c'est le magnésium qui est un métal plus actif; il est situé plus à gauche dans la période que l'aluminium.

Dans les rangs pairs des grandes périodes il n'y a que des métaux, dont les propriétés s'affaiblissent très lentement. C'est pour cela que des propriétés métalliques pour les éléments de grandes périodes s'affaiblissent d'une manière plus lente que pour ceux de petites périodes.

Chaque élément du tableau a son numéro appelé numéro d'ordre ou numéro atomique.

4° Groupes et sous groupes.

Dans le sens vertical le système périodique est divisé en neuf groupes. Les éléments du même groupe manifestent les mêmes valences supérieures par rapport à l'oxygène. Cette valence coïncide à quelques exceptions près au numéro de groupe. Ces exceptions concernent le fluor et le brome qui n'ont pas de valence 7, le cuivre, l'argent et l'or peuvent manifester la valence supérieure à 1; et pour les éléments de VIII^e groupe la valence ⁸ n'est connue que pour l'osmium et le rhuthénium.

Le dernier groupe (groupe zéro) réunit des gaz inertes, qui n'ont pas de valence.

Chaque groupe (sauf le VIII et le ZERO) se sépare en deux

sous-groupes: le sous-groupe principal et sous-groupe secondaire.

Le sous-groupe principal renferme les éléments de petites et de grandes périodes.

Par exemple, le sous-groupe principal du premier groupe est formé par les métaux alcalins: lithium, sodium, potassium, rubidium, césium et francium.

Le sous-groupe secondaire ne renferme que des éléments de grandes périodes.

Ainsi les éléments: cuivre, argent et or forment ^{le} sous-groupe secondaire du premier groupe. Le sous-groupe principal de VII^e ^{groupe} est constitué des non-métaux (fluor, chlore, brome, iode, astate): les éléments métalliques Mn, Tc, Re forment le sous-groupe secondaire.

Les sous-groupes secondaires ne se composent que des métaux. Les non-métaux font partie des sous-groupes principaux de IV^e, V^e, VI^e, et VII^e groupes.

Pour trouver la valence d'un non-métal par rapport à l'hydrogène on utilise "la règle de huit" (le sens de cette règle sera compris plus tard): on soustrait de 8 le numéro de groupe où se trouve ce non-métal. Ainsi la valence de phosphore par rapport à l'hydrogène est 3 (8 - 5).

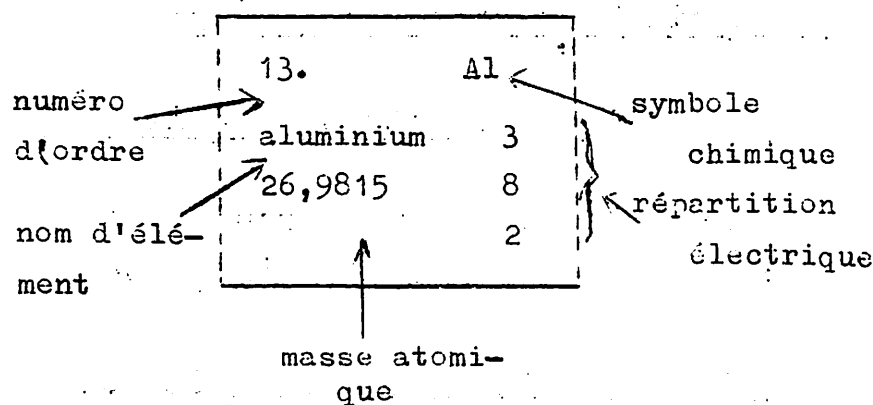
5° Changements des propriétés des éléments des sous-groupes principaux.

Dans chaque sous-groupe principal à mesure d'augmentation des masses atomiques des éléments leurs propriétés métalliques se renforcent et les propriétés non-métalliques s'affaiblissent.

Exemple: Les propriétés métalliques des métaux alcalins s'accroissent quand la masse atomique augmente, alors le francium c'est un métal le plus actif, il est plus actif que le césium, le rubidium, le potassium, etc... Et le potassium est de son côté plus actif que le sodium.

De même façon les propriétés non-métalliques des halogènes (F, Cl, Br, I, le groupe VII) décroissent avec l'augmentation de la masse atomique. C'est alors le fluor qui est un non-métal le plus actif.

6°. Structure de la case du tableau périodique.



Sachant la position d'un élément dans le tableau périodique de Mendéléev, on peut donner sa caractéristique plus ou moins complète.

Exemple : Caractériser l'élément chimique, dont le numéro d'ordre dans le tableau de Mendéléev est 34.

1°. L'élément nommé est le s é l é n i u m .

2°. Il est situé dans la période 4, rang V, dans le groupe VI, sous-groupe principal; masse atomique de sélénium est égale à 79 (A_{Se}) = 79

3°. Le sélénium est un non-métal.

4°. La valence supérieure de sélénium par rapport à l'oxygène est égale à 6 (SeO_3) et la valence par rapport à l'hydrogène est 2 (H_2Se).

5°. L'anhydride sélénique - SeO_3 correspond à l'acide sélénique - H_2SeO_4 (la valence de sélénium est égale à 6). La neutralisation des solutions de l'acide sélénique fournit les sélénates (K_2SeO_4) - sélénate de potassium).

Le sélénure d'hydrogène - H_2Se c'est le composé hydrogéné de sélénium.

6. Etant situé dans le sous-groupe principal de groupe VI, le sélénium a des propriétés ressemblantes à celles du soufre. Il donne l'anhydride sélénieux - SeO_2 (pareil à l'anhydride sulfureux - SO_2) qui correspond à l'acide sélénieux H_2SeO_3 (sélénium manifeste la valence inférieure égale à 4). La neutralisation des solutions de l'acide sélénieux donne des sels-sélénites (Na_2SeO_3) - le sélénite de sodium).

7°. La comparaison des propriétés chimiques de cet élément à celles de ses voisins dans la classification périodique en sens vertical et horizontal donne : le sélénium est un mono-métal.

plus actif que l'arsenic, mais moins actif que le brome; il a des propriétés non-métalliques plus marquées que le tellure, mais moins marquées que le soufre.

On peut caractériser de cette manière n'importe quel élément chimique de la classification périodique.

3. L'importance de la loi périodique de D. Mendéléev.

La valeur d'une théorie scientifique ne consiste pas seulement en ce qu'elle explique les faits déjà connus mais aussi en ce qu'elle permet de prévoir de nouveaux faits.

La loi périodique de D. Mendéléev et son système ont une grande importance dans la science. Il est maintenant possible de considérer un élément d'après sa position dans le tableau périodique, en comparant ses propriétés avec celles des éléments voisins.

Une application particulièrement frappante de la loi périodique est celle qui permit à Mendéléev de prédire l'existence des éléments inconnus à l'époque. C'est pour cela qu'il ménage un assez grand nombre de cases vides qu'il meuble avec des éléments à découvrir et dont il n'hésite pas à prédire les propriétés en se basant sur celles des éléments voisins: c'est ce qu'il fait notamment pour l'ékabore, l'ékaaluminium, l'ékasilicium, l'ékamanganèse, etc. (éka désignant un élément placé deux rangs en dessous de l'élément connu: bore, aluminium, silicium, manganèse). Trois de ces éléments ont été rapidement découverts (scandium, gallium et germanium) et on s'est aperçu que leurs propriétés et celles de leurs composés étaient très voisines de celles prédites par Mendéléev pour l'ékabore, l'ékaaluminium et l'ékasilicium.

Dépuis toutes les cases vides ont été remplies d'éléments (de 1 à 92) découverts ou fabriqués artificiellement aussi bien que nouveaux éléments (actinides) ont été découverts dont 101^e élément fut appelé mendélévium en l'honneur du grand chimiste russe DMITRI MENDELEEV.

Comparons les propriétés prédites par Mendéléev pour l'ékasilicium à celles déterminées expérimentalement pour le germanium.

Prédiction de Mendéléev pour l'ékaïsilicium (1871)	Propriétés observées pour le ger- manium (découvert en 1886)
1).Masse atomique:environ 72.	1).Masse atomique est égale à 72,60
2).Métal gris foncé à point de fusion élevé.	2).Métal gris;point de fusion 958°C
3). Masse volumique 5,5g/cm ³	3).Masse volumique 5,36 g/cm ³ .
4).Faiblement attaqué par les acides. Résiste aux alcalis.	4).Ge n'est pas dissous par HCl ou NaOH,mais se dissout dans HNO ₃ concentré.
5).Par chauffage,obtention d'un oxyde EsO_2 à point de fusion élevé et de densité 4,7 g/cm ³ .	5).Le Ge réagit avec l'oxygène pour ^{donner} GeO_2 fondant à 1100°C et de densité 4,7 g/cm ³ .
6).L'hydroxyde sera soluble dans les acides.	6). $Ge(OH)_4$ se dissout dans un acide dilué.
7). Le $EsCl_4$ sera un liquide volatil de point d'ébullition un peu inférieur à 100°C et de densité 1,9g/cm ³ .	7).Le $GeCl_4$ est un liquide volatil, de point d'ébullition 83°C et de densité 1,88 g/cm ³ .

En se basant sur la loi périodique Mendéléev, a modifié les masses atomiques d'une vingtaine d'éléments qui ne trouvaient pas la place qui devait leur convenir dans le tableau périodique.

La découverte de la loi périodique inaugurerait une ère nouvelle dans le développement de la Chimie et d'autres branches qui y sont liées: la physique atomique, la géochimie, l'astrochimie.

Le système périodique est devenu le guide des chimistes. En s'appuyant sur ce système, ils découvrent de nouveaux éléments chimiques, de nouvelles combinaisons et créent de nouvelles substances ayant des propriétés prévues à l'avance.

C'est la théorie de la structure d'atome qui s'est rapidement développée sur la base de la loi périodique et du système périodique. Elle a permis d'expliquer le sens physique de la loi périodique et la disposition des éléments dans le système.

La loi périodique de Mendéléev est une base théorique de la science chimique moderne et de l'industrie.

XV. STRUCTURE DE L'ATOME.

La question qui se pose à présent est de savoir pourquoi les propriétés chimiques des éléments changent périodiquement à mesure que la masse atomique augmente. Pour répondre à cette question il est nécessaire d'étudier la structure de l'atome.

Il y a environ 70 ans on s'aperçut que les atomes eux-mêmes que l'on croyait jusque-là indivisibles, étaient formés de particules plus petites, et que ces petites particules portaient des charges électriques.

1. Rayons cathodiques. Electrons.

Le passage du courant électrique dans une ampoule de verre à l'intérieur de laquelle on a fait le vide a donné les premières indications sur la structure de l'atome (fig.9). Les électrodes soudées dans cette ampoule étaient liées avec les pôles d'une source d'électricité. Si l'on applique la grande tension aux électrodes, on observe immédiatement que l'une des électrodes, la cathode K reliée au pôle négatif émet des rayons qui traversent l'ampoule. Ces rayons appelés les rayons cathodiques, sont invisibles à l'œil, mais provoquent la luminescence du verre dans les points d'impact. On peut s'en convaincre chaque fois que l'on suit une émission de télévision. L'écran d'une poste de TV est le fond d'un tube cathodique émettant les rayons cathodiques qui provoquent la luminescence de l'écran.

Si l'on place un petit moulinet sur le passage des rayons cathodiques (fig.10), celui-ci se met à tourner. Les rayons cathodiques sont donc un courant de particules animées d'un mouvement rapide. Si l'on agit sur les rayons cathodiques avec deux plaques électriquement chargées, ils sont déviés dans la direction du pôle positif. Cela montre que les particules constituant ces rayons ont une charge négative. En modifiant les conditions de l'expérience on peut étudier les différentes propriétés de ces rayons.

Les expériences de ce genre ont permis d'établir que les rayons cathodiques étaient constitués par un flux de particu-

les chargées de l'électricité négative et possédant une masse extrêmement faible.

Les particules qui constituent les rayons cathodiques ont été appelées électrons ($\bar{e}$).

L'électron est 1840 fois plus léger que l'atome d'hydrogène ($9,1 \cdot 10^{-28}$ g). Il est une particule qui possède la plus petite charge électrique connue. La charge de l'électron est prise comme unité négative (-1). Quelle que soit la matière de la cathode les électrons émis par elle ont la même masse et la même charge.

D'où proviennent, donc, les électrons qui composent les rayons cathodiques ? De toute évidence, ils entrent dans la composition des atomes de la matière métallique dont la cathode est faite et peuvent en être arrachés sous l'action de la grande tension électrique entre deux électrodes. En possédant la charge négative ils se dirigent vers l'anode dont la surface est chargée positivement. Mais, les atomes ne peuvent être uniquement constitués d'électrons, car dans ce cas tous les atomes et donc tous les corps qui se composent de ces derniers seraient chargés négativement. Cependant, il est parfaitement connu que tous les atomes sont électriquement neutres. Par conséquent, chaque atome doit contenir outre les électrons des particules chargées positivement. L'étude de la radioactivité a abouti à la découverte des particules à charge positive entrant dans la composition de l'atome.

2. Radioactivité (lecture) .

La radioactivité fut découverte en 1896 par le savant français Becquerel (1852-1907) qui avait constaté que certains minerais d'uranium émettaient des rayons imperceptibles à l'oeil, mais provoquant le noircissement des plaques photographiques.

L'émission spontanée de rayons invisibles par les divers composés a reçu le nom de radioactivité et les corps qui émettaient ces rayons - corps radioactifs.

L'étude de ce phénomène entreprise par Pierre Curie (1854-1908) et Marie Curie-Sclodovska (1867-1934) aboutit en 1898 à la découverte de nouvel élément Ra - radium. Les rayons de

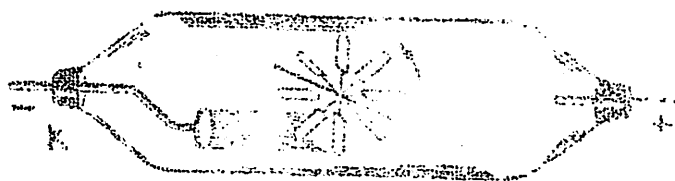


Fig. 9.- Déviation des rayons cathodiques par un champ magnétique (schéma).

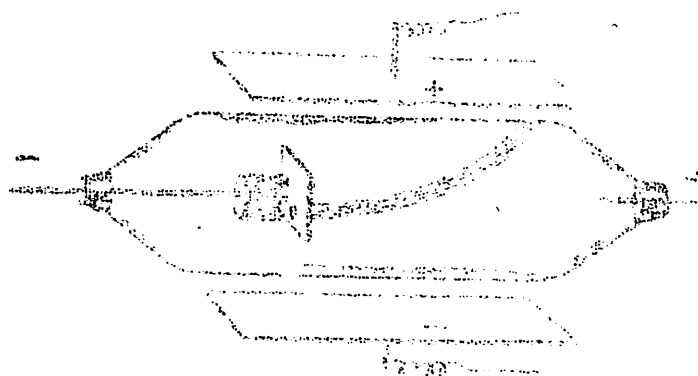


Fig. 10.- Déviation des rayons cathodiques par un champ électrique.

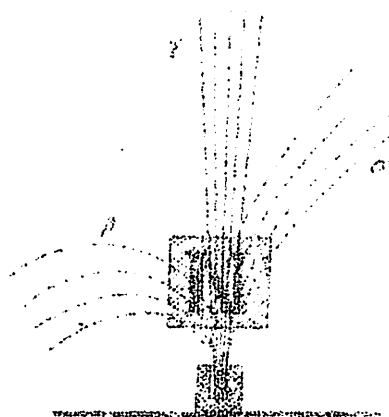


Fig. 11.- Déviation des rayons radioactifs par un champ magnétique.

radium sont déviés par un aimant ou dans un champ électrique, vers le pôle négatif. Les particules émises par le radium sont donc de charge positive. On les appelle particules alpha (α).

Les particules α ont une masse de 4 U.M.A. et leur charge positive (+2) est double de celle d'électron.

Une étude approfondie du phénomène de radioactivité a montré que le rayonnement peut comporter aussi les rayons bêta (β) et les rayons gamma (γ).

Les rayons β sont identiques aux rayons cathodiques. Ils sont constitués par les mêmes particules - électrons.

Les rayons γ ne dévient pas dans le champ électrique. Alors ils ne sont pas chargés. Par leur nature les rayons γ sont semblables aux rayons lumineux, mais ils sont invisibles et extrêmement pénétrants (fig.11).

3. Structure d'atome. Modèle planétaire de l'atome.

En 1911 Ernest Rutherford (1871-1937) le grand physicien anglais en se basant sur ces expériences, proposa le modèle planétaire de l'atome dans lequel l'atome était constitué à l'image de l'empire du Soleil. Au centre se trouvait un noyau de très faibles dimensions à charge positive et renfermant pratiquement toute la masse de l'atome. Autour du noyau étaient disposés les électrons dont le nombre dépendait de la valeur de la charge positive du noyau. Les électrons gravitent autour du noyau comme les planètes le font autour du Soleil.

On sait aujourd'hui que ce n'est là qu'un modèle approximatif, car le mouvement des électrons étant beaucoup plus complexe que celui des planètes. La vitesse des électrons est si grande que l'on ne peut pas fixer leur position à un instant. On dit qu'il existe autour du noyau un "nuage" d'électrons.

4. Structure des noyaux atomiques. Protons. Neutrons.

Nous avons défini le noyau en tant que partie constitutive de l'atome. Et le noyau est-il enfin indivisible ou se compose-t-il encore des particules plus petites ? Les recherches avancées ont permis de découvrir que les noyaux atomiques se composent à leur tour de deux sortes des particules: de protons et de neutrons.

Le proton (p) possède les propriétés suivantes:

- a)- il est chargé positivement (+1) et la valeur absolue de sa charge électrique est égale à celle d'électron;
- b)- il est pesant, sa masse est égale à l'unité de la masse atomique (1 U.M.A.).

Le neutron (n) possède la même masse que le proton égale à 1 U.M.A. Mais il n'est pas chargé, autrement dit il est électriquement neutre - d'où provient son nom "neutron". Le neutron a les mêmes dimensions que le proton.

Il en résulte que:

- 1) - la charge du noyau atomique est déterminée par le nombre des protons contenus dans le noyau, car les neutrons n'ont pas de charge;
- 2) - la masse de l'atome est déterminée par la somme de tous les protons et tous les neutrons qui constituent le noyau. La masse d'électron étant 1840 fois plus faible que celle de proton ou de neutron et la contribution des électrons dans la masse totale de l'atome est tout à fait insignifiante.

La théorie de la structure du noyau des protons et neutrons fût proposée par le physicien soviétique D.Ivanénko.

Comme l'atome est électriquement neutre, la charge positive du noyau doit être égale à la charge négative de tous ses électrons. Donc, le nombre de protons du noyau est égal au nombre d'électrons de l'atome.

5. Nombres atomiques.

L'ensemble des faits expérimentaux indique en toute évidence que la charge positive du noyau (nombre de protons) est numériquement égale au numéro d'ordre de l'élément dans la classification périodique de Mendéléév.

Par exemple: le nombre atomique de sodium dans le tableau périodique est 11. Alors le nombre de protons dans son noyau est égal à 11; et la charge du noyau est + 11.

On désigne le nombre de protons dans le noyau atomique par la lettre "Z" et le nombre de neutrons par la lettre "N". On peut lier ces deux nombres par la formule suivante:

$$A = Z + N$$

où A - est dit le nombre de masse.

Ainsi, "A" est le nombre total des protons et neutrons dans un noyau. Le nombre de masse "A" est toujours un nombre entier. Il est égale à la masse atomique arrondie. Mais il ne faut pas le confondre avec la masse atomique qui est généralement un nombre décimal.

Par exemple: la masse atomique de sodium est 22,9898, mais le nombre de masse $A = 23$.

On calcule le nombre de neutrons ainsi $N = A - Z$ (Z de sodium est 11). Alors, le nombre de neutrons dans le noyau d'atome de sodium est $N = 23 - 11 = 12$.

Donc, tous les atomes des éléments différents contiennent trois sortes des particules: protons, neutrons qui constituent les noyaux et électrons qui gravitent autour du noyau.

6. Isotopes.

Les recherches ont montré que les atomes de même élément ont les masses atomiques différentes. Ainsi pour le chlore il n'existe pas dans la nature des atomes possédant la masse de 35,45. L'élément chlore est un mélange de deux espèces d'atomes: certains atomes de chlore ont une masse 35, d'autres atomes ont une masse de 37.

Les noyaux des ces atomes ont le même nombre de protons (Z), mais le nombre différent de neutrons (N).

Les différentes espèces d'atomes de même élément ayant la même charge du noyau, mais les nombres de masse différents sont appelés les isotopes de cet élément.

Chaque isotope est caractérisé par deux nombres: nombre de masse (on l'écrit en haut et à gauche du symbole) et nombre de protons (on l'écrit en bas et à gauche du symbole).

Ainsi pour les isotopes de chlore on a



Presque tous les éléments chimiques ont des isotopes. Au titre d'exemple citons le carbone qui est un mélange naturel de $^{12}_6\text{C}$ (98,9%) et de $^{13}_6\text{C}$ (1,1%). Les propriétés chimiques des isotopes d'un élément sont toujours identiques.

Certains isotopes radioactifs ont acquis une grande importance dans la science, technique moderne et médecine.

La masse atomique d'un élément est une valeur moyenne de nombres de masse de tous ses isotopes naturels selon leur

répartition dans la nature.

Ainsi pour le chlore qui renferme 75,4% de $^{35}_{17}\text{Cl}$ et 24,6% de $^{37}_{17}\text{Cl}$ la masse atomique moyenne est:

$$A_{\text{Cl}} = \frac{35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246}{2} = 35,453$$

C'est cette masse qui est indiquée au tableau périodique des éléments.

Il est évident que la masse atomique ne peut servir la caractéristique principale d'un atome et donc d'un élément. La connaissance des isotopes permet de donner une définition plus exacte du terme "élément chimique":

Un élément chimique est une variété d'atomes ayant la même charge du noyau.

7. Isotopes d'hydrogène.

Pour l'élément chimique hydrogène on connaît trois isotopes: ^1_1H - hydrogène ordinaire; ^2_1H - deutérium (on le désigne aussi D) et ^3_1H - tritium, (désigné par T).

Tous les trois isotopes ayant le même nombre "Z" = 1 possèdent un seul proton dans leurs noyaux et un seul électron gravitant autour de chaque noyau. Alors les nombres de neutrons "N" pour ceux-ci (trois isotopes) sont suivants:

$$^1_1\text{H} \quad N = 1 - 1 = 0$$

$$^2_1\text{H} \quad N = 2 - 1 = 1$$

$$^3_1\text{H} \quad N = 3 - 1 = 2$$

Le deutérium, combiné à l'oxygène forme l'eau lourde D_2O qui existe à l'état de traces dans l'eau ordinaire et notamment sur 6000 molécules d'eau ordinaire H_2O il y a toujours une molécule d'eau lourde D_2O . Le tritium a été préparé artificiellement par les physiciens. Ces deux variétés isotopiques d'hydrogène jouent un rôle fondamental dans la libération de l'énergie nucléaire.

8. Répartition électronique.

Notre tâche est à présent de relier les propriétés chimiques des éléments à la structure de leurs atomes. Pour cela, il ne suffit pas de connaître la composition des atomes. Comparons, par exemple, le sodium ($Z=11$) et le néon ($Z=10$). La différence dans la composition de leurs atomes consiste uniquement en ce que le sodium possède dans son atome un électron de plus et un proton de plus dans son noyau.

Cependant leurs propriétés chimiques n'ont rien de commun. Le néon est un gaz inerte qui n'entre pas dans les réactions chimiques, et le sodium est un des métaux les plus actifs chimiquement. Pour comprendre comment les différences aussi insignifiantes dans la composition de l'atome entraînent des variations aussi brutales de leurs propriétés chimiques, examinons la distribution électronique dans les atomes. Selon les représentations modernes le noyau se trouve au centre de l'atome de chaque élément et les électrons sont disposés en couches successives autour de lui en formant le "nuage électronique". On désigne ces couches par les lettres K, L, M, N, O, P, Q.

La répartition électronique obéit aux règles suivantes:

- la couche "K" est la plus rapprochée du noyau; elle ne contient qu'un ou deux électrons,
- la couche suivante "L" est plus éloignée du noyau; elle commence à se garnir d'électrons, lorsque la couche "K" est complète (contient $2 \bar{e}$). La couche "L" peut contenir de 1 à 8 électrons;
- la couche suivante "M" est encore plus éloignée du noyau; elle commence à se garnir d'électrons quand la couche "L" est complète ($8 \bar{e}$). Elle peut contenir $18 \bar{e}$, mais pour les éléments considérés (éléments de trois premières périodes, voir la fig.12) elle renferme $8 \bar{e}$; etc...

Quand la couche électronique externe contient le maximum d'électrons qu'elle peut comporter, on dit que cette couche est saturée. Le nombre d'électrons sur la couche externe de tous les atomes ne dépasse pas huit ($2 \bar{e}$ pour l'hydrogène et l'hélium).

Si la couche externe contient moins d'électrons qu'elle peut en comporter on dit que cette couche n'est pas saturée ou est incomplète.

Les électrons, particules négatives, qui se disposent sur les couches successives, sont attirés par le noyau chargé positivement d'après la loi de Coulomb:

"entre deux charges électriques opposées il s'exerce une force d'attraction qui est inversement proportionnelle au carré de la distance qui les sépare, et proportionnelle au produit de grandeurs des charges".

Cette force s'exprime donc par la relation $F = \frac{q_1 \times q_2}{r^2}$.

L'atome d'hydrogène (Z=1) a la structure la plus simple: un seul électron gravite sur la couche "K" autour du noyau composé d'un seul proton. La couche "K" est la plus rapprochée du noyau.

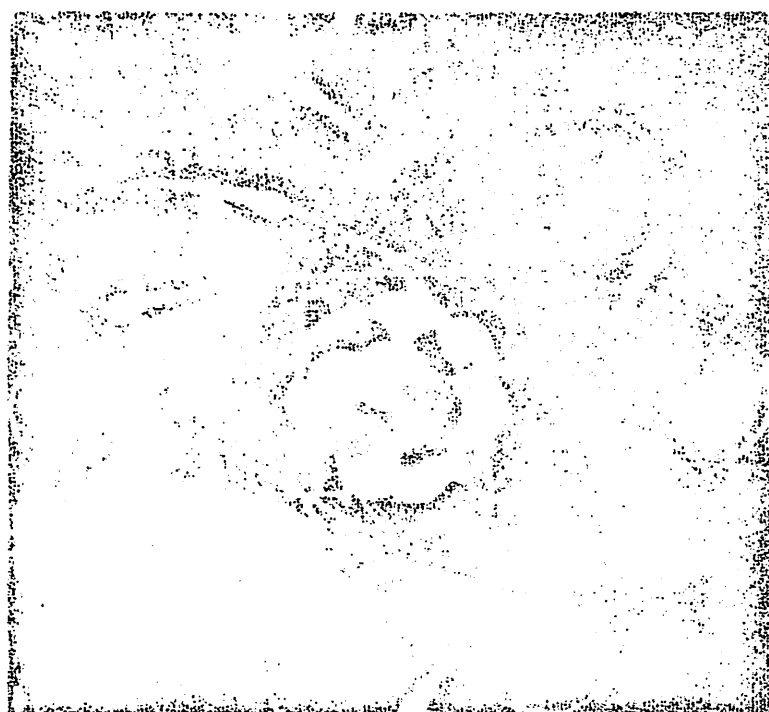
Le noyau de l'atome d'hélium (Z=2) a deux protons, ainsi sa charge est égale à +2 et ce sont deux électrons qui gravitent autour du noyau; ces deux électrons se trouvent sur la même couche "K"; ils se trouvent à la même distance du noyau et sont attirés par sa charge positive avec la même force.

Le lithium qui suit l'hélium (Z=3) possède trois électrons. Les deux premiers sont situés sur la même couche "K" et le troisième électron est situé plus loin du noyau sur la couche électronique "L" et la force d'attraction qui agit sur lui est bien plus faible.

En cas de lithium nous rencontrons déjà deux couches électroniques: la couche "K" (interne) de deux électrons et une couche "L" (externe) avec un seul électron.

Lorsqu'on passe du lithium au béryllium, du béryllium au bore, et ainsi de suite, la charge du noyau de ces atomes augmente chaque fois d'une unité, la couche extérieure se complétant d'un nouvel électron jusqu'à configuration de huit électrons dans la couche externe. C'est ce qui se produit pour le néon, gaz inerte (Z=10) qui clôt la deuxième période (fig.12).

L'élément qui suit le néon, le sodium (Z=11) possède deux électrons sur la couche "K", 8 électrons sur la couche "L" et un électron sur la couche "M". Ce dernier est encore plus éloigné du noyau que les précédents. Le sodium a déjà trois couches d'électrons. C'est lui qui est en tête de la troisième période et la troisième couche apparaît pour les éléments de cette période. Les charges des noyaux des éléments



a) atome d'oxygène

姓名	性别	年龄	籍贯	职业	文化程度	政治面貌	健康状况	其他
王德胜	男	45	山东	工人	小学	党员	良好	
李小明	男	30	河南	农民	初中	团员	良好	
张小红	女	25	江苏	教师	大学	党员	良好	
赵国强	男	50	河北	干部	高中	党员	良好	
孙丽娟	女	35	浙江	护士	中专	团员	良好	
周大伟	男	40	湖北	工人	小学	党员	良好	
吴小芳	女	20	湖南	学生	高中	团员	良好	
郑长林	男	55	安徽	农民	小学	党员	良好	
陈秀英	女	38	江西	工人	初中	党员	良好	
黄志强	男	42	四川	干部	高中	党员	良好	
徐文娟	女	28	福建	教师	大学	党员	良好	
高伟明	男	32	广东	工人	小学	党员	良好	
林小红	女	22	广西	学生	高中	团员	良好	
周国强	男	48	贵州	农民	小学	党员	良好	
吴小芳	女	30	云南	工人	初中	党员	良好	
郑长林	男	52	陕西	干部	高中	党员	良好	
陈秀英	女	35	甘肃	教师	大学	党员	良好	
黄志强	男	40	宁夏	工人	小学	党员	良好	
徐文娟	女	25	青海	学生	高中	团员	良好	
高伟明	男	35	新疆	工人	初中	党员	良好	
林小红	女	20	内蒙古	学生	高中	团员	良好	
周国强	男	45	吉林	农民	小学	党员	良好	
吴小芳	女	30	辽宁	工人	初中	党员	良好	
郑长林	男	50	黑龙江	干部	高中	党员	良好	
陈秀英	女	35	河北	教师	大学	党员	良好	
黄志强	男	40	山东	工人	小学	党员	良好	
徐文娟	女	25	河南	学生	高中	团员	良好	
高伟明	男	35	江苏	工人	初中	党员	良好	
林小红	女	20	浙江	学生	高中	团员	良好	
周国强	男	45	安徽	农民	小学	党员	良好	
吴小芳	女	30	江西	工人	初中	党员	良好	
郑长林	男	50	四川	干部	高中	党员	良好	
陈秀英	女	35	福建	教师	大学	党员	良好	
黄志强	男	40	广东	工人	小学	党员	良好	
徐文娟	女	25	广西	学生	高中	团员	良好	
高伟明	男	35	贵州	工人	初中	党员	良好	
林小红	女	20	云南	学生	高中	团员	良好	
周国强	男	45	陕西	农民	小学	党员	良好	
吴小芳	女	30	甘肃	工人	初中	党员	良好	
郑长林	男	50	宁夏	干部	高中	党员	良好	
陈秀英	女	35	青海	教师	大学	党员	良好	
黄志强	男	40	新疆	工人	小学	党员	良好	
徐文娟	女	25	内蒙古	学生	高中	团员	良好	
高伟明	男	35	吉林	工人	初中	党员	良好	
林小红	女	20	辽宁	学生	高中	团员	良好	
周国强	男	45	黑龙江	农民	小学	党员	良好	
吴小芳	女	30	河北	工人	初中	党员	良好	
郑长林	男	50	山东	干部	高中	党员	良好	
陈秀英	女	35	河南	教师	大学	党员	良好	
黄志强	男	40	江苏	工人	小学	党员	良好	
徐文娟	女	25	浙江	学生	高中	团员	良好	
高伟明	男	35	安徽	工人	初中	党员	良好	
林小红	女	20	江西	学生	高中	团员	良好	
周国强	男	45	四川	农民	小学	党员	良好	
吴小芳	女	30	福建	工人	初中	党员	良好	
郑长林	男	50	广东	干部	高中	党员	良好	
陈秀英	女	35	广西	教师	大学	党员	良好	

Fig. 12.- Représentation schématisée des circuits électriques
simples classés par ordre de nombre d'éléments. (1) Circuit

qui suivent le sodium augmentent progressivement, la couche "M" se complétant peu à peu jusqu'à configuration de 8 électrons, ce qu'on observe pour l'argon ($Z=18$) qui finit la III^e période.

XVI. LIAISONS CHIMIQUES. STRUCTURE DES MOLECULES.

1. Formation d'ions.

Les connaissances de la structure électronique des atomes permettent d'expliquer le mécanisme de formation de la liaison chimique.

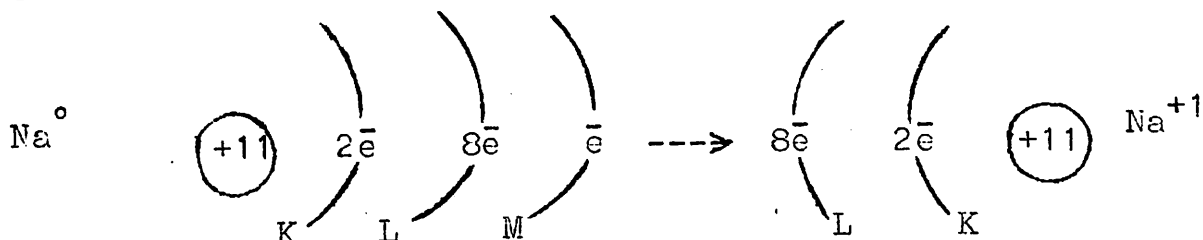
On sait que les atomes de gaz inertes ne se combinent généralement pas à aucun autre élément. Mais leurs couches électroniques externes sont saturées. Elles comportent 8 électrons ($2\bar{e}$ - chez le hélium). Il a été établi que les atomes avec la couche externe saturée sont très stables. On dit qu'ils possèdent une inertie chimique. C'est cette structure particulière qui est responsable de l'inertie des gaz rares.

Les atomes d'autres éléments tendent à acquérir la couche externe saturée aux cours des réactions chimiques. Cela se passe par deux procédés: a) - soit par la perte d'électrons, b) - soit par le gain d'électrons.

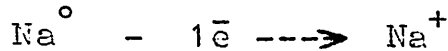
En perdant ou en gagnant les électrons les atomes se chargent et de tels atomes chargés s'appellent ions. Les ions sont beaucoup plus stables que les atomes initiaux.

a). Dans les atomes de métaux typiques la couche externe est loin de saturation. Ils ont de 1 à 3 électrons sur cette couche. Ces électrons étant les plus éloignés du noyau s'attirent faiblement par ce dernier. Les électrons externes d'atomes des métaux sont facilement arrachés et c'est donc l'avant-dernière couche qui devient externe.

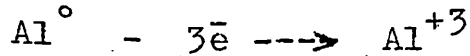
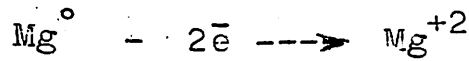
Les atomes des métaux acquièrent de ce fait des charges positives, étant donné que la charge positive du noyau n'est plus entièrement équilibrée par la charge négative des électrons. C'est ainsi que l'atome électriquement neutre du sodium en perdant son unique électron de sa couche externe devient un ion sodium chargé positivement (cation).



La transformation de l'atome de sodium en ion positif peut être exprimée par l'équation électronique:

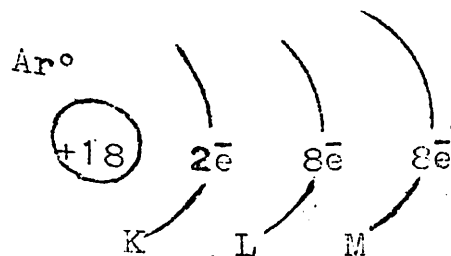
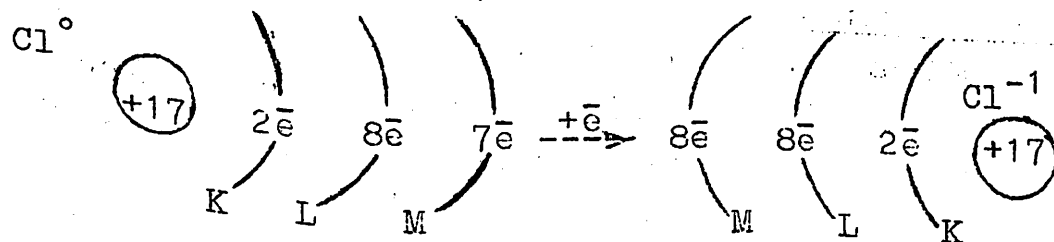


La grandeur de charge positive d'un cation dépend du nombre d'électrons perdus par l'atome:

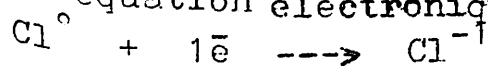


b). Dans les atomes des non-métaux la couche externe est proche de saturation. Ils ont généralement de 4 à 7 électrons périphériques. Aussi, les atomes de non-métaux ont tendance à capter les électrons jusqu'à saturation de leur couche externe et à passer à l'état d'ions négatifs (anions).

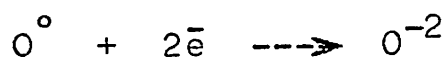
La figure ci-dessous représente schématiquement les couches électroniques des atomes de chlore et du gaz inerte, qui en est le plus proche - argon. Il ne manque qu'un seul électron au chlore pour que la couche externe de son atome soit saturée. Supposons que l'électron manquant soit capté. Qu'est-ce que se passera alors avec l'atome de chlore ? La couche électronique aurait la même structure que celle de l'argon. Mais l'atome de chlore ne se transformera pas en atome d'argon, car la charge du noyau de chlore reste égale à +17 (+18 pour Ar). Avant la capture de l'électron l'atome de chlore était électriquement neutre, car les 17 charges positives du noyau étaient équilibrées par 17 charges négatives des électrons. En captant un électron supplémentaire, l'atome de chlore devient une particule à charge négative, un ion de chlore.



La transformation de l'atome de chlore en ion chlorure s'exprime par l'équation électronique:



La grandeur de charge négative d'un anion dépend de nombre d'électrons captés:



2. Structure des molécules. Liaison ionique.

La théorie de la structure d'atome explique le mécanisme de formation des molécules aussi bien que la nature de la liaison chimique.

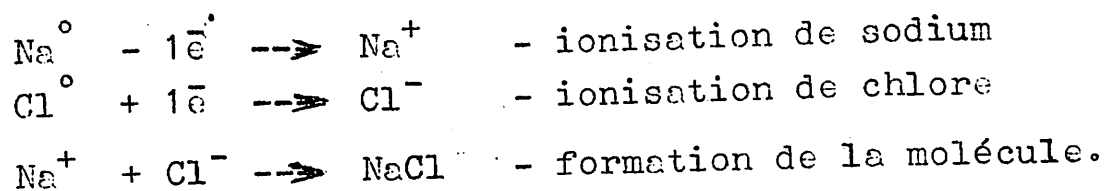
Comme on le sait, les atomes pour saturer leur couche externe peuvent soit céder, soit capter les électrons en se transformant en ions. Mais dans quelles conditions cette perte ou ce gain d'électrons sont-ils possibles ? C'est au cours de réaction chimique que les atomes tendent à saturer leurs couches externes.

Examinons maintenant la formation de la molécule du chlorure de sodium au cours de combustion de sodium dans l'atmosphère de chlore du point de vue de la structure électronique de l'atome. Lors de cette réaction les atomes de sodium et de chlore s'approchent les uns des autres; chaque atome de sodium qui a un seul électron sur sa couche périphérique le cède facilement au chlore et se transforme en cation sodium Na^{+} . L'atome de chlore capte cet électron et devient un anion chlorure Cl^{-} .

L'ion Na^{+} possède maintenant une couche électronique externe saturée à 8 électrons, il a une configuration électronique stable de gaz rare, celle du néon.

L'anion Cl^{-} après ce transfert possède aussi une couche électronique externe à huit électrons; donc sa configuration électronique est celle d'un gaz rare (argon). Les ions formés sont très stables. Mais on sait que les ions des charges opposées s'attirent. Les ions Na^{+} et Cl^{-} s'attirent et forment une molécule de chlorure de sodium $NaCl$ qui est électriquement neutre (fig.14).

La formation de la molécule de $NaCl$ peut être représentée à l'aide des équations électroniques:



Les composés formés par l'attraction des ions s'appellent composés ioniques. La liaison chimique qui s'exerce entre les ions s'appelle liaison ionique.

Les combinaisons des métaux avec les non-métaux typiques sont des combinaisons ioniques (la plupart des sels et des oxydes). Ils ont des propriétés communes: ils sont très stables, leurs points de fusion et d'ébullition ^{sont} très élevés, en solution aqueuse ou à l'état fondu ils conduisent le courant électrique.

3. Notion de réseau cristallin ionique.

Les molécules de chlorure de sodium ne ^upeuvent exister que dans les vapeurs de sel ordinaire. L'étude de structure avec les rayons "X" montre qu'à l'état solide, les cristaux de sel de cuisine se composent d'ions Na^+ et Cl^- (fig.15). Lorsque les cristaux de NaCl se forment les ions de Na^+ et Cl^- ne se rapprochent qu'à une distance fixe car à une distance plus proche les forces de répulsion entre les ions avec les charges de même signe apparaissent. C'est pour cela que les ions Na^+ et Cl^- se fixent à une distance où les forces d'attraction et de répulsion sont équilibrées.

Les ions sont disposés de telle façon que chaque ion chlorure soit entouré par 6 ions sodium et chaque ion sodium par 6 ions chlorure. La forme des cristaux (réseau cristallin) ainsi obtenue est cubique.

Les autres composés ioniques peuvent avoir une autre forme des cristaux.

4. Liaison atomique (covalente).

La liaison ionique unit des éléments de la nature bien différente, les métaux et non-métaux. Mais comment sont formées les molécules constituées des atomes identiques (de deux non-métaux), par exemple, les molécules biatomiques des gaz : $\text{H}_2, \text{N}_2, \text{Cl}_2, \text{O}_2$. Dans ce cas la jonction des atomes en molécules entraîne également la formation des couches électroniques saturées, mais autrement que lorsque se forment des combinaisons ioniques. Ayant la même nature les atomes de non-métaux ne cèdent pas des électrons. La saturation des couches est assurée en ce cas par la mise en commun des électrons qui forment des doublets électroniques appartenant à la fois aux atomes constituants.

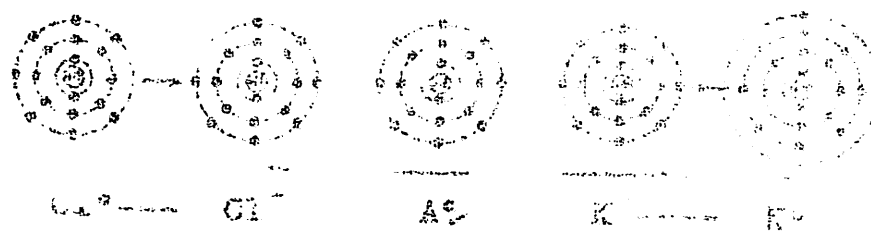


Fig. 13.- Transformation des atomes en ions.

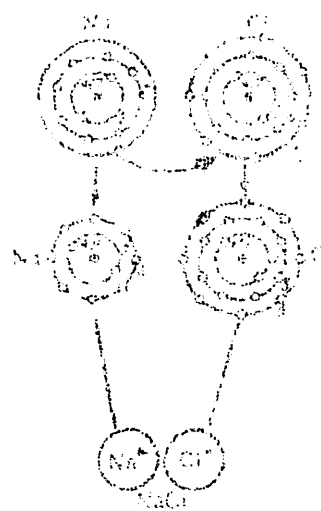


Fig. 14.- Formation d'une molécule de NaCl.

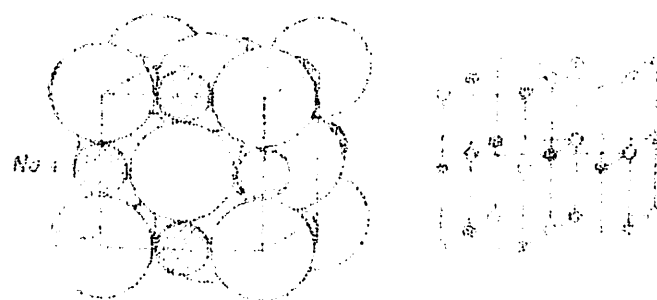
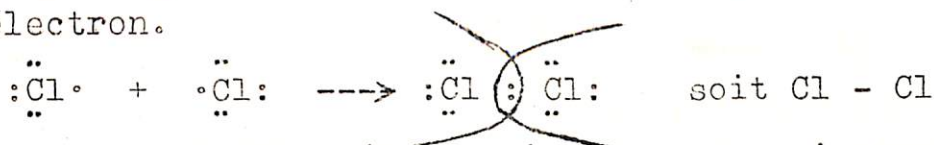


Fig. 15.- Réseau cristallin de NaCl.

Comme ce sont les électrons périphériques qui sont responsables de la formation des liaisons chimiques représentons un élément par son symbole entouré d'autant de point qu'il y a d'électrons dans sa couche externe:



Considérons, par exemple, la formation de la molécule de chlore Cl_2 . Chacun des atomes de chlore a 7 électrons sur sa couche périphérique. Pour la saturer ils se prêtent mutuellement un électron.



Il se forme un doublet électronique commun qui gravite en même temps autour des noyaux de deux atomes, formant une orbite complexe et qui assure la liaison entre ces deux atomes.

Grâce à ce mécanisme chacun des atomes prend la configuration électronique stable de 8 électrons, comme chez un gaz inerte. Le doublet électronique commun se trouve à la même distance de deux atomes de chlore.

Dans la molécule d'oxygène O_2 il manque 2 électrons pour chaque atome pour saturer leurs couches. Aussi, chacun des atomes prête-il $2e^-$ pour la formation de 2 doublets communs.



Dans la molécule d'azote N_2 les atomes sont unis par trois doublets communs



C'est évident que la molécule d'azote est plus stable que celles d' O_2 et de Cl_2 .

La liaison chimique assurée par les doublets électroniques communs est nommée liaison atomique ou covalente. Les composés formés par cette liaison s'appellent composés atomiques ou covalents.

On distingue 2 types de la liaison covalente: non-polaire et polaire.

a). Dans le cas de liaison covalente non-polaire les doublets électroniques communs sont équidistants de deux atomes. Les composés covalents non-polaires sont $\text{H}_2, \text{Cl}_2, \text{O}_2, \text{N}_2$, etc. Ils possèdent des points de liquéfaction et de solidification très

Les atomes peuvent céder, capter les électrons ou les prêter en formant les doublets communs.

Les électrons qui participent à la formation des molécules s'appellent électrons de valence.

Ce sont en général les électrons de la couche externe.

La valence qui se manifeste dans les composés ioniques est appelée électrovalence.

Les atomes qui perdent les électrons manifestent la valence positive. Sa valeur est égale au nombre d'électrons perdus.

En captant les électrons les atomes manifestent la valence négative dont la valeur est égale au nombre d'électrons captés.

La valence variable des éléments s'explique par le fait que lors de formation des molécules ioniques ou covalentes le nombre différent des électrons peut y participer.

Voici quelques exemples.

Symbole	Electrovalence	Symbole	Electrovalence
Na	+1	H	-1 et +1
Ca	+2	Cl	-1 et +7
Al	+3	O	-2
Fe	+2 et +3	S	-2, +4, +6
Cu	+1 et +2	N	-3, +3, +5

La valence qui se manifeste dans les composés atomiques s'appelle covalence.

Elle est égale au nombre d'électrons mis en commun par chaque atome pour la formation des doublets. Mais il se forme autant de doublets que l'atome a prêté d'électrons pour leur formation. Donc, la covalence d'un atome est le nombre de doublets électroniques communs qui le lient aux autres atomes.

Ainsi, dans la molécule de l'ammoniac NH_3 chaque atome d'hydrogène est lié à l'atome d'azote par un seul doublet. L'hydrogène est donc monovalent dans l'ammoniac. Par contre, l'atome d'azote est lié par 3 doublets aux atomes d'hydrogène. Il est donc trivalent dans l'ammoniac.

XVII. CLASSIFICATION PERIODIQUE DANS LE CADRE DE LA

THEORIE DE LA STRUCTURE D'ATOME.

Avec la découverte de la structure d'atome on a pu expliquer le sens physique de la loi périodique, c'est-à-dire la périodicité dans le changements des propriétés des éléments.

La caractéristique principale d'un élément est non pas sa masse atomique, mais la charge positive du noyau. De la valeur de charge positive du noyau dépend le nombre d'électrons dans l'atome. La découverte et l'étude des isotopes montre que les propriétés des éléments dépendent en général de nombre d'électrons gravitant autour du noyau et donc, de la charge positive du noyau. Tout cela a permis de donner la définition moderne de la loi périodique.

Les propriétés des éléments ainsi que les formes et propriétés de leurs composés sont en rapport périodique de la valeur de charge de leurs noyaux atomiques.

Cette définition n'est pas en contradiction avec la loi périodique énoncée par D. Mendéléev. Elle est basée seulement sur de nouvelles données de la science.

La périodicité dans le changement des propriétés des éléments avec l'augmentation des charges des noyaux s'explique par le fait que la structure électronique de la couche externe se répète périodiquement. Mais comme les propriétés chimiques en dépendent, elles se répètent aussi.

C'est le sens physique de la loi périodique.

La période est une série d'éléments disposés dans l'ordre croissant des charges de noyaux atomiques et dans laquelle le nombre d'électrons de la couche externe augmente de 1 à 8.
Le numéro de période est égal au nombre de couches électroniques.

Les propriétés chimiques des métaux sont déterminées par la facilité avec laquelle les électrons sont expulsés de leurs atomes et les propriétés chimiques des non-métaux par la facilité avec laquelle les électrons sont captés par leurs atomes.

Dans chaque période à mesure que la couche externe se garnit d'électrons et avec l'augmentation de la charge du noyau, les électrons se détachent de plus en plus difficilement alors que le gain d'électrons est facilité. C'est ainsi qu'on explique l'affaiblissement des propriétés métalliques et le renforcement des propriétés non-métalliques pour les éléments de même période.

Remarque. Dans les grandes périodes avec l'augmentation de charge de noyau le nombre d'électrons pour les éléments des rangs pairs reste constant ($1\bar{e}$ ou $2\bar{e}$); il se passe le garnissage d'électrons de la couche avant-dernière. C'est pour cela les propriétés des éléments ne changent presque pas et ce rang ne contient que de métaux. C'est seulement dans le rang impair où les atomes complètent leurs couches externes il y a le transfert des métaux aux non-métaux.

La structure d'atome explique l'existence des sous-groupes. Les sous-groupes contiennent les éléments ayant la structure analogue de leurs couches externes. Le sous-groupe principal réunit les éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons externes, égal au numéro de groupe. Les éléments des sous-groupes secondaires ont 1 ou 2 électrons périphériques.

Exemple. Les éléments de VII^e groupe, sous-groupe principal (F, Cl, Br, I) ont 7 électrons externes et ceux de sous-groupe secondaire (Mn, Tc, Re) en ont 2 électrons. Les premiers sont des non-métaux types et Mn, Tc et Re sont des métaux. Mais tous les éléments de ce groupe ont le même nombre d'électrons de valence - 7 (pour le Mn, Tc et Re 2 électrons de valence sont sur la couche externe, et 5 électrons de valence se trouvent sur la couche avant-dernière).

Ainsi le numéro de groupe indique, en général, le nombre d'électrons de valence ou la valence supérieure positive (par rapport à l'oxygène).

Dans les sous-groupes principaux le nombre de couches électroniques augmente à mesure que croît le numéro atomique, ce qui fait augmenter le rayon de l'atome. Les électrons de valence se trouvent toujours plus loin du noyau à mesure que le rayon de l'atome augmente et l'attraction que le noyau exerce sur eux faiblit. Plus grand est le rayon atomique de l'élément considéré, plus facilement sont arrachés ses électrons de valence.

Aussi, dans n'importe quel sous-groupe principal les propriétés métalliques se renforcent à mesure de croissance des numéros atomiques.

Exemple. Dans le sous-groupe des métaux alcalins (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) tous les éléments ont un électron sur la couche externe. Mais cet électron est le plus éloigné du noyau chez le francium; lors de réaction c'est lui qui le cède le plus facilement; donc le francium^{est} le plus métallique des éléments de ce sous-groupe.

L'affaiblissement des propriétés non-métalliques des éléments avec l'augmentation de leur numéro atomique s'explique du fait qu'avec l'augmentation de rayon atomique il devient de plus en plus difficile à capter des électrons.

Exemple. Dans le sous-groupe des halogènes (F, Cl, Br, I, At) qui ont 7 électrons externes, le plus petit rayon atomique est chez le fluor; il capte les électrons le plus facilement, donc il est le plus non-métallique des éléments de ce sous-groupe.

Les atomes de tous les groupes peuvent perdre les électrons en manifestant la valence positive (par rapport à l'oxygène). La périodicité dans la variation de valence positive supérieure est due au changement périodique de nombre d'électrons de valence. L'apparition de valence négative (par rapport à l'hydrogène) est observée pour les éléments ayant 4 et plus d'électrons externes (à l'exception d'hydrogène). Par conséquent ce sont des non-métaux de IV^e - VII^e groupes de sous-groupes principaux, qui captent les électrons jusqu'à 8 (couche saturée) en manifestant la valence négative.

Remarque. Les métaux de sous-groupes principaux de I^e, II^e et III^e groupes se combinent à l'hydrogène. Ils cèdent leurs électrons à l'hydrogène qui tend à compléter sa couche externe jusqu'à 2 électrons. Les composés qui se forment ne sont pas volatils. Il en résulte que la valence de métaux par rapport à l'hydrogène a la même valeur et le signe que celle par rapport à l'oxygène.

Avec la découverte de la structure d'atome toutes les anomalies ont trouvé des explications. Ainsi, la charge du noyau de l'argon est 18, tandis que celle de potassium est 19. C'est pour cela, l'argon précède le potassium dans le tableau périodique malgré que sa masse atomique soit supérieure à celle de

potassium. R E

La connaissance du tableau périodique et de la structure d'atome permet de décrire non seulement les propriétés d'un élément d'après sa position mais aussi certaines propriétés de ces combinaisons.

XVIII.

E A U . S O L U T I O N S .

1. Eau dans la nature.

L'eau est une des substances chimiques les plus importantes. Elle est abondamment répandue dans la nature en constituant 70,8% de la surface du globe (eaux des océans, mers, lacs, fleuves, etc) L'eau se trouve en outre sous le sol et à l'état de vapeur dans l'atmosphère (brouillard, nuages, etc).

C'est également le constituant principal des plantes et des êtres vivants : le corps humain en renferme environ 70%. Elle joue un rôle fondamental dans les phénomènes vitaux : les réactions biologiques s'effectuent toutes au milieu aqueux.

L'eau naturelle n'est jamais pure. Elle contient toujours beaucoup de produits étrangers. Ce sont des solides dissous ou en suspension, gaz, et quelquefois des matières organiques.

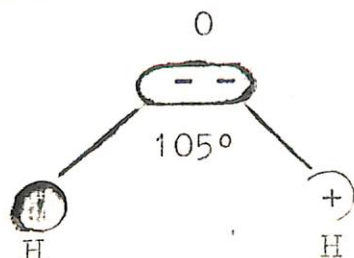
Pour la purification de l'eau naturelle des impuretés en suspension on utilise les procédés physiques : décantation ou filtration. Les substances dissoutes dans l'eau peuvent être éliminées par distillation. On obtient ainsi l'eau distillée.

2. Composition de l'eau.

L'eau est un composé de l'hydrogène avec l'oxygène. Sa formule est H_2O . Les masses relatives d'hydrogène et d'oxygène qu'elle renferme ont été soigneusement déterminées : elles sont en rapport 2 : 16 ou bien 1 : 8. La proportion en masses de deux constituants de l'eau exprimée en % est : hydrogène - 11,1 %; oxygène - 88,9 %.

3. Structure de la molécule d'eau.

Les deux atomes d'hydrogène sont unis à l'oxygène par deux liaisons covalentes polaires faisant entre elles un angle voisin de 105° . Il en résulte que des charges partielles sont distribuées inégalement et concentrées aux extrémités de la molécule (dipôle).



ou



4. Propriétés physiques.

L'eau est un liquide mobile, inodore, sans saveur. Habituellement l'eau est incolore, mais elle est bleu-verdâtre sous la forte épaisseur.

La plus grande masse volumique * de l'eau est observée à la température de +4°C et est égale à 1 g/cm³. La température d'ébullition d'eau à la pression 760 mm de Hg est égale à 100°C. A la température de 0°C l'eau se solidifie en formant la glace. La glace est plus légère que l'eau, elle flotte à la surface d'eau (la densité de la glace est 0,92 g/cm³).

L'eau pure ne laisse pas passer le courant électrique. L'eau est un solvant remarquable.

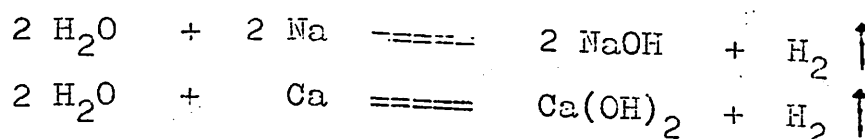
5. Propriétés chimiques.

1°) Stabilité thermique.

L'eau est un corps très stable. Sa décomposition en hydrogène et oxygène ne commence qu'à 2000°C.

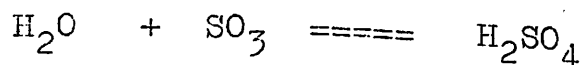
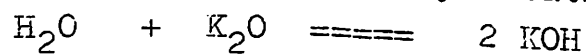
2°) Action sur les métaux.

L'eau réagit sur les métaux actifs à la température ordinaire :



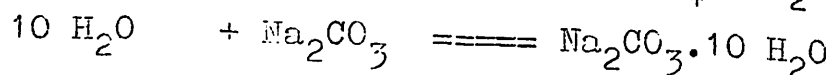
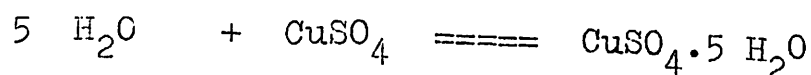
3°) Action sur les oxydes.

L'eau se combine facilement aux certains oxydes basiques et aux anhydrides en donnant les hydroxydes et les acides correspondants. Ce sont des réactions dites "hydratation" :



4°) Formation des sels hydratés.

L'eau forme des hydrates avec certains sels :



* Masse volumique est la masse de l'unité de volume.

6°) Propriétés dissolvantes de l'eau pure. Solutions.

L'eau joue un rôle très important dans les procédés techniques et dans la vie. L'une des propriétés les plus frappantes de l'eau est son aptitude à dissoudre de nombreuses substances pour donner des solutions aqueuses.

Si l'on met un sel (NaCl, par exemple) au contact de l'eau pure avec ou sans agitation, il disparaît peu à peu. L'eau conserve sa limpidité mais acquiert la saveur salée. Que se passe-t-il? Les molécules qui constituent la couche périphérique du cristal se détachent progressivement sous l'action des molécules polaires d'eau. Grâce à la diffusion ces molécules se répandent également dans tout le volume d'eau.

On dit que ce sel s'est dissous. L'opération effectuée est une dissolution. Le liquide salé est une solution.

Une solution est donc un système homogène de deux ou plusieurs espèces moléculaires.

L'eau, liquide abondant qui paraît absorber le solide, est appelée solvant (ou dissolvant); le corps, moins abondant (le sel dans notre exemple) est le corps dissous (ou soluté).

Le rapport entre le soluté et le solvant est déterminé par la concentration de la solution. On appelle concentration de la solution la quantité de soluté contenue dans l'unité de volume ou de masse de la solution.

Une solution riche en soluté est dite c o n c e n t r é e

Une solution pauvre en soluté est dite d i l u é e ou é t e n d u e.

La solubilité c'est l'aptitude d'un corps à se dissoudre dans l'eau ou dans un autre solvant.

Selon leur solubilité on distingue :

a) les corps bien solubles : sucre, soude, sulfate cuivrique alcool, glycérine, gaz chlorhydrique, gaz ammoniac, etc... .

b) les corps peu solubles : gypse, sulfate de plomb, benzène, oxygène, gaz carbonique, etc... .

c) les corps pratiquement insolubles : soufre, or, calcaire huile, pétrole, gaz inertes, etc... .

La solubilité des corps dans l'eau a généralement une limite. On dit que la solution est saturée lorsqu'à une température donnée le soluté ne se dissout plus, même après l'agitation.

On dit que la solution est non-saturée lorsqu'à une température donnée elle peut dissoudre une nouvelle quantité de soluté.

La solubilité d'un corps est le nombre de grammes de ce corps formant dans 100 g de solvant à la température donnée sa solution saturée.

Exemple : On peut dissoudre à 20°C dans 100 g d'eau au maximum 36,5 g de sel marin ou 200 g de sucre. Une nouvelle portion de sel ou de sucre ne se dissout plus; elle reste au fond du récipient. Les solutions salées ou sucrées ainsi obtenues sont saturées à 20°C. Donc, la solubilité de sel marin à 20°C est de 36,5 g et celle de sucre est de 200 g.

La solubilité des corps est une fonction de la température: elle peut croître ou décroître lorsque la température s'élève. La plupart des corps solides ont une solubilité croissante avec l'augmentation de la température (NaNO_3 , KCl , AgNO_3); un certain nombre (NaCl , p.ex.) a la solubilité qui varie très peu avec élévation de la température; un petit nombre, tels que Na_2SO_4 , Ca(OH)_2 , Li_2SO_4 ont la solubilité décroissante.

La variation de solubilité des corps avec l'augmentation de la température peut être représentée à l'aide des courbes de solubilité (fig. 7).

Si l'on refroidit avec précaution une solution saturée à la température donnée l'excès de soluté ne se précipite pas. On obtient ainsi une solution sursaturée, qui contient plus de soluté qu'on aurait pu attendre selon sa solubilité à cette température. Les solutions sursaturées ne sont pas stables. Une faible action (choc, introduction d'un cristal de soluté) est suffisante pour faire précipiter l'excès de soluté.

Précipitation d'un corps de sa solution avec l'abaissement de la température s'appelle "c r i s t a l l i s a t i o n". On obtient ce corps très pur.

Les gaz peuvent être aussi dissous dans l'eau pour former des solutions homogènes; à chaque température il existe certaine solubilité d'un gaz dans un liquide. La solubilité des gaz croît avec l'abaissement de température et décroît avec l'élévation de température. Aussi, l'ébullition d'un liquide provoque-t-elle l'éli-

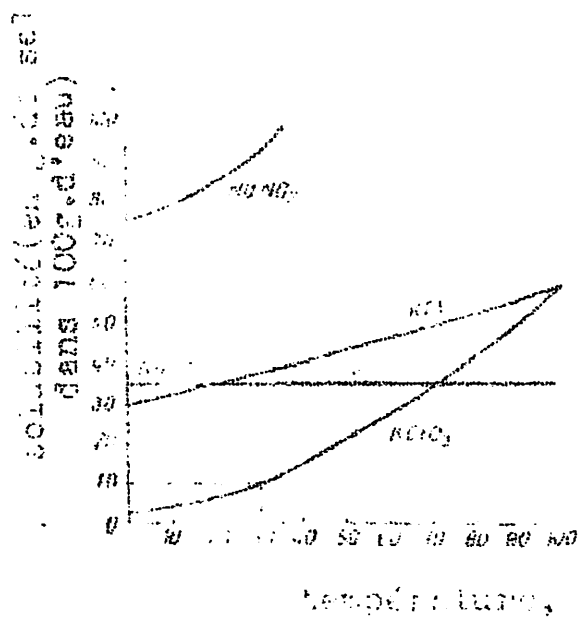


Fig. 7.- Courbes de solubilité des quelques sels dans l'eau.



Fig. 8.- Effets thermiques de dissolution.

- Dissolution de NH_4NO_3 est endothermique; le verre est soudé par la gelée formée sur la plaque au fond.
- Dissolution de NaOH est exothermique; l'eau dans l'éprouvette mise en solution commence à bouillir.

mination des gaz dissous. La solubilité de gaz croît avec l'élévation de pression. Cette propriété est utilisée pour la fabrication des boissons gazeuses.

L'eau pure est un excellent solvant, aux applications pratiques nombreuses et importantes en C H I M I E.

Les solides réagissent mal les uns sur les autres sous leur état physique habituel à cause des contacts imparfaits qu'ils offrent. Leurs interactions sont faciles à l'état dissous.

La dissolution dans l'eau permet, en outre, par l'emploi des solutions plus ou moins diluées d'opérer dans les conditions les plus favorables. Il est remarquable que l'eau pure en dissolvant les solides, liquides et gaz n'altère pas, en général, leurs propriétés importantes au point de vue chimique.

7°) Nature de solution. Phénomènes thermiques de la dissolution.

On croyait auparavant que la dissolution était le procédé physique ne s'accompagnant pas de changement de propriétés du corps dissous. Mais, si la dissolution était le procédé proprement physique, la solution formée était alors un mélange de deux ou plusieurs espèces moléculaires. La formation d'un mélange n'est pas accompagnée d'effets thermiques. La dissolution d'un corps est toutefois accompagnée par absorption ou par dégagement de chaleur, ce qui est inhérent à une interaction chimique.

Qu'est-ce qui se passe donc lors de la dissolution ?

La dissolution des corps s'accompagne de deux procédés :

a) Désintégration de la structure initiale de corps dissous et la répartition des molécules de ce corps entre les molécules de solvant. Ce procédé exige de l'énergie (absorption de la chaleur).

b) Interaction des molécules de soluté avec celles de l'eau - hydratation, qui est accompagnée par le dégagement de la chaleur.

On désigne la quantité de la chaleur absorbée lors du premier procédé par " Q_1 "; la quantité de la chaleur dégagée lors du deuxième procédé par " Q_2 ". On considère toujours la chaleur absorbée comme négative et la chaleur dégagée comme positive. L'effet thermique de la dissolution " Q " est égal à la somme algébrique de deux effets :

$$Q = (-Q_1) + Q_2$$

$$Q = Q_2 - Q_1$$

Il est évident que si $Q_2 > Q_1$, $Q > 0$ c'est-à-dire la chaleur se dégage lors de la dissolution.

Si $Q_2 < Q_1$, $Q < 0$ c'est-à-dire la chaleur est absorbée lors de la dissolution.

Si $Q_2 = Q_1$, $Q = 0$ c'est-à-dire - l'absence d'effet thermique.

Ainsi, selon la nature du corps, lors de sa dissolution il se produit un dégagement ou une absorption de la chaleur.

La dissolution de NaOH, KOH, H_2SO_4 , etc dans l'eau provoque un grand dégagement de la chaleur, mais lors de la dissolution de KNO_3 , NH_4NO_3 , etc dans l'eau il y a une forte absorption de la chaleur. (fig. 8)

L'interaction de molécules de soluté et celles de solvant approche la dissolution des phénomènes chimiques.

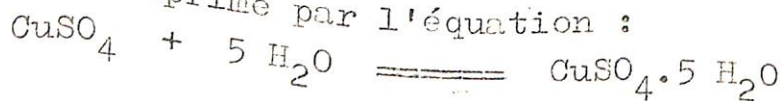
C'est le savant russe D.I. Mendéléev, qui créa à la fin du XIX^e siècle la théorie chimique des solutions. Il éclaircit les notions sur le caractère chimique du phénomène de dissolution et établit que dans une solution il se forme des agrégats constitués des molécules de solvant et de soluté. Si le solvant est l'eau ces agrégats sont appelés hydrates. Dans la plupart des cas les hydrates ne sont pas stables et se décomposent lors de la cristallisation.

Mais, il arrive souvent que les molécules d'eau se trouvent liées aux particules de soluté si solidement que ce dernier se cristallise sous forme des hydrates cristallins, c'est-à-dire de combinaisons cristallines renfermant de l'eau. L'eau faisant partie de ces cristaux s'appelle eau de cristallisation.

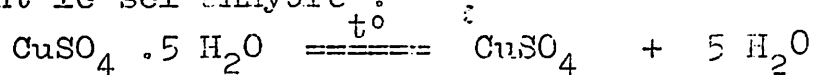
Exemple : Le sulfate cuivrique $CuSO_4$ est une poudre blanche. Si on verse de l'eau dans une éprouvette avec $CuSO_4$ il se passe la dissolution accompagnée d'un grand dégagement de la chaleur et la solution obtenue a une couleur bleue.

Après la vaporisation de l'eau on trouve au fond de l'éprouvette les cristaux bleus. L'analyse chimique montre que dans ces cristaux chaque molécule de sulfate cuivrique est liée à 5 molécules d'eau. La formule d'hydrate cristallin ou de sel hydraté est donc $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$

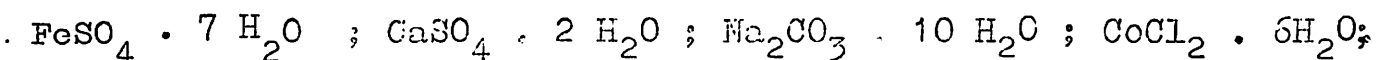
Cela s'exprime par l'équation :



Lorsqu'on a le sel hydraté, l'eau est éliminée et on obtient le sel anhydre :



Voici d'autres exemples des sels hydratés :



Ainsi la dissolution est un procédé non seulement physique, mais aussi chimique. Les solutions se forment par interaction des particules de soluté avec celles de solvant.

Les solutions occupent une position intermédiaire entre les combinaisons chimiques et mélanges.

D'une part elles, comme les combinaisons chimiques sont homogènes et leur formation s'accompagne par des effets thermiques.

D'autre part les solutions, contrairement à des composés chimiques n'obéissent pas à la loi de la constance de la composition. Elles, comme les mélanges, ont la composition variable et peuvent être facilement séparés en composants.

La dissolution est donc un procédé physico-chimique et les solutions sont des systèmes physico-chimiques.

8°) Concentration des solutions. Mesures différentes pour exprimer la concentration.

La concentration de solution peut être exprimée par des mesures différentes.

1°) Concentration en % ou titre en %.

La concentration en % est exprimée par le nombre de grammes de soluté contenus dans 100 g de solution.

Par conséquent pour exprimer la concentration en % d'une solution (C%) il faut savoir la masse de soluté ($m_{\text{soluté}}$) et la masse de solution (m_{solution}). En multipliant le rapport

$$\frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \quad \text{par } 100\% \text{ on obtient : } C\% = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100\%$$

$$m_{\text{solution}} = m_{\text{soluté}} + m_{\text{solvant}}$$

Exemple : une solution d'acide sulfurique à 5% renferme 5 g de H_2SO_4 dans 100 g de solution ou 5 g

d'acide pour $100 - 5 = 95$ g d'eau.

2°. Concentration molaire ou molarité.

La concentration molaire ou molarité est exprimée par le nombre de molécule-grammes (moles) de soluté renfermés dans 1 l. de solution.

La solution est dite monomolaire si un litre de celle-ci renferme une molécule-gramme (mole) de soluté. On la désigne "solution à 1 M" ou "solution à 1 MG/l".

La solution qui renferme 2 moles par litre de solution est bimolaire (2 M).

Celle qui renferme 0,1 mole par litre est décimolaire (0,1 MG/l).

Celle qui renferme 0,01 mole par litre est centimolaire (0,01 MG/l) etc...

Exemple : la solution centimolaire d'acide sulfurique (H_2SO_4 à 0,01 M) renferme 0,01 mole par litre, soit $98 \times 0,01 = 0,98$ g d'acide pur.

3°. Concentration normale ou normalité.

La concentration normale (normalité) est exprimée par le nombre d'équivalents-grammes de soluté contenus dans un litre de solution.

Une solution est dite mononormale si un litre de celle-ci renferme un équivalent-gramme (EG) de soluté. On désigne cette solution par "solution à 1 N" ou "solution à 1 EG/l".

Celle qui renferme 0,5 équivalent-gramme par litre est deminormale (0,5 N).

Celle qui renferme 0,1 équivalent-gramme par litre est décinnormale (0,1 N), etc...

Il est important de savoir calculer les équivalents-grammes des composés.

a) Équivalent-gramme d'un acide est égal à sa molécule-gramme (MG) divisée par le nombre d'atomes d'hydrogène acide dans sa molécule.

Exemple :

$$EG_{HCl} = \frac{36,5 \text{ g}}{1} = 36,5 \text{ g};$$

$$EG_{H_2SO_4} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g}.$$

b) Equivalent-gramme d'une base est égal à sa molécule-gramme (MG) divisée par le nombre de radicaux oxhydrile, dans sa molécule.

Exemple :

$$EG_{NaOH} = \frac{40 \text{ g}}{1} = 40 \text{ g};$$

$$EG_{Ca(OH)_2} = \frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ g}.$$

c) Equivalent-gramme d'un sel est égal à sa molécule-gramme (MG) divisée par le produit de nombre d'atomes de métal par leur valence.

Exemple :

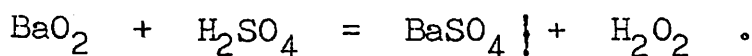
$$EG_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{342 \text{ g}}{3 \times 2} = 57 \text{ g}$$

$$EG_{NaCl} = 58,5 \text{ g} : 1 = 58,5 \text{ g}.$$

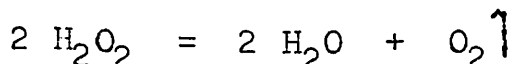
XIX. E A U O X Y G E N E E (Peroxyde d'hydrogène) $\underline{\underline{H_2O_2}}$.

Outre l'eau on connaît une autre combinaison d'hydrogène et d'oxygène dite peroxyde d'hydrogène ou eau oxygenée H_2O_2 . C'est un liquide incolore, sirupeux, $d = 1,46 \text{ g/cm}^3$, qui se solidifie à $-0,8^\circ\text{C}$.

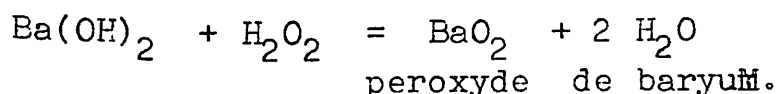
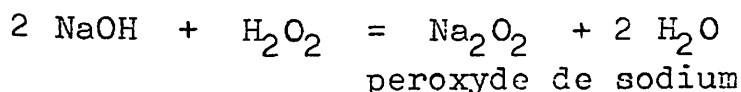
L'eau oxygenée se forme dans la flamme de l'hydrogène mais se décompose après le refroidissement des produits de combustion. On la prépare aussi à partir de peroxyde de baryum:



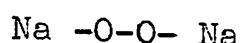
La formule développée (H -C-O- H) montre que deux atomes d'oxygène y sont directement liés entre eux. Cette liaison est faible ce qui explique l'instabilité de la molécule H_2O_2 . En effet l'eau oxygenée se décompose en eau et oxygène. Elle est beaucoup plus stable en solution aqueuse diluée.



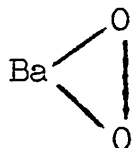
Le peroxyde d'hydrogène possède également des propriétés acides extrêmement faibles:



On peut considérer les peroxydes formés comme les sels de l'acide très faible H_2O_2 .



péroxyde de sodium



péroxyde de baryum .

Utilisation.

L'eau oxygenée très concentrée est utilisée comme une source d'oxygène dans les fusées et moteurs à réaction. Les solutions diluées de H_2O_2 sont employées en médecine pour désinfection des plaies. L'eau oxygenée est aussi largement utilisée pour le blanchiment de la soie, des fourrures, des plumes, de l'ivoire, etc.

XX. DISSOCIATION ELECTROLYTIQUE

1. Electrolytes. Isolants.

L'étude de la conductibilité électrique des substances et de leurs solutions confirme, que le comportement de celles-ci au courant électrique n'est pas identique. L'appareil destiné à vérifier la conductibilité électrique est représenté sur la fig. 16 : ce sont deux tiges de charbon (les électrodes) réunies à une prise de courant par deux fils. Une ampoule électrique est branchée en série sur ^{un} des fils. Si l'on branche la prise, l'ampoule ne s'allume pas, car il y a ^{une} espace entre les tiges de charbon. Mais si l'on touche les extrémités avec un objet métallique l'ampoule s'allume parce que le circuit sera fermé. On plonge les extrémités de deux tiges dans l'eau distillée - l'ampoule ne s'allume pas : le circuit n'est pas fermé, l'eau pure n'est pas conductrice de l'électricité. On plonge les extrémités de deux tiges de charbon dans un tas de sel de cuisine sec. L'ampoule ne s'allume pas : le sel ne laisse pas passer le courant électrique, mais si l'on met une pincée de sel dans l'eau distillée et que l'on plonge les électrodes dans cette solution l'ampoule s'allume. A l'inverse du sel sec et de l'eau pure la solution du sel de cuisine est bonne conductrice du courant électrique.

Les expériences de ce genre convainquent que les solutions de la soude, de l'acide sulfurique se comportent de même que celles de sel de cuisine. Les mêmes phénomènes ont lieu si l'on prend le sel de cuisine à l'état fondu. Les sels secs, les acides et les bases anhydres ne conduisent pas le courant électrique.

Les substances qui laissent passer le courant électrique à l'état dissous ou fondu s'appellent électrolytes.

Ce sont les acides, alcalis, sels.

Si l'on soumet à une étude de même genre les solutions aqueuses d'oxygène, d'alcool, de sucre, de glycérine on verra que l'ampoule ne s'allume pas : ces solutions ne laissent pas passer le courant électrique.

Les substances qui ne laissent pas passer le courant électrique à l'état dissous ou fondu s'appellent isolants

Oxygène, alcool, sucre, glycérine sont des isolants. Quelle est la condition qui doit être remplie pour qu'un corps solide

ou liquide soit conducteur d'électricité ? Le courant électrique est un flux de particules chargées en mouvement. Si les particules à charge électrique ne peuvent se déplacer librement le corps considéré ne laisse pas passer le courant électrique. Quelle sont donc les particules circulant librement qui sont contenues, par exemple, dans une solution de sel de cuisine ? La solution contient des molécules d'eau - H_2O et les molécules de sel - $NaCl$. Les molécules d'eau ne peuvent transporter le courant électrique, car elles sont électriquement neutres. L'expérience nous a d'ailleurs prouvé que l'eau distillée ne laisse pas passer le courant. Les molécules de $NaCl$ sont électriquement neutres elles aussi, bien que constituées de particules à charges électriques positives pour les ions Na^+ et négatives pour les ions Cl^- . Il ne reste qu'à supposer que les cristaux de chlorure de sodium en se dissolvant dans l'eau se dissocient en ions.

Dans le chlorure de sodium solide les ions Na^+ et Cl^- sont fortement liés et ne peuvent se déplacer. C'est pourquoi le sel solide ne laisse pas passer le courant. En se dissolvant, par contre, les ions Na^+ et Cl^- sont arrachés les uns des autres sous l'action de l'eau et se répartissent entre les molécules d'eau. De libres particules chargées apparaissent dans la solution qui devient conductrice du courant.

La décomposition des molécules des électrolytes en ions sous l'action des molécules de solvant s'appelle la dissociation électrolytique.

2. Mécanisme de la dissociation électrolytique.

Envisageons la formation des ions en solution aqueuse de $NaCl$ (combinaison ionique). Au cours de la dissolution des cristaux de $NaCl$ ils se détruisent en molécules, qui se répandent dans tout le volume d'eau. Une molécule de $NaCl$ est constituée de cation Na^+ et d'anion Cl^- . Au voisinage de chaque ion d'une molécule de $NaCl$ viennent s'orienter les molécules polaires d'eau. L'orientation des molécules polaires d'eau se produit grâce à l'attraction par cation des pôles négatifs et par anion des pôles positifs des molécules d'eau. Sous l'action des molécules polaires d'eau l'attraction entre les ions considérés s'affaiblit et ces derniers entourés, des molécules d'eau s'éloignent les

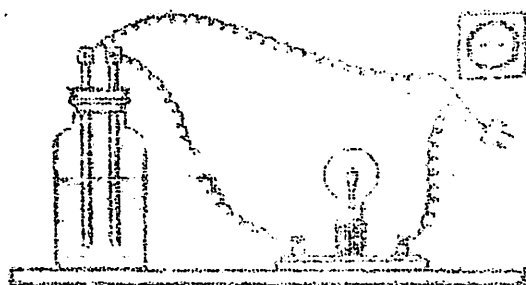


Fig.16.- Dispositif pour la vérification de la conductibilité des substances.

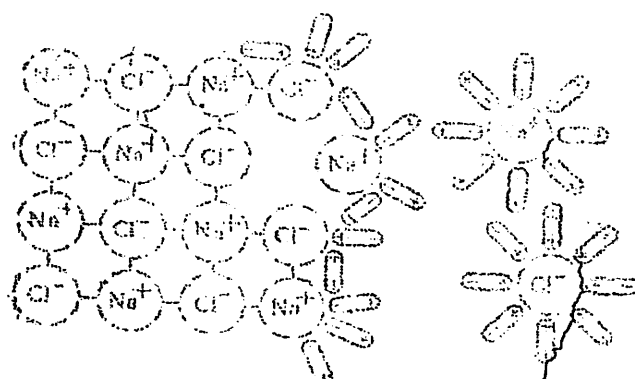


Fig.17.- Mécanisme de la dissociation électrolytique de NaCl (structure ionique) sous l'action des molécules d'eau.

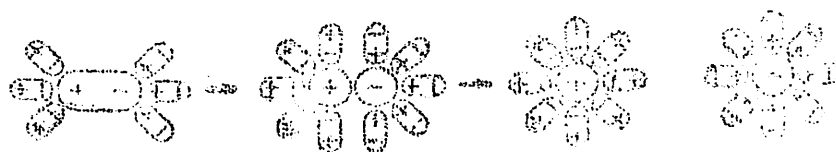


Fig.18.- Mécanisme de la dissociation électrolytique de HCl (structure polaire).

uns des autres, c'est-à-dire, la liaison ionique se détruit (fig. 17).

Les ions entourés par les molécules d'eau sont dit ions hydratés.

C'est le mécanisme de la dissociation électrolytique des composés ioniques. D'autres combinaisons ioniques se dissocient de même manière.

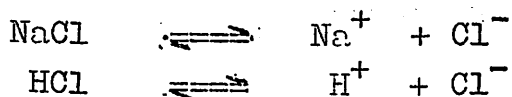
On observe ainsi la dissociation électrolytique pour certains composés polaires. On peut citer comme exemple le gaz chlorhydrique - combinaison covalente polaire. L'étape préliminaire de la dissociation est dans ce cas la transformation de la liaison covalente polaire, en liaison ionique qui intervient sous l'action des molécules polaires d'eau. Les molécules d'eau attirées par les extrémités de la molécule polaire dissoute provoquent un écartement des pôles du dipôle et finalement la molécule pourra acquérir une structure ionique (fig. 18).

Donc sous l'influence des molécules polaires d'eau la liaison entre l'atome d'hydrogène et l'atome de chlore devient ionique au lieu de polaire et les molécules de HCl se dissocient en ions H^+ et Cl^- .

C'est le mécanisme de la dissociation électrolytique commun aux certains composés polaires.

N'ayant pas des charges les molécules des composés non-polaires, par exemple, le sucre, ne forment pas des ions en solution et pour cette raison ils sont des isolants.

Ainsi la dissociation électrolytique de NaCl et HCl peut être exprimée par les schémas :



Les ions ne sont pas isolés dans la solution, mais ils sont hydratés, c'est-à-dire chacun d'eux est lié à une ou plusieurs molécules d'eau.

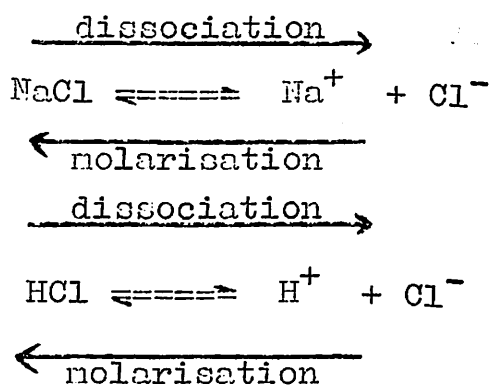
3. Théorie de la dissociation électrolytique.

L'hypothèse d'ionisation fut introduite par le savant suédois Svanté Arrhénius en 1887. Puis elle a été développée par le savant russe Kabloukov et d'autres et complétée par la théorie chimique des solutions.

Cette hypothèse assurée par de nombreuses données expérimentales a été devenue la théorie de la dissociation électrolytique.

Les thèses principales de la théorie de la dissociation électrolytique sont:

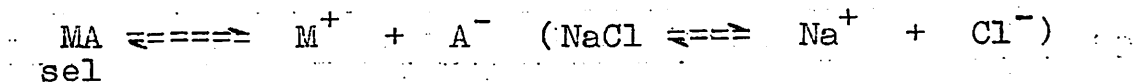
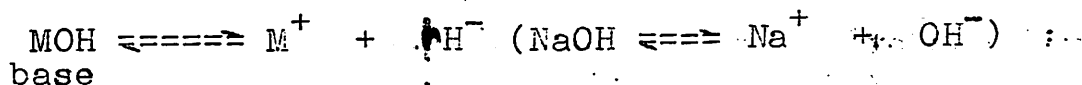
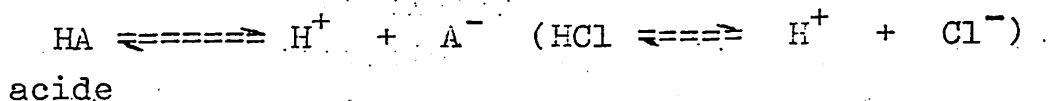
- 1) La fusion ou la dissolution dans l'eau détruit les molécules des acides, bases, sels. Cette rupture entraîne la formation des ions positifs (cations) et des ions négatifs (anions).
- 2) Le nombre des charges positives dans la solution est égal au nombre des charges négatives. Aussi la solution est-elle électriquement neutre.
- 3) La dissociation électrolytique est un processus réversible : à un instant donné l'ionisation des molécules donne naissance à des ions, alors que les chocs entre les ions reforment des molécules neutres. Ce procédé s'appelle nolarisation. C'est ainsi que pour NaCl et HCl utilisant le signe de réversibilité $\rightleftharpoons$ qu'on pourra exprimer la dissociation et ^{la} nolarisation par les schémas :



4. Dissociation électrolytique des acides, bases, sels en solution

La coupure des électrolytes en leurs ions obéit à la règle suivante imposée par l'expérience :

Les cations sont formés par l'hydrogène d'un acide ou par le métal d'une base ou d'un sel. Le reste de l'édifice atomique donne les anions.
Ainsi en adoptant la notation symbolique la plus générale



5. Certaines propriétés des ions.

1). Structure.

Il existe des ions monoatomiques: Na^+ , Ca^{++} , S^{--} , etc..., et les ions polyatomiques: SO_4^{--} , NO_3^- , NH_4^+ , PO_4^{--} , HSO_4^- , etc... (voir le tableau ci-dessous).

2). Masse des ions.

L'ionisation d'une substance s'opère sans variation de sa masse totale et aussi sans variation pratique de la masse des cations et anions. Ainsi, l'ion chlorure Cl^- et l'atome de chlore ont pour les chimistes la même masse, car la masse d'un électron est pratiquement négligeable en comparaison avec celle du noyau.

3). Caractères sensibles.

a). La saveur:

Les ions H^+ donnent aux solutions une saveur aigre;
les ions OH^- leur communiquent une saveur fade.

b). La couleur:

Les ions Cu^{++} sont colorés en bleu,
les ions Fe^{++} sont colorés en vert pâle,
les ions Fe^{+++} sont colorés en jaune foncé,
les ions MnO_4^- (ion permanganate) sont violets.

4). Propriétés chimiques.

Les propriétés chimiques d'ions sont totalement différentes que celles des atomes qui leur ont donné naissance. Alors que l'atome de sodium attaque énergiquement l'eau avec un dégagement puissant d'hydrogène, les ions Na^+ restent intacts avec l'eau (la dissolution de sel de cuisine).

Le chlore à l'état libre est un poison, mais les ions Cl^- ne le sont pas.

L'activité chimique de sodium à l'état libre résulte de la présence dans l'atome de l'électron de valence qui abandonne l'atome quand le sodium se combine à l'eau et devient l'ion Na^+ . Le sel de cuisine contient les ions Na^+ qui passent dans la solution pendant la dissolution.

L'activité chimique du chlore à l'état libre (Cl_2) s'explique au contraire du fait qu'il manque un électron dans la couche externe de son atome. Le sel de cuisine contient les ions chlorurés qui passent dans la solution.

Les propriétés chimiques des ions chlorure sont toutes différentes que celles des atomes de chlore libre: les ions chlorure Cl^- sont incolores, inodors et inoffensifs. Aussi, la solution de chlorure de sodium qui contient les ions sodium et les ions chlorure est-elle incolore, inodore. Plus même les ions sodium et chlorure sont utiles et indispensables à notre organisme. C'est d'ailleurs la raison pour laquelle on ajoute du sel aux aliments.

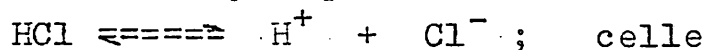
Voici quelques exemples de substances ionisées en solution.

TABEAU

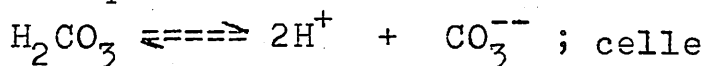
Substance	Formule	Ions	
		cations	anions
Acide chlorhydrique	HCl	H^+ ion hydrogène	Cl^- ion chlorure
Acide nitrique	HNO_3	H^+ ion hydrogène	NO_3^- ion nitrate
Acide sulfurique	H_2SO_4	$\text{H}^+ \text{ H}^+$ 2 ions hydrogène	SO_4^{--} ion sulfate
Hydroxyde de sodium	NaOH	Na^+ ion sodium	OH^- ion oxhydrile
Hydroxyde de potassium	KOH	K^+ ion potassium	OH^- ion oxhydrile
Hydroxyde de calcium	Ca(OH)_2	Ca^{++} ion calcium	$\text{OH}^- \text{ OH}^-$ 2 ions oxhydrile
Hydroxyde d'ammonium	NH_4OH	NH_4^+ ion ammonium	OH^- ion oxhydrile
Chlorure ferreux	FeCl_2	Fe^{++} ion ferreux	$\text{Cl}^- \text{ Cl}^-$ 2 ions chlorure
Chlorure ferrique	FeCl_3	Fe^{+++} ion ferrique	$\text{Cl}^- \text{ Cl}^- \text{ Cl}^-$ 3 ions chlorure
Sulfate cuivrique	CuSO_4	Cu^{++} ion cuivrique	SO_4^{--} ion sulfate

6. Degré de dissociation électrolytique.

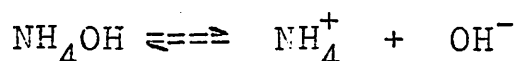
La dissociation électrolytique ou ionisation est un processus réversible; il y a un équilibre entre les ions d'une part, et les molécules non-dissociées d'autre part. Ainsi l'équation d'ionisation de l'acide chlorhydrique est la suivante:



de l'acide carbonique:



de l'hydroxyde d'ammonium:



L'état d'équilibre de l'électrolyte est caractérisé par son degré de dissociation (α) qui est le rapport du nombre de molécules dissociées de corps dissout au nombre initial de molécules de même corps mises en solution. Généralement on exprime ce rapport en % :

$$\alpha = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre initial de molécules}} \times 100\% .$$

Ce rapport est compris entre 0% et 100%.

Exemple: le degré de dissociation (α) d'un corps est égal à 80%, cela signifie que de 100 molécules de ce corps mises en solution il n'y a que 80 molécules dissociées.

On distingue 3 sortes d'électrolytes:

1). Les électrolytes forts sont des corps qui lors de la dissociation dans l'eau s'ionisent presque complètement en ions. Par exemple: HCl , NaCl , NaOH sont des électrolytes forts.

2). Les électrolytes faibles sont des corps qui lors de la dissociation dans l'eau sont partiellement ionisés. Pour ces électrolytes le degré de dissociation α est inférieur à 3%. Par exemple: H_2CO_3 , H_2S , NH_4OH , etc... sont des électrolytes faibles. L'eau distillée ne conduit pas le courant électrique: son degré de dissociation est extrêmement faible.

3). Il existe encore des électrolytes moyens dont le degré de dissociation α est compris entre 3% et 30% . Par exemple H_3PO_4 , HF sont des électrolytes moyens.

Le degré de dissociation dépend de plusieurs facteurs:

1° - de température - le degré de dissociation augmente à mesure que la température croît;

2° - de la concentration - le degré de dissociation augmente à mesure que l'on dilue la solution;

3° - le degré de dissociation dépend aussi de la nature de soluté et de solvant.

Le degré de dissociation α est expérimentalement défini pour tous les corps.

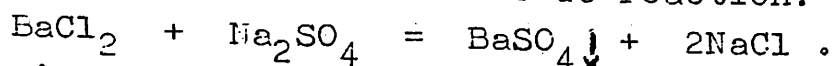
7. Réactions d'ions.

Les réactions entre deux électrolytes sont les réactions entre les ions contenus dans leurs solutions. On représente les réactions de ce genre sous forme des réactions ioniques. Elles sont beaucoup plus simples et ont le caractère commun. On écrit les électrolytes forts en ions car ils s'ionisent complètement. Dans une équation la somme des charges électriques de gauche doit être égale à la somme des charges électriques de droite.

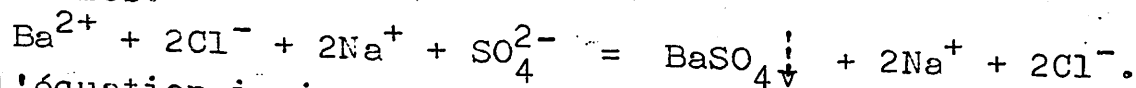
Exemple 1: écrire les équations moléculaire et ionique de réaction entre les solutions de chlorure de baryum et le sulfate de sodium.

Divisons la résolution du problème en étapes.

1. On écrit l'équation moléculaire de réaction:

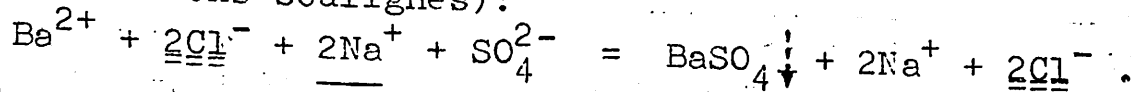


2. On récopie cette équation en représentant les corps dissociés en ions et les corps éliminés du milieu réactionnel en molécules:

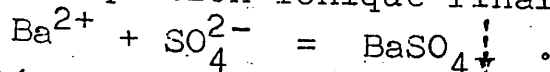


C'est l'équation ionique de la réaction.

3. En excluant des ions identiques de deux membres de l'équation, c'est-à-dire les ions qui ne participent pas à la réaction (les ions soulignés):



Ecrivons l'équation ionique finale de la réaction:

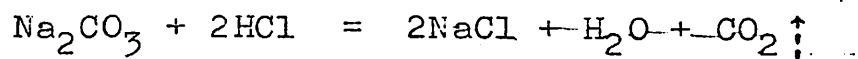


C'est l'équation ionique réduite. Cette équation traduit le sens de la réaction chimique: interaction des ions Ba^{2+} et SO_4^{2-} , dont le résultat est la formation de précipité de BaSO_4 . Dans ce cas l'appartenance de ces ions aux électrolytes avant la réaction n'a aucune importance.

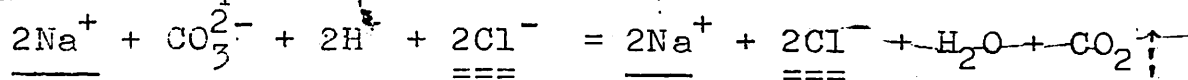
Exemple 2: écrire les équations moléculaire et ionique de la réaction entre les solutions de carbonate de sodium et l'acide chlorhydrique.

Un des produits de la réaction s'élimine du milieu réactionnel - gaz carbonique.

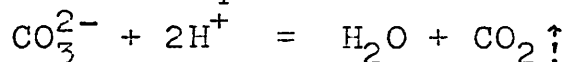
1. Equation moléculaire:



2. Equation ionique:



3. Equation ionique réduite:



Le sens de cette réaction est l'interaction des ions carbonate et hydrogène, dont le résultat est la formation de l'eau et du gaz carbonique.

Toute réaction entre les électrolytes peut être exprimée par l'équation ionique.

8. Les acides du point de vue de la dissociation électrolytique.

1). Définition.

Un acide est un corps qui en solution aqueuse se dissocie en libérant des cations H^+ . $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$

La présence d'hydrogène dans la molécule est évidemment une condition nécessaire. Dans une molécule il peut y avoir deux sortes d'atomes d'hydrogène: les uns dits hydrogène acide sont susceptibles de passer à l'état d'ions H^+ , les autres sont dits hydrogène neutre. Ainsi dans l'acide acétique CH_3COOH un atome d'hydrogène est acide et les autres sont neutres.

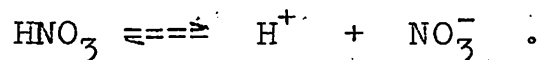
La présence d'eau est indispensable pour que le corps agisse comme acide.

Les propriétés communes des acides ne sont pas celles des molécules mais des cations hydrogène contenus dans toutes les solutions d'acides.

2). Monoacides et polyacides.

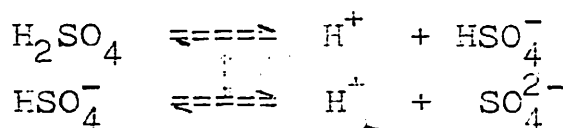
Monoacide est un acide dont la molécule libère en solution un cation hydrogène H^+ .

L'ionisation de monoacide se déroule en une étape:

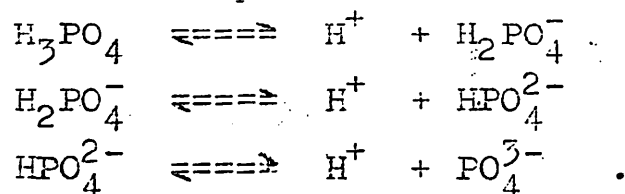


Polyacide est un acide dont la molécule libère en solution plusieurs cations hydrogène.

L'ionisation d'un polyacide se fait en plusieurs étapes. Ainsi pour l'acide sulfurique (diacide) on a d'abord la formation d'un anion monovalent HSO_4^- qui s'ionise à son tour:



L'ionisation de l'acide orthophosphorique (triacide) se produit en trois étapes:



La dissociation successive des polyacides explique la formation des sels acides. Ainsi l'acide phosphorique H_3PO_4 donne trois sels de sodium: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , Na_3PO_4 .

3). Force d'un acide.

Une solution acide est essentiellement caractérisée par les ions H^+ qu'elle met en jeu; on peut donc prévoir que ces propriétés acides se manifesteront avec d'autant plus d'énergie qu'elle contiendra plus d'ions H^+ . La force d'une solution acide dépend de la quantité d'ions H^+ qu'elle renferme et non des atomes H appartenant à des molécules non-ionisées. La quantité d'ions H^+ est proportionnelle d'une part à la concentration de l'acide, d'autre part au degré de dissociation. On peut dire qu'un acide est d'autant plus fort que pour une concentration donnée le degré de dissociation est plus élevé.

On distingue deux catégories principales d'acides:

- a) acides forts : HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HBr , HI (à peu près complètement dissociés en ions),
- b) acides faibles: H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH (peu dissociés en ions).

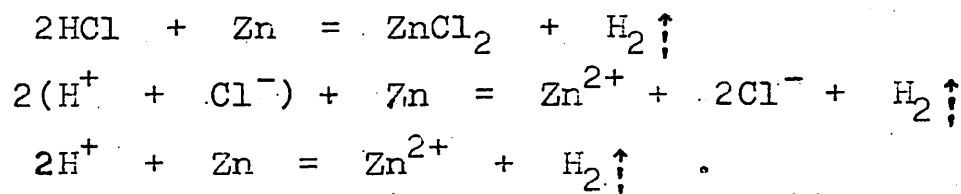
4). Propriétés chimiques des acides du point de vue de la dissociation électrolytique.

a). Action sur les indicateurs colorés.

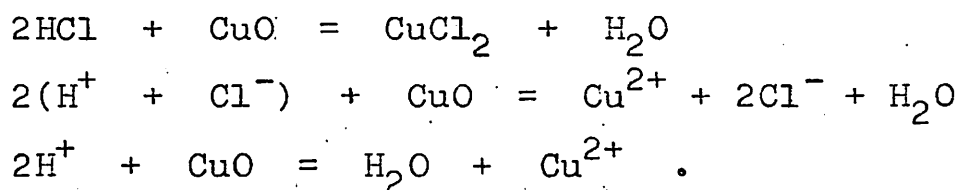
La couleur des indicateurs varie suivant la proportion des ions H^+ en solution où ils se trouvent (milieu acide). Les acides forts apportent une concentration d'ions H^+ suffisante pour faire virer le tournesol sensible au rouge, et l'hélianthine au rose. Dans les deux cas le changement de teinte observé doit être attribué à l'apport d'ions hydrogène H^+ .

On en conclut que le tournesol et l'hélianthine sont des indicateurs colorés sensibles permettant de déceler la présence d'ions H^+ dans une solution.

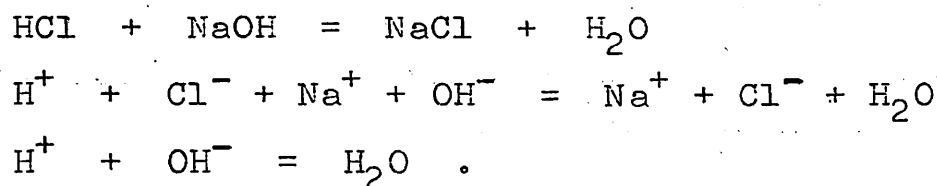
b). Action sur les métaux.



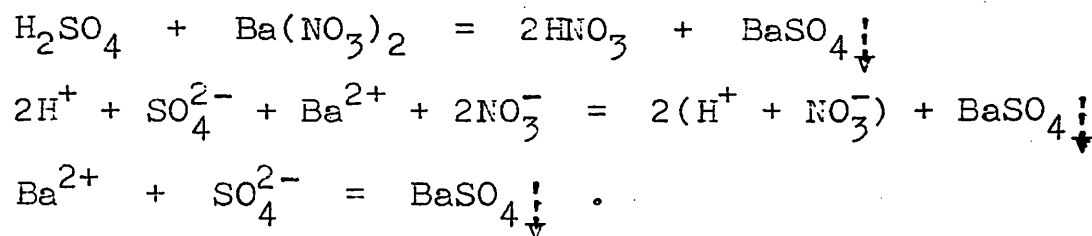
c). Action sur les oxydes basiques.



d). Action sur les bases.



e). Action sur les sels.



Il en résulte que les propriétés communes des acides sont attribuées aux cations H^+ et les propriétés spécifiques sont attribuées aux anions acide.

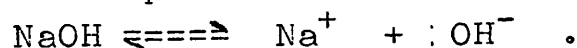
9. Les bases du point de vue de la dissociation électrolytique.

1). Définition.

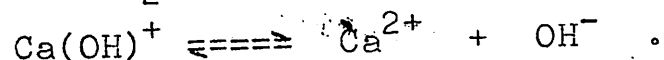
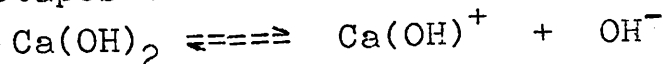
Une base est un corps qui en solution aqueuse se dissocie en libérant des anions OH^- .

2). Mono- et dibases.

Monobase est une base dont la molécule se dissocie en solution en une étape en libérant un anion OH^- .



Dibase est une base dont la molécule se dissocie en solution en deux étapes en libérant deux anions OH^- .



3). Force d'une base.

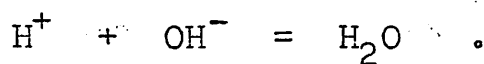
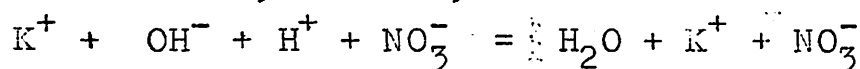
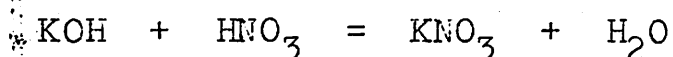
Par analogie avec des acides la force d'une solution basique dépend de la quantité d'ions OH^- qu'elle renferme. Cette quantité étant proportionnelle à la concentration de la base et au degré de dissociation: on peut dire que pour une concentration donnée une base est d'autant plus forte que le degré de dissociation est plus élevé. Le degré de dissociation est de l'ordre de 100% pour les bases fortes (NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$) et 1,4% pour la base faible - hydroxyde d'ammonium NH_4OH . De nombreux hydroxydes comme $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, etc... étant pratiquement insolubles dans l'eau ne peuvent entrer dans la division des bases en fortes et faibles.

4). Propriétés chimiques des bases du point de vue de la dissociation électrolytique.

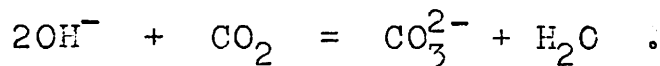
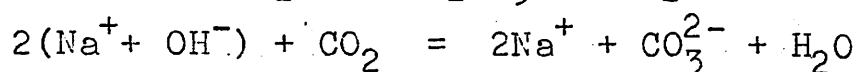
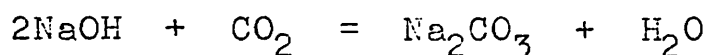
a). Action sur les indicateurs colorés.

En présence d'ions OH^- (milieu basique) dans une solution le tournesol sensible vire au bleu, la phénolphthaléine incolore vire au rouge violacé.

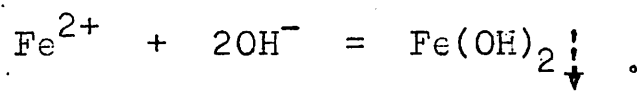
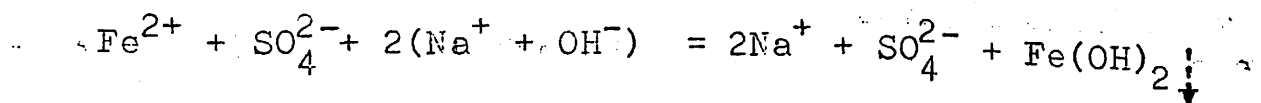
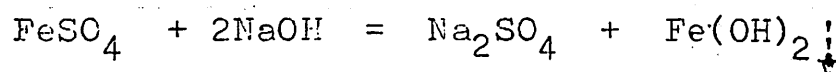
b). Action sur les acides.



c). Action sur les anhydrides.



d). Action sur les sels.



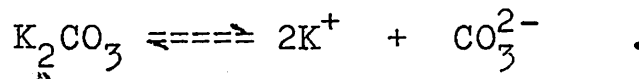
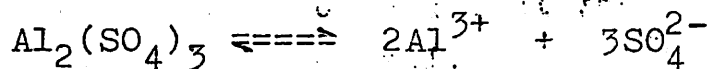
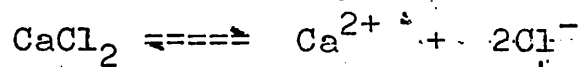
Il en résulte que les propriétés communes des bases - dites propriétés basiques - sont attribuées aux anions oxydriques OH^- , les propriétés particulières, spécifiques sont attribuées aux propriétés de leurs ions métalliques positifs (cations).

10. Les sels du point de vue de la dissociation électrolytique.

1). Définition.

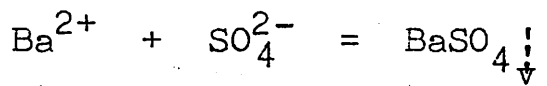
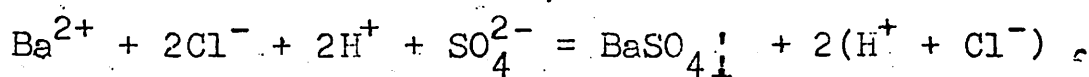
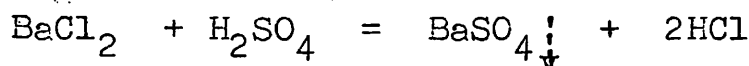
Le sel est un corps qui dans la solution aqueuse se dissocie en formant les cations des métaux et les anions acides.

En solution aqueuse les sels sont fortement ionisés, ce sont presque toujours des électrolytes forts, même si l'acide générateur, ou la base, ou acide et base sont des électrolytes faibles. Par suite, une solution aqueuse saline présente les caractères de ces ions.

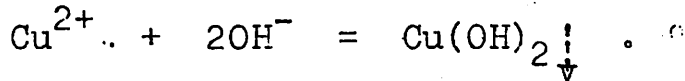
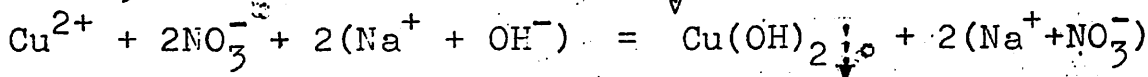
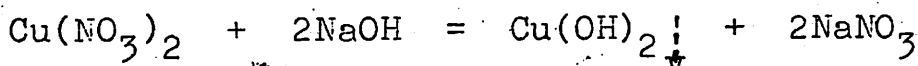


2). Propriétés chimiques des sels du point de vue de la dissociation électrolytique.

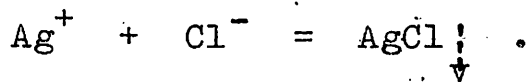
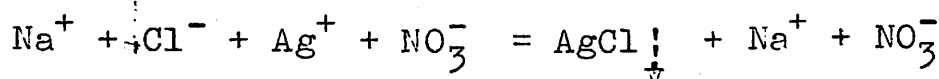
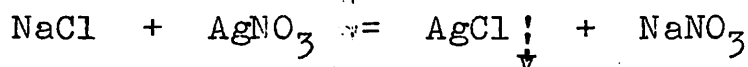
a). Action sur les acides.



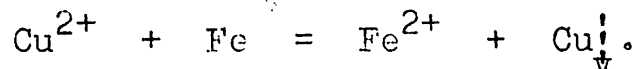
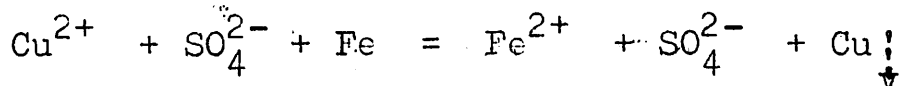
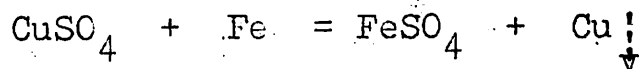
b). Action sur les bases.



c). Action d'un sel sur un autre sel.

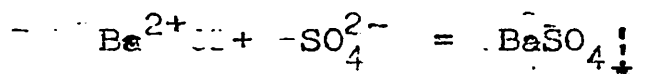
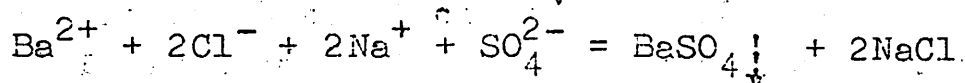
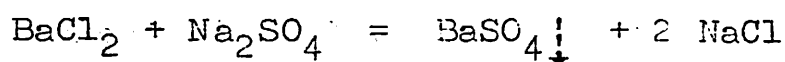


d). Action des sels sur les métaux.



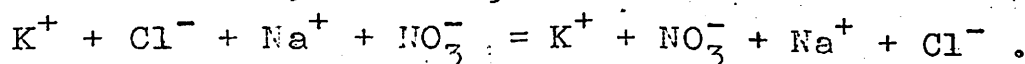
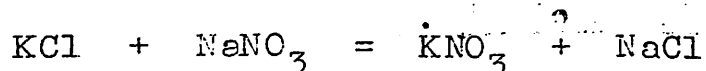
11. Règle de Barthollat pour les électrolytes.

Cette règle est relative aux réactions qui peuvent résulter du mélange de deux électrolytes (acides, bases ou sels) en solution aqueuse. Par exemple, au cours de l'action du chlorure de baryum sur le sulfate de sodium il se forme le sulfate de baryum (insoluble dans l'eau) et le chlorure de sodium:



Le sens de cette réaction est la formation du précipité de BaSO_4 à partir des ions Ba^{2+} et SO_4^{2-} , les autres ions ne participent pas à la réaction.

Envisageons un autre exemple-action du chlorure de potassium sur le nitrate de sodium:

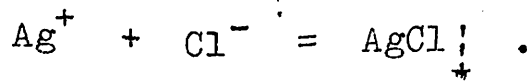
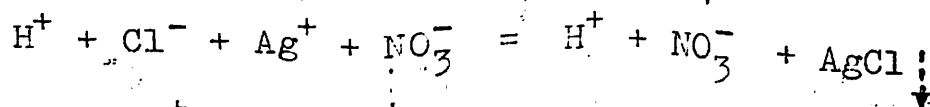
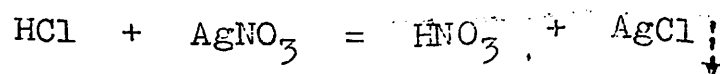


Les produits de cette réaction sont solubles dans l'eau et n'abandonnent pas le milieu réactionnel. Aussi, la réaction est-elle réversible, c'est-à-dire du point de vue de la dissociation électrolytique la réaction ne se produit pas.

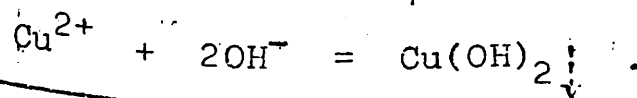
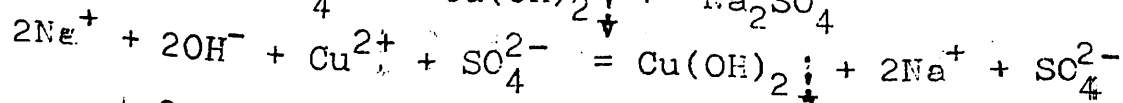
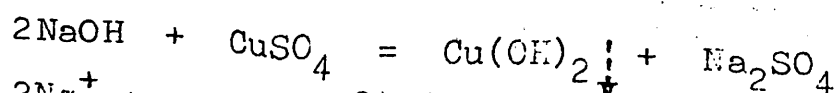
Une réaction entre deux électrolytes dissous a lieu si dans les conditions de l'expérience les ions peuvent être éliminés du milieu réactionnel par la formation d'un corps insoluble, volatil, instable ou peu dissocié.

1). Formation d'un corps insoluble (précipité).

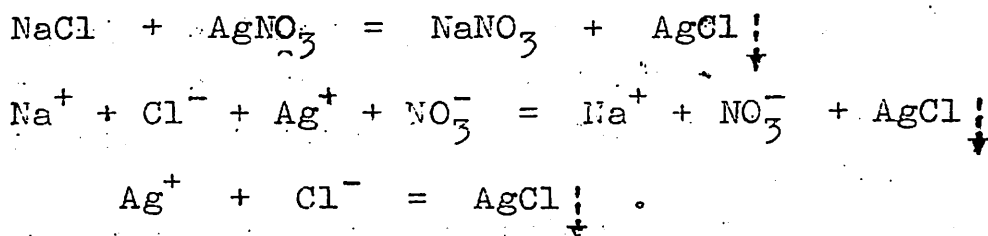
a). Action d'un acide sur un sel:



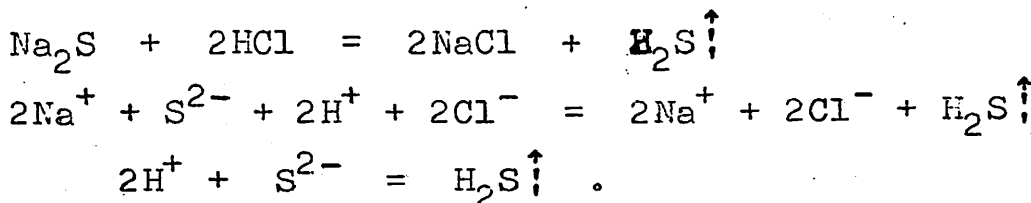
b). Action d'une base sur un sel.



c). Action d'un sel sur un autre sel.

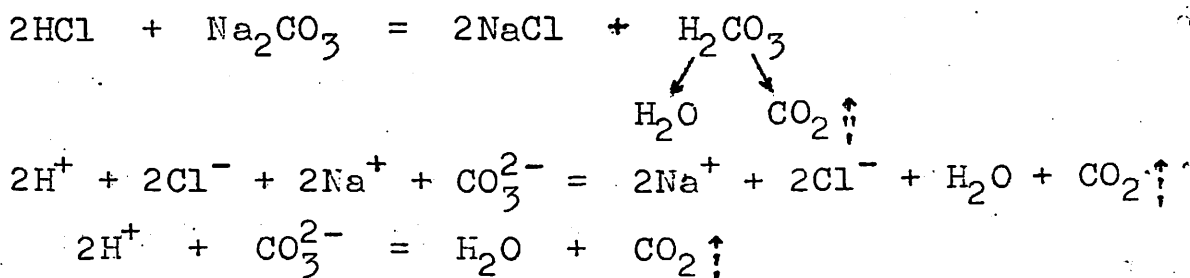


2). Formation d'un corps volatil.

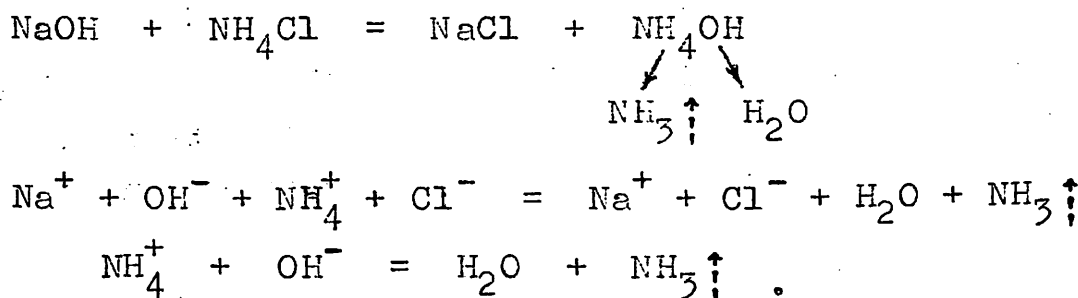


3). Formation d'un corps instable par:

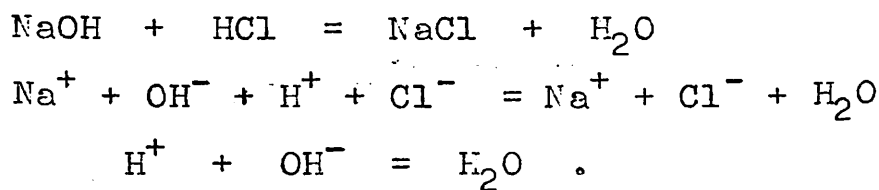
a). Action d'un acide sur un sel



b). Action d'une base sur un sel.



4. Formation d'un corps peu dissocié (eau).

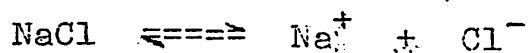


12. Notion de l'électrolyse.

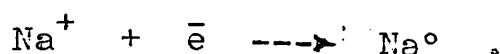
Dans la solution ou dans la fonte d'un électrolyte les ions sont en mouvement désordonné. Lorsqu'on place les électrodes liées à une source d'électricité dans la solution ou dans la

fonte de l'électrolyte leurs mouvements deviennent ordonnés: les ions positifs (cations) se dirigent vers la cathode - électrode négative; les ions négatifs (anions) se dirigent vers l'anode - électrode positive. Au contact des électrodes les ions se transforment en atomes et molécules électriquements neutres (fig.19).

Par exemple, le chlorure de sodium fondu se dissocie en ions:

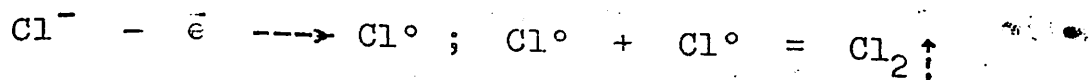


Au cours de passage de courant électrique à travers la fonte les cations Na^+ en se déplaçant vers la cathode reçoivent les électrons manqués en se transformant en atomes de sodium:



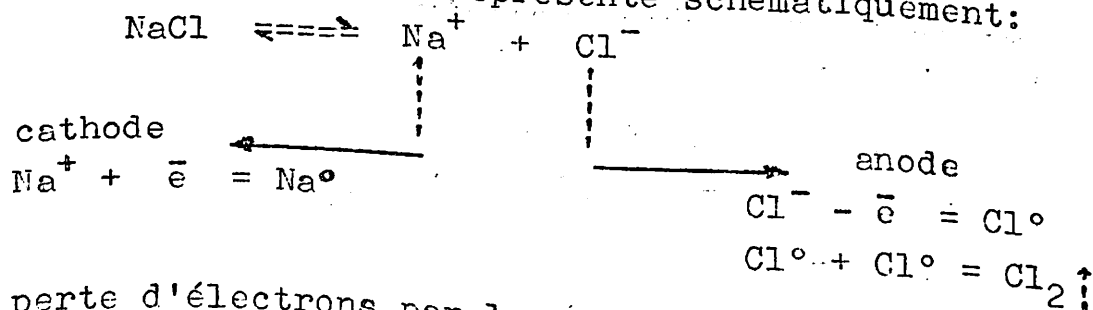
Les atomes de sodium métallique se réunissent près de la cathode à la surface de la fonte.

Les ions chlorure se dirigent vers l'anode et au contact de la surface perdent leurs électrons excédents en se transformant en atomes de chlore. Ces derniers se combinent en formant des molécules biatomiques de chlore qui s'échappent sous forme de chlore gazeux:



Les électrons perdus par les anions sur l'anode se déplacent par conducteur (fil) vers la cathode. En même temps le même nombre d'électrons sont gagnés par les cations sur la cathode.

Ce processus peut être représenté schématiquement:



La perte d'électrons par les atomes ou les ions est appelée oxydation. Le gain d'électrons par les atomes ou les ions est appelé réduction.

Au cours de l'électrolyse sur la cathode il se produit la réduction, sur l'anode - l'oxydation.

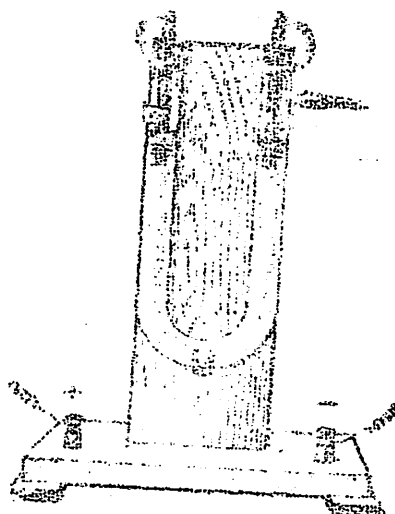


Fig.19.- Electrolyseur de laboratoire

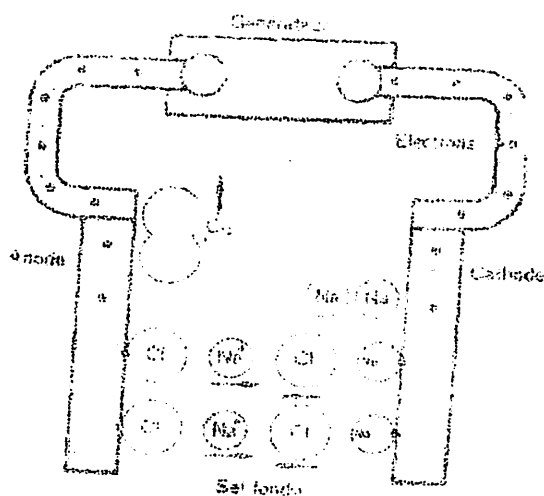


Fig.20.- Représentation imagée des réactions d'électrode et de la circulation des électrons dans l'électrolyse du chlorure de sodium fondu

Electrolyse est le processus d'oxydo-réduction produit sur les électrodes au cours du passage du courant électrique à travers l'électrolyte.

Electrolyse est largement employé dans l'industrie chimique pour la préparation des produits chimiques, pour le revêtement électrolytique d'un métal par une couche d'un autre (dorure, nickelage, etc...), pour la préparation des métaux purs.

XXI. R E A C T I O N S D ' O X Y D O - R E D U C T I O N .

1. Notion de nombre d'oxydation.

Définition. On appelle ^{nombre} d'oxydation (ou degré d'oxydation) d'un élément dans une combinaison le nombre d'électrons qu'il a perdu ou gagné en passant à l'état d'ion.

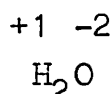
a). Dans un composé où la liaison est du type ionique, le nombre d'oxydation des éléments est leur électrovalence.

Ainsi, dans le chlorure de sodium NaCl les nombres d'oxydation sont -1 pour le chlore et +1 pour le sodium.



b). Dans le cas de composés covalents polaires on envisage une ionisation fictive et le nombre d'oxydation est alors celui qui interviendrait si la molécule était complètement ionisée.

Le cas de l'eau conduit aux nombres d'oxydation +1 pour l'hydrogène et -2 pour l'oxygène.



Dans le composé H₂S le soufre a pour nombre d'oxydation -2 et l'hydrogène +1.

c). Le nombre d'oxydation d'un élément dans un corps simple est égal à zéro:

o o o o o
Cu, P, H₂, Cl₂, O₂ .

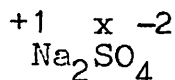
La somme des nombres d'oxydation des éléments constitutifs d'une combinaison est toujours nulle.

Exemple: BaCl₂. Les nombres d'oxydation sont +2 pour le baryum et -1 pour le chlore. Donc

$$(+2) + (-1) \cdot 2 = 0 .$$

Cette règle permet de calculer le nombre d'oxydation d'un élément dans un composé si les nombres d'oxydation d'autres éléments sont connus.

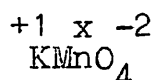
Quel est ^{le} nombre d'oxydation du soufre dans le sulfate de sodium? Désignons-le par "x".



alors $(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0$, d'où $x = +6$.

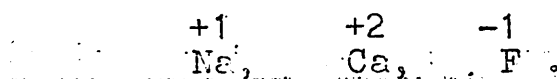
Ainsi, le nombre d'oxydation du soufre dans Na₂SO₄ est +6.

Les raisonnements analogues conduisent au nombre d'oxydation +7 pour le manganèse dans le permanganate de potassium

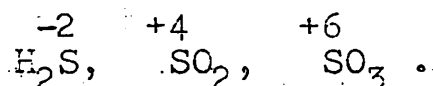


$$(+1) + x + (-2) \cdot 4 = 0, \text{ d'où } x = +7.$$

Certains éléments ont un nombre d'oxydation invariable dans tous les composés:



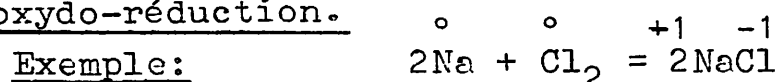
Pour les autres éléments le nombre d'oxydation varie suivant le composé; ainsi pour le soufre on a



2. Oxydation et réduction.

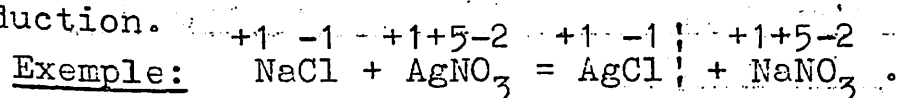
Il existe plusieurs types de réactions chimiques, comme des réactions d'addition, de décomposition, de substitution et d'échange. Mais si l'on considère les changements des nombres d'oxydation des éléments au cours des réactions, on peut diviser toutes les réactions en deux groupes:

a). Les réactions qui sont accompagnées par des changements de nombres d'oxydation des éléments sont appelées réactions d'oxydo-réduction.



Dans cette réaction on observe une variation de nombres d'oxydation de sodium et de chlore. Par conséquent, c'est une réaction d'oxydo-réduction.

b). Les réactions au cours desquelles les nombres d'oxydation des éléments ne changent pas, ne sont pas des réactions d'oxydo-réduction.



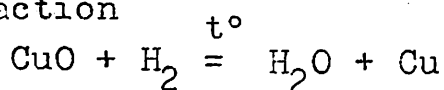
Dans cette réaction tous les éléments conservent leurs nombres d'oxydation. Donc ce n'est pas une réaction d'oxydo-réduction.

Les mots oxydation et réduction désignent deux phénomènes inverses; dans le sens le plus étroit on a :

l'oxydation est une fixation d'oxygène,

la réduction est un enlèvement d'oxygène.

Dans la réaction



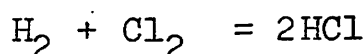
il y a à la fois l'oxydation de l'hydrogène et la réduction du cuivre de son oxyde.

En réalité l'oxydation et la réduction ont un sens beaucoup plus général.

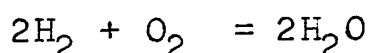
Les réactions des corps avec les éléments non-métalliques, autres que l'oxygène ressemblent beaucoup aux réactions avec ce dernier.

L'hydrogène brûle dans l'oxygène en dégageant beaucoup de

chaleur et le mélange des volumes égaux de chlore et d'hydrogène explose violemment lorsqu'on l'expose à une lumière vive. Dans cette réaction:

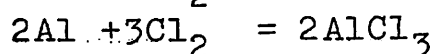
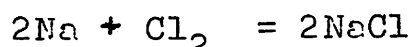


comparable à

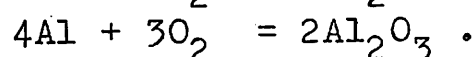
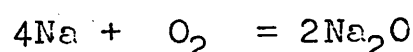


on considère que le chlore joue le même rôle que l'oxygène et on dit qu'il y a oxydation de l'hydrogène par le chlore.

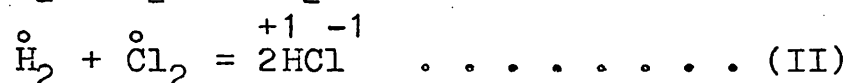
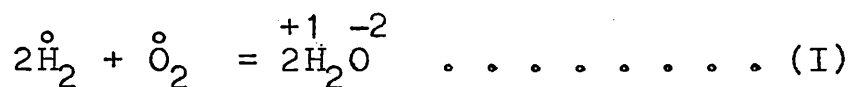
Ainsi les réactions de combustion de nombreux métaux dans le chlore comme:



sont comparables aux réactions:



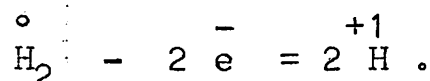
En effet, dans les deux réactions suivantes:



l'hydrogène est oxydé et son nombre d'oxydation passe de 0 à +1.

Si l'on étudie les transferts d'électrons on voit que les atomes d'hydrogène passent de l'état $\overset{0}{\text{H}}_2$ à l'état d'ions $\overset{+1}{\text{H}}$ en perdant les électrons (on suppose le transfert complet d'électron de l'hydrogène ou chlore).

Pour la molécule d'hydrogène on a:

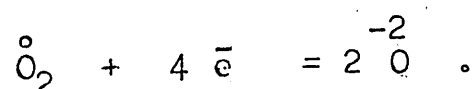


Cette remarque conduit à une définition générale d'oxydation.

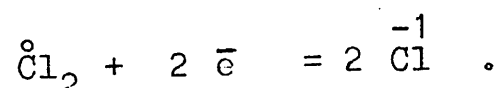
L'oxydation d'un élément ou d'un ion est une perte d'électrons.

Simultanément dans ces deux cas des réactions (I et II) l'oxygène et le chlore sont réduits et leurs nombres d'oxydation passent de 0 à -2 pour l'oxygène et de 0 à -1 pour le chlore.

-2 Donc les atomes d'oxygène passent de l'état $\overset{0}{\text{O}}_2$ à l'état d'ion $\overset{-2}{\text{O}}$ en captant chacun deux électrons:



Les atomes de chlore passent de l'état $\overset{0}{\text{Cl}}_2$ à l'état d'ions $\overset{-1}{\text{Cl}}$ en captant chacun un électron



De la façon équivalente on peut dire que la réduction d'un élément ou d'un ion est un gain d'électrons.

Toute oxydation s'accompagne d'une réduction et réciproquement; ces réactions sont appelées réactions d'oxydo-réductions.

Dans ces réactions:

1). Une molécule, un atome ou un ion qui réagissent en cédant des électrons jouent le rôle de réducteurs.

2). Une molécule, un atome ou un ion qui réagissent en captant des électrons jouent le rôle d'oxydants.

Comme l'oxydation et la réduction sont simultanées les électrons cédés par le réducteur sont captés par l'oxydant.

Ce fait permet d'équilibrer facilement les réactions d'oxydo-réduction, car le nombre d'électrons cédés par le réducteur doit être égal au nombre d'électrons gagnés par l'oxydant.

3. Exemples de réactions d'oxydo-réduction.

1). Oxydation de l'aluminium par l'oxygène.

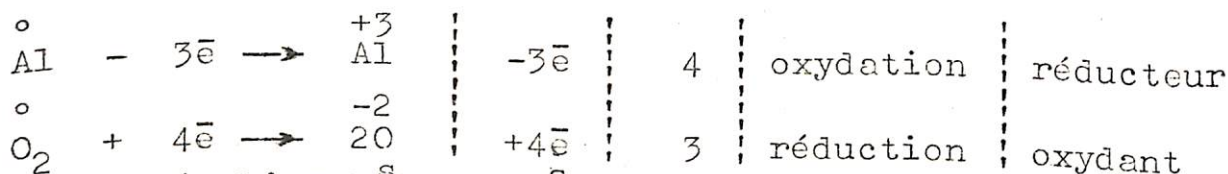
a). On écrit les corps réagissants et les produits:



b). On détermine les nombres d'oxydation de chaque élément:



c). On écrit les équations électroniques en représentant la perte et le gain d'électrons. (bilan électronique):



d). On égalise le nombre d'électrons perdus et gagnés en choisissant les coefficients correspondants.

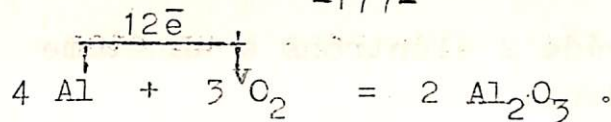
e). On indique l'oxydant (élément qui capte les électrons) et le réducteur (élément qui les cède).

L'équation électronique où il y a la perte d'électrons représente oxydation et celle où il y a le gain d'électrons représente la réduction.

f). Après avoir multiplié les deux équations par les coefficients trouvés ou les additionne:



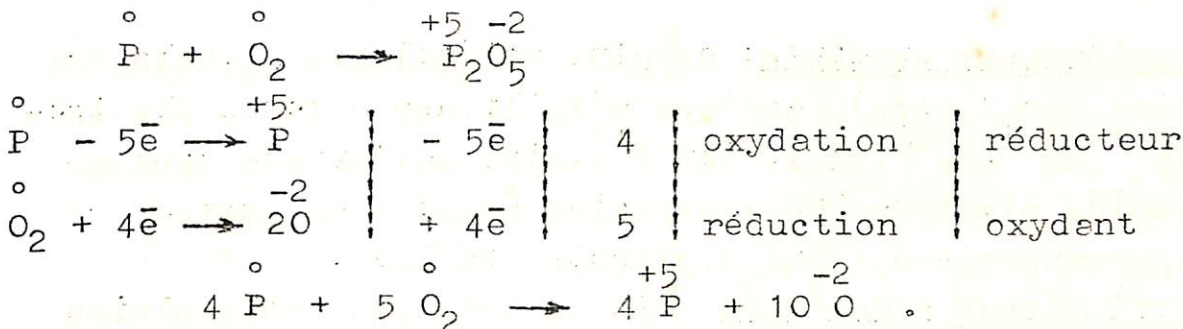
g). On transmet les coefficients dans l'équation moléculaire et on écrit l'équation équilibrée:



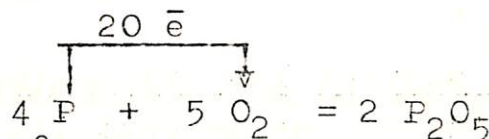
L'aluminium est un réducteur. 4 atomes d'Al cèdent $12 \bar{e}$ à 3 molécules d'oxygène. Donc, l'oxygène est un oxydant.

2). L'oxydation du phosphore dans l'oxygène.

L'équation non équilibrée :

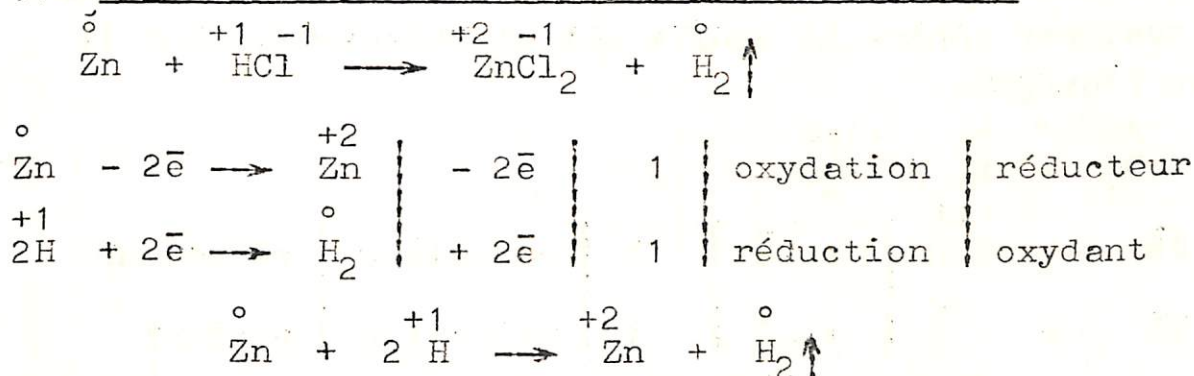


L'équation équilibrée:



Le phosphore P est un réducteur. 4 atomes de phosphore cèdent $20 \bar{e}$ à 5 molécules d'oxygène. L'oxygène est un oxydant.

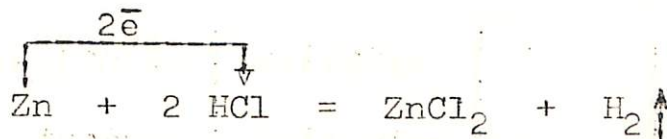
3). Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc.



Le zinc est un réducteur. Il cède 2 électrons à deux ions

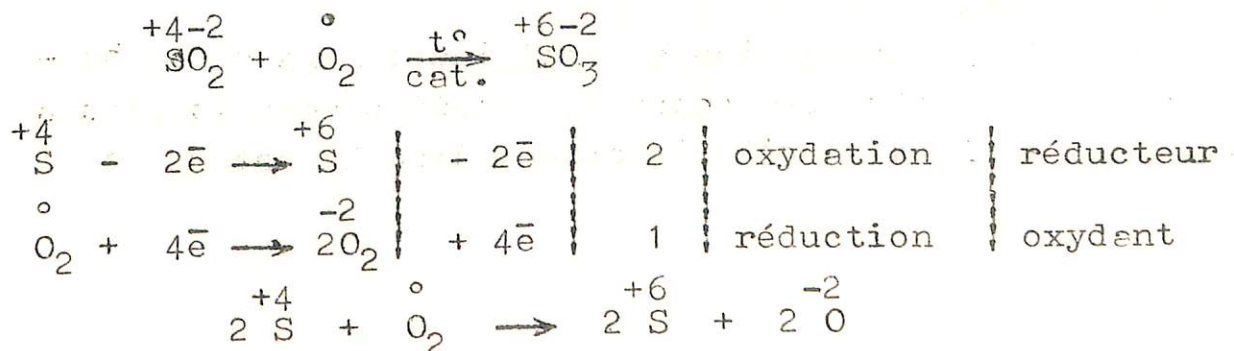
$\overset{+1}{\text{H}}$. L'ion H est un oxydant.

L'équation équilibrée:



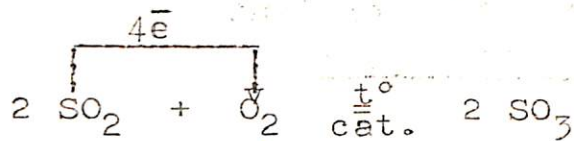
4). L'oxydation du gaz sulfureux dans l'oxygène.

L'équation non équilibrée:



L'ion S^{+4} est un réducteur, il cède 2 électrons à un atome d'oxygène. L'oxygène est un oxydant.

L'équation équilibrée:

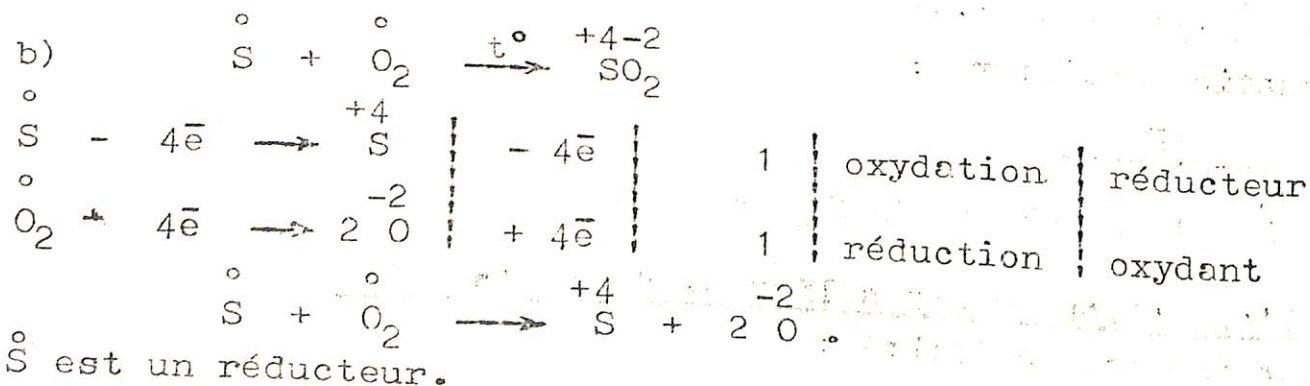
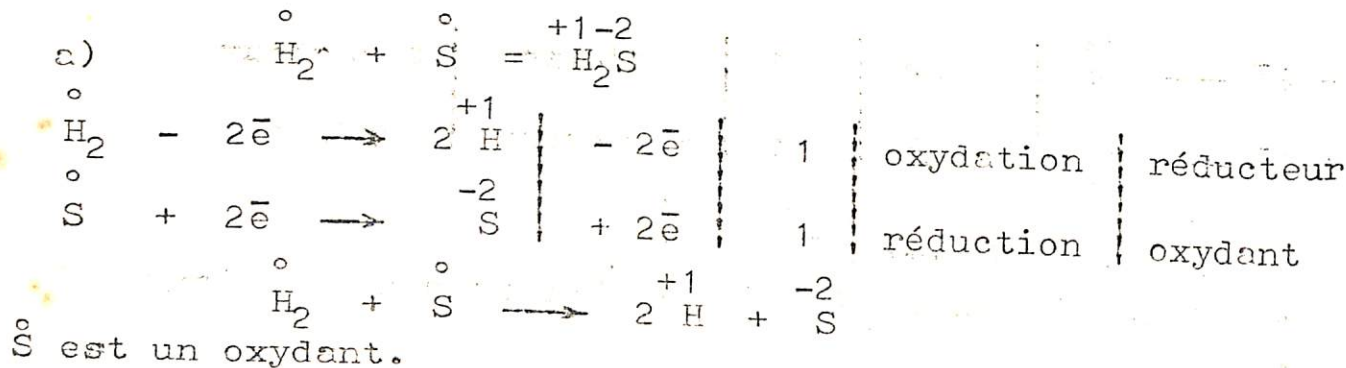


4. Les principaux oxydants: oxygène moléculaire O_2 , halogènes (fluor, chlore, brome, iode), cations métalliques à forte électrovalence (Fe^{+3} , Sn^{+4} , Cu^{+2} , etc), ion H^+ , acide sulfurique concentré H_2SO_4 , acide nitrique HNO_3 ; certains sels: bichromates ($K_2Cr_2O_7$), permanganates ($KMnO_4$), nitrates (KNO_3).

5. Les principaux réducteurs: métaux, hydrogène moléculaire H_2 , soufre S , carbone C , phosphore P , silicium Si , monoxyde de carbone CO , gaz sulfhydrique H_2S , etc.

6. Certains corps peuvent être suivant les circonstances, oxydants ou réducteurs: en présence d'un réducteur fort, ils jouent le rôle d'oxydant et réciproquement, ils sont réducteurs vis-à-vis d'un oxydant énergétique.

Ainsi le soufre est un oxydant quand il s'unit à l'hydrogène et aux métaux; par contre, le soufre est un réducteur, quand il réagit avec l'oxygène.



Les réactions d'oxydo-réduction se produisent lors de combustion, corrosion, électrolyse, au cours de procédés métallurgiques, etc. Aussi, jouent-elles un rôle important dans la nature et dans l'Industrie.

TABLEAU DE SOLUBILITE DES SELS ET BASES.

RADICAL	METALX															
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI
I OH	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
II Cl	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
III S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
IV SO ₃	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
V SC ₃	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
VI PO ₄	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
VII CO ₃	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
VIII SiO ₃	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
IX NO ₃	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
X C ₂ O ₄	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S

S = soluble

PS = peu soluble

IZ = insoluble

RANG D'ACTIVITE DE METALX

K	Na	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Pb	Ni	Sn	Po	H	Cu	Sb	Ag	Pt	Au
---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----