INSTITUT NATIONAL DES HYDROCARBURES ET DE LA CHIMIE

TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE

Déstiné aux étudiants de l'Institut

Par : AVDEENKO A.P.
IAKYPOV Z.M.

BOUMERDES, 1980, (ALGERIE)

Ce livre est destiné exclusivement aux Etudiants de l'Institut National des Hydrocarbures et de la Chimie de Boumerdès et ne peut être ni vendu, ni échangé.

INSTITUT NATIONAL DES HYDROCARBURES ET DE LA CHIMIE

TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE

Déstiné aux étudiants de l'Institut

Par : AVDEENKO A.P.
LATYPOV Z.M.

BOUMERDES, 1980, (ALGERIE)

Ce livre est destiné exclusivement aux Etudiants de l'Institut National des Hydrocarbures et de la Chimie de Boumerdès et ne peut être ni vendu, ni échangé.

P R E F A C E

Ce recueil de travaux pratiques de chimie est destiné aux étudiants de première année de l'INH, il est conforme au programme de chimie du tronc-commun.

Le processus d'enseignement suppose en effet un lien organique entre les cours théoriques exposés en conférences et le travail personnel de l'étudiant au laboratoire.

Les travaux pratiques font donc partie intégrante du cours de chimie.

Chaque travail pratique se compose des parties essentielles suivantes :

- Questions théoriques.
- Equipement et réactifs.
- Expériences.
- Forme et contenu du compte-rendu.

Nous devons avertir les étudiants que l'exécution consciente des travaux pratiques n'est possible que s'ils connaissent parfaitement la théorie à laquelle ils se rapportent. On trouve toutes les questions théoriques citées dans la première partie de la description du travail pratique dans les brochures éditées à la chaire, ainsi que dans les livres de chimie générale, minérale et organique.

La liste des équipement et des réactifs nécessaires pour chaque travail pratique sert à l'ingénieur-laborantin pour la préparation des expériences, ainsi que pour les étudiants qui doivent, avant de procéder aux expériences, vérifier l'existence des équipements et des réactifs indispensables.

Dans la troisième partie de chaque travail pratique on trouve la marche des expériences à executer les dessins et les explications nécessaires pour la réalisation des expériences.

En faisant l'expérience l'étudiant doit observer les phénomènes chimiques et physiques accompagnant l'expérience. Après chaque expérience l'étudiant écrit les observations, les équations des réactions chimiques, les réponses aux questions posées dans l'expérience et les conclusions. Il présente tous cela sous forme du compte-rendu, dont la forme et le contenu sont cités dans dernière partie du travail pratique.

De nombreux recueils et manuels Soviétiques ont été utilisés pour la réalisation de cette édition, en particulier :

- LEVANT, RAITCYNE. Travaux pratiques de chimie générale, Moscou, 1971.
- VASSILIEVA, GRANOVSKAIA, MAKARYTCHEVA, TAPEROVA, FRIDENBERGUE. Travaux pratiques de chimie générale, Moscou, 1971.
- IVANOVSKY, TIHONOV, CHERGUINE, PLOTKINE, Travaux pratiques de chimie générale, Moscou , 1972.
- KARAPETIANTCE, DRAKINA. Travaux pratiques de chimie générale et minérale, Moscou , 1964.

En espérant avoir atteint le but que nous nous sommes fixés, nous remerçions tous ceux qui de près ou de loin ont participé à l'élaboration de cette brochure, en particulier : M^me BELAMBRI N, Mr KOZLENKO A.A.

Nos remerciements vont à Mademoiselle BENHALLA Nacéra et à Monsieur YOUBI Mohamed qui ont dactylographié notre manuscrit avec soin extrême.

Nous remerçions également d'avance ceux qui par leur critiques ou suggestions pourraient en améliorer le contenu.

La rédaction générale de ce livre a été effectuée par le Professeur AVDEENKO A.P.

Auteurs

TABLES DES MATIERES

Page

1. Règles de travail dans un laboratoire chimique et règles de sécurité 4
2. Techniques des travaux pratiques dans un laboratoire chimique 8
3. Principaux types de réactions chimiques 23
4. Propriétés chimiques des oxydes, des bases, des acides et des sels..... 25
5. Recherche de la formule chimique d'un sel hydraté 29
6. Détermination de la masse moléculaire du gaz carbonique 32
7. Recherche de l'équivalent d'un métal 35
8. Réactions d'oxydo-réduction 39
9. Etude de l'effet calorifique d'une réaction chimique 43
10. Etude de la vitesse d'une réaction chimique 47
11. Etude de l'équilibre chimique et de la catalyse des réactions chimiques.. 52
12. Préparation des solutions 55
13. Préparation des solutions titrées 59
14. Dissociation électrolytique et déplacement de l'équilibre ionique 62
15. pH. Hydrolyse des sels 70
16. Potentiels d'électrode. Piles 76
17. Electrolyse des corps ioniques 79
18. Corrosion des métaux. Protection des métaux contre la corrosion 83
19. Préparation et propriétés chimiques des métaux 88
20. Préparation et propriétés chimiques des non-métaux 92
21. Composés complexes 98
22. Analyse élémentaire des composés organiques 103
23. Préparation et propriétés chimiques des hydrocarbures 107
24. Préparation et propriétés chimiques des dérivés d'hydrocarbures 112

T.P. N 1. REGLES DE TRAVAIL DANS UN LABORATOIRE CHIMIQUE ET REGLES DE SECURITE.

1.1. Règles à suivre au laboratoire.

1. Pour qu'un élève soit autorisé à travailler, il doit bien connaître le déroulement de l'expérience à réaliser. Cela exige absolument une préparation préalable portant sur la matière théorique.
2. Chaque élève doit avoir un cahier de laboratoire. Avant le travail pratique l'élève prépare une partie du compte-rendu à savoir : le titre du travail et la marche des expériences dans le cahier de laboratoire.
3. A la suite du travail pratique l'élève doit enregistrer dans le cachier de laboratoire toutes les expériences éffectuées. Il est indispensable de présenter les dessins des appareils utilisés, les observations (états physiques des réactifs et des produits, leur couleur, solubilité, les changements observés lors des expériences etc.), les équations des réactions, les réponses aux questions posées dans chaque expérience et les conclusions.
4. Il est indispensable de présenter au professeur le compte-rendu à la fin du travail pratique.
5. Pendant le travail il faut maintenir la table d'expériences en état de parfaite propriété, la nettoyer immédiatement, aussi souvent que nécessaire. On ne doit pas placer les récipients des réactifs sur les livres et les cahiers, c'est catégoriquement interdit.
6. Pour effectuer les expériences, on n'utilise que les quantités minimales de tous les réactifs (suivant les prescriptions de la brochure sur les travaux pratiques ou les indications du professeur).

   Afin de respecter approximativement les quantités, il faut savoir les apprécier „à l'oeil". Vérifier qu'un tube à essais (diamètre-15 mm, hauteur--15 cm) a un volume de 22 ml, donc 2 ml de solution occupent une hauteur du tube à essais approximative de 1,5 cm. Vérifier aussi que, pour avoir 1 ml de solution à l'aide d'une pipette, il faut environ vingt gouttes.
7. On prélève les réactifs secs à l'aide d'une spatule .
8. Quand on verse un réactif d'une bouteille, il est indispensable de la tenir de manière que l'étiquette soit en haut pour que le liquide ne la mouille pas. Quand l'opération est terminée, si une goutte de liquide tend à couler à l'extérieur, il faut la récueillir à l'aide du bouchon.
9. Quand on utilise un réactif à l'aide d'une pipette, éviter que celle-ci n'entre pas en contact avec un autre liquide, et même avec les parois du récipient où l'on verse le réactif. Remettre la pipette en place.
10. Il est interdit de verser l'excès d'un réactif liquide dans la bouteille d'où il a été pris. On doit verser les excès des réactifs dans l'évier. Ceci reste valable pour les réactifs secs. Cette règle est indispensable pour exclure toute possibilité d'encrassement des réactifs.
11. Après avoir pris les quantités indiquées des réactifs, reboucher tout de suite les flacons avec les réactifs, pour ne pas confondre les bouchons des flacons différents, et les remettre à leur place. Ne jamais poser les bouchons sur la

table.

12. Tous les réactifs nécessaires sont rangés sur les rayons de la table d'expériences.

Les acides concentrés, les alcalis concentrés, l'ammoniaque et les substances odorantes et nocives sont gardés dans la hotte.

Les réactifs d'usage commun ne sont pas à déplacer pour l'emploi personnel et ils doivent immédiatement être remis à leur place.

13. N'utiliser que les récipients très propres.

14. Lors du chauffage d'un tube à essais le tenir légèrement incliné, chauffer un peu en dessous de la surface du liquide et agiter doucement afin d'éviter les projections. Quand le liquide doit être maintenu en état d'ébullition, porter le tube au-dessus de la flamme sans cesser d'agiter.

15. Pour éteindre l'incendie provoqué par les liquides inflammables on utilise soit une couverture spéciale, soit l'extincteur, soit le sable. En cas de l'inflammation des vêtements on utilise une couverture spéciale.

16. Quand une réaction dégage des produits déagréables à respirer, opérer sous la hotte ; dès que l'observation est terminée, arrêter la réaction en vidant le contenu du récipient dans l'évier.

17. Verser les restes de réactifs nocifs et odorants dans l'évier de la hotte ou dans le récipient désigné à cet effet.

18. On doit jeter les papier filtres et les déchets de toute sorte dans la poubelle et non dans l'évier ou par terre.

19. Lorsqu'on termine le travail au laboratoire, tous les verres utilisés doivent être soigneusement lavés, rincés avec de l'eau distillée et remis à leur place.

20. Avant de quitter le laboratoire, il faut s'assurer que les robinets de gaz et d'eau sont correctement fermés.

21. Avant de commencer un travail dans le laboratoire il faut connaître les règles de sécurité.

22. Au cours des travaux pratiques tous les élèves doivent prendre les précautions indiquées dans les règles de sécurité. Il n'y a aucun danger pour celui qui respecte toutes ces recommendations.

1.2. Règles de sécurité.

1. On éffectue très prudemment toutes les opérations avec les acides ou les alcalis concentrés. Il est indispensable de prendre toutes les mesures pour qu'ils n'atteignent pas les yeux.
2. Toutes les expériences avec les substances toxiques et malodorantes doivent être effectuées dans la hotte fermée.

3. On ne sent les gaz dégagés des récipients qu'avec beaucoup de prudence. Notamment on tient par la main gauche le récipient au-dessous du nez et à la distance de 25-30 cm du visage et on dirige vers soi par la main droite les gaz sortant de l'ouverture du récipient.

4. Il est interdit d'approcher le visage de l'ouverture d'un récipient dans lequel se produit une réaction, surtout si le récipient est chauffé.

5. Il est interdit de diriger vers soi ou vers le camarade les ouvertures des éprouvettes ou d'autres récipients dans lesquels se produit une réaction chimique, on prend les même précautions, quand on doit ajouter dans une éprouvette de l'acide concentré.

6. Il est interdit de chauffer des substances gazeuses dans les récipients bouchés.

7. Il est interdit d'effectuer des expériences avec des substances volatiles et imflammables à proximité d'une flamme.

8. Quand on veut enflammer les gaz dégagés d'un récipient il faut au préalable vérifier qu'ils ne contiennent pas d'air (parce que les mélanges : air-gaz combustibles sont explosifs).

9. Il est interdit de prendre avec les mains des objets chauds ; on les prend à l'aide d'une pince.

10. Si on doit diluer une solution concentrée d'un acide fort (surtout d'acide sulfurique) il est indispensable de verser de l'acide dans l'eau et non le contraire.

11. Il est interdit de verser des substances toxiques dans l'évier : on les verses dans des récipients spéciaux.

12. On effectue toutes les expériences étant debout.

13. Il est catégoriquement interdit de faire des travaux non prévus sans autorisation du professeur.

14. Il est strictement interdit de manger, de boire, de fumer ainsi que de parler à haute voix dans le laboratoire.

1.3. Premiers soins aux brûlés.

1. Si on s'est brûlé la peau par une flamme il faut mouiller la blessure avec une solution concentrée de permanganate de potassium. Plus grave est la brûlure plus concentrée sera la solution utilisée.

Puis on badigeonne l'endroit brûlé avec une pommade contre les brûlures ou avec l'huile de vaseline.

2. Si on a versé de l'acide fort sur la peau, on doit laver la blessure par un courant très fort d'eau, puis avec une solution diluée de carbonate de sodium à 10%. Il est interdit de laver avec du savon la brûlure provoquée par un acide.

3. Si on s'est brûlé la peau par un alcali on lave la blessure par un courant très fort d'eau, puis avec une solution diluée d'acide acétique.

4. Les brûlures deviennent très dangereuses, si les particules même très petites d'un alcali ont atteint les yeux. En cas de lésions des yeux par un alcali, il faut laver les yeux jusqu'à ce que l'endroit lésionnel finisse d'être glissant. Puis on doit les laver par une solution d'acide acétique à 2 %.

   En cas de lésions des yeux par un acide, on les lave avec de l'eau, puis avec une solution de bicarbonate de sodium ($Na\,HCO_3$) à 3 %.

TP. N 2. TECHNIQUE DES TRAVAUX PRATIQUES DANS UN LABORATOIRE CHIMIQUE.

2.1. Matériaux premiers.

Les appareils utilisés en chimie sont pour la plupart construits en verre qui réciste à l'attaque d'un grand nombre de produits chimiques et qui offre l'avantage de se travailler facilement par moulage, soufflage et soudure, ce qui permet de réaliser les formes les plus diverses. Par contre, le verre est fragile, il doit être chauffé avec précaution. Ce dernier se ramollit vers 400°. Le pyrex, verre spécial riche en quartz et contenant de l'oxyde borique, est souvent employé, car il est moins fusible que le verre ordinaire et supporte sans se briser de brusques variations de température.

D'autres matériaux, tels que : porcelaine, quartz, terre, réfractaire, platine etc..., sont utilisés courament comme matériaux principaux en chimie. Ils supportent des températures plus élevées que le verre.

Les bouchons des appareils sont généralement en liège ou en caoutchouc. Ces substances assurent une obturation hermétique grâce à leur élasticité.

Ici on vous présente de matériaux essentiels utilisés le plus souvent en chimie.

2.1.1. Verrerie.

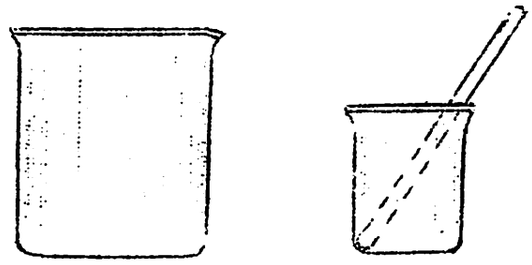


Fig.1. Verres cylindriques dits „Bechers" avec le batonnet de verre

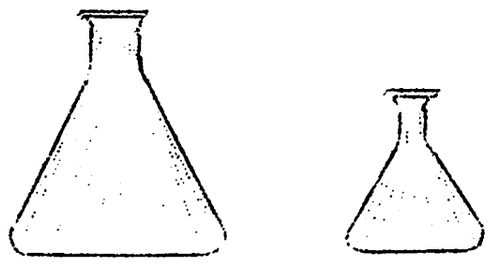


Fig.2. Fioles coniques dites „Erlenmeyer"

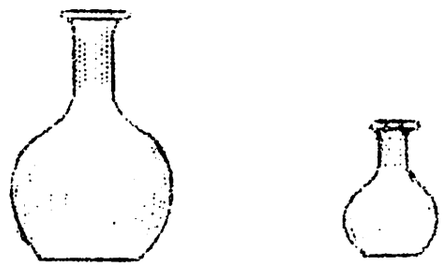


Fig.3. Ballons à fond plat

Fig.4. Ballons à fond rond, dits aussi : ballons ronds, fiole-ballons, flacons à fond rond.

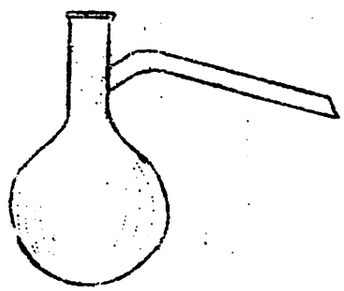


Fig.5. Ballon à tubulure latérale, dit aussi : fiole tubulée, ballon tubulé, flacon tubulé , „Würtz"

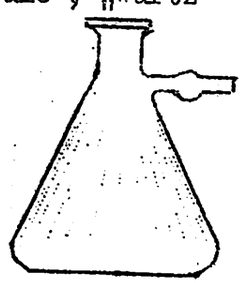


Fig.6. Fiole à vide

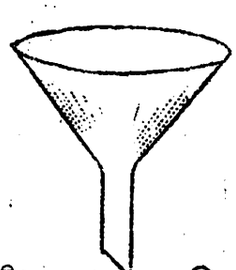


Fig. 7. Entonnoir conique.

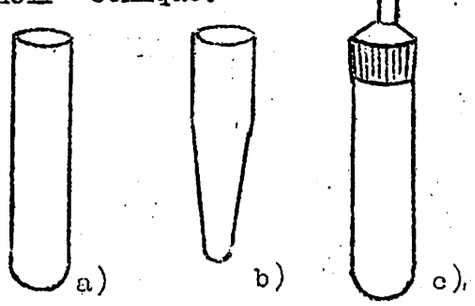


Fig. 8. Tubes à essai, dits aussi éprouvettes

a) cylindrique ;

b) conique ;

c) à bouchon rodé.

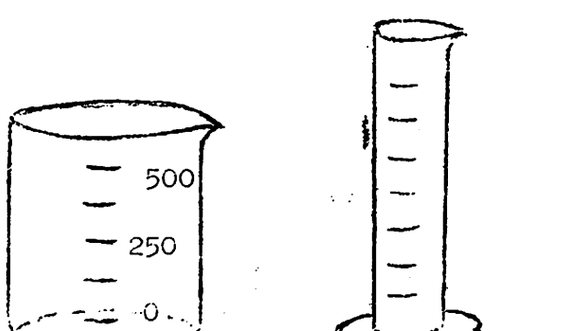


Fig 9. a) Verre gradué
b) Eprouvette à pied graduée.

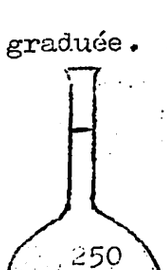


Fig. 10. Fiole jaugée

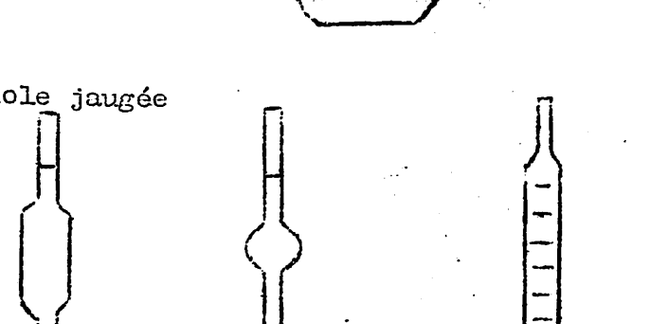


Fig. 11. Pipettes jaugées (a,b) et graduées (c).

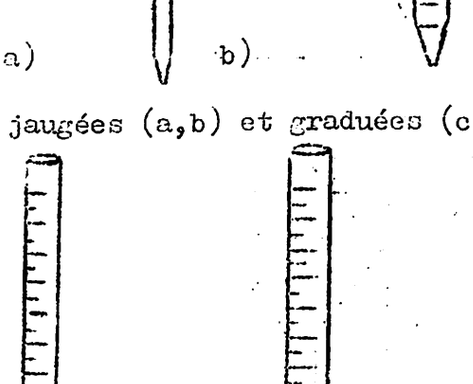


Fig. 12. Burettes graduées.

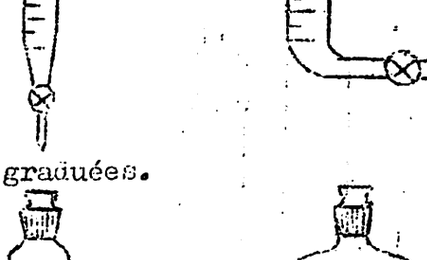


Fig. 13. Ampoules à décanter dites ampoules compte-gouttes.

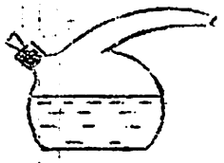


Fig. 14. Compte-gouttes

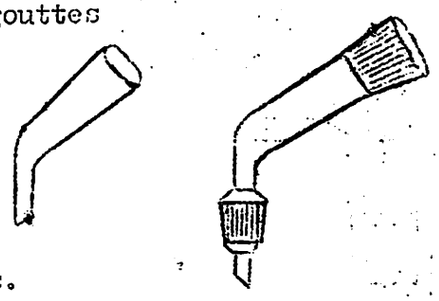


Fig. 15. Allonges.

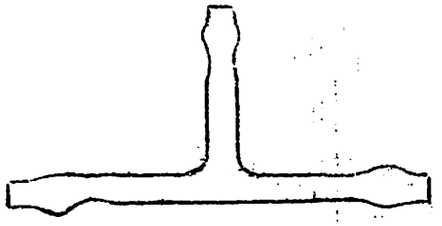


Fig. 16. Tube à trois voies.

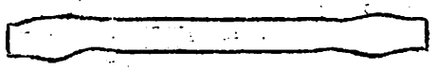


Fig. 17. Raccord.

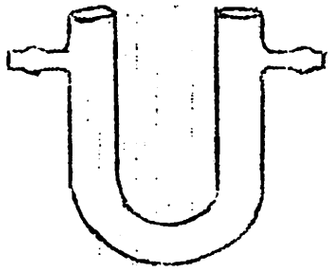


Fig. 18. Tube en „u"

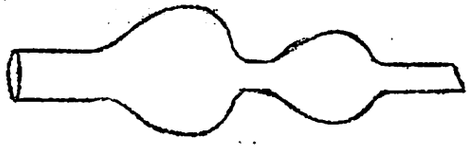


Fig. 19. Ampoule de chlorure de calcium.

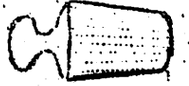


Fig. 20. Bouchon rodé.

Fig. 21. Verres a)porte-objets ;
b)à montre.

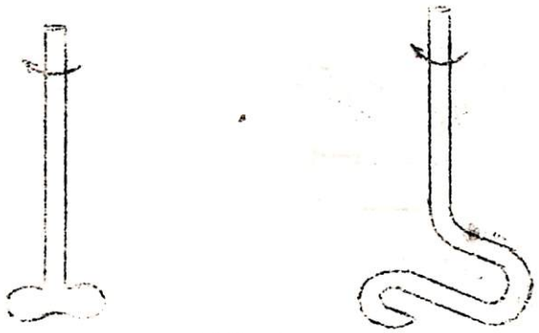


Fig. 22. Agitateurs.

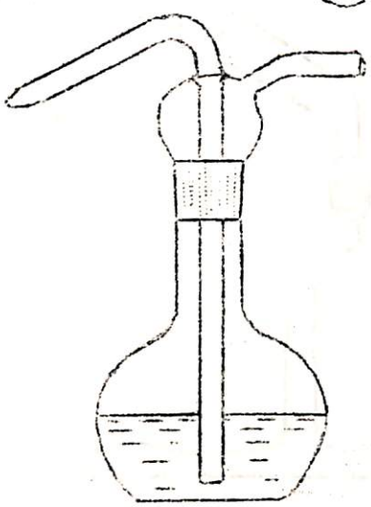


Fig. 23. Pissette pour lavage, dite fiole à jet.

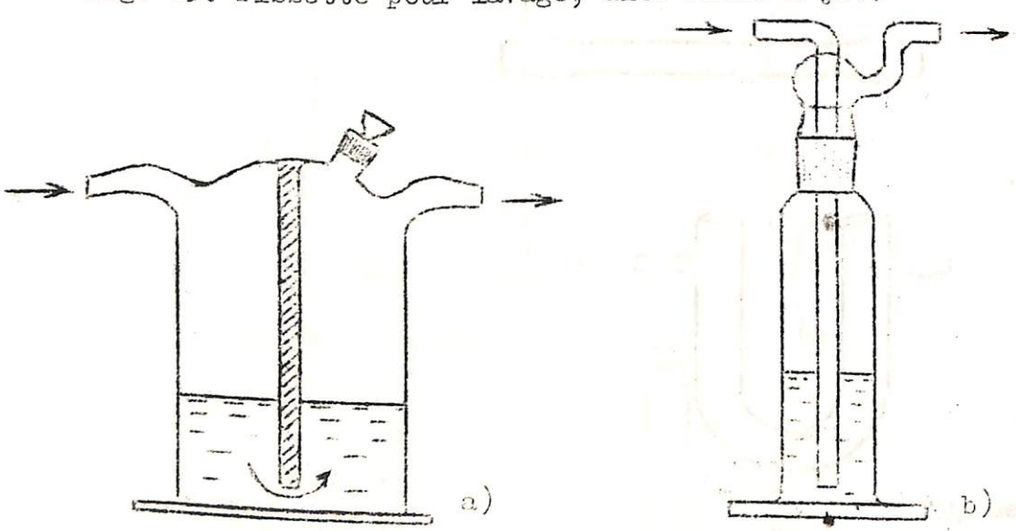


Fig. 24. Flacons laveurs pour les gaz

a) de Tichtchenko

b) de Drechsel

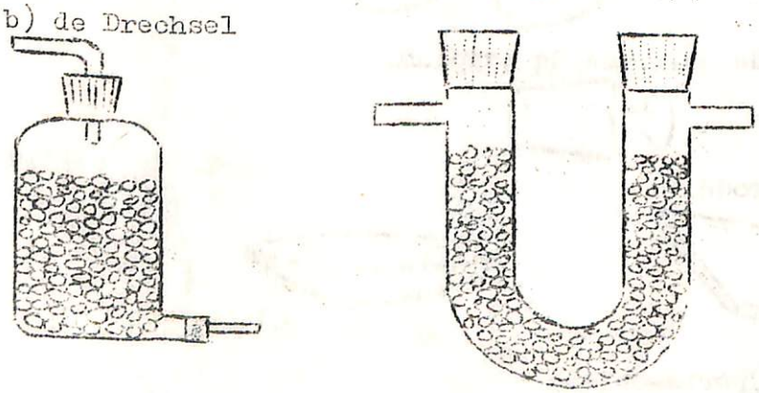


Fig. 25. Flacons sècheurs.

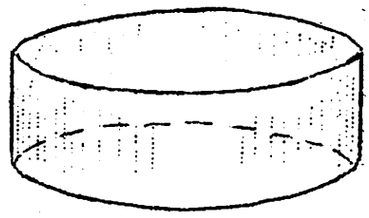


Fig. 26. Cristallisoir.

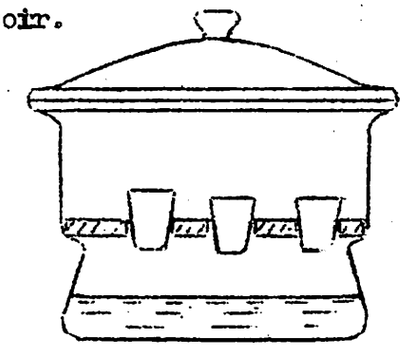


Fig. 27. Dessicateur.

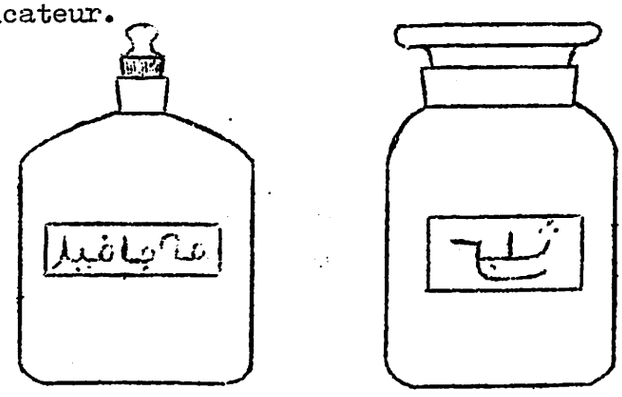


Fig. 28. Flacons à réactifs à col étroit et à col large.

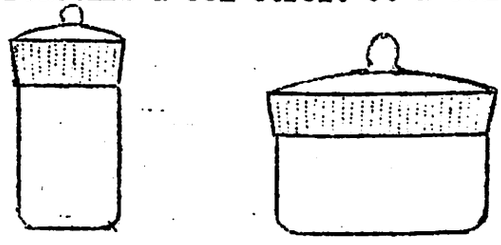


Fig. 29. Flacons (ou vases) à tare (à peser).

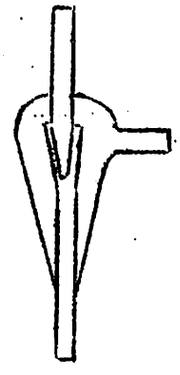


Fig. 30. Pompe à jet d'eau.

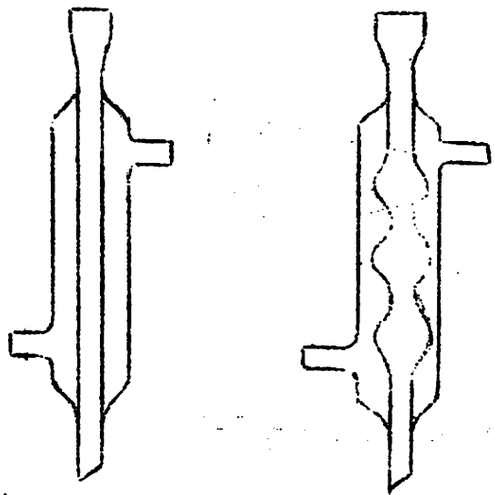


Fig. 31. Réfrigérants.

2.1.2. Porcelaine.

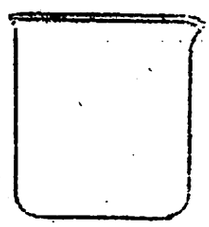


Fig. 32. Verre.

Fig. 33. Creuset réfractaire.

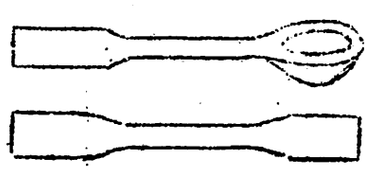


Fig. 34. Spatules.

Fig. 35. Cuvette.

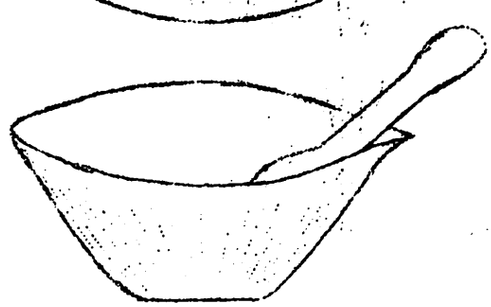


Fig. 36. Mortier et pilon.

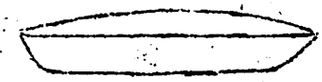


Fig. 37. Nacelle de grillage.

2.1.3. Moyens de chauffage.

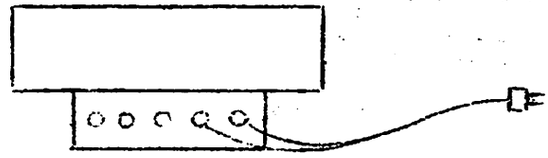


Fig. 38. Rechaud électrique (chauffe-plat).

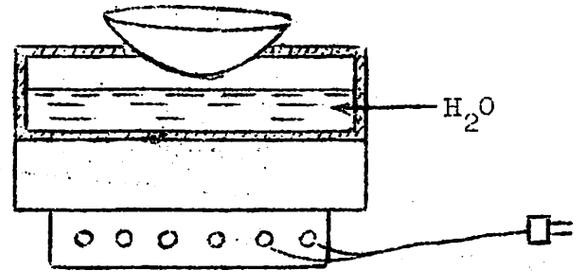


Fig. 39. Bain-marie avec rechaud électrique.

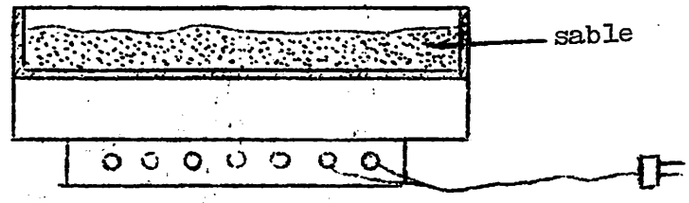


Fig. 40 Bain de sable.

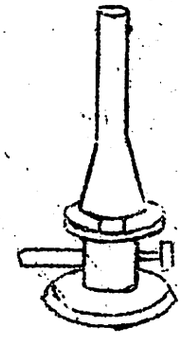


Fig. 41. Bec à gaz.

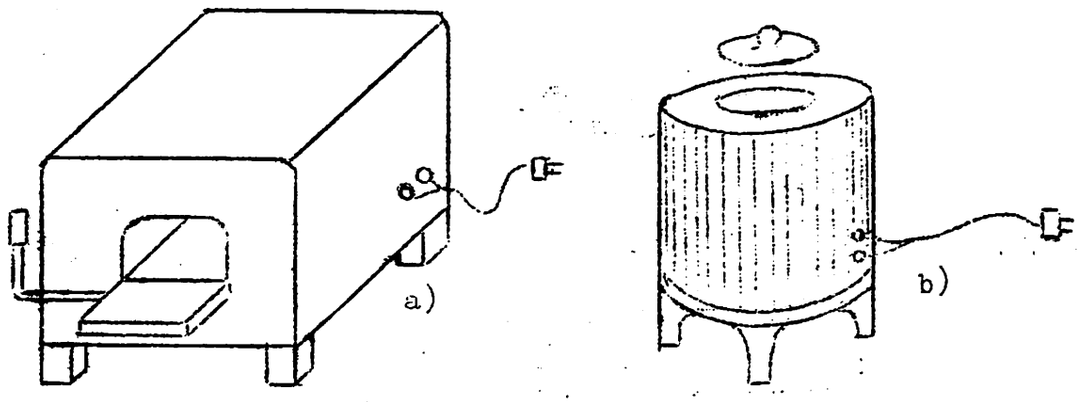


Fig. 42. Fours a) à moufle
b) au creuset.

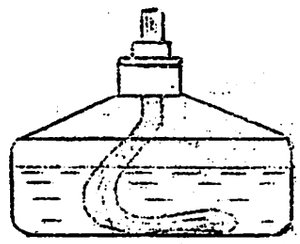


Fig. 43. Rechaud à alcool.

2.1.4. Accessoires.

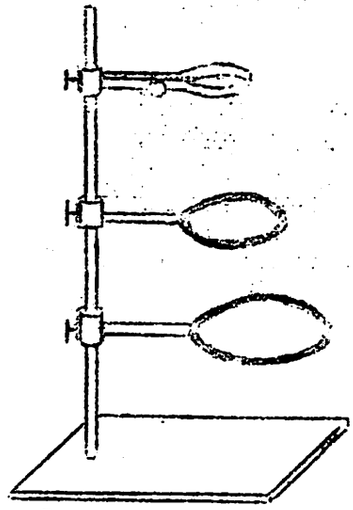


Fig. 44. Support universel.

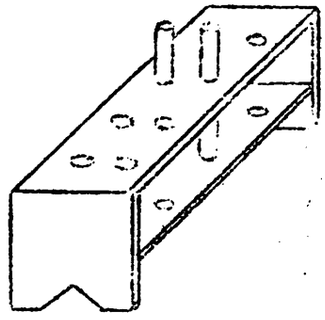


Fig. 45. Support pour les tubes d'essai.

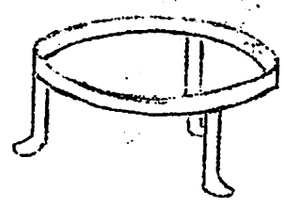


Fig. 46. Support tripied.

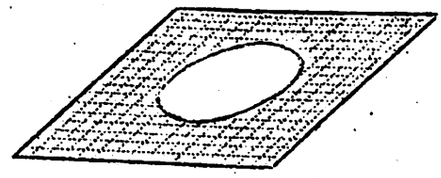


Fig. 47. Toile métallique amiantée.

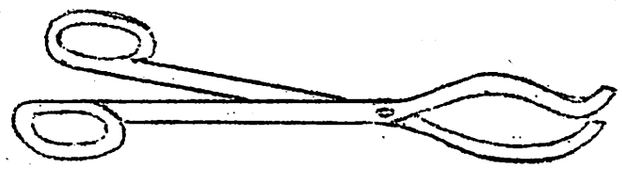


Fig. 48. Pince à creuset.

2.2. Réactifs.

Pour l'étude des propriétés chimiques des corps différents ainsi que de leurs transformations, on utilise des réactifs différents.

D'après la désignation des réactifs, on les subdivise en réactifs d'usage général et en réactifs spéciaux.

Les réactifs d'usage général sont : des acides, tels que : HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4, des bases, tels que : NH_4OH ; KOH ; NaOH, des indicateurs colorés, de quelques sels, des solvants organiques ; éthanol, benzène, éther.

Les réactifs spéciaux sont utilisés pour les travaux pratiques définis.

D'après l'état agrégatif on classe les réactifs en liquides, solides et gazeux.

D'après la pureté, les réactifs peuvent être :

- chimiquement purs (c.p) ;
- purs pour analyse (p.p.a) ;
- purs (p) ;
- de hautes pureté (h.p).

2.3. Manipulation des solides.

Les réactifs solides peuvent généralement être manipulés sans précautions spéciales. Il faut toutefois éviter de toucher avec les doigts un produit corrosif ou toxique. Les corps chauds sont manoeuvrés à l'aide d'une pince. Pour pulvériser un solide, on se sert d'un mortier avec un pilon en porcelaine ou bien en métal.

2.4. Manipulation des liquides.

Pour recueillir les liquides on utilise les récipients suivants : les flacons (fig. 28), les verres (fig.1), les fioles coniques (fig.2), les ballons à fond plat (fig.3) et à fond rond (fig.4), les cristallisoirs (fig.26).

On verse un liquide à l'aide d'un entonnoir (fig.7), la pipette (fig.11) permet de faire tomber un liquide goutte à goutte.

Pour mesurer les volumes des liquides, on se sert de la verrerie graduée.

En vue de la mesure des volumes des liquides les verres et les éprouvettes à pied peuvent être gradués (fig.9). La précision des volumes des liquides mesurés avec les verres et les éprouvettes à pied gradués n'est pas élevée.

Pour prendre un volume défini d'un liquide on se sert des pipettes jaugées (fig.11) et des fioles jaugées (fig.10). Les pipettes jaugées portent un trait au-dessus de la partie renflée, elles permettent alors de prélever un volume défini de liquide (1 ml, 2 ml, 5 ml, 10 ml, 25 ml.). Les fioles jaugées portent un trait sur leur col, lorsque le niveau du liquide affleure à ce trait, le volume du liquide a la valeur indiquée sur cette fiole (25 ml ; 50 ml ; 100 ml ; 150 ml ; 200 ml; 250 ml ; 500 ml ; 1000 ml, etc ...).

Pour mesurer des volumes variables des liquides on utilise les pipettes graduées (fig.11) et les burettes graduées (fig. 12).

Une burette graduée est un tube gradué dont la partie inférieure est effilée et fermée par un robinet de verre. On peut faire écouler le liquide rapidement ou goutte à goutte en fixant le volume du liquide dépensé.

Un agitateur (fig.22) est une petite baguette de verre destinée à brasser un milieu liquide pour assurer un meilleur mélange.

Pour chauffer des liquides on utilise un ballon à fond plat. Pour que la flamme ne touche pas les parois minces du ballon, on interpose une toile métallique amiantée (fig.47).

Pour réchauffer les tubes à essais et d'autres récipients contenant des liqueurs à température définie dans des limites des températures allant de 20 à 100°C, on utilise le bain-marie (fig.39). L'évaporation à sec et la calcination sont réalisées au bain de sable (fig.40). La calcination, le grillage des corps différents sont réalisés dans les fours à moufle et au creuset (fig. 42).

Les récipients en verse ou en porcelaine, destinés à chauffer les liquides sont de mauvais conducteurs de la chaleur, c'est pour cela qu'ils doivent être minces ; il sont donc fragiles.

Les verres „pyrex" et „cibor" sont peu fusibles et se dilatent beaucoup mois que le verre ordinaire ; les objets en verres „pyrex" et „cibor" sont plus robustes que ceux en verre ordinaire. Les objets en silice ne craignent pas les brusques variations de température.

De nombreuses réactions en chimie minérale s'effectuent à la température du milieu ambiant (température et pression ordinaires), on dit „à froid". Dans ce cas on peut utiliser des récipients en verre épais, qui ne peuvent pas subir, sans se briser, une brusque augmentation de température.

2.5. Manipulation des gaz.

Un gaz peut être recueilli dans un flacon à large goulot, dans une éprouvette à gaz etc... par le remplacement de l'air se trouvant dans ce récipient. Les gaz non-solubles ou peu solubles dans l'eau sont recueillis à la partie supérieure d'un récipient contenant de l'eau (cristallisoir(fig. 26)).
On remplit d'eau une éprouvette, on la renverse sur le cristallisoir avec de l'eau de façon à ce que son ouverture soit immergée. Ensuite on laisse passer à l'intérieur de cette éprouvette le tube à dégagement qui amène le gaz (fig.49). Celui-ci chasse l'eau et remplit progressivement l'éprouvette. Pour concerver le gaz,

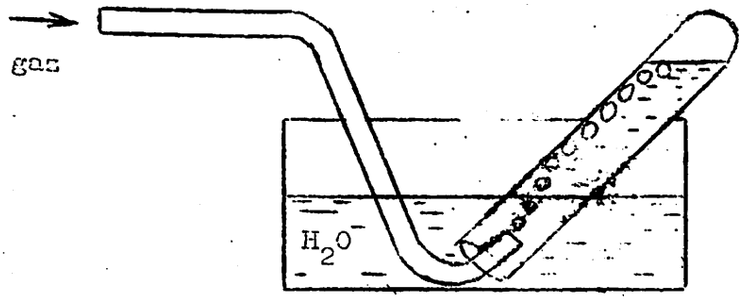


Fig. 49.

on bouche l'éprouvette sous l'eau. Le gaz recueilli de cette manière ne possède pas dans sa composition de l'air (d'oxygène). On applique cette méthode surtout pour recueillir les gaz combustibles qui donnent des mélanges explosifs avec l'air.

Pour stocker des volumes importants de gaz différents non solubles dans l'eau on utilise dans les laboratoires le gazomètre (fig. 50).

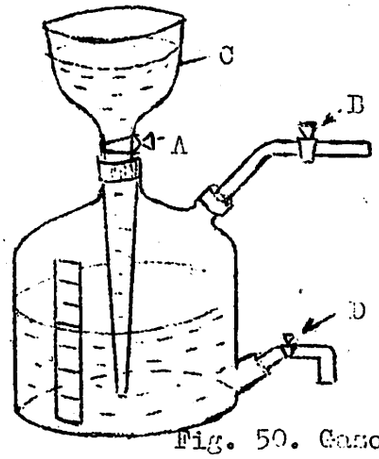


Fig. 50. Gazomètre.

Un gazomètre fonctionne de la façon suivante :
On ouvre les robinets A et B et on remplit entièrement le réservoir avec de l'eau, qu'on y introduit par l'entonnoir C. On ferme le robinet A, on relie le tube à robinet B avec le tube à dégagement de l'appareil qui produit le gaz (le robinet B est ouvert) et on ouvre le robinet D. Lorsque le gaz rempli le réservoir l'eau s'écoule du robinet D. Le remplissage du réservoir avec le gaz est terminé, on ferme les robinets B et D. Le gazomètre est chargé. Pour prendre un volume quelconque de gaz du gazomètre, on verse de l'eau dans l'entonnoir C et on ouvre le robinet B et A. L'eau remplace le gaz dans le réservoir qui sort du tube à dégagement. On règle le courant du gaz avec le robinet A.

Pour la préparation des gaz dans les laboratoires chimiques on utilise une éprouvette bouchée d'un bouchon muni d'un tube à dégagement. Mais pour la préparation de certains gaz (H_2 ; CO_2 ; H_2S) on utilise l'appareil de Kipp (fig. 51).

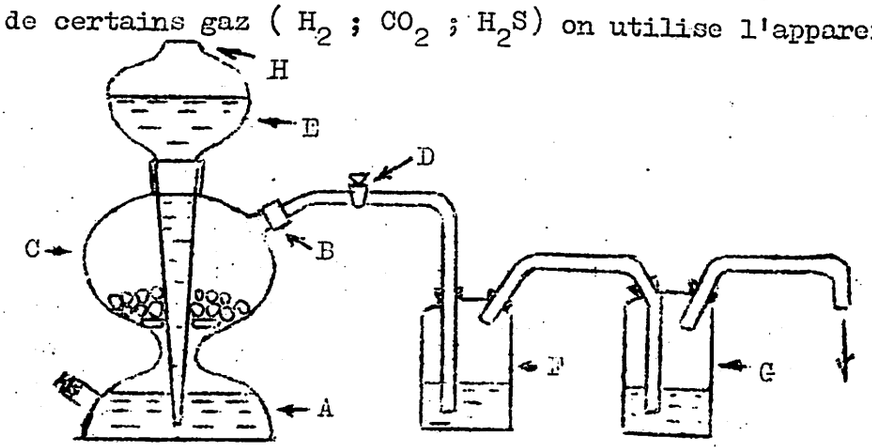


Fig. 51. Appareil de Kipp à marche continue.

Pour charger l'appareil, on introduit par l'orifice B des morceaux de corps solide dans le ballon C. L'orifice B se ferme avec un bouchon muni d'un tube à dégagement avec le robinet D. Par l'orifice supérieure H on remplit l'appareil d'acide chlorhydrique concentré (ou d'un autre réactif liquide nécessaire pour la préparation d'un gaz quelconque). Lorsque le robinet D est ouvert, le corps solide (le Zn, par exemple) est en contact avec l'acide qui descend du ballon E dans le ballon A et ensuite monte dans le ballon C, et l'hydrogène (ou un autre gaz) se dégage.

Si on ferme le robinet D, la pression de l'hydrogène emprisonné en C augmente et l'acide est refoulé de C en A et de A en E. La production d'hydrogène s'arrête dès que le zinc n'est plus au contact de l'acide. Les flacons laveurs F et G servent à absorber des impuretés du gaz dégagé, ils sont remplis avec des liquides réagissant sur les impuretés du gaz.

2.5. Méthodes de séparation des mélanges.

Les corps purs se rencontrent rarement dans la nature. Nous rencontrons plutôt des mélanges formés de molécules différentes.

Pour séparer des mélanges dans le but d'obtenir des corps purs quelconques, on applique des procédés différents.

La plupart des mélanges homogènes liquides sont séparés par distillation. La distillation consiste à faire bouillir un liquide dans un ballon à tubulure latérale (fig.5) et à en condenser la vapeur par refroidissement dans un réfrigérent (fig. 31).

On sépare, le plus souvent, les mélanges hétérogènes soit par décantation, soit par filtration, soit par centrifugation. La décantation consiste à laisser déposer les particules d'une suspension ou d'une émulsion et à les séparer.

La centrifugation est une opération par laquelle on sépare des mélanges sous l'action de la force centrifuge dans des appareils dits centrifugeuses.

La filtration consiste à faire passer le liquide à travers un filtre, qui retient les particules solides. Le plus souvent on utilise cette méthode pour la séparation du précipité formé pendant l'expérience. Le précipité étant formé, on verse sur un filtre, placé dans l'entonnoir, le contenu du récipient, liqueur et précipité tout à la fois.

Préalablement, on a eu soin de placer au-dessous de l'entonnoir un récipient dans lequel la douille de l'entonnoir est engagée de 1 à 2 cm. On recueilli le liqueur dans ce récipient, et le précipité sur le filtre-papier.

2.6. Balances et règles de la pesée.

Dans le labcratoire chimique on utilise généralement la balance dite trébuchet (fig. 52) qui permet de peser les objets avec une précision de 0,01g. Cette précision est satisfaisante dans la plupart des cas. Pour des pesages plus précis on se sert de la balance analytique dont la précision est de 0,0001 g.

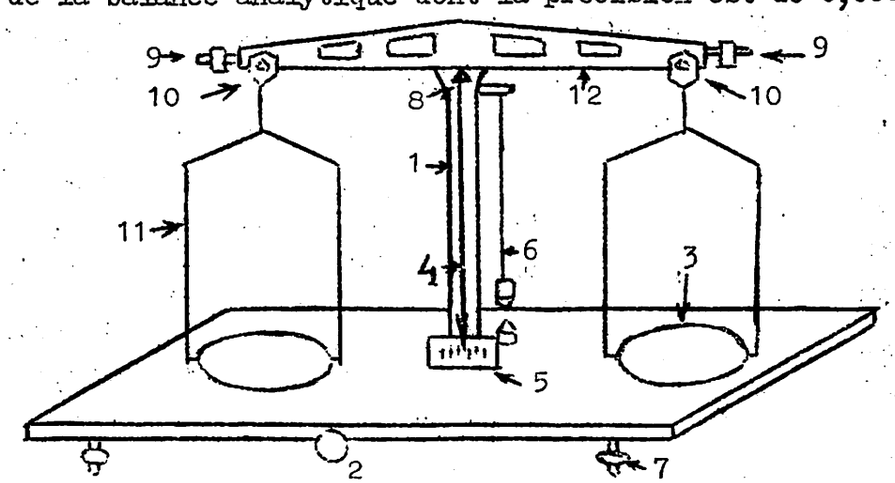


Fig. 52. Balance dite trébuchet.

1 - colonne ;
2 - vis pour manier ;
3 - plateaux ;
4 - aiguille ;
5 - graduation ;
6 - fil à plomb ;
7 - vis pour règlage en position horizontale ;
8 - couteau central ;
9 - vis pour équilibrer ;

10 - couteaux latéraux ;

11 - étrier ;

12 - fléau.

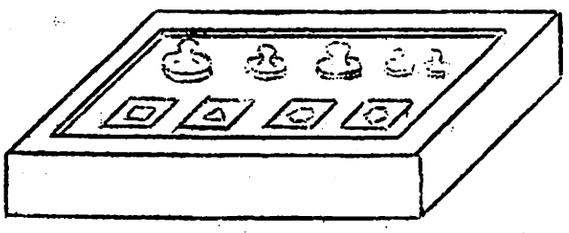


Fig. 53. Boîte aux masses marquées (en bas : les masses marquées inférieures à un gramme).

Avant de procéder à une pesée, il faut ajuster la balance horizontalement (il faut la plomber) avec les vis (7).

Ensuite, on incline doucement le fléau en tournant avec précaution la vis 2. Par suite l'aiguille commence à osciller rythmiquement d'un côté à l'autre. Pour stabiliser la balance, il est interdit de toucher l'aiguille ou le fléau, il seffit de se servir de la vis 2.

Pour équilibrer la balance, la deviation de l'aiguille doit être symétrique par rapport à la position „0" sur la graduation 5, on se sert des vis 9, placées sur les extrémités du fléau.

Le corps à peser doit toujours être placé sur le plateau gauche de la balance. Les masses marquées (fig. 53) doivent être placées sur le plateau droit .

Il est interdit de placer un corps chimique ou des objets chauds directement sur le plateau. Peser d'abord un récipient vide, ensuite le peser avec le corps chimique.

La différence entre les deux pesées nous donne la masse du corps chimique.

Pour effectuer une pesée, on emploie une série de masses étalonnées, de masses marquées (fig. 53).

On ne manipule pas les masses marquées avec les doigts, mais avec une pince. Pendant la pesée on ne pose pas les masses marquées sur la table, on les remplace chaque fois dans la boîte. Après la pesée, on referme soigneusement la boîte aux massés marquées.

Il est interdit de placer sur les plateaux ou d'en retirer des masses marquées ou des objets avant que la balance soit parfaitement immobilisée par la vis pour manier.

Avant de procéder aux pesées, on apprécie au jugé, la masse du corps à peser. Ensuite, on place une masse marquée, un peu plus lourde que la masse supposée de l'objet à peser.

En inclinant légèrement le fléau en tournant la vis pour manier, on regarde si la masse marquée choisie correspond à la masse du corps à peser. On ajoute ou on enlève des masses marquées pour obtenir l'équilibre.

L'équilibre obtenu, on stoppe immédiatement le fléau par la même vis pour manier et on inscrit la masse du corps dans le cahier de laboratoire.

T.P. N 3. PRINCIPAUX TYPES DE RÉACTIONS CHIMIQUES.

1. Questions théoriques.

1. Matière et substance.
2. Mouvement de la matière.
3. Phénomène chimique comme forme chimique du mouvement de la matière. Définition d'une réaction chimique.
4. Principaux types de réactions chimiques.
   4.1. Réactions d'addition, de décomposition, de substitution et d'échange.
   4.2. Réactions exothermiques et endothermiques.
   4.3. Réactions réversibles et irréversibles.
   4.4. Réactions d'oxydo-réduction.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Support avec tubes d'essai ; bec à alcool ; cuillère à bruler ; spatules.

Solutions. HCl à 1N ; NaOH à 1N ; $CuSO_4$ à 1N ; $BaCl_2$ à 1N ; Na_2SO_4 à 1N .

Corps secs. Prouge ; Mg en ruban ; Zn en grenaille ; $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

3. Expériences.

Expérience 1. Réactions d'addition.

a) Oxydation du phosphore par l'oxygène.

On met un peu de phosphore rouge dans la cuillère à bruler. On le chauffe dans la flamme du bec. Le phosphore s'enflamme et brule avec formation d'une fumée blanche. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Oxydation du magnésium par l'oxygène.

On chauffe le ruban de magnésium dans la flamme du bec. Le magnésium s'enflamme et brule vivement avec diffusion de la lumière. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 2. Réaction de substitution.

Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc.

On verse 1-2 ml d'acide chlorhydrique dilué dans une éprouvette, puis on y met une grenaille de zinc. On observe un dégagement gazeux d'H_2 et la dissolution du zinc. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 3. Réactions d'échange.

a) Action de la soude sur le sulfate cuivrique.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'une solution de sulfate cuivrique. On y ajoute 1-2 ml d'une solution de soude (NaOH). On observe la formation d'un précipité bleu. Ecrire l'équation de la réaction chimique. On utilise le précipité formé dans l'expérience 4a.

b). Action du chlorure de barium sur le sulfate de sodium.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'une solution de sulfate de sodium et on y prélève 1-2 ml d'une solution de chlorure de barium. On observe la formation d'un précipité blanc. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 4. Réactions de décomposition.

a) Décomposition de l'hydroxyde cuivrique.

On chauffe de l'hydroxyde cuivrique, préparé dans l'expérience 3a, jusqu'à ébullition. On observe le changement de la teinte du précipité, le précipité devient noir. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Décomposition du bichromate d'ammonium.

On met quelques spatules de bichromate d'ammonium sur une toile métallique amiantée et on enflamme le bichromate d'ammonium avec des allumettes. On observe la décomposition très vive du corps avec diffusion de lumière, dégagement de vapeur d'eau et d'azote et formation d'un précipité vert dont la composition est Cr_2O_3. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

4. Contenu et forme du compte - rendu.

1. Titre du TP.

2. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations des réactions	Conclusions

T.P. N°4. PROPRIETES CHIMIQUES DES OXYDES, DES BASES, DES ACIDES ET DES SELS.

1. Questions théoriques.

1. Classification des corps purs minéraux. Corps simples : métaux et non-métaux. Corps composés.
2. Oxydes : composition, nomenclature, classification, propriétés, méthodes de préparation, utilisation.
3. Bases : composition, nomenclature, classification, propriétés, méthodes de préparation, utilisation.
4. Acides : composition, nomenclature, classification, propriétés, méthodes de préparation, utilisation.
5. Sels : composition, nomenclature, classification, propriétés, méthodes de préparation, utilisation.
6. Rapports mutuels entre les corps composés.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Support avec tubes d'essai ; appareil de Kipp pour la préparation du gaz carbonique ; bec à alcool ; spatules.

Solutions : HCl à 1N ; H_2SO_4 conc. ; NaOH à 1N ; $Ca(OH)_2$ saturée ; $CuSO_4$ à 1N ; $Al_2(SO_4)_3$ à 1N ; $Pb(NO_3)_2$ à 1N ; K_2CrO_4 à 1N ; phénolphtaléine ; helianthine jaune (méthylorange).

Corps secs : Fe en morceaux ; Zn en grenaille ; CaO ; CuO ; $CaCO_3$; NaCl.

Papier bleu de tournesol sensible.

3. Expériences.

Expérience 1. Propriétés chimiques de l'oxyde de calcium et de l'oxyde cuivrique.

a) Action sur l'eau.

On met dans deux éprouvettes une spatule des corps suivants :

- dans la première - de l'oxyde de calcium ;
- dans la seconde - de l'oxyde cuivrique.

On y ajoute 2-3 ml d'eau distillée. On agite le contenu de chaque éprouvette. Mentionner la solubilité des oxydes et l'effet calorifique dans chaque éprouvette. On laisse reposer les émulsions dans chaque éprouvette et on prélève dans les liquides transparents quelques gouttes d'indicateur coloré phénolphtaléine. Dans quelle éprouvette observe-t-on la coloration ? Ecrire les équations des réactions chimiques. A quel groupe d'oxydes appartiennent les oxydes étudiés ? On garde le contenu de l'éprouvette avec l'oxyde de calcium pour l'expérience 3a.

b) Action sur l'acide chlorhydrique.

On met dans deux éprouvettes une spatule des oxydes suivants :

- dans la première - de l'oxyde cuivrique ;
- dans la seconde - de l'oxyde de calcium.

On y ajoute 1 ml d'acide chlorhydrique dilué. On observe la dissolution des précipités et l'apparition de la teinte bleue dans l'éprouvette contenant l'oxyde cuivrique. Expliquer les phénomènes observés. Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 2. Préparation et propriétés chimiques du gaz carbonique.

On prépare du gaz carbonique dans l'appareil de Kipp à partir du marbre ($CaCO_3$) et de l'acide chlorhydrique. On fait passer le courant de gaz carbonique de l'appareil de Kipp dans une éprouvette renfermant 2-3 ml d'eau distillée avec 2-3 goutte de méthylorange. Qu'indique le changement de teinte de l'indicateur coloré ? A quel groupe d'oxydes appartient le gaz carbonique ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 3. Propriétés chimiques des alcalis.

a) Action sur l'acide.

On ajoute dans la solution d'hydroxyde de calcium préparée dans l'expérience 1a de l'acide chlorhydrique dilué jusqu'à disparition de la teinte de la phénolphtaléine. Expliquer le phénomène observé. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action sur l'oxyde acide.

On fait passer le courant de gaz carbonique dans la solution de chaux éteinte. Qu'observe-t-on ? On continue à faire passer le gaz carbonique dans la solution de chaux éteinte. Observer la disparition du précipité blanc formé au début du passage du gaz carbonique. Expliquer le phénomène observé et écrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 4. Préparation et propriétés chimiques des bases insolubles.

a) Préparation.

On ajoute dans une éprouvette 1 ml de solution de sulfate cuivrique et dans une seconde éprouvette 1 ml de solution de sulfate d'aluminium. On y ajoute goutte à goutte une solution diluée de soude (NaOH) jusqu'à formation des précipités. De quelle couleur sont-ils ? Ecrire les équations des réactions chimiques. On partage le contenu de chaque éprouvette en trois parties pour les expériences suivantes .

b) Action sur les acides.

On ajoute dans deux éprouvettes renfermant l'hydroxyde d'aluminium et l'hydroxyde cuivrique, préparés dans l'expérience précédente, goutte à goutte de l'acide chlorhydrique jusqu'à dissolution complète des précipités. De quelles couleurs sont des solutions obtenues ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

c) Action sur les alcalis.

On ajoute dans deux éprouvettes renfermant de l'hydroxyde d'aluminium et de l'hydroxyde cuivrique, un excès de la solution de soude.

Dans quelle éprouvette observe-t-on la dissolution du précipité. Expliquer le phénomène et écrire les équations des réactions chimiques. A quel type des bases appartient l'hydroxyde d'aluminium ?

d) Décomposition thérmique.

On chauffe les éprouvettes contenant l'hydroxyde d'aluminium et l'hydroxyde cuivrique dans la flamme du bec à alcool. Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 5. Action d'un acide sur un métal.

On met dans une éprouvette un morceau de fer et on y ajoute 1 ml d'acide chlorhydrique dilué. Qu'observe-t-on ? Quel gaz se dégage-t-il ? L'action des quels acides sur le fer donne le dégagement du même gaz ? Quel métaux en réagissant sur l'acide chlorhydrique peuvent donner ce gaz ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 6. Propriétés chimiques des sels.

a) Action sur un acide (travailler sous la hotte !).

On met dans une éprouvette une spatule de sel gemme (NaCl) et on y verse 1 ml d'acide sulfurique concentré. On chauffe le contenu de l'éprouvette dans la flamme du bec à alcool. Qu'observe-t-on ? On approche un morceau de papier bleu d'indicateur coloré, mouillé dans l'eau distillée, vers l'ouverture de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ? Quel gaz se dégage-t-il ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action sur un autre sel.

On verse dans une éprouvette 1 ml de solution diluée du nitrate de plomb et on y prélève 1 ml de solution de chromate de potassium. Quel sel se forme-t-il sous forme du précipité ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Action sur un métal.

Dans une éprouvette, renfermant 1 ml de solution de nitrate de plomb, on plonge une grenaille de zinc. Au bout de 5 minutes, on observe un changement à la surface du zinc. Ecrire l'équation de la réaction chimique. Quels métaux, en général, peuvent réagir sur les sels ?

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre de TP.

2. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations de réactions	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Conclusion

T.P. N° 5. RECHERCHE DE LA FORMULE CHIMIQUE D'UN SEL HYDRATE.

1. Questions théoriques.

1. Formules chimiques :
   a) formules brute (moléculaire) et développée ;
   b) formules empirique et veritable.
2. Composition des formules chimiques moléculaires d'après la valence des éléments chimiques.
3. Composition des formules développées des oxydes, des bases, des acides et des sels.
4. Déduction des formules empiriques et veritables par voie expérimentale.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Four à creuset ; four à moufle ; pinces à creusets ; creusets ; balance ; boîte de masses marquées ; dessicateur ; spatules.

Corps secs. Sels hydratés : $CuSO_4.5H_2O$; $Na_2CO_3.10H_2O$; $Na_2SO_4.10H_2O$.

3. Expérience.

3.1. Partie théorique.

On sait que pour déduire la formule veritable d'un composé, il est indispensable de connaître la composition centésimale de ce composé et sa masse moléculaire. En connaissant la composition centésimale, on peut déduire la formule empirique d'après la formule suivante :

soit, $(B_iC_jD_k)_l$ - la formule veritable et

$B_iC_jD_k$ - la formule empirique d'un composé.

Donc, la formule suivante est valable :

$$i : j : k = \frac{m_B}{AG_B} : \frac{m_C}{AG_C} : \frac{m_D}{AG_D} = \frac{\%B}{A_B} : \frac{\%C}{A_C} : \frac{\%D}{A_D}$$

où m_B ; m_C ; m_D - masses des éléments chimiques B, C et D.

AG_B; AG_C; AG_D - atomes-grammes des éléments chimiques B, C et D.

%B ; %C ; %D - pourcentages des éléments chimiques dans un composé (%B + %C + %D = 100%).

A_B; A_C; A_D - masses atomiques des éléments chimiques.

Pour déduire la formule veritable on se sert de la formule suivante :

$$l = \frac{MG_{(B_iC_jD_k)_l}}{MG_{B_iC_jD_k}}$$

où $MG_{B_iC_jD_k}$ - molécule-gramme de la formule empirique trouvée d'après la composition centésimale du composé.

$MG_{(B_iC_jD_k)_l}$ - molécule-gramme de la formule veritable trouvée par expérience.

Dans notre cas de recherche de la formule chimique (veritable) d'un sel hydraté on déduit sa formule chimique sans connaître la masse moléculaire du sel hydraté, parce que le nombre des molécules de sel dans le sel hydraté est toujours égal à 1, alors l'indice i = 1, donc la formule empirique coïncide avec celle veritable.

La formule générale d'un sel hydraté est la suivante :

$$1 \cdot Me_n A_m \cdot X H_2O$$

où X - nombre des molécules d'eau dans la molécule du sel hydraté.

Ainsi donc, le problème consiste à trouver „X" pour la déduction de la formule chimique d'un sel hydraté.

3.2. Marche de l'expérience.

Avant d'aborder l'expérience on fait rougir un creuset dans un four à creuset, ensuite on le refroidit dans un dessicateur.

1. On pèse d'abord le creuset vide avec la balance trébuchet.
2. On met dans le creuset pesé à peu près 2-3 g d'un sel hydraté et on le repèse à nouveau.

   Remarque : Chaque groupe de 2-3 étudiants recevra son propre travail, c'est-à-dire un des sels hydratés suivants : $CuSO_4 \cdot XH_2O$; $Na_2CO_3 \cdot XH_2O$; $Na_2SO_4 \cdot XH_2O$.

3. On chauffe le creuset avec du sel hydraté dans un four à moufle dans un intervalle de température allant de 250° à 300°C pendant 30 minutes.
4. Ensuite, on le refroidit dans le dessicateur.
5. On pèse le creuset avec le sel anhydre.
6. On chauffe le creuset avec le sel anhydre encore pendant 5 minutes. Si la masse du sel anhydre est constante, l'expérience est terminée, sinon, on répète le chauffage et la pesée du sel anhydre dans le creuset encore jusqu'à obtenu une masse constante.
7. On inscrit tout de suite dans le cahier de laboratoire les résultats du travail.

3.3. Résultats du travail.

1) Masse du creuset vide - m_1 = ... g
2) Masse du creuset avec le sel hydraté - m_2 = ... g
3) Masse du creuset avec le sel anhydre - m_3 = ... g - première pesée
   m_3' = ... g - deuxième pesée

3.4. Calculs de la formule chimique du sel hydraté.

1) Masse du sel anhydre - $m_4 = m_3 - m_1$ = ... g
2) Masse du sel hydraté - $m_5 = m_2 - m_1$ = ... g
3) Masse de l'eau - $m_6 = m_5 - m_4 = m_2 - m_1 - (m_3 - m_1) = m_2 - m_3$ = ... g
4) Nombre de molécules d'eau contenues dans une molécule du sel hydraté.

En modifiant la formule pour la détermination des indices dans la formule empirique , on a :

$$1 : X = \frac{m_{\text{sel anhydre}}}{MG_{\text{sel anhydre}}} : \frac{m_{H_2O}}{MG_{H_2O}} ,$$

$$1 : X = \frac{m_4}{MG_{\text{sel anhydre}}} : \frac{m_6}{MG_{H_2O}}$$

$$1 : X = \frac{m_3 - m_1}{MG_{\text{sel anhydre}}} : \frac{m_2 - m_3}{MG_{H_2O}}$$

$$X = \frac{MG_{\text{sel anhydre}} \cdot (m_2 - m_3)}{MG_{H_2O} \cdot (m_3 - m_1)}$$

5) Formule du sel hydraté est : $Mc_n A_m \cdot X H_2O$

6) Erreur (%) expérimentale est :

$$\Delta\% = \frac{/ X_{pr} - X_t /}{X_t} \cdot 100\% = \ldots . ,$$

où : X_{pr} - nombre des molécules d'eau dans le sel hydraté trouvé par expérience.

X_t - nombre théorique des molécules d'eau dans le sel hydraté.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.
2. Marche de l'expérience.
3. Dessin de la balance.
4. Résultats du travail.
5. Calculs de la formule chimique du sel hydraté.
6. Erreur ($\Delta\%$) expérimentale.
7. Conclusions.

TP. N6. DETERMINATION DE LA MASSE MOLECULAIRE DU GAZ CARBONIQUE.

1. Questions théoriques.

1. Masse atomique et moléculaire.
2. Atome-gramme. Molécule-gramme.
3. Méthodes de détermination de la masse atomique des éléments chimiques.
4. Méthodes de détermination de la masse moléculaire des composés (pour les corps gazeux ou volatils).
   a) D'après l'équation de Méndeléev-Clapeyron.
   b) D'après la densité de vapeur.
   c) D'après le volume molaire du gaz ou de la vapeur.
5. Lois des gaz. Equation de Méndeléev-Clapeyron.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Appareil de Kipp pour la préparation du gaz carbonique ; ballon à fond plat ; bouchon ; balance ; masses marquées ; éprouvette à pied graduée à 500 ml .

Solutions. HCl dilué.

Corps secs. Marbre.

3. Expérience.

3.1. Partie théorique.

Le but de l'expérience sur la détermination de la masse moléculaire du gaz carbonique consiste à déterminer la masse d'un volume quelconque du gaz carbonique dans les conditions réelles (T,P) .

Ensuite, connaissant la formule de Méndeléev-Clapeyron

$$PV = \frac{m}{MG} \cdot RT ,$$

et les conditions réelles (T,P) du gaz, on détermine la molécule-gramme du gaz carbonique

$$MG = \frac{m \cdot R \cdot T}{PV} , \quad (1)$$

où m - masse (en grammes) du volume V (en ml) du gaz carbonique

T - température absolue, K.

P - pression atmosphérique, mm de Hg

R - constante des gaz

$$R = 62400 \ \frac{\text{mm de Hg.ml}}{\text{degré.mole}}$$

3.2. Marche de l'expérience.

1) On pèse un ballon à fond plat rempli d'air et bouché avec un bouchon dont l'extrémité située à l'intérieur du ballon doit être marquée avec un crayon spécial (utilisé pour faire les inscriptions sur le verre).

2) On remplit le ballon par le gaz carbonique pour cela, on fait descendre le tube à dégagement de l'appareil de Kipp au fond du ballon, on ouvre le robinet de l'appareil de Kipp et on fait passer le gaz pendant 5 minutes. Pour réussir le remplissage complet de l'air par le gaz carbonique, il est nécessaire de régulariser la vitesse du passage du gaz dans les flacons-laveurs, de telle façon qu'il soit possible de compter les bulles d'air. Ensuite on retire lentement le tube à dégagement du ballon et on bouche tout de suite le ballon avec le bouchon jusqu'à graduation sur le verre.

3) On pèse le ballon avec le gaz carbonique.

4) Pour la vérification du résultat on fait passer le gaz carbonique à nouveau pendant 3 minutes et on répète le pesage. Si la masse du ballon avec le gaz carbonique est constante, alors on termine les opérations, si non, on continue cette opération jusqu'à obtenu une masse constante.

4) On détermine le volume du gaz carbonique, pour cela, on verse de l'eau dans le ballon jusqu'à la graduation, ensuite on mesure le volume d'eau à l'aide de l'éprouvette à pied graduée.

5) On regarde les indications du baromètre et du thermomètre se trouvant au laboratoire.

3.3. Résultats du travail.

1) Masse du ballon vide (avec de l'air) - m_1 = ... g

$m_1 = m_b + m_{air}$, où : m_b - masse du ballon sans air

m_{air} - masse de l'air.

2) Masse du ballon avec le gaz carbonique - m_2 = ... g - première pesée

m_2' = ... g - deuxième pesée

$m_2 = m_b + m_{CO_2}$; où : m_{CO_2} - masse du gaz carbonique.

3) Volume du ballon - V_b = ... ml

4) Pression atmosphérique - P = ... mm de Hg

5) Température du milieu ambiant - T = ... K.

$T = t°C + 273°$

3.4. Calculs de la masse moléculaire de CO_2.

1. On trouve d'abord la masse de l'air humide dans le ballon en supposant que l'humidité de l'air est de 100%. (En Algérie l'humidité de l'air est élevée)

$$m_{air} = m_{air\ sèche} + m_{H_2O}$$

D'après la formule de Méndeléev-Clapeyron, on a :

$$m = \frac{P.V.MG}{R.T}$$

$$m_{H_2O} = \frac{P_{H_2O} \cdot V_b \cdot MG_{H_2O}}{R.T} = ... \text{ g}$$

où P_{H_2O} - pression partielle de la vapeur saturée d'eau à la température du milieu ambiant (t)
(Guide de chimie générale, MH, 1979, p. 63)

$$m_{air\ sec} = \frac{P_{air} \cdot V_b \cdot MG_{air}}{R.T} = \dots\dots g$$

où P_{air} - pression partielle de l'air sec dans l'air humide ($P_{air} = P - P_{H_2O}$).

La masse de l'air humide dans le ballon est :

$$m_{air} = m_{air\ sèche} + m_{H_2O} = \dots\dots g$$

2. Masse du gaz carbonique dans le ballon :

$$m_{CO_2} = m_2 - m_b = m_2 - m_1 + m_{air} = \dots\dots g$$

3. Masse moléculaire (molécule-gramme) du gaz carbonique

$$MG_{CO_2} = \frac{m_{CO_2} \cdot R.T}{P \cdot V_b}\ ,\ g = \dots$$

4. Erreur (Δ) expérimentale est :

$$\Delta\ \% = \frac{/\ MG_{pr} - MG_t\ /}{MG_t} \cdot 100\ \% = \dots$$

MG_{pr} = molécule-gramme du gaz carbonique trouvée par expérience

MG_t = molécule-gramme du gaz carbonique calculée d'après sa formule.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.
2. Marche de l'expérience.
3. Dessin de l'appareil de Kipp.
4. Résultats du travail.
5. Calculs de la masse moléculaire (molécule-gramme) du gaz carbonique.
6. Erreur expérimentale (%).
7. Conclusions.

TP. N7. RECHERCHE DE L'EQUIVALENT D'UN METAL.

1. Questions théoriques.

1. Equivalent chimique. Définition.
2. Equivalent-gramme.
3. Loi des équivalents chimiques.
4. Détermination des équivalents-grammes des éléments chimiques dans les composés et ceux des corps composés.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Installation pour la mesure du volume de l'hydrogène libéré ; balance analytique ; masses marquées.

Solutions. HCl dilué.

Corps secs. Mg, Zn, Al en ruban ou en poudre.

3. Expérience.

3.1. Partie théorique.

Le travail pratique sur la recherche de l'équivalent d'un métal consiste à faire dissoudre un échantillon de métal dont de masse connue , dans de l'acide chlorhydrique dilué. En mesurant le volume d'hydrogène dégagé. On peut calculer d'abord sa masse, ensuite l'équivalent du métal d'après la loi des équivalents chimiques :

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2} = \frac{EG_1}{EG_2} ,$$

où : m_1 et m_2 - masses des corps réagissants ;
E_1 et E_2 - équivalents chimiques des corps réagissants ;
EG_1 et EG_2 - équivalents-grammes des corps réagissants.

Pour le calcul de l'équivalent chimique du métal par rapport à l'hydrogène, on a :

$$\frac{m_{H_2}}{m_{Me}} = \frac{E_{H_2}}{E_{Me}}$$

Pour cette expérience, on peut prendre les métaux suivants : Mg, Al, Zn etc...

On mesure le volume de l'hydrogène dégagé à l'aide de l'installation suivante (fig. 1).

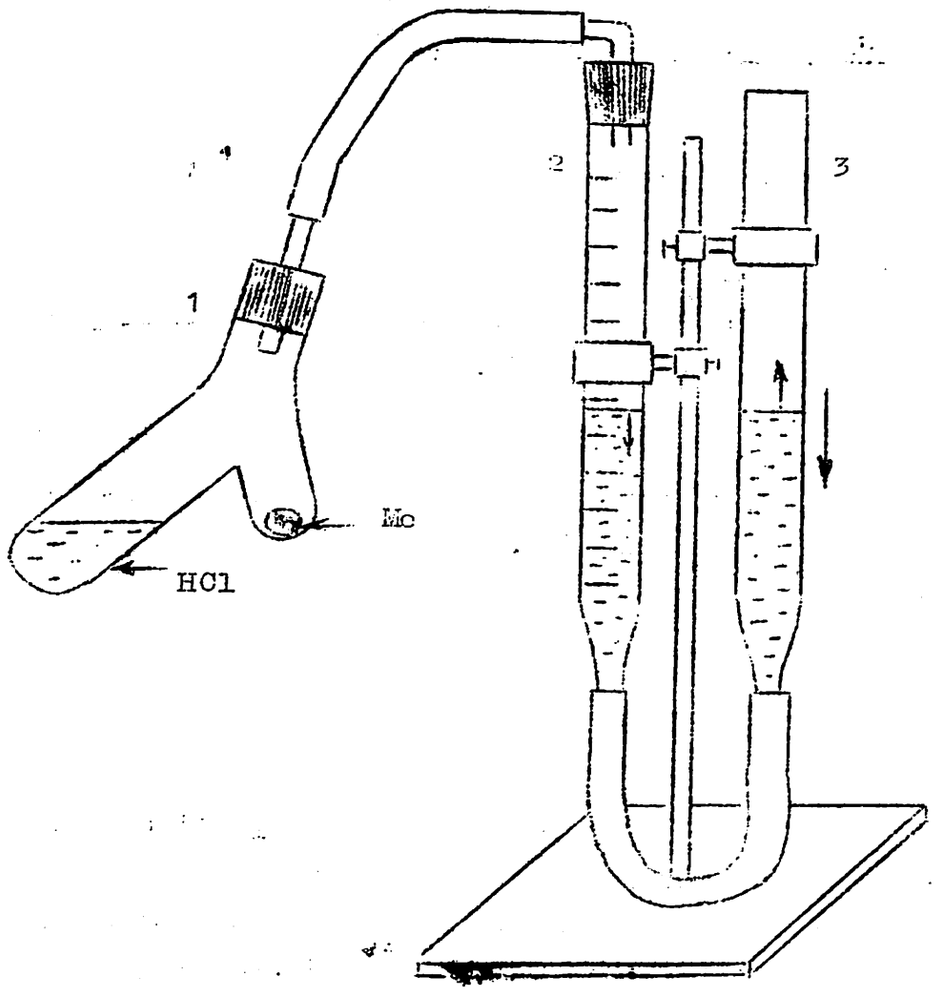


Fig. 1. Installation pour la mesure du molume .

1. Eprouvette spéciale.
2. Burette graduée.
3. Burette sans graduations.

3.2. Marche de l'expérience.

1) On pèse l'échantillon du métal (un des métaux suivant : Mg, Zn, Al ....) selon l'indication du professeur. La masse du métal doit être de 0,03 à 0,05 g.

2) On met l'échantillon du métal dans une partie de l'éprouvette 1 et on vers soigneusement 2-3 ml d'acide chlorhydrique dilué dans l'autre branche de l'éprouvette 1, pour que l'acide n'entre pas en contact avec le métal.

3) On ferme l'éprouvette 1 à l'aide du bouchon muni d'un tube relié aux burett 2 et 3.

4) Ensuite on vérifie l'herméticite de l'installation, pour cela on fait descendre la burette 3 et on mentionne le niveau du liquide dans la burette 2. S pendant quelques minutes le niveau du liquide reste le même, alors le système de l'installation est hermétique, on peut commencée l'expérience.

5) On installe la burette 3 de telle façon que le niveau du liquide dans les deux burettes soit le même.

6) On inscrit le niveau du liquide sur l'échelle de la burette 2.

7) On incline l'éprouvette 1 de telle manière que l'échantillon du métal tombe dans l'acide chlorhydrique. La réaction chimique :

$$Me + n\,HCl \longrightarrow Me\,Cl_n + n/2\,H_2$$

se produit avec un dégagement de l'hydrogène. Le niveau du liquide dans la burette 2 descend à cause de l'augmentation de la pression du gaz dégagé.

8) Pour avoir la pression atmosphérique du gaz dans l'éprouvette 1 et la burette 2, on descend la burette 3 jusqu'à obtenir le même niveau que le liquide dans les deux burettes.

9) On inscrit le niveau du liquide sur l'échelle de la burette 2. La différence des deux indications, égale au volume du liquide déplacé, nous donne le volume d'hydrogène dégagé.

L'expérience est terminée, on lave l'éprouvette 1 et on la rince avec de l'eau distillée.

10) On inscrit les indications du baromètre et du thermomètre se trouvant dans le laboratoire.

3.3. Résultats du travail.

1) Métal - ....
2) Masse du métal - m_{Me} = ... g
3) Volume d'hydrogène libéré - V_{H_2} = ... g
4) Température - T = 273° + t°C = ... K
5) Pression atmosphérique - P = ... mm de Hg.

3.4. Calculs de l'équivalent chimique du métal.

1) On trouve la valeur de la pression de vapeur saturée d'eau à la température de l'expérience (Guide de chimie générale, INH, 1979, p. 63).-

$$P_{H_2O} = \ldots\ \text{mm de Hg.}$$

2) La pression partielle d'hydrogène sera :

$$P_{H_2} = P - P_{H_2O} = \ldots\ \text{mm de Hg},$$

où P - pression atmosphérique.

3) D'après la formule de Méndeléev-Clapeyron on trouve la masse d'hydrogène libéré :

$$m_{H_2} = \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot MG_{H_2}}{R.T} = \ldots\ g$$

4) D'après la loi des équivalents chimiques on calcule l'équivalent du métal

$$E_{Me} = \frac{m_{Me} \cdot E_{H_2}}{m_{H_2}} = \ldots$$

où : $E_{H_2} = 1,008$.

5) On calcule l'équivalent du même métal théoriquement, d'après la formule

$$E_{Me} = \frac{A_{Me}}{V_{al}} = \ldots ,$$

où : A_{Me} - masse atomique du métal

V_{al} - valence du métal.

6) On compare la valeur de l'équivalent du métal, déterminée par l'expérience et celle théorique.

L'erreur expérimentale est :

$$\Delta \% = \frac{/ E_{pr} - E_t /}{E_t} \cdot 100 \% = \ldots \%$$

où : E_{pr} - équivalent chimique du métal trouvé par expérience

E_t - équivalent chimique du métal calculé théoriquement.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.
2. Dessin de l'installation pour la mesure du volume de l'hydrogène libéré.
3. Marche de l'expérience.
4. Résultats du travail.
5. Calculs de l'équivalent chimique du métal.
6. Erreur expérimentale ($\Delta \%$).
7. Conclusions.

TP. N8. REACTIONS D'OXYDO-REDUCTION.

1. Questions théoriques.

1. Notions sur le degré d'oxydation des éléments chimiques dans les composés.
2. Charge effective des atomes dans les molécules.
3. Notions sur les réactions d'oxydo-réduction.
4. Propriétés oxydantes et réductrices des corps simples et des composés.
5. Ordre de composition des équations des réactions d'oxydo-réduction. Bilan électronique.
6. Influence du milieu sur les réactions d'oxydo-réduction.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Support avec tubes d'essai ; bec à alcool ; spatules ; pinces.
Solutions. HCl conc. ; HCl à 1N ; H_2SO_4 à 1N ; HNO_3 à 1N ; KOH à 1N ; NaOH conc. ; $CuSO_4$ à 1N ; $FeSO_4$ à 1N (ou $(NH_4)_2 Fe (SO_4)_2$ à 1N) ; $CrCl_3$ à 1N (ou $Cr_2(SO_4)_3$ à 1N) ; $BaCl_2$ à 1N ; Na_2S à 1N ; KCNS à 1N ; KI à 1N ; Na_2SO_3 à 1N ; $NaNO_2$ à 1N ; $K_2Cr_2O_7$ à 1N ; $KMnO_4$ à 1N ; eau de chlore ; eau de brome ; eau d'iode ; H_2S en solution ; eau oxygénée à 3 %.

Corps secs. Al en grenaille ; Fe en morceaux ; PbO_2 ; Na_2SO_3 ; $KMnO_4$; $KClO_3$; bâtonnets en bois.

3. Expériences.

Expérience 1. Oxydation de l'aluminium par des ions d'hydrogène.

On met une grenaille d'aluminium dans une éprouvette et on y ajoute 1 ml d'acide chlorhydrique dilué. On observe le dégagement de l'hydrogène.

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Quel ion élémentaire joue le rôle d'oxydant ? Quels métaux dans le rang d'activité peuvent jouer le rôle de réducteur par rapport à l'ion d'hydrogène ?

Expérience 2. Oxydation du fer par des ions de cuivre (II).

On verse dans une éprouvette 2 ml de solution de $CuSO_4$ et on y met un clou en fer. Au bout de 2-3 minutes on observe la formation d'une couche rouge sur la surface du fer. Ecrire l'équation de la réaction de formation du cuivre métallique. Quel ion élémentaire joue le rôle d'oxydant ? Quels ions peuvent oxyder le cuivre métallique ?

Expérience 3. Oxydation du cation de fer (II) par le chlore.

On verse dans une éprouvette 1 ml de solution de sulfate ferreux et quelques gouttes de solution de KSCN. On y ajoute 1 ml d'eau de chlore. La teinte rouge de la solution obtenue atteste la présence des ions Fe^{+3} dans la solution. Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 4. Oxydation de l'anion I^- par le chlore.

On verse dans une éprouvette 1 ml de solution de KI. Puis on ajoute quelques gouttes d'eau de chlore. On observe le changement de la coloration de la solution. Ecrire l'équation de la réaction chimique, sachant que l'anion d'iode s'oxyde jusqu'à l'iode libre.

Expérience 5. Action de l'eau de brome sur le sulfite de sodium.

On verse dans une éprouvette 1 ml d'eau de brome et on y ajoute goutte à goutte de solution de Na_2SO_3 jusqu'à la décoloration de l'eau de brome conditionnée par le passage de Br_2 à l'anion Br^-.

Ecrire l'équation de la réaction chimique en tenant compte que l'eau participe dans cette réaction.

Expérience 6. Action de l'iode sur l'acide sulfhydrique.

On verse dans une éprouvette 1 ml de la solution d'iode et on y ajoute goutte à goutte une solution d'acide sulfhydrique jusqu'à décoloration de l'iode. On observe également la formation du précipité blanc-jaunâtre de soufre. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 7. Propriétés oxydantes du bichromate de potassium.

On verse dans deux éprouvettes 1 ml de solution de bichromate de potassium, on y ajoute 1 ml d'acide sulfurique dilué. Ensuite on ajoute dans la première éprouvette quelques ml de la solution de Na_2SO_3 et dans la seconde-quelques ml de la solution de $NaNO_2$ jusqu'à changement de la teinte de la solution à la suite de la réduction de $Cr_2O_7^{-2}$ en Cr^{+3}.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 8. Influence du milieu sur les propriétés oxydantes du permanganate de potassium.

On verse dans trois éprouvettes 1 ml de solution de permanganate de potassium, on ajoute dans la première éprouvette - 1 ml d'acide sulfurique dilué, dans la seconde - 1 ml de potasse (KOH). Ensuite, on ajoute dans les trois éprouvettes quelques ml d'une solution du sulfite de sodium jusqu'à disparition de la teinte initiale du permanganate de potassium. On observe :

dans la première éprouvette - la décoloration de la solution initiale (réduction de MnO_4^- en Mn^{+2}) ;

dans la deuxième éprouvette - l'apparition de la teinte verte de la solution (réduction de MnO_4^- en MnO_4^{-2}) ;

dans la troisième éprouvette - l'apparition du précipité marron (réduction de MnO_4^- en MnO_2).

On refait la même expérience en utilisant comme réducteurs $NaNO_2$ et Na_2S.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 9. Propriétés oxydantes de l'eau oxygénée.

a) Oxydation de l'hydroxyde ferreux.

On verse dans une éprouvette 1 ml de solution de Fe^{+2} ($FeSO_4$ ou $(NH_4)_2 Fe(SO_4)_2$ - sel de Mohr), on y ajoute 1 ml de solution de soude. Mentionner la teinte du précipité obtenu. On ajoute 1 ml d'eau oxygénée. Expliquer le changement de la teinte du précipité. Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Oxydation de Cr^{+3}.

On verse quelques gouttes d'un sel de Cr^{+3} ($CrCl_3$ ou $Cr_2(SO_4)_3$) dans une éprouvette et on y ajoute goutte à goutte de la soude concentrée jusqu'à dissolution du précipité $Cr(OH)_3$ formé au début. Mentionner la teinte de la solution de chromite de sodium obtenu.

On ajoute dans la solution obtenue 1-2 ml d'eau oxygénée. On chauffe légèrement l'éprouvette dans la flamme du bec à alcool. La couleur de la solution vire au jaune à cause de la formation des anions CrO_4^{-2}.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 10. Propriétés réductrices de l'eau oxygénée.
Action sur bioxyde de plomb.

On verse dans une éprouvette 1 ml d'eau oxygénée et 1 ml d'acide nitrique dilué. On y met quelques cristaux de bioxyde de plomb. On observe une réaction très intense avec dégagement d'oxygène et dissolution du bioxyde de plomb. Pour prouver la formation de Pb^{+2}, on ajoute dans la solution obtenue quelques gouttes d'une solution de KI. La formation du précipité jaune de $Pb I_2$ indique la présence des cations Pb^{+2} dans la solution. Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 11. Réactions de dismutation.
Décomposition thermique du sulfite de sodium.

On met quelques cristaux de sulfite de sodium dans une éprouvette qu'on chauffe dans la flamme du bec à alcool pendant 5-6 minutes. Après avoir refroidi le contenu de l'éprouvette, on y verse 2-3 ml d'eau distillée. On partage la solution obtenue en deux parties. On ajoute dans la première éprouvette quelques gouttes de solution de $CuSO_4$ qui en présence des anions S^{-2} donne un précipité noir de CuS. Dans la seconde éprouvette on ajoute quelques gouttes d'une solution de $BaCl_2$ pour déceler les anions SO_4^{-2}. Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 12. Oxydo-réduction intramoléculaire.

On met une spatule du permanganate de potassium ($KMnO_4$) dans une éprouvette sèche et on la chauffe dans la flamme du bec à alcool. On vérifie le dégagement de l'oxygène avec un bâtonnet en bois emflammé.

Ecrire l'équation de décomposition du permanganate de potassium sachant que outre l'oxygène, le bioxyde de manganèse et le manganate de potassium se forment.

Expérience 13. Oxydo-réduction avec participation des atomes du même élément chimique avec des degrés d'oxydation différents.

On met dans une éprouvette une spatule de chlorate de potassium ($KClO_3$) et on y ajoute 1 ml d'acide chlorhydrique concentré. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.

2. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations des réactions. Bilans électroniques	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Conclusions

TP N9. ETUDE DE L'EFFET CALORIFIQUE D'UNE REACTION CHIMIQUE.

1. Questions théoriques.

1. Nature physique des effets calorifiques des processus chimiques.
2. Réactions exothermiques et endothermiques.
3. Enthalpie des processus chimiques. Energie interne.
4. Enthalpie de formation des composés.
5. Enthalpie standardisée de formation des composés.
6. Calculs thermochimiques des réactions chimiques.
7. Loi de Hess.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Calorimètre (fig. 1) ; éprouvettes graduées ; thermomètres.

Solutions. HCl à 1N ; HNO_3 à 1N ; H_2SO_4 à 1N ; NaOH à 1N ; KOH à 1N.

3.Expérience. Chaleur de neutralisation.

3.1. Partie théorique.

Lorsqu'il est possible de réaliser la réaction étudiée dans un calorimètre, on peut faire une mesure directe de la quantité de chaleur. Si la réaction s'effectue à pression constante, la mesure donne la chaleur à pression constante, à savoir : l'enthalpie de réaction ($\Delta H_{réact.}$).

Le calorimètre est un appareil pour la mesure de la quantité de chaleur dégagée ou absorbée à la suite d'une réaction quelconque. Le calorimètre le plus simple se compose de deux verres mis l'un dans l'autre. On met entre les parois des deux verres l'isolant thermique. Le verre intérieur dit calorimétrique est muni d'un thermomètre, d'un agitateur et d'un entonnoir pour y verser les solutions des corps réagissants (voir fig. 1).

3.2. Partie expérimentale.

Pour déterminer la chaleur de neutralisation, on verse dans le verre calorimètrique 25 ml de solution d'un acide (soit HCl, soit HNO_3, soit H_2SO_4) à 1N. On agite la solution avec l'agitateur pendant 2-3 minutes et on mesure la température de cette solution. On prend avec l'éprouvette graduée 25 ml de solution d'un alcali (soit NaOH, soit KOH) à 1N à la même température que la température de la solution d'acide. On verse la solution de l'alcali dans le calorimètre. On agite le contenu du verre calorimètrique et on détermine la température maximale.

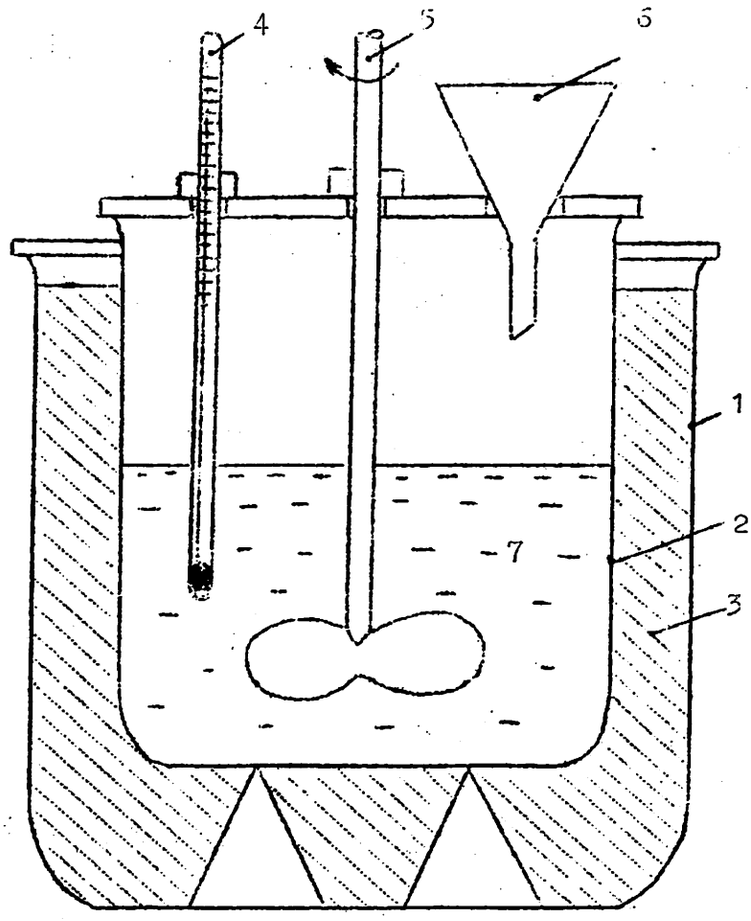


Fig. 1. Calorimètre simple.

1 - verre extérieur.
2 - verre calorimètrique.
3 - isolant thermique.
4 - thermomètre.
5 - agitateur.
6 - entonnoir.
7 - solution des corps réagissants.

3.3. Résultats de l'expérience.

1. Masse du verre calorimètrique - m_V = ... g
2. Acide - ...
3. Alcali --- ...
4. Volume de l'acide - V_{acide} = ... ml
5. Volume de l'alcali - V_{alcali} = ... ml
6. Concentration (normalité) de l'acide - N_{acide} = ...
7. Concentration (normalité) de l'alcali - N_{alcali} = ...
8. Température initiale des solutions - t_1 = ... °C
9. Température maximale des solutions, après les avoir mélangées - t_2 = ... °C.

3.4. Calculs de l'effet calorifique de la réaction de neutralisation.

1. On trouve d'abord dans les guides de chimie :
   a) la chaleur spécifique du verre.
   Elle est égale à 0,2 cal/g.degré ;
   b) la chaleur spécifique des solutions diluées d'acide et d'alcali. On suppose que la capacité calorifique des solutions diluées est égale à la capacité calorifique de l'eau.
   Donc, la chaleur spécifique des solutions diluées d'acide et d'alcali est égale à 1 cal/g.degré.

2. On calcule la différence des températures

$$\Delta t = t_2 - t_1 = \ldots \ ^\circ C$$

3. On calcule la quantité de chaleur absorbée par le verre

$$q_1 = m_V \cdot 0,2 \text{ cal/g.degré} \cdot \Delta t = \ldots \text{ cal.}$$

4. On calcule la quantité de chaleur absorbée par la solution.

$$q_2 = m_{sol} \cdot 1 \text{ cal/g.degré} \cdot \Delta t = \ldots \text{ cal.}$$

où m_{sol} - masse de solution, en g.

On suppose que la masse volumique des solutions diluées est égale à la masse volumique de l'eau

$$\rho_{H_2O} = 1 \text{ g/ml.}$$

Ainsi donc,

$$m_{sol} = (V_{acide} + V_{alcali}) \cdot \rho_{H_2O} = \ldots \text{ g}$$

5. On calcule la chaleur dégagée à la suite de la réaction. Cette dernière est égale à la somme des chaleurs absorbées par la solution et par le verre

$$q = q_1 + q_2 = \ldots \text{ cal.}$$

6. On calcule le nombre d'équivalent-grammes de l'acide et de l'alcali entrant dans la réaction.

$$n_{EG} = N_{acide} \cdot V_{acide} / 1000 = \ldots$$

$$n_{EG} = N_{alcali} \cdot V_{alcali} / 1000 = \ldots$$

7. On calcule la chaleur calorifique de la réaction de neutralisation pour 1 équivalent-gramme des corps réagissants.

$$Q_p = q/n_{EG} = - \Delta H_{neutr.}, \text{ Kcal/EG.}$$

8. On calcule l'erreur expérimentale

$$\Delta \% = \frac{/ \Delta H_t - \Delta H_{exp.} /}{\Delta H_t} \cdot 100 \ \%$$

où $\Delta H_{exp.}$ - chaleur calorifique de la réaction de neutralisation déterminée par l'expérience

ΔH_t - chaleur calorifique théorique de la réaction de neutralisation.

$\Delta H_t = - 13,71$ Kcal/EG.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.

2. Marche de l'expérience.

3. Dessin du calorimètre.

4. Résultats de l'expérience.

5. Calculs de l'effet calorifique de la réaction de neutralisation.

6. Calcul de l'erreur expérimentale.

7. Conclusions.

TP. N 10. ETUDE DE LA VITESSE D'UNE REACTION CHIMIQUE.

1. Questions théoriques.

1. Notions sur les réactions homogènes et hétérogènes.
2. Energie d'activation. Particules actives.
3. Mécanisme de l'interaction moléculaire.
4. Vitesse de réaction homogène. Facteurs influants sur la vitesse de réaction homogène.
5. Vitesse de réaction fonction de la concentration des corps réagissants. Loi d'action de masses.
6. Constante de vitesse d'une réaction.
7. Vitesse de réaction fonction de la température. Règle de Vant-Hoff.
8. Vitesse d'une réaction hétérogène.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Support avec tubes d'essai ; thermostats (bain-maries à 40, 60 et 80°C) ; chronomètre ; éprouvettes graduées à 5 ou à 10 ml ; mortier et pilon ; bâtonnets de verre ; spatules.

Solutions. $Na_2S_2O_3$ à 1N ; H_2SO_4 à 1N .

Corps secs. $Pb(NO_3)_2$ ou $Pb(CH_3COO)_2$; KI.

3. Expériences.

Expérience 1. Influence de la concentration sur la vitesse d'une réaction homogène.

On étudiera l'influence de la concentration des corps réagissants sur la vitesse de la réaction suivante :

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{\text{rapide}} H_2S_2O_3 + Na_2SO_4$$

$$H_2S_2O_3 \xrightarrow{\text{lente}} H_2O + SO_2 + S\downarrow$$

Le moment où la solution devient trouble à cause de formation du soufre très fin, indique le temps de déroulement de la réaction.

Pour exécuter l'expérience, on prend 5 éprouvettes et on verse :

dans la première - 5 ml de solution du thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ à 1N ;

dans la deuxième - 4 ml de solution de $Na_2S_2O_3$ à 1N et
1 ml d'eau distillée ;

dans la troisième - 3 ml de solution de $Na_2S_2O_3$ à 1N et
2 ml d'eau distillée ;

dans la quatrième - 2 ml de solution de $Na_2S_2O_3$ à 1N et
3 ml d'eau distillée ;

et enfin,

dans la cinquième - 1 ml de solution de $Na_2S_2O_3$ à 1N et
4 ml d'eau distillée.

On prépare encore 5 éprouvettes avec 5 ml d'acide sulfurique à 1N.

On mesure les volumes des solutions avec les éprouvettes graduées.

Ensuite, on mélange les solutions préparées de thiosulfate de sodium et les solutions d'acide sulfurique. L'instant précis, où le mélange est réalisé, est pris comme origine des temps, on agite le contenu de chaque éprouvette. On compte le temps écoulé à partir de l'instant où les solutions sont mélangées et celui où la solution obtenue devient trouble.

On dresse les résultats de l'expérience dans le tableau 1.

On calcule les concentrations de thiosulfate de sodium dans chaque éprouvette d'après la formule suivante :

$$[Na_2S_2O_3] = \frac{a}{a + b + d} \cdot C$$

où a - nombre de ml de $Na_2S_2O_3$,

b - nombre de ml d'eau distillée,

d - nombre de ml d'acide sulfurique,

C - concentration initiale de $Na_2S_2O_3$.

Enfin, on calcule la vitesse de la réaction dans chaque éprouvette d'après la formule suivante :

$$V = \frac{1}{\tau} , \quad sec^{-1}$$

où τ - temps, en secondes.

On dresse les résultats dans le tableau 1 et on trace le graphe donnant la vitesse de la réaction en fonction de la concentration de $Na_2S_2O_3$. Ce sera une ligne droite passant par „0".

Tableau 1.

N de l'éprouvette	Résultats de l'expérience				Résultats du calcul	
	Volume, en ml			Temps, τ, sec	Concentration de $Na_2S_2O_3$	Vitesse de réaction $V = \frac{1}{\tau}$, sec^{-1}
	$Na_2S_2O_3$ a	H_2O b	H_2SO_4 d			
1	5	-	5			
2	4	1	5			
3	3	2	5			
4	2	3	5			
5	1	4	5			

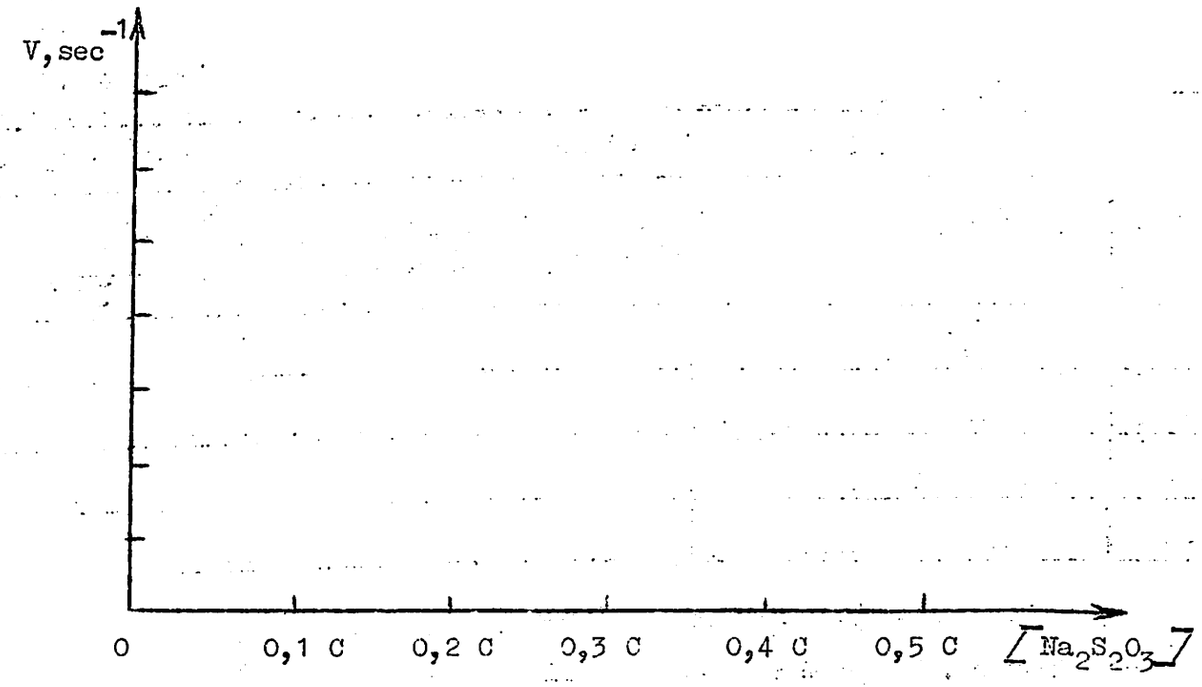


Fig. 1. Graphique de la dépendance entre V et $\lceil Na_2S_2O_3 \rceil$.

Expérience 2. Influence de la température sur la vitesse d'une réaction homogène.

On étudie l'influence de la température sur la vitesse de la même réaction.

Pour exécuter l'expérience, on verse dans 4 éprouvettes 5 ml de solution de thiosulfate de sodium. On prépare encore 4 éprouvettes avec 5 ml d'acide sulfurique à 1N.

On mélange la solution de thiosulfate dans une éprouvette avec la solution d'acide sulfurique à température ordinaire($\sim$ 20°C), cet instant est pris comme origine des temps. On agite le contenu de l'éprouvette. On compte le temps écoulé à partir de l'instant où les solutions sont mélangées et celui où la solution obtenue devient trouble.

On met une deuxième paire d'éprouvettes dans le thermostat à 40°C. On les y garde pendant 3-5 minutes, pour que la température des solutions dans les éprouvettes devienne égale à la température dans le thermostat.

Le thermostat le plus simple est un bain-marie avec thermorégulateur.

Ensuite, on mélange les solutions chauffées, on fixe immédiatement l'origine des temps, on agite le contenu de l'éprouvette, et on la met encore dans le thermostat. On fait les mêmes observations.

On refait les mêmes expériences avec une troisième et une quatrième paires d'éprouvettes à la température 60°C et 80°C.

On calcule la vitesse de réaction pour les 4 températures d'après la même formule :

$$V = \frac{1}{\tau}, \text{ sec}^{-1}$$

On dresse les résultats de l'expérience et du calcul dans le tableau 2.

Tableau 2.

N de l'éprouvette	Résultats de l'expérience		Résultat du calcul
	Température, °C	Temps de déroulement de la réaction, τ, sec.	Vitesse de réaction $V = \frac{1}{\tau}$, sec^{-1}
1	(~20)		
2	40		
3	60		
4	80		

On représente le graphe donnant la vitesse de la réaction en fonction de la température. Le graphique est une ligne courbe (hyperbole) ne passant pas par „0".

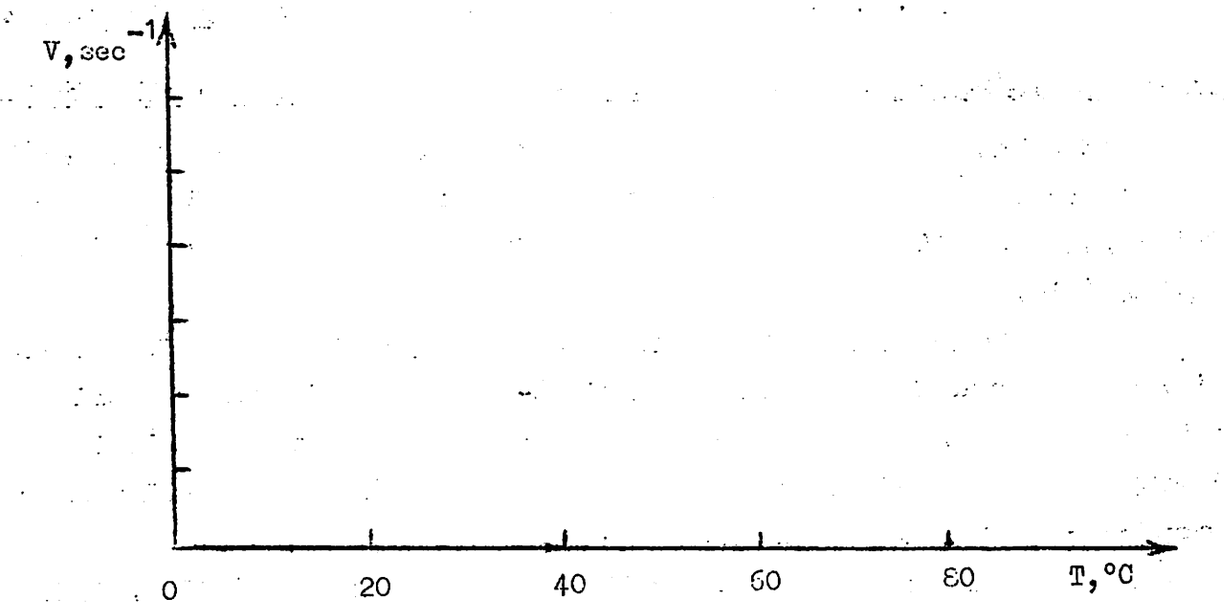


Fig. 2. Graphique de la dépendance entre V et T.

Expérience 3. Influence de la superficie de contact des corps réagissants sur la vitesse d'une réaction hétérogène.

On met quelques cristaux de KI et d'un sel de Pb^{+2} ($Pb(NO_3)_2$ ou $Pb(CH_3COO)_2$) dans un mortier en porcelaine. On les mélange d'abord à l'aide d'un bâtonnet. Y a-t-il changement de teinte ?

Le mélange obtenu est trituré soigneusement avec un pilon. Qu'observe-t-on? Ecrire l'équation de la réaction. Faire la conclusion concernant l'influence de la surface de deux phases sur la vitesse d'une réaction hétérogène.

Ensuite, on ajoute dans le mortier quelques gouttes d'eau. Qu'observe-t-on? Expliquer l'augmentation de la vitesse de la réaction en question.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.

2. Pour les expériences 1 et 2, on présente :

   - la marche de l'expérience ,
   - les résultats du travail et calculs sous forme des tableaux 1 et 2,
   - les graphiques (fig. 1 et fig. 2),
   - les conclusions.

3. Pour l'expérience 3, on présente :

   - la marche de l'expérience,
   - l'équation de la réaction chimique,
   - les observations et leurs explications,
   - la conclusion.

TP. N 11. ETUDE DE L'EQUILIBRE CHIMIQUE ET DE LA CATALYSE DES REACTIONS CHIMIQUES.

1. Questions théoriques.

1. Réactions réversibles.
2. Equilibre chimique dans les systèmes homogènes.
3. Constante d'équilibre chimique.
4. Déplacement de l'équilibre chimique. Principe de Le Chatelier.
5. Equilibre chimique dans les systèmes hétérogènes.
6. Catalyse homogène et hétérogène. Mécanisme du catalyse homogène et hétérogène.

2.Equipement et réactifs.

Equipement. Support avec tubes d'essai ; béchers ; éprouvettes graduées ; spatules.

Solutions. H_2SO_4 à 1N ; NaOH à 1N ; $KMnO_4$ à 0,1N ; KCNS à 0,005N ; KCNS conc. ; $FeCl_3$ à 0,005 N ; $FeCl_3$ conc. ; $CuSO_4$ à 1N ; $Na_2S_2O_3$ à 1N ; $K_2Cr_2O_7$ à 1N.

Corps secs. Zn en grenaille ; KCl ; KNO_3.

3. Expériences.

Expérience 1. Influence du catalyseur sur la vitesse d'une réaction chimique (catalyse homogène).

a) On prépare d'abord dans un bécher la solution renfermant 1 ml de solution du $KMnO_4$ à 0,1N et 30 ml d'acide sulfurique à 1N.

On verse dans deux éprouvettes 3-5 ml de cette solution et on ajoute dans une éprouvette quelques cristaux de nitrate de potassium, qu'on fera dissoudre.

Ensuite, on met dans chaque éprouvette 2-3 grains de zinc.

Le zinc libère l'hydrogène atomique de l'acide sulfurique. Ce dernier réduit le permanganate de potassium en milieu acide jusqu'à Mn^{+2}.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 10H \xrightarrow{\text{lente}} 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O.$$

Comme conséquence de cette réaction la solution devient incolore.

Comparer la vitesse de décoloration des solutions dans les deux éprouvettes.

La réaction en présence de nitrate de potassium doit être plus rapide.

Le mécanisme de l'influence du catalyseur dans la réaction en question est le suivant :

Le nitrate de potassium est réduit jusqu'au nitrite de potassium :

$$KNO_3 + 2H \xrightarrow{\text{assez-rapide}} KNO_2 + H_2O.$$

Le nitrite de potassium joue le rôle de corps intermédiaire en réduisant le permanganate de potassium :

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + 3H_2SO_4 \xrightarrow{\text{rapide}} 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5KNO_3 + 3H_2O.$$

Les deux réactions sont plus rapides que la réduction du permanganate de potassium avec l'hydrogène atomique.

b) On prépare d'abord dans un bécher la solution renfermant 20 ml de solution diluée de KSCN et 1 ml de solution diluée de $FeCl_3$.

On verse dans les deux éprouvettes 3-4 ml de cette solution et on ajoute dans l'une des éprouvettes 2-3 gouttes de solutions d'un sel de Cu^{+2} ($Cu(NO_3)_2$; $CuSO_4$).

Ensuite, on ajoute dans chaque éprouvette 3 ml de solution du $Na_2S_2O_3$. La réaction chimique suivante se produit :

$$\underset{\text{rouge}}{2Fe(SCN)_3} + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow \underset{\text{incolore}}{2Fe(SCN)_2} + Na_2S_4O_6 + 2NaCNS$$

Comparer la vitesse de décoloration des solutions dans les deux éprouvettes.

Essayer de donner le macanisme de l'influence du catalyseur (Cu^{+2}) sur la vitesse de réaction en question.

Expérience 2. Influence de la concentration des corps sur l'équilibre chimique.

On étudie le déplacement de l'équilibre chimique de la réaction suivante :

$$FeCl_3 + 3KSCN \rightleftharpoons \underset{\text{rouge}}{Fe(SCN)_3} + 3KCl$$

Pour cela on verse dans un bécher 10 ml de solution de $FeCl_3$ à 0,005N et 10 ml de solution de KSCN à 0,005 N . On partage la solution rouge dans quatre éprouvettes.

En réservant une des éprouvettes pour la comparaison, on ajoute :

dans la première - quelques gouttes de solution concentrée de $FeCl_3$;

dans la deuxième - quelques gouttes de solution concentrée de KSCN ;

dans la troisième - une spatule de sel sec KCl.

On observe le changement de la teinte des solutions dans les trois éprouvettes.

Expliquer ces observations en se basant sur l'expression mathématique de la constante d'équilibre et sur le principe de Le Chatelier.

Expérience 3. Réversibilité du déplacement de l'équilibre chimique.

Il existe un équilibre dans les solutions contenant Cr^{+6} :

$$\underset{\text{jaune}}{2CrO_4^{-2}} + 2H^+ \rightleftharpoons \underset{\text{orange}}{Cr_2O_7^{-2}} + H_2O$$

Le changement de concentration des ions d'hydrogène déplace cet équilibre.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml de solution de $K_2Cr_2O_7$ à 1N. On y ajoute goutte à goutte une solution de NaOH jusqu'au changement de la teinte.

Lorsque la solution devient jaune, on ajoute goutte à goutte de l'acide sulfurique dilué et on observe l'apparition de la teinte orange initiale. Ecrire les équations chimiques de ces transformations.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.

2. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Obser-vations	Equations des réactions	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Conclusions

TP. N 12. PREPARATION DES SOLUTIONS.

1. Questions théoriques.

1. Notions sur les solutions. Définition d'une solution vraie. Solvant. Soluté.
2. Changement de l'enthalpie et l'entropie au cours de la dissolution.
3. Théorie des solutions. Nature double des solutions.
4. Mode d'expression de la composition d'une solution. Solubilité.
   a) Concentration en %.
   b) Concentration molaire (molarité).
   c) Concentration normale (normalité).
   d) Concentration molale (molalité).
   e) Fraction molaire.
   f) Titre.
5. Solubilité des gaz dans les liquides. Loi de Henry.
6. Solubilité des liquides dans les liquides.
7. Pression de vapeur d'un liquide. Lois de Raoult.
8. Températures d'ébullition et de cristallisation des solutions diluées.
9. Pression osmotique. Loi de Vant-Hoff.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Balance ; masses marquées ; béchers ; éprouvettes graduées à 10 ml, à 25 ml, à 250 ml ; aréomètres ; fioles jaugées à 50, 100, 200 et 250 ml ; bâtonnets en verre.

Solutions. HCl conc. ; HNO_3 conc. ; H_2SO_4 conc.

Corps secs. NaCl ; $K_2Cr_2O_7$; $CuSO_4 . 5H_2O$.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation de la solution d'un sel à concentration en % déterminée.

Devoir : Il faut préparer X g de la solution du corps Y à Z %.

Chaque étudiant reçoit un devoir personnel. Les devoirs différents sont cités dans le tableau 1.

Tableau 1.

N	Devoir			Calculs			ρ, g/ml
	X, g	Y	Z, %	Quantité, en g du soluté	Quantité, en g du solvant	Concentration normale, N, EG/l	
0	300	NaCl	2	6	294	0,346	1,0125
1	50	NaCl	3,5				
2	100	NaCl	4,5				
3	150	NaCl	3				
4	200	NaCl	2,5				
5	250	NaCl	2				
6	75	$K_2Cr_2O_7$	2,5				
7	100	$K_2Cr_2O_7$	0,75				
8	125	$K_2Cr_2O_7$	2				
9	150	$K_2Cr_2O_7$	1,5				
10	175	$K_2Cr_2O_7$	0,5				
11	50	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	5				
12	75	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	4				
13	100	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	4,5				
14	125	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	3				
15	150	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	2,5				

On calcule d'abord la quantité du sel solide nécessaire pour la préparation d'une masse déterminée de solution à concentration en % donnée, en utilisant la formule suivante :

$$m_{soluté} = \frac{\%C \cdot m_{solution}}{100\ \%} = \dots\ g$$

La quantité d'eau nécessaire pour la préparation de la solution est la suivante :

$$m_{H_2O} = m_{solution} - m_{soluté} = \dots\ g$$

On pèse la quantité calculée du sel, on l'introduit dans bécher et on y ajoute la quantité d'eau necessaire. (On mesure cette quantite d'eau avec une eprouvette graduée en supposant que la masse volumique de l'eau est égale à 1 g/l).

On dissout le sel dans l'eau en le mélangeant avec un bâtonnet en verre.

Ensuite, on mesure la masse volumique de la solution préparée avec un aréomètre. On compare le résultat obtenu avec la masse volumique théorique de la même solution trouvée dans le guide de chimie.

Enfin, on calcule la concentration normale (normalité) de la solution préparée en appliquant la formule suivante :

$$\frac{C\,\% \cdot \rho}{100\,\%} = \frac{N_{solution} \cdot EG_{soluté}}{1000},$$

$$\text{d'où : } N_{solution} = \frac{10 \cdot C\% \cdot \rho}{EG_{soluté}}$$

On remet la solution préparée à l'ingénieur-laborantin.

Expérience 2. Préparation d'une solution acide à concentration normale déterminée à partir de la solution concentrée.

Devoir : Il faut préparer X ml de la solution de l'acide Y à Z N à partir de l'acide concentré.

Chaque étudiant reçoit un devoir personnel. Les devoirs différents sont cités dans le tableau 2. Les acides concentrés peuvent être : HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4.

Tableau 2.

N	Devoir			Acide concentré		Préparation de la solution	
	X, ml	Y	Z, normalité	ρ, g/ml	Concentration, C%	Volume nécessaire de l'acide concentré, V, en ml	On ajoute de l'eau jusqu'au volume X, en ml
0	50	HCl	2,0	1,183	36	8,57	50
1	100	HCl	0,75				
2	100	HCl	0,6				
3	200	HCl	0,5				
4	250	HCl	0,35				
5	50	HNO_3	2,25				
6	50	HNO_3	1,75				
7	100	HNO_3	0,75				
8	100	HNO_3	0,6				
9	200	HNO_3	0,5				
10	250	HNO_3	0,35				
11	50	H_2SO_4	4,0				
12	50	H_2SO_4	5,0				
13	100	H_2SO_4	2,5				
14	100	H_2SO_4	3,0				
15	200	H_2SO_4	1,5				

On mesure d'abord, la masse volumique (ρ) de l'acide concentré. Dans le guide de chimie (tableau : masses volumiques des solutions aqueuses des acides et des bases) on trouve la concentration en % de cet acide.

Ensuite, on calcule la quantité nécessaire d'acide concentré (exprimée en ml) pour la préparation de X ml de solution de cet acide à Z N, d'après la formule suivante :

$$\frac{C\% \cdot V_{solution} \cdot \rho}{100\ \%} = \frac{N_{solution} \cdot EG_{soluté} \cdot V'_{solution}}{1000},$$

où : $V_{solution}$ - volume nécessaire d'acide concentré

$V'_{solution}$ - volume de la solution diluée d'acide, d'après le devoirs $V' = X$ ml

d'où :
$$V = \frac{N_{solution} \cdot EG_{soluté} \cdot V'_{solution}}{10 \cdot C\% \cdot \rho} = \ldots \text{ ml}$$

Puis, on mesure le volume calculé de l'acide concentré avec une éprouvette graduée ou bien avec une pipette jaugée. On le verse dans une fiole jaugée dont le volume est égal à X ml et on y ajoute de l'eau jusqu'à la graduation qui correspond au volume nécessaire.

On remet la solution préparée à l'ingénieur-laborantin.

4. Contenu et forme du compte - rendu.

1. Titre du TP.
2. On présente pour chaque expérience :
   - le devoir, les données du guide sous forme des tableaux 1 et 2,
   - la marche de l'expérience,
   - les calculs nécessaires,
   - les conclusions.

TP. N 13. PREPARATION DES SOLUTIONS TITREES.

1. Questions théoriques.

1. Mode d'expression de la composition d'une solution.
   Solubilité.
   a) Concentration en %.
   b) Concentration molaire (molarité).
   c) Concentration normale (normalité).
   d) Concentration molale (molalité).
   e) Fraction molaire.
   f) Titre.
2. Préparation des solutions.
3. Titrage. Application du titrage pour la préparation des solutions de concentration exacte.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Fiole jaugée à 100 ml ; éprouvette graduée à 10 ml ; pipette jaugée à 20 ml (ou à 25 ml) ; 3 fioles coniques à 250 ml ; burette avec NaOH à concentration exacte (0,1N).

Solutions. HCl à 36% ; NaOH à la concentration exacte (0,1N) ; méthylorange ; phénolphtaléine ; tournesol sensible.

3. Expérience. Préparation d'une solution titrée d'acide chlorhydrique à 0,1N.

a) On prépare d'abord la solution d'acide chlorhydrique à concentration égale à peu près à 0,1N. (On applique la même méthode que dans l'expérience 2 du TP précedant). Pour cela on calcule la quantité d'acide chlorhydrique concentré nécessaire pour la préparation de 100 ml de solution à 0,1N, en appliquant la formule suivante :

$$V_{HCl\ conc.} = \frac{N \cdot EG_{HCl} \cdot V_{HCl\ dilué}}{10.\ C\%.\ \rho} = \ldots \text{ ml}$$

où : $N = 0,1$,
$V_{HCl} = 100$ ml ,
$C\% = 36\ \%$,
$= 1,18\ g/cm^3$

On mesure le volume calculé d'acide chlorhydrique concentré avec une éprouvette graduée et on met cet acide dans une fiole jaugée à 100 ml. On ajoute de l'eau distillée jusqu'à la graduation.

On a la solution d'acide chlorhydrique à la concentration égale à peu près à 0,1N.

b) Ensuite on établit la concentration exacte de la solution préparée. Pour cela, on prend 3 échantillons de 20 ml (ou de 25 ml) de la solution préparée avec une pipette jaugée à 20 ml (ou à 25 ml). On les met dans 3 fioles coniques à 250 ml

et on y ajoute :

dans la première - 4-5 gouttes de méthylorange ;

dans la deuxième - 4-5 gouttes de phénolphtaléine ;

dans la troisième - 4-5 gouttes de tournesol sensible.

On ajoute dans chaque fiole goutte à goutte de la solution d'alcali à concentration exacte (à 0,1N) contenu dans la burette graduée en fixant le niveau initial et final du liquide dans la burette graduée jusqu'au changement de la teinte de l'indicateur. Pendant toute cette opération dite de titrage, on agite le contenu de la fiole. Le titrage est exacte si le changement de la teinte de l'indicateur coloré se produit à la suite d'une goutte d'alcali tombée de la burette.

On présente les résultats de l'expérience sous forme du tableau 1.

Tableau 1.

N	Résultats de l'expérience			Calcul	
	Volume d'acide, V_{HCl}	Indicateur coloré	Concentration de l'alcali, N_{NaOH}	Volume d'alcali, V_{NaOH}	Concentration de l'acide, N_{HCl}
1					
2					
3					

On calcule la concentration exacte de l'acide d'après la formule suivante :

$$N_{HCl} \cdot V_{HCl} = N_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$$

d'où : $$N_{HCl} = \frac{N_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}{V_{HCl}}$$

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.
2. Marche de l'expérience.
3. Calculs.
4. Résultats de l'expérience et des calculs sous forme du tableau 1.

5. On présente également la courbe théorique de titrage d'un acide fort par un alcali fort (fig.1). Indiquer lequel parmi les indicateurs utilisés est le plus convenable pour ce titrage et pourquoi.

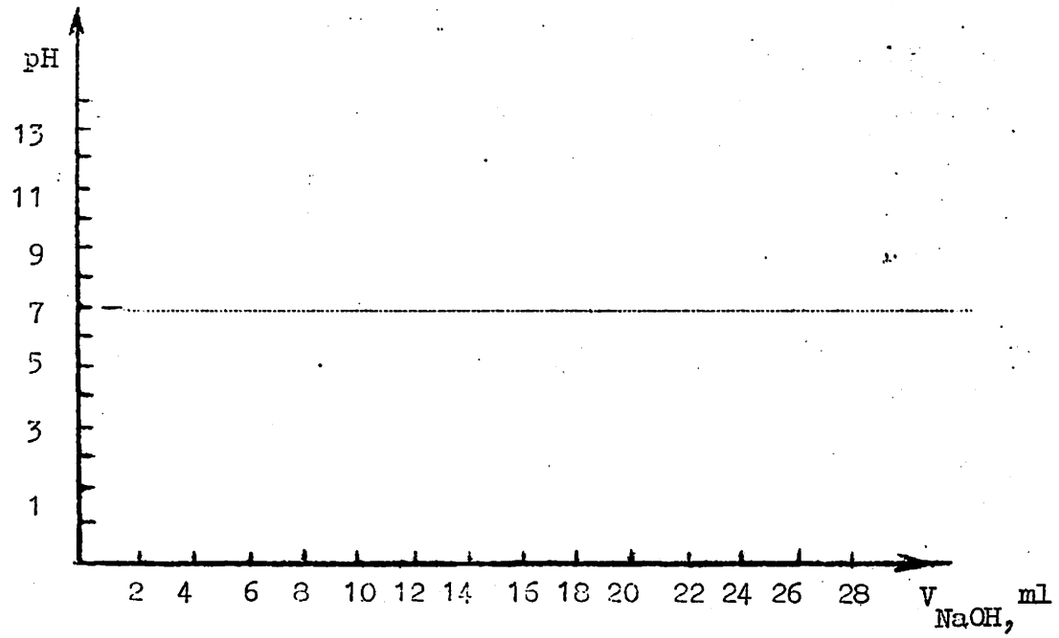


Fig. 1.

6. Conclusions.

TP N°14. DISSOCIATION ELECTROLYTIQUE ET DEPLACEMENT DE L'EQUILIBRE IONIQUE.

1. Questions théoriques.

1. Solutions des électrolytes. Ecart des solutions des électrolytes aux lois de Raoult et de Vant-Hoff.
2. Particularités dans les propriétés des solutions des électrolytes.
3. Dissociation électrolytique et sa cause.
4. Dissociation électrolytique fonction du type de la liaison chimique dans la molécule d'un composé.
5. Dissociation électrolytique fonction de la nature du solvant. Particularités de l'eau comme solvant.
6. Degré de dissociation électrolytique.
7. Constante de dissociation électrolytique.
8. Solutions des électrolytes faibles. Dissociation par étapes.
9. Solutions des électrolytes forts. Activité.
10. Réactions ioniques d'échange. Déplacement de l'équilibre ionique.
11. Théories des acides et des bases.
12. Ampholytes.
13. Produit de solubilité (K_s ou PS).

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Support avec tubes d'essai ; appareil pour la mesure de la conductibilité électrique comparative des solutions ; bain marie ; spatules

Solutions. Sucre à 1N ; glucose à 1N ; glycérine à 1N ; HCl à 1N ; H_2SO_4 à 1N ; H_2SO_4 conc ; CH_3COOH à 1N ; CH_3COOH conc ; NaOH à 1N ; NaOH conc ; NH_4OH à 1N ; Na_2CO_3 à 1N ; NaCl à 1N ; NaCl saturée ; Na_2SO_4 à 1N ; Na_2SO_4 saturée ; KI à 1N ; $Hg(NO_3)_2$ à 1N ; $CaSO_4$ saturée ; $PbCl_2$ saturée ; $CaCl_2$ saturée ; $BaCl_2$ à 1N ; sel de Pb à 1N ; sel de fer (III) à 1N ; helianthine jaune ; phénolphtaléine.

Corps secs. Marbre en morceaux : zinc en grenaille ; CH_3COONa ; NH_4Cl ou $(NH_4)_2SO_4$.

Papier rouge de tournesol sensible et eau distillée.

3. Expériences.

Expérience 1 (demonstrative). Conductibilité électrique des solutions aqueuses de différents corps.

On réalise une série d'expériences à l'aide de l'appareil dont le schéma électrique et le dessin sont les suivants (fig.1 et fig.2) :

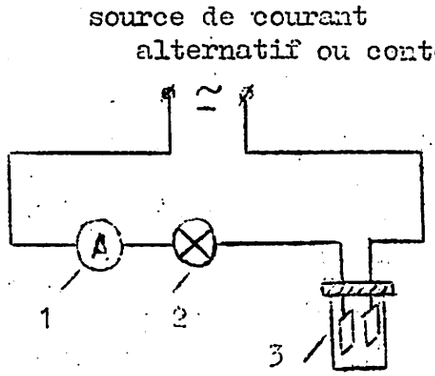


Fig.1. Schéma électrique de l'appareil pour la mesure de la conductibilité électrique des solutions
1 - Galvanomètre
2 - Ampoule électrique
3 - Verre avec deux électrodes (électrolyseur)

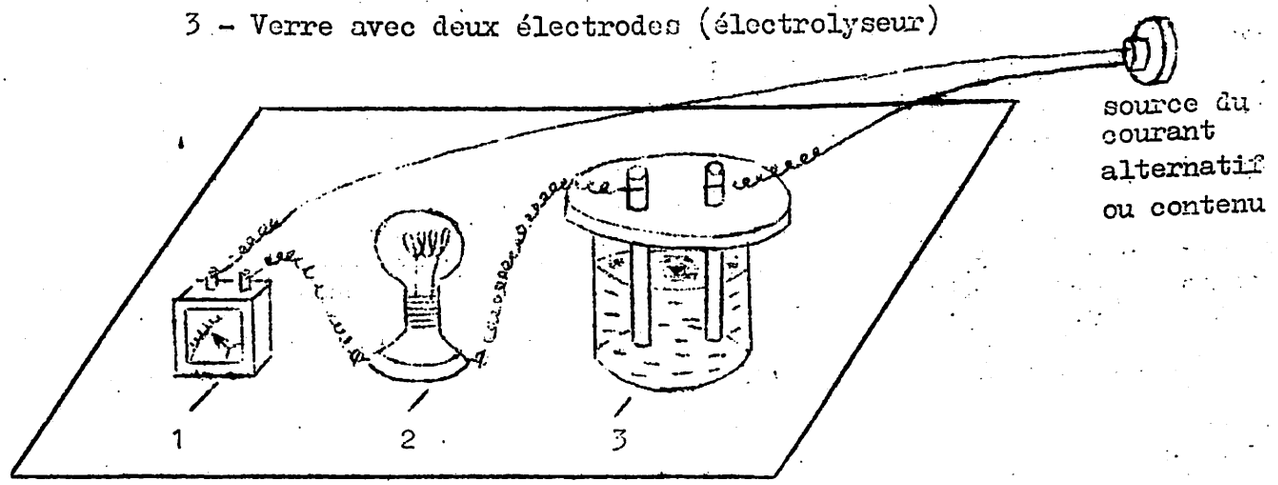


Fig.2. Aspect de l'appareil pour la mesure de la conductibilité électrique des solutions.

Dans les métaux ce sont les électrons qui conditionnent le courant électrique. Le courant électrique dans les solutions aqueuses est dû au mouvement orienté des cations vers la catode et des anions vers l'anode.

La conductibilité du courant électrique (I) [illegible] (I). Pour les différents corps dont la concentration est identique l'intensité du courant électrique est fonction du degré de dissociation. Plus est fort l'électrolyte plus est grande l'intensité du courant électrique.

On réalise l'appréciation comparative de l'intensité du courant électrique par observation de la déclinaison de l'aiguille du galvanomètre et par observation du changement d'eclat de l'ampoule électrique.

a) Dissociation de l'eau pure : On verse 30 - 50 ml d'eau distillée dans le verre de l'appareil. Etablir le courant. Quel est le comportement de l'aiguille du galvanomètre ? Pourquoi l'ampoule ne s'allume pas ? Ecrire l'équation de la dissociation électrolytique de l'eau. Argumenter la réponse.

b) Electrolytes et nonélectrolytes. On remplace l'eau distillée successivement par des solutions de sucre, de glucose, de glycérine, de HCl à 1N, de NaOH à 1N et de NaCl à 1N. Après chaque expérience on lave le verre et les électrodes avec de l'eau distillée. On fait les mêmes observations. Quels corps sont électrolytes et lesquels sont non-électrolytes. Motiver la réponse. Ecrire les équations de dissociation des électrolytes.

c) Electrolytes forts et faibles. On fait la même expérience avec des solutions aqueuses de HCl à 1N ; de CH_3COOH à 1N ; de NaOH à 1N et de NH_4OH à 1N. Après chaque expérience on lave le verre et les électrodes avec de l'eau distillée. Les observations sont les mêmes.
Quels électrolytes sont forts et lesquels sont faibles. Ecrire les équations de dissociation des électrolytes.

d) Degré de dissociation fonction de la concentration (Loi de dilution).
On verse 20-30 ml d'acide acétique pur dans le verre de l'appareil. On établit le courant électrique à l'aide du galvanomètre et de l'ampoule électrique. On y ajoute par petites portions de l'eau distillée en mesurant le courant électrique chaque fois après la dilution. Expliquer le phénomène observé.

e) Formation de l'électrolyte fort à partir des électrolytes faibles.
On verse 20-30 ml d'acide acétique à 1N dans le verre de l'appareil. On établit le courant électrique à l'aide du galvanomètre et de l'ampoule électrique. On y ajoute 20-30 ml d'ammoniaque à 1N. Qu'est-ce qui se produit concernant l'intensité du courant électrique ? Expliquer ce phénomène et écrire les équations des réactions chimiques qui expliquent ce phénomène.

Expérience 2. Correlation entre le degré de dissociation électrolytique et concentration des ions d'hydrogène.

a) Action de l'acide acétique et chlorhydrique sur le marbre.

On met dans deux éprouvettes deux morceaux du marbre à peu près de même masse puis on y ajoute 1ml des solutions des acides à 1N :
dans la première - acide chlorhydrique,
dans la seconde - acide acétique.

On observe le dégagement d'un gaz. Quel gaz se dégage ? dans quelle éprouvette la vitesse du dégagement du gaz est plus élevée , Ecrire les équations moléculaires et ioniques des processus observés. De la concentration de quels ions dépend la vitesse de dégagement du gaz ? Dans la solution de quel acide la concentration de ces ions est plus élevée ? Quel acide est le plus fort ? Calculer la concentration. de ces ions pour les deux acides.

b) Action de l'acide acétique, sulfurique et chlorhydrique sur le zinc.

On met dans trois éprouvettes une grenaille de zinc à peu près de même masse et on y ajoute 1ml de solutions des acides à 1N :
dans la première - acide chlorhydrique ;
dans la deuxième - acide sulfurique ;
dans la troisième - acide acétique
On observe le dégagement d'un gaz. Quel gaz se dégage ? Comparer la vitesse du dégagement du gaz dans les trois éprouvettes. Ecrire les équations moléculaires et ioniques des processus observés.
De la concentration des quels ions dépend la vitesse de la réaction ? Dans la solution de quel acide la concentration de ces ions est la plus élevée ? Quel acide est le plus fort. Confirmer la réponse par les calculs de la concentration de ces ions pour des trois acides.

Expérience 3. Déplacement de l'équilibre ionique d'un électrolyte faible.

a) Influence d'un sel d'acide faible sur la dissociation de cet acide.

On verse dans deux éprouvettes 1ml de solution d'acide acétique à 1N et 2-3 gouttes d'helianthine jaune. Sous l'action de quels ions l'helianthine change de teinte. On ajoute dans une éprouvette quelques cristaux d'acétate de sodium et on secoue l'éprouvette jusqu'à dissolution des cristaux. Comparer la coloration des solutions dans les deux éprouvettes. Qu'est-ce que se produit concernant la concentration des ions qui provoquent la coloration de l'helianthine. Ecrire les équations de dissociation électrolytique et du déplacement de l'équilibre ionique.

b) Influence d'un sel de base faible sur la dissociation électrolytique de cette base.

On verse dans deux éprouvettes 1ml de solution d'ammoniaque à 1N et 2-3 gouttes de phénolphtaléine. Sous l'action des quels ions le phénolphtaléine change de teinte. On ajoute dans une éprouvette quelques cristaux de sel d'ammonium (NH_4Cl ou bien $(NH_4)_2SO_4$) et on agite l'éprouvette jusqu'à dissolution des cristaux.
Comparer la teinte des solutions dans les deux éprouvettes. Pourquoi la teinte de l'indicateur a-t-elle changé ? Ecrire les équations de dissociation électrolytique et du déplacement de l'équilibre ionique.

Expérience 4 . Réactions ioniques d'échange.

a) Formation de l'électrolyte faible.

On met dans une éprouvette quelques cristaux de $CH_3COO\,Na$ et on y verse quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.
Quel corps s'est formé ? (odeur !). Ecrire l'équation moléculaire et ionique de cette réaction . Quel corps formé lors de la réaction est un électrolyte faible ?

b) Réaction de neutralisation.

On verse dans une éprouvette 1ml de solution d'acide chlorhydrique à IN et 2-3 gouttes d'helianthine jaune. On y ajoute goutte à goutte la solution de NaOH à IN. jusqu'à ce que l'helianthine devienne de nouveau jaune.

Ecrire l'équation moléculaire et ionique de cette réaction. Quel corps formé lors de la réaction est un électrolyte faible ?

c) Formation de gaz.

On verse dans une éprouvette 1ml de solution de $Na_2 CO_3$ à IN et on y ajoute la même quantité de solution de HCl à IN. Quel est le gaz obtenu ? Ecrire l'équation moléculaire et ionique de cette réaction.

d) Formation de gaz.

On met dans une éprouvette quelques cristaux de NH_4Cl ou bien de $(NH_4)_2 SO_4$ et on y verse 1ml de la solution concentrée de NaOH. On chauffe le contenu de l'éprouvette au bain marie. On sent avec précaution le gaz dégagé et on approche du papier rouge de tournesol sensible mouillé dans de l'eau distillée. Qu'est-ce qu'on observe ? Quel est le gaz qui se dégage ? Ecrire l'équation moléculaire et ionique de la réaction.

e) Formation de précipités.

On versè 1ml de solution de n'importe quel sel soluble de baryum à IN dans la première éprouvette et on y ajoute la même quantité de solution de $Na_2 SO_4$ à IN.

Dans la deuxième éprouvette on verse 1ml de solutions à IN de n'importe quel sel soluble de plomb et de KI et dans la troisième éprouvette on ajoute par 1ml de solution de n'importe quel sel soluble de fer (III) à IN et NaOH à IN.

Qu'est-ce qu'on observe dans chaque éprouvette ? Ecrire les équations moléculaires et ioniques des réactions.

f) Formation d'ions complexes.

On verse dans une éprouvette 1 ml de solution de $Hg(NO_3)_2$ à IN et on y ajoute goutte à goutte une solution de KI à IN jusqu'à la formation du précipite. Ensuite on ajoute au précipité la solution de KI en excés jusqu'à la dissolution complète du précipité formé. Comment peut-on expliquer la dissolution du précipité ? Ecrire les équations moléculaires et ioniques des réactions.

Expérience 5. Déplacement de l'équilibre ionique des corps peu solubles.

On verse dans trois éprouvettes 1ml de solution saturée de $CaSO_4$ puis on y introduit :

dans la première - 1-2 ml de solution saturée de Na_2SO_4

dans la deuxième - 1-2 ml de solution saturée de $CaCl_2$.

dans la troisième - 1-2 ml de solution saturée de NaCl

Qu'est-ce qu'on observe ? Ecrire l'équation du produit de solubilité du sulfate de calcium et expliquer les résultats de ces expériences.

Expérience 6. Produit de solubilité.

On ajoute dans une éprouvette qui renferme 1ml de solution saturée de $PbCl_2$ 1ml de solution saturée de NaCl. Dans la seconde avec 1ml de la même solution saturée de $PbCl_2$ on ajoute 1ml de solution de KI à IN. Qu'est-ce qu'on observe dans chaque éprouvette? Dans quelle éprouvette la précipitation des ions Pb^{+2} est la plus complète. Confirmer la conclusion par les valeurs des produits de solubilité et calculer la concentration finale des ions Pb^{+2} dans chaque éprouvette. Ecrire les équations ioniques de précipitation.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP
2. Schéma électrique et dessin de l'appareil pour la mesure de la conductibilité électrique des solutions.
3. On présente le reste du compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	DESIGNATION DE L'EXPERIENCE	MARCHE DE L'EXPERIENCE	OBSER-VATIONS	EQUATIONS DES REACTIONS	REPONSES AUX QUEST-IONS POSEES DANS L'EXPERIENCE	CONCLUSIONS

TP. N°15. pH. HYDROLYSE DES SELS

1. Questions théoriques.

1. Dissociation électrolytique de l'eau
2. Produit ionique de l'eau (K_{H_2O}).
3. Echelle de pH et de concentration H^+ et OH^-
4. Notions sur les indicateurs colorés.
5. Hydrolyse des sels. Constante d'hydrolyse
   - 5.1. Hydrolyse des sels formés par un acide faible et une base forte
   - 5.2. Hydrolyse des sels formés par un acide fort et une base faible
   - 5.3. Hydrolyse des sels formés par un acide faible et une base faible
   - 5.4. Hydrolyse des sels formés par un acide fort et une base forte
   - 5.5. Méthodes de diminution et d'augmentation de l'hydrolyse.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. pH-mètre ; support avec tubes d'éssai ; bain de sable; spatules.

Solutions. HCl à IN ; H_2SO_4 à IN ; CH_3COOH à IN ; NH_4OH à IN ; NaOH à IN ; CH_3COONa à IN ; $AlCl_3$ ou $Al_2(SO_4)_3$ à IN ; Na_2CO_3 à IN et Na_2CO_3 concentrée ; Na_2S ou $(NH_4)_2S$ à IN ; $(NH_4)_2CO_3$ à IN ; NaCl à IN ; $NaHCO_3$ à IN ; $FeCl_3$ à IN ; $SnCl_2$ concentrée ; hélianthine jaune ; tournesol sensible ; phénolphtaléine.

Corps secs. Na_2S ; Na_2SO_3 ; Na_2CO_3 ; CH_3COONa ; Al en grenaille.

Papier d'indicateur universel; eau distillée; eau courante.

3. Expériences.

Expérience 1. Détermination du pH à l'aide du pH-mètre.

La concentration des ions H^+ plus précisement la concentration active (a_{H^+}) des ions H^+ et par conséquent le pH peuvent être déterminés par des méthodes différents. Le plus souvent on utilise la méthode électrométrique, basée sur la détermination de la valeur du potentiel d'électrode. Comme électrode on prend celle dont le potentiel dépend de la concentration des cations d'hydrogène

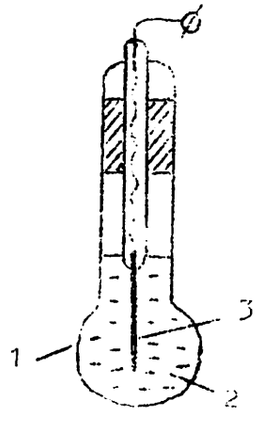
$$\boxed{E = a + b \log a_{H^+}}$$

où E - potentiel d'électrode

a et b - constantes

a_{H^+} - concentration active des cations d'hydrogène.

Actuelâment, on utilise le plus souvant dans les appareils pour mesurer le pH (pH-mètres) l'électrode en verre (fig.1). L'électrode en verre se compose



1 - boulette en verre,

2 - solution de HCl,

3 - électrode argent-chlorure d'argent.

Fig. 1. Electrode en verre.

d'une boulette en verre (1.) dont les parois sont très minces dans ce cas ils jouent le rôle d'une péllicule semi-perméable. A l'intérieur de la boulette on a une électrode argent-chlorure d'argent plongée dans une électrolyte d'acide chlorhydrique dont la concentration active des ions d'hydrogène est 1 g-ion/l.

L'installation pour la mesure du pH se compose de deux électrodes (électrode en verre et électrode de référence) et de la poulie électronique pour la mesure de la force électromotrice de deux électrodes.

Le schéma principal de l'installation du pH-mètre est le suivant (fig.2).

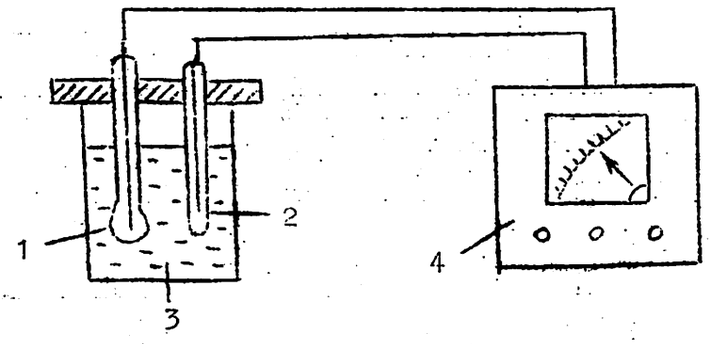


Fig. 2. Installation du pH-mètre.
1 - Electrode en verre
2 - Electrode de référence
3 - Verre avec la solution à étudier
4 - Poulie électronique du pH-mètre.

L'appareil utilisé dans notre laboratoire permet de mesurer très facilement le pH des solutions avec le couple électrode en verre-électrode d'argent / chlorure d'argent. L'électrode argent / chlorure d'argent est utilisée comme l'électrode de référence.

Mesure du pH

Après rinçage des électrodes, les plonger dans la solution à étudier. Placer le commutateur de fonction sur „pH" et lire la valeur du pH sur l'échelle. La mesure terminée, ramener le commutateur de fonction sur „zéro", avant de retirer les électrodes de la solution. Les rincer et les essuyer. Mesurer le pH des solutions citées dans le tableau ci-dessous. Calculer leur concentration active en ions H^+. Les comparer avec les concentration en H^+ établies par expérience.

Tableau 1.

Solutions à analyser	pH	Concentration de H^+	
		établit par expérience	Calculée
Acide chlorhydrique à IN			
Acide sulfurique à IN			
Acide acétique à IN			
L'eau distillée			
L'eau courante			
Hydroxyde d'ammonium à 1N			
Soude à 1N			

Expérience 2. Coloration des indicateurs colorés suivant des milieux différents.

On verse dans la première éprouvette 1ml d'acide chlorhydrique à IN, dans la deuxième 1ml d'eau distillée et dans la troisième 1ml de soude à IN.
On y ajoute par 2-3 gouttes d'indicateur coloré — l'hélianthine jaune. Quelles sont les teintes de d'indicateur dans des milieux différents? On répète la même expérience avec le tournesol sensible et la phénolphtaléine.

Dresser les résultats dans le tableau suivant.

Tableau 2.

Indicateur coloré	Intervalle du pH de transformation	Teinte de l'indicteur en milieu		
		acide	neutre (pH=7)	basique
Hélianthine jaune				
Tournesol sensible				
Phénolphtaléine				

Expérience 3. Détermination du pH à l'aide de l'indicateur universel.

On mesure sourement du pH des solutions : des acides, des bases et de l'eau distillée et courante à l'aide de l'indicateur universel. Pour cela on verse une goutte de la solution à analyser sur une feuille du papier à filtrer qui a été imprégé d'indicateur universel. On compare la teinte obtenue avec la couleur de l'étalon.

Dresser les résultats dans le tableau suivant :

Tableau 3.

Solutions à analyser	Couleur de l'indicateur	pH	Concentration de H^+	
			établie par expérience	Calculée
Acide chlorhydrique à 1N				
Acide sulfurique à 1N				
Acide acétique à 1N				
Eau distillée				
Eau courante				
Hydroxyde d'ammonium à 1N				
Soude à 1N				

Expérience 4. Milieux des sels différents.

On ajoute dans 6 éprouvettes par 1ml de solutions à 1N des sels suivants : acétate de sodium, chlorure ou sulfate d'aluminium, carbonate de sodium, carbonate d'ammonium et chlorure de sodium, dans la sixième éprouvette on ajoute 1ml d'eau distillée. Dans chaque éprouvette on ajoute 2-3 gouttes de tournesol sensible. D'après la teinte de l'indicateur on donne une conclusion sur le milieu de chaque sel. Ecrire les équations moléculaires et ioniques d'hydrolyse de tous les sels.

On fait la même expérience avec des solutions à 1N de : Na_2CO_3 et $NaHCO_3$ en utilisant un autre indicateur - la phénolphtaléine. Pourquoi la teinte de l'indicateur est elle différente dans ces deux cas? Ecrire les équations moléculaires et ioniques d'hydrolyse de ces sels. Confirmer le résultat de l'expérience par les constantes d'hydrolyse de ces sels.

Dresser les résultats dans le tableau suivant :

Tableau 4.

Sels	Indicateurs	Teinte de d'indicateur	Milieu	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Equations des réactions chimiques	Conclusions
CH_3COONa						
$AlCl_3$						
Na_2CO_3						
$(NH_4)_2CO_3$						
NaCl						
Na_2CO_3						
$NaHCO_3$						

Expérience 5. Formation de sel basique lors d'hydrolyse.

On verse dans deux éprouvettes 1ml de solution de $FeCl_3$ à IN. Réservant une des éprouvettes pour la comparaison, on chauffe le contenu de l'autre jusqu'à ébullition. Expliquer le changement de la teinte de solution. Ecrire les réactions moléculaires et ioniques de l'hydrolyse par première et deuxième étapes.

Expérience 6. Formation de sel acide lors d'hydrolyse.

On dissout dans 1ml d'eau distillée quelques cristaux de sulfure de sodium. A l'aide des indicateurs on établit le milieu de la solution obtenue. La présence de quels ions donne ce milieu. L'absence d'odeur de l'acide sulfhydrique H_2S montre que ce dernier ne se forme pas lors de l'hydrolyse. Faire la conclusion : quel étape d'hydrolyse prédomine et quel sel se forme ? Ecrire les réactions moléculaires et ioniques de l'hydrolyse.

Expérience 7. Hydrolyse réunie de deux sels.

On verse dans deux éprouvettes 1ml de solution d'$AlCl_3$ ou $Al_2(SO_4)_3$ à IN. Puis on ajoute dans la première éprouvette 1ml de solution de $(NH_4)_2S$ ou Na_2S à IN et dans la seconde - 1ml de solution de Na_2CO_3 à 1N. On observe un dégagement de gaz. Quels gaz se forment dans les deux éprouvettes. Dans les deux éprouvettes on observe la formation du précipité d'$Al(OH)_3$. Ecrire les réactions moléculaires et ioniques qui mènent à la formation d'$Al(OH)_3$. Pourquoi le sulfure et le carbonate d'aluminium ne se forment pas ?

Expérience 8. Influence de la force d'acide qui forme le sel sur le degré d'hydrolyse.

On verse dans 2 éprouvettes 1ml d'eau distillée. On ajoute dans la première éprouvette quelques cristaux de Na_2SO_3 dans la seconde quelques cristaux de Na_2CO_3 et on y ajoute 2-3 gouttes de phénolphtaléine. Ecrire les équations moléculaires et ioniques de l'hydrolyse des sels d'après le premier étape. Dans la solution de quel sel la teinte de phénolphtaléine est la plus foncée ? Dans quelle solution la concentration des ions OH^- est la plus forte. Pour quel sel le degré d'hydrolyse est le plus élevé et pourquoi ?.

Expérience 9. Influence de la température sur le degré d'hydrolyse.

On verse dans une éprouvette 1ml d'eau distillée et ony ajoute quelques cristaux d'acétate de sodium. Après la dilution des cristaux on ajoute 2-3 gouttes de phénolphtaléine. Quelle couleur a la solution obtenue ? On chauffe la solution obtenue jusqu'à ébullution. Qu'est-ce qui se passe avec la teinte de la solution. Ecrire les équations moléculaires et ioniques de l'hydrolyse. Dans quelle direction la température déplace-t-elle l'équilibre d'hydrolyse et pourquoi ?

Expérience 10. Déplacement de l'équilibre d'hydrolyse

On verse dans une éprouvette 1ml de solution concentrée de $SnCl_2$. On y ajoute goutte à goutte d'eau distillée. La dilution entraine la formation d'un dépôt blanc dont la formule chimique est Sn OH Cl.
Ecrire les équations moléculaires et ioniques d'hydrolyse. Expliquer pourquoi ce phénomène a-t-il lieu ? On ajoute quelques gouttes d'acide chlorhydrique à IN dans la solution trouble qui renferme du Sn OH Cl. Qu'est-ce qu'on observe ? Pourquoi y-a-t-il dissolution du dépôt.

Expérience 11. Action des produits d'hydrolyse sur des corps.

On verse dans une éprouvette 1ml de solution concentrée de Na_2CO_3 on y met une grenaille d'Al et on chauffe le contenu de l'éprouvette jusqu'à élullition. Quel gaz de dégage-t-il ? Ecrire les équations moléculaires et ioniques des réactions.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP
2. Schéma du pH-mètre et dessin de l'électrode en verre.
3. Pour les expériences 1 à 4 on écrit la marche de l'expérience, les calculs nécessaires. On présente également les tableaux des résultats obtenus N1, 2,3,4 et les conclusions.
4. Pour les expériences 5 à 11 on présente le compte-rendu sous forme du tableau 5.

Tableau 5.

N	DESIGNATION DE L'EXPERIENCE	MARCHE DE L'EXPERIENCE	OBSERVATIONS	EQUATIONS DES REACTIONS	REPONSES AUX QUESTIONS POSEES DANS L'EXPERIENCE	CONCLUSIONS

T.P N°16 . POTENTIELS D'ELECTRODE. PILES

1. Questions théoriques.

1. Réactions d'oxydo-réduction hétérogènes.
2. Structure de la couche double électrique sur la surface métal-solution.
3. Notion sur le potentiel d'électrode .
4. Potentiel fonction de la nature des électrodes, du solvant et de la concentration.
5. Electrode d'hydrogène.
6. Rang des potentiels d'électrode standards (rang d'activité).
7. Directivité des réactions d'oxydo-réduction .
8. Sources chimiques de l'énergie électrique :
   - 8.1. Piles.
   - 8.2. Piles de concentration.
   - 8.3. Batteries d'acide et de base.
   - 8.4. Piles de combustion ou générateurs électrochimiques.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Récipient avec électrode en cuivre, récipient avec électrode en zinc, pont de sel, galvanomètre, support avec tubes d'essai.

Solutions. H_2SO_4 à 1N, $CuSO_4$ à 1N, $ZnSO_4$ à 1N, $FeSO_4$ à 1N, $SnCl_2$ à 1N, $Pb(NO_3)_2$ ou $Pb(CH_3COO)_2$ à 1N, $AgNO_3$ très diluée.

Corps secs. Zn, Fe, Sn, Pb, Cu en morceaux.

3. Expériences.

Expérience 1. Etude de l'activité des métaux.

On verse dans 6 éprouvettes par 1ml de solutions à 1N des sels suivants :

- dans la première - $ZnSO_4$
- dans la deuxième - $FeSO_4$
- dans la troisième - $SnCl_2$
- dans la quatrième - $Pb(NO_3)_2$ ou $Pb(CH_3COO)_2$
- dans la cinquième - $CuSO_4$
- dans la sixième - $AgNO_3$.

On plonge dans chaque éprouvette 1 grenaille de Zn . Que se passe-t-il à la surface de zinc ? Ecrire les équations ioniques des réactions du zinc sur les solutions des sels données. Quelle est l'activité réductrice du zinc par rapport à Fe, Sn, Pb, Cu, Ag.

On fait la même expérience avec du fer. Au lieu de Zn on plonge dans les solutions des mêmes sels 1 clou en fer. Sur quels métaux réagit le fer? Ecrire les équations ioniques des réactions.

On fait la même expérience avec Sn, Pb, et Cu. Dans quels cas les réactions entre le métal et le sel ont lieu ? Ecrire les équations ioniques des réactions.

Dresser les résultats de l'expérience dans le tableau ci-dessous.

Tableau 1.

Ions des métaux dans la solution / Métaux	Zn^{+2}	Fe^{+2}	Sn^{+2}	Pb^{+2}	Cu^{+2}	Ag^{+}
Zn						
Fe						
Sn						
Pb						
Cu						

Si la réaction entre le cation du métal et le métal a lieu mètre le signe „+" dans la case correspondente, dans le cas contraire mètre le signe „-".

Faire la conclusion sur l'activité des métaux. Ranger ces métaux par l'ordre decroissant d'activité. Chercher les potentiels d'électrode standards de ces métaux. L'ordre d'activité expérimental correspond-il à celui donné ?

Expérience 2. Pile-galvanique avec le dépolarisant-cation du métal.

On verse dans un récipient 3/4 de son volume d'une solution de $ZnSO_4$ à 1M et on y plonge une plaque en zinc. Dans un autre on verse 3/4 de son volume d'une solution de $CuSO_4$ à 1M et on y plonge une plaque en cuivre. On rélie les plaques avec du fil électrique dont la chaine renferme un galvanomètre. On rélie aussi les solutions dans les deux récipients par le pont de sel (fig.1.).

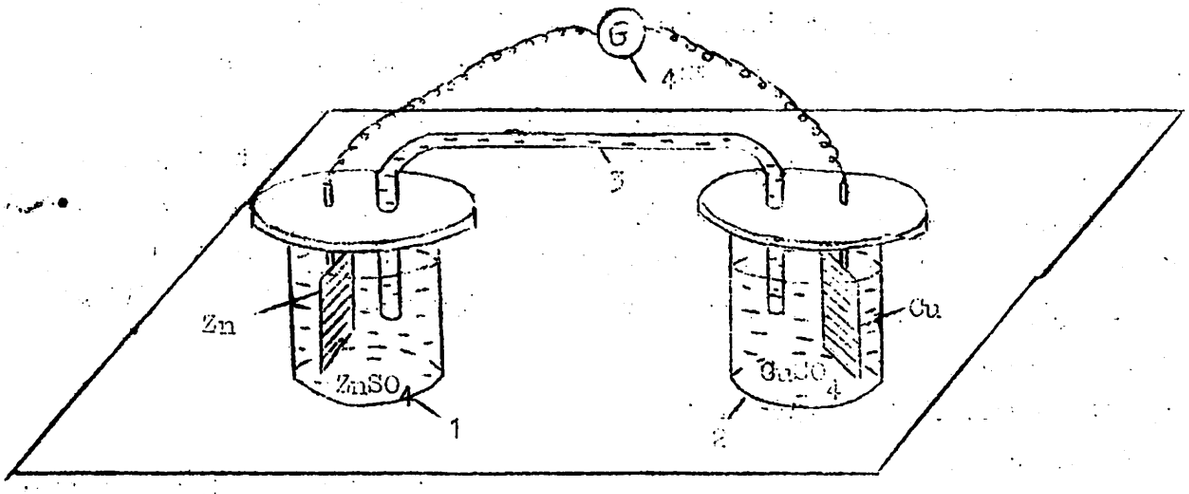


Fig.1. Pile galvanique avec dépolarisant -cation du métal.

1. Couple galvanique Zn^{++}/Zn^{o}
2. Couple galvanique Cu^{++}/Cu^{o}
3. Pont de sel.
4. Galvanomètre.

On observe la déviation de l'aiguille du galvanomètre due au passage du courant électrique. Lire la valeur du voltage sur l'échelle du galvanomètre. Ecrire les équations des réactions qui se produisent sur l'anode et sur la catode. Quelle électrode joue le rôle de catode et laquelle joue celui d'anode? Quels ions sont les dépolarisants? Calculer la force électromotrice théorique de la pile galvanique. La comparer avec le voltage pratique. Expliquer pouquoi la force électromotrice pratique est inférieure à celle calculée théoriquement.

Expérience 3. Pile galvanique avec dépolarisation hydrogène.

On remplace dans la pile galvanique de l'expérience précédente la solution de $CuSO_4$ par une solution de l'acide sulfurique à III (fig.2).

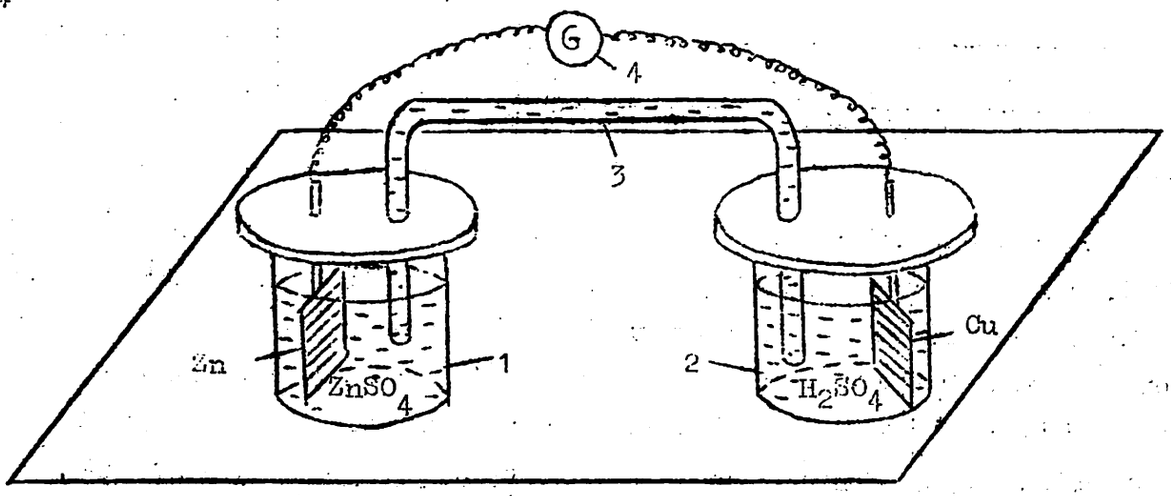


Fig.2. Pile galvanique avec dépolarisation hydrogène

1. Couple galvanique Zn^{+2}/Zn^{o}.
2. Couple galvanique $2H^{+}/H_2$.
3. Pont de sel.
4. Galvanomètre.

On observe la déviation de l'aiguille du galvanomètre. Lire la valeur du voltage sur l'échelle du galvanomètre. Ecrire les équations des réactions qui se produisent sur l'anode et sur la catode. Quelle électrode joue le rôle de catode et laquelle joue celui d'anode? Quels ions sont les dépolarisants ? Calculer la force électromotrice de la pile galvanique en tenant compte de la surtension du dégagement de l'hydrogène sur l'électrode en cuivre. La comparer avec le voltage pratique. Expliquer pourquoi la force électromotrice calculée est supérieure au voltage pratique.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.
2. Pour l'expérience 1 on présente la marche de l'expérience, les observations, les équations des réactions, les réponses aux questions posées dans l'expérience, les résultats de l'expérience sous-forme du tableau 1 et la conclusion.
3. Pour les expériences 2 et 3 on présente la marche de l'expérience, les dessins des piles galvanaques, les résultats des expériences, les calculs nécessaires, les réponses aux questions posées et la conclusion.

TP. N° 17. ELECTROLYSE DES CORPS IONIQUES.

1. Questions theoriques

1. Sens physique de l'électrolyse
2. Oxydation anodique. Réduction cathodique
3. Phénomène de surtension
4. Processus secondaires de l'électrolyse
5. Electrolyse des masses fondues des corps ioniques
6. Electrolyse des solutions aqueuses. Ordre de décharge des ions
7. Electrolyse avec anode soluble et insoluble
8. Lois de Faraday.

2. Equipement et réactifs

Equipement. Electrolyseur avec électrodes en graphite et en cuivre.

Solutions. HCl dilué ; H_2SO_4 à 1N ; NaOH à 1N ; KI à 1N ; Na_2SO_4 à 1N ; $CuCl_2$ à 1N; amidon ; phénolphtaléine ; tournesol sensible.

3. Expériences.

On réalise une série d'expériences sur l'électrolyse à l'aide de l'appareil appelé électrolyseur dont le schéma électrique et le dessin sont les suivants (fig.1 et fig.2) :

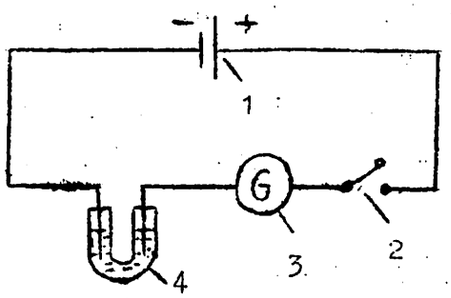
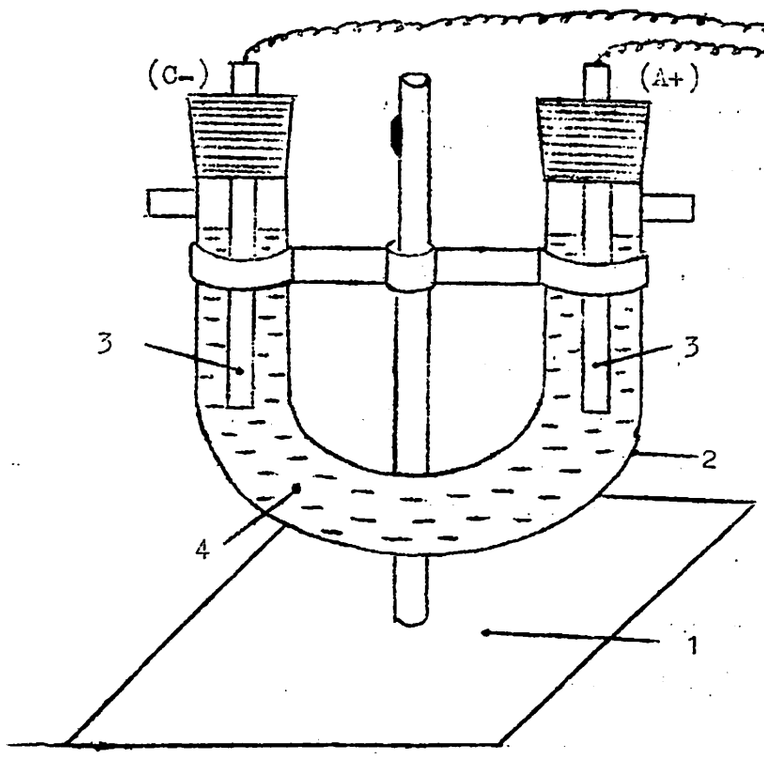


Fig. 1. Schéma électrique de l'électrolyseur.
1 - source du courant électrique continu.
2 - interrupteur.
3 - galvanomètre.
4 - électrolyseur.



vers la source du courant électrique continu.

Fig. 2. Aspect de l'électrolyseur.

1 - support universel.

2 - tube en forme de „U".

3 - électrodes en graphite ou bien en métal quelconque.

4 - électrolyte.

L'électrolyseur présente un tube en forme de „U" installé sur le support universel. On verse un électrolyte dans le tube et on met dans chaque branche de l'électrolyseur des électrodes soit en graphite, soit en métal quelconque suivant l'expérience. On relie les électrodes à la source du courant électrique continu.

Expérience 1. Electrolyse d'une solution de HCl.

On verse dans le tube de l'électrolyseur une solution diluée d'acide chlorhydrique. On y met deux électrodes en graphite. Après la connexion de la source du courant électrique continu, on observe un dégagement de gaz sur l'anode et sur la cathode. Quels sont les gaz qui se dégagent ? On réalise l'électrolyse pendant 3-5 minutes. Après avoir fini l'électrolyse, on ajoute quelques gouttes d'une solution de KI et d'amidon dans l'espace anodique de l'électrolyseur. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions sur les électrodes et celles qui permettent de déterminer la nature des produits de l'électrolyse. Est-ce que l'électrolyse est possible si la tension de la source du courant continu est égale à 1,2 V ; à 1,8 V ?

Expérience 2. Electrolyse d'une solution de NaOH.

On verse dans le tube de l'électrolyseur une solution de NaOH à 1N. On y met deux électrodes en graphite. On pratique l'électrolyse pendant 3-5 minutes. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions sur les électrodes. Expliquer pourquoi sur la cathode ce sont des molécules d'eau qui participent au

au processus cathodique.

Expérience 3. Electrolyse d'une solution de $CuCl_2$

On verse dans le tube de l'électrolyseur une solution de $CuCl_2$ à 1N. On y met deux électrodes en graphite. On réalise l'électrolyse pendant 3-5 minutes. Qu'observe-t-on sur la cathode en graphite et dans la solution de l'espace anodique ? Après avoir fini l'électrolyse on ajoute quelques gouttes d'une solution de KI et d'amidon dans l'espace anodique de l'électrolyseur. Ecrire les équations des réactions sur les électrodes et celles qui permettent de déterminer la nature des produits de l'électrolyse.

Expérience 4. Electrolyse d'une solution de KI.

On verse dans le tube de l'électrolyseur une solution de KI à 1N. On y met deux électrodes en graphite. On pratique l'électrolyse pendant 3-5 minutes. Qu'observe-t-on ? Pour déterminer la nature des produits de l'électrolyse, on ajoute dans l'espace cathodique de l'électrolyseur quelques gouttes de phénolphtaléine et dans l'espace anodique quelques gouttes d'amidon. Ecrire les équations des réactions sur les électrodes et celles qui permettent de déterminer la nature des produits de l'électrolyse.

Expérience 5. Electrolyse d'une solution de Na_2SO_4.

On verse dans le tube de l'électrolyseur une solution de Na_2SO_4 à 1N mélangée avec 1-2 ml d'une solution de tournesol sensible. On y met deux électrodes en graphite. On réalise l'électrolyse pendant 3-5 minutes. Qu'observe-t-on sur les électrodes et dans la solution près d'elles. Ecrire les équations des réactions sur les électrodes. Quels produits sont primaires et lesquels sont secondaires ? Calculer la tension réelle de décomposition d'une solution de Na_2SO_4.

Expérience 6. Electrolyse d'une solution de H_2SO_4 avec anode en cuivre.

On verse dans le tube de l'électrolyseur une solution de H_2SO_4 à 1N. On y met la cathode en graphite et l'anode en cuivre. On réalise l'électrolyse pendant 5-10 minutes. Qu'observe-t-on dans la solution et sur la cathode ? Pourquoi la solution devient bleue ? On change les pôles des électrodes et on pratique encore l'électrolyse pendant 5-10 minutes. Qu'observe-t-on sur l'électrode en graphite couverte par du cuivre qui dans ce cas joue le rôle d'anode. Où utilise-t-on le processus étudié dans l'expérience 6.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.
2. Schéma électrique et dessin de l'électrolyseur.

3. On présente le reste du compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N°	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations des réactions sur les électrodes	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Conclusions

TP N°18. CORROSION DES MÉTAUX. PROTECTION DES MÉTAUX CONTRE LA CORROSION.

1. Questions théoriques.

1. Définition de la corrosion.
2. Types de corrosion des métaux : classification des processus de corrosion et de destruction.
3. Corrosion chimique des métaux ; couches protectrices.
4. Corrosion électrochimique. Processus anodique. Dépolarisation cathodique.
5. Passivation des métaux.
6. Corrosion atmosphérique.
7. Corrosion au sol et corrosion par courant vagabond.
8. Méthodes de protection des métaux contre la corrosion.
   - 8.1. Recouvrement des métaux. Protection anodique et cathodique par métallisation.
   - 8.2. Changement de composition d'un alliage.
   - 8.3. Changement de composition du milieu ambiant
   - 8.4. Protection par protecteurs.
   - 8.5. Protection électrique.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Appareil pour l'étude de corrosion à dépolarisation par oxygène (fig.2); source du courant électrique continu ; deux bechers ; une électrode en graphite, support avec tubes d'essai.

Solutions : HCl à IN ; H_2SO_4 à IN ; $CuSO_4$ à IN ; $K_3[Fe(CN)_6]$ à IN ; NaCl à 3 % ; $Hg(NO_3)_2$ à IN ; KI à IN ; phénolphtaléine.

Corps secs : Grenaille de Zn ; grenaille de Sn ; grenaille d'Al ; fil en Al ; fil en Cu ; limaille de Fe ; clou en fer ; pinces en Fe ; plaque brunie en Fe ; bandelette de fer zingué(galvanisé) ; bandelette de fer étamé ; Pb en morceaux, urotropine.

3. Expériences.

Expérience 1. Influence de la formation des piles galvaniques sur la corrosion des métaux.

a) corrosion apparaissant au contact de deux métaux (fig.1).

On verse dans une éprouvette 2-3 ml d'une solution de l'acide chlorhydrique à IN. On y met une grenaille de zinc. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

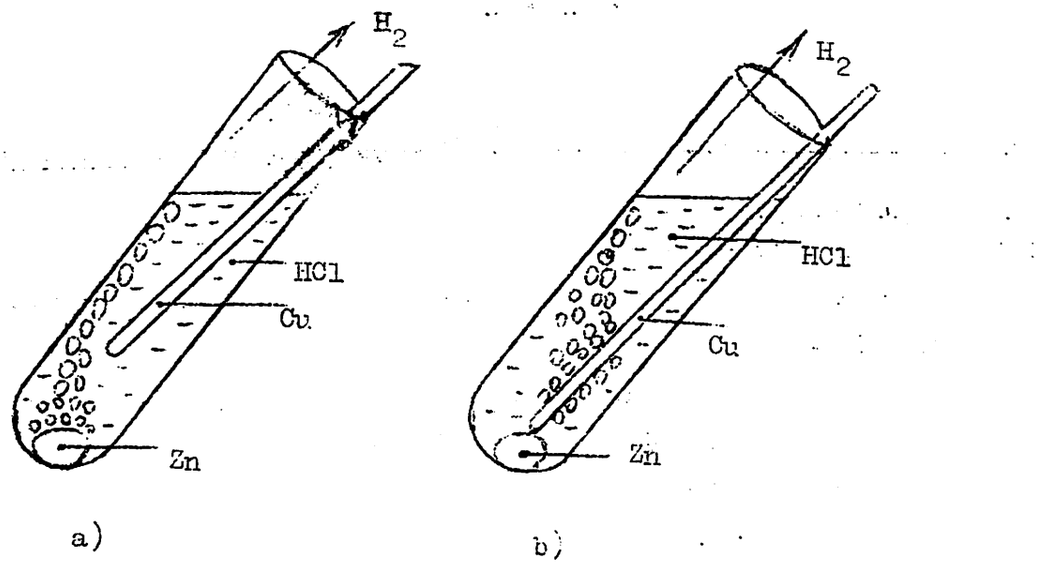


Fig. 1 . Corrosion apparaissant au contact de deux métaux

On plonge un fil en cuivre dans cette solution sans contact avec le zinc (fig.1,a). Observe-t-on un dégagement gazeux de la surface de cuivre ?

Ensuite, on effleure le zinc par le fil en cuivre. Que se passe-t-il sur la surface du cuivre ? Est-ce-que le cuivre réagit sur l'acide chlorhydrique ? Ecrire les équations des réactions chimiques de la corrosion électrochimique qui se passent sur la cathode et sur l'anode. Quel est le produit de la corrosion?

b) Formation de piles microgalvaniques.

On met une grenaille de zinc dans une éprouvette et on y verse 1-2 ml d'acide sulfurique à 1N. On prête attention à la faible vitesse du dégagement de l'hydrogène. On ajoute dans l'éprouvette quelques gouttes d'une solution de $CuSO_4$. Qu'observe-t-on ? Expliquer les résultats de l'expérience.

c) Corrosion de différentes paires des métaux.

On verse dans deux éprouvettes 2-3 ml d'eau distillée et on y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique à 1N et de $K_3[Fe(CN)_6]$ à 1N. $K_3[Fe(CN)_6]$ est un réactif sensible pour les ions Fe^{+2}, avec lesquels il forme une teinte bleue-marine - $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

On met dans une éprouvette une pince en fer en contact avec une grenaille de zinc, dans l'autre on met une pince en fer en contact avec une grenaille d'étain. On observe la teinte bleue-marine de la solution dans une éprouvette. Dans quel cas y a -t-il apparition de coloration. Expliquer pourquoi on observe la teinte seulement dans une éprouvette. Ecrire les équations de toutes les réactions chimiques qui se passent dans les deux éprouvettes.

Expérience 2. (démonstrative). Corrosion à dépolarisation par oxygène (fig.2).

On met dans un ballon un peu de limaille de fer mouillée avec une solution de NaCl à 3%.

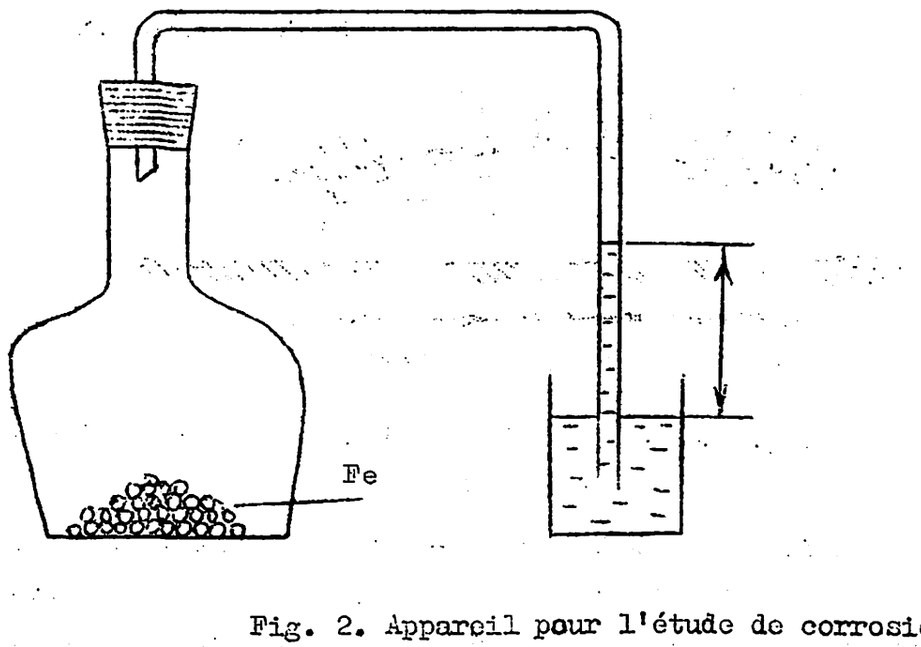


Fig. 2. Appareil pour l'étude de corrosion à dépolarisation par oxygène.

On bouche le ballon avec un bouchon muni d'un tube à dégagement dont l'autre extremité est plongé dans un bécher avec de l'eau. Au long de quelques instants on observe la montée de l'eau dans le tube à dégagement qui indique la diminution de volume de l'air dans le ballon. Expliquer ce phénomène. Composer les réactions de corrosion électrochimique à dépolarisation par oxygène.

Expérience 3. Rôle des pellicules protectrices sur le processus de corrosion.

On plonge le fil en aluminium dans une solution de NaOH pendant 1-2 minutes pour dissoudre la pellicule protectrice d'Al_2O_3. On rince ce fil en aluminium avec de l'eau distillée. On le plonge dans une solution d'un sel mercurique pendant 1-2 minutes. Après cette opération on rince à nouveau ce fil en aluminium avec de l'eau distillée. On observe l'oxydation vive de l'aluminium à l'air avec formation de la poudre d'Al_2O_3. On plonge le même fil en aluminium dans une éprouvette contenant 2-3 ml d'eau distillée. Pourquoi l'aluminium réagit-il avec l'eau. Ecrire les équations des réactions du sel mercurique avec l'aluminium et celles du processus de la corrosion électrochimique de la paire métallique Al-Hg.

Expérience 4. Corrosion due à l'aération différente de la surface du métal.

La surface du métal dont l'aération par l'oxygène est faible subit une corrosion intense, car cette surface joue le rôle d'anode.

Pour réaliser cette expérience on prépare une plaque brunie en fer sur laquelle on met une grosse goutte d'une solution qui renferme du NaCl à 3%, du $K_3[Fe(CN)_6]$ dilué et de la phénolphtaléine (2-3 gouttes par 10ml de solution).

L'épaisseur de la solution au milieu de la goutte est plus grande que celle aux bords de la goutte, ainsi l'aération de la surface du métal au milieu de la goutte est plus faible qu'aux bords de cette dernière (fig. 3).

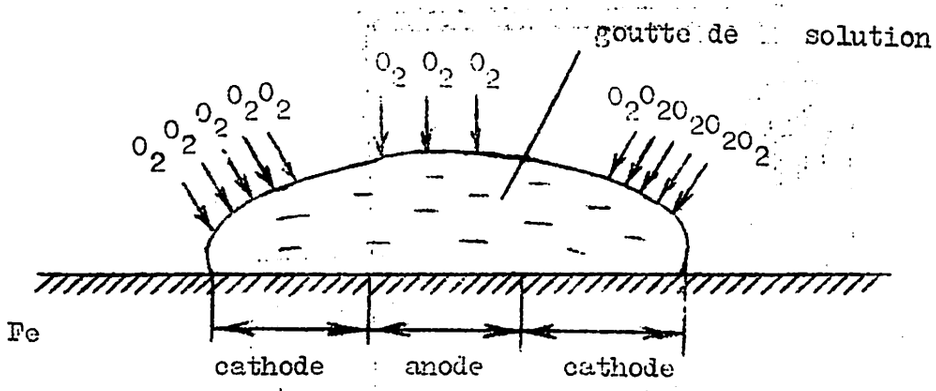


Fig. 3. Schéma de l'expérience de la corrosion du fer sous la goutte.

On observe l'apparition de la teinte bleue-marine au milieu de la goutte et de la teinte rouge aux bords de cette dernière. Ecrire les équations des réactions de la corrosion électrochimique et celles qui permettent de déterminer la nature des produits de la corrosion.

Expérience 5. Recouvrement anodique et cathodique par métallisation.

Dans deux éprouvettes contenant une solution de HCl à 1N additionnée à quelques gouttes d'une solution à 1N de $K_3[Fe(CN)_6]$ on met :
dans la première - une bandelette de fer zinqué (galvanisé) rayée par le couteau;
dans la seconde - une bandelette de fer étamé rayée par le couteau.

Dans quelle éprouvette la teinte bleue-marine apparait ? Quelle échantillon corrode mieux ? Expliquer ce phénomène et écrire les équations des réactions de la corrosion électrochimique.

Expérience 6. Protection par introduction des inhibiteurs.

On verse dans trois éprouvettes 2-3 ml d'acide chlorhydrique à 1N. On met dans la première éprouvette une grenaille de zinc, dans la deuxième éprouvette un morceau de fer; dans la troisième éprouvette une grenaille d'aluminium. Prêter attention à la vitesse de dégagement du gaz dans chaque éprouvette. On met dans chaque éprouvette quelques cristaux d'urotropine (héxaméthylène tétramine). Qu'observe-t-on ? Est-ce que l'urotropine est un inhibiteur efficace pour tous les métaux ?

Expérience 7. Protection par protecteurs.

Dans deux éprouvettes contenant 2-3 ml d'acide chlorhydrique à 1N et quelques gouttes de solution de KI à 1N on plonge :
dans la première - un morceau de plomb ;
dans la seconde - un morceau de plomb en contact avec une grenaille de zinc.

L'iodure de potassium doit donner un précipité jaune avec les ions Pb^{+2}

$$Pb^{+2} + 2I^- \rightarrow \underset{\text{jaune}}{PbI_2}$$

Dans quelle éprouvette la teinte jaune apparait le plus tôt ?

Ecrire les équations des réactions qui se produisent dans chaque éprouvette. Expliquer le mécanisme de protection par protecteurs.

Expérience 8 (démonstrative). Protection électrique (fig.4).

On plonge un clou en fer dans un bécher avec 10-20 ml d'une solution de NaCl à 3% contenant 1-2 ml d'une solution de $K_3[Fe(CN)_6]$ à 1N (fig. 4,a).

Dans un autre bécher avec la même solution on met un clou en fer relié au pôle négatif d'une source de courant électrique continu et une électrode en graphite reliée au pôle positif (fig. 4,b)

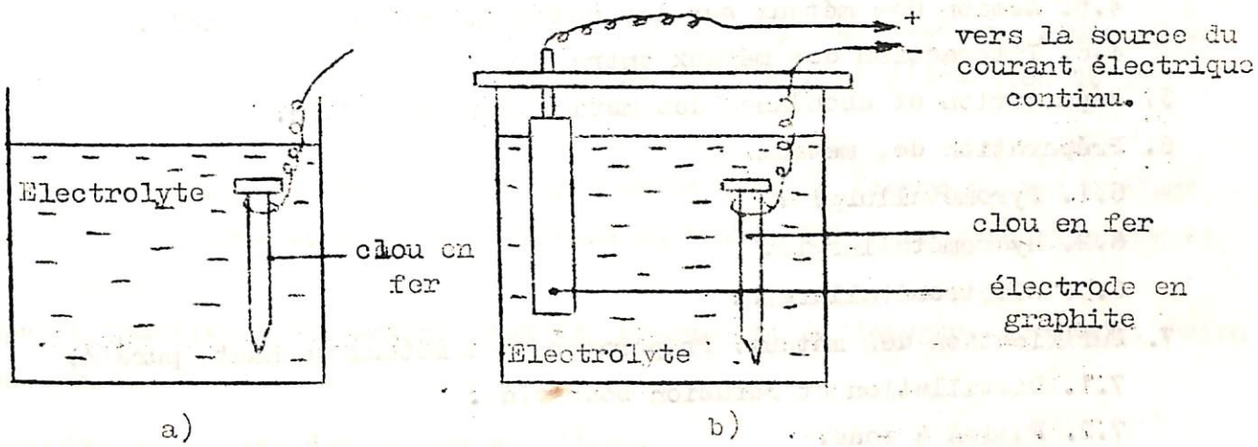


Fig. 4. Protection électrique

Dans quel cas la vitesse de la corrosion du clou est la plus intense ? Ecrire les équations des réactions de la corrosion électrochimique. Expliquer le mécanisme de la protection électrique contre la corrosion.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP
2. Dessins nécessaires des expériences
3. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations des réactions	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Conclusions

TP. N 19. PREPARATION ET PROPRIETES CHIMIQUES DES METAUX.

1. Questions théoriques.

1. Classification des métaux.
2. Propriétés physiques des métaux.
3. Théorie de zones des métaux.
4. Propriétés chimiques des métaux.
   - 4.1. Action des métaux sur les oxydants élémentaires.
   - 4.2. Action des métaux sur l'eau.
   - 4.3. Action des métaux sur les alcalis.
   - 4.4. Action des métaux sur les acides.
   - 4.5. Action des métaux sur les solutions aqueuses des sels.
   - 4.6. Interaction des métaux entre eux.
5. Répartition et abondance des métaux dans la nature.
6. Préparation des métaux.
   - 6.1. Pyrométallurgie.
   - 6.2. Hydrométallurgie.
   - 6.3. Electrométallurgie.
7. Purification des métaux. Préparation des métaux de haute pureté.
   - 7.1. Distillation et refusion sous vide.
   - 7.2. Fusion à zone.
   - 7.3. Décomposition thermique des composés volatils des métaux.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Support avec tubes d'essai ; pinces ; spatules ; couteau ; bec ; tôle.
Solution. HCl à 1N ; H_2SO_4 à 1N ; HNO_3 à 1N ; H_2SO_4 conc. ; HNO_3 conc. ; NaOH à 40% ; $CuSO_4$ à 1N ; $CaCl_2$ à 1N ; $Pb(NO_3)_2$ ou $Pb(CH_3COO)_2$ à 1N ; phénolphtaléine.
Corps secs. Mélange oxyde cuivrique - charbon activé (4:1); mélange oxyde ferrique-aluminium (3:1) ; Na ; Mg en ruban ; Mg en poudre ; fil en Cu ; Cu en poudre ; Zn en grenailles ; Al en grenailles ; Fe en grenailles ; limaille de Fe; papier mouillé dans une solution du sel de plomb.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation du cuivre par réduction au carbone (carbothermie).

On met deux spatules du mélange oxyde de cuivre - charbon activé dans une éprouvette sèche. Ensuite on chauffe le contenu de l'éprouvette dans la flamme du bec pendant 10 minutes. Faire attention au changement de couleur du mélange initial. Ecrire l'équation de la réaction chimique. Donner des exemples de métaux qui peuvent être préparés par la carbothermie. Est-ce que le chrome et le nickel peuvent être préparés à partir de leurs oxydes par la carbothermie ? Confirmer les réponses par les calculs nécessaires.

Expérience 2. Préparation du fer par réduction avec l'aluminium (aluminothermie)

On met quelques grammes du mélange oxyde ferrique en poudre-aluminium en poudre sur une tôle. On met le ruban de magnésium de 2-3 cm de longueur dans le mélange des deux corps et on enflamme le bout de ce ruban. Le magnésium brûle avec

dégagement de chaleur et enflamme le mélange. La réaction se déroule très vivement. On laisse réfroidir le produit et on étudie son aspect. Ecrire l'équation de la réaction chimique. Calculer l'effet calorifique de cette réaction. Quels métaux peuvent être préparés par aluminothermie.

Expérience 3. Action des métaux sur l'oxygène de l'air.

a) On prend un petit morceau de sodium avec une pince et on essuie le pétrole sur la surface du métal (On garde le sodium sous une couche du pétrole). On coupe le morceau de sodium avec le couteau et on observe l'oxydation vive de la surface du sodium. On met ce morceau de sodium dans un creuset et on le chauffe dans la flamme du bec. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) On prend un ruban de magnésium de 2-3 cm de longueur avec une pince et on le chauffe dans la flamme du bec. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) On prend un fil en cuivre et on le chauffe dans la flamme du bec pendant 3-5 minutes. Qu'observe-t-on sur la surface du cuivre ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Comparer l'activité des métaux étudiés par rapport à l'oxygène de l'air. Faire une conclusion.

Expérience 4. Action des métaux sur l'eau.

On verse dans trois éprouvettes 1-2 ml d'eau et 2-3 gouttes de phénolphtaléine. On y met : dans la première - un tout petit morceau de Na ; dans la deuxième - -du magnésium en poudre ; dans la troisième - du cuivre en poudre.

Qu'observe-t-on ? On chauffe le contenu de la deuxième et de la troisième éprouvettes jusqu'à ébullition. Qu'observe-t-on ? Comparer l'activité des métaux étudiés par rapport à l'eau.

Expérience 5. Action des métaux sur les acides.

a) Action sur l'acide chlorhydrique et sur l'acide sulfurique dilué.

On prend 4 éprouvettes et on met : dans la première - une grenaille d'Al ; dans la deuxième - une grenaille de Zn ; dans la troisième - un morceau de Fe et dans la quatrième - un morceau de cuivre.

On verse dans chaque éprouvette 1 ml de solution à 1N d'acide chlorhydrique. Qu'observe-t-on ?

On répète l'expérience, pour cela au lieu de l'acide chlorhydrique on prend une solution à 1N d'acide sulfurique. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques. Quels métaux réagissent sur les acides du premier groupe ?

b) Action sur l'acide sulfurique concentré (travailler sous la hotte !)

On met dans une éprouvette un morceau de Cu et on y verse quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. On chauffe le contenu de l'éprouvette. Observer le dégagement du gaz sulfureux (odeur suffocante !) et la formation de la solution bleue. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Dans une autre éprouvette on met une grenaille de Zn et on y verse quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. On chauffe le contenu de l'éprouvette et on observe la formation de la patine jaune sur les parois de l'éprouvette et un dégagement gazeux. Pour savoir, si le gaz obtenu est le sulfure d'hydrogène, on approche du papier mouillé dans une solution de sel de plomb à l'ouverture de l'éprouvette. En présence du sulfure d'hydrogène le papier devient noir :

$$Pb^{+2} + H_2S \longrightarrow \underset{\text{noir}}{PbS\downarrow} + 2H^+$$

Ecrire l'équation de la réaction du zinc sur l'acide sulfurique concentré.

Formuler la règle concernant la nature des produits de la réaction de l'acide sulfurique concentré sur des métaux fonction de la température et de l'activité du métal.

c) Action sur l'acide nitrique dilué et concentré (travailler sous la hotte !)

On met dans deux éprouvettes un morceau de Cu et on y verse : dans la première- - quelques gouttes d'acide nitrique concentré ; dans la seconde - quelques gouttes d'acide nitrique dilué. On chauffe le contenu des deux éprouvettes. Dans la première éprouvette on observe le dégagement d'un gaz roux, dans la seconde - - le dégagement d'un gaz incolore qui devient roux à l'ouverture de l'éprouvette. Quels gaz se dégagent ? Ecrire les équations des réaction chimiques. Formuler la règle concernant la nature des produits de la réaction de l'acide nitrique sur les métaux fonction de l'activité du métal et de la concentration de l'acide nitrique.

Expérience 6. Action des métaux sur les alcalis.

On met dans la première éprouvette une spatule de la poudre de Zn dans la seconde - une spatule de poudre d'Al, on y verse 1 ml de soude à 40%. Si la réaction ne commence pas à se passer, on chauffe légèrement le contenu de chaque éprouvette. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques. Quels autres métaux réagissent sur les alcalis ?

Expérience 7. Action des métaux sur les solutions aqueuses des sels.

On prend trois éprouvettes et on verse : dans la première - 1 ml de solution de $CuSO_4$ à 1N ; dans la deuxième - 1 ml de solution de $CaCl_2$ à 1N ; dans la troisième - 1 ml de solution de $Pb(NO_3)_2$ ou de $Pb(CH_3COO)_2$ à 1N. On y met par une grenaille de Zn.

Dans quelles éprouvettesy a-t-il un changement ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

Formuler la règle concernant la réaction entre les métaux et les solutions aqueuses des sels.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.

2. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations des réactions	Réponses aux questions posées dans l'expériences	Conclusions

TP. N 20. PREPARATION ET PROPRIETES CHIMIQUES DES NON-METAUX

1. Questions théoriques

1. Caractéristiques générales des non-métaux.
2. Propriétés physiques des non-métaux.
3. Propriétés chimiques des non-métaux.
   - 3.1. Action des non-métaux sur les métaux.
   - 3.2. Action des non-métaux sur l'eau.
   - 3.3. Action des non-métaux sur les alcalis.
   - 3.4. Action des non-métaux sur les acides.
   - 3.5. Interaction des non-métaux entre eux.
4. Répartition et abondance des non-métaux dans la nature.
5. Préparation des non-métaux.

2. Equipement et réactifs .

Equipement : Installation pour la préparation du chlore (fig.1) ; Appareil de Kipp pour la préparation de l'hydrogène ; éprouvette avec un bouchon muni d'un tube courbe à dégagement (fig.2) ; support avec tubes d'essai ; béchers ; éprouvettes à pied ; creusets en porcelaine ; mortier et pilon ; cuiller en fer ; spatules ; bec à alcool ; four à mouffle ; toile métallique amiantée ; tole métallique ; boîte de conserves avec un trou au fond.

Solutions : HCl concentré ; HNO_3 concentré ; H_2SO_4 concentré ; H_2SO_4 à 1N ; NaOH à 1N ; Na_2S à 1N ; KBr à 1N ; NaI à 1N ; $KMnO_4$ à 1N ; $Pb(NO_3)_2$ à 1N ; $BaCl_2$ à 1N ; NH_4Cl saturé ; $NaNO_2$ saturé ; l'eau de chlore ; l'eau de brome ; amidon ; méthyl-orange ; solvant organique non-miscible avec l'eau (benzène, toluène, hexane etc..).

Corps secs : Mélange soufre en poudre-zinc en poudre (1 : 2) ; mélange oxyde de plomb-charbon activé (20 : 1) ; mélange bioxyde de silicium (sable) magnésium en poudre (1 : 1) ; $KMnO_4$; KBr ; NaI ; MnO_2 ; CuO ; $KClO_3$; S en poudre ; I_2 ; P rouge ; Sb en poudre ; Na ; Mg en poudre ; Mg en ruban ; Zn en poudre ; Zn en grenaille ; Al en poudre ; bâtonnets en bois.

3. Expériences

Expérience 1. Préparation et propriétés du chlore (travailler sous la hotte):

a)On prépare le chrore dans un laboratoire chimique par action de l'acide chlorhydrique sur les oxydants, tels que : $KMnO_4$; MnO_2 ; PbO_2.

Dans le ballon avec tubulure latérale dit „Würtz" et contenant du permanganate de potassium on ajoute goutte à goutte de l'acide chlorhydrique concentré à l'aide du compte-gouttes (fig.1). On remplit deux éprouvettes à pied avec le chlore sec.

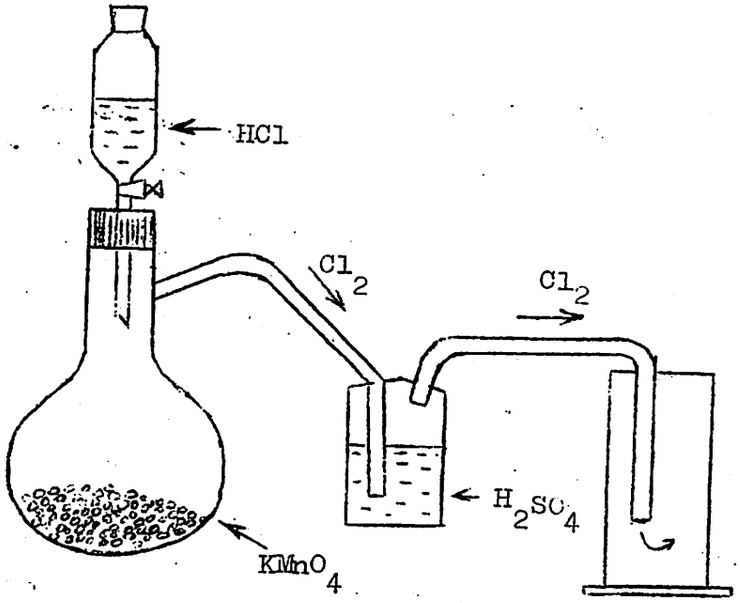


Fig. 1. Installation pour la préparation du chlore.

De quelle couleur est le chlore ? Ensuite on fait passer le chlore dans un bécher avec 20-30 ml d'eau. On utilise l'eau de chlore préparée pour l'étude des propriétés oxydantes.

Ecrire toutes les réactions chimiques.

b) On met dans une éprouvette à pied un peu de poudre d'antimoine. On observe l'inflammation des petites particules d'antimoine dans l'atmosphère de chlore. Ecrire la réaction chimique.

c) On met un tout petit morceau de sodium dans une cuillère en fer et on les plonge dans l'atmosphère de chlore dans la seconde éprouvette à pied. Qu'observe-t-on ? Ecrire la réaction chimique.

d) On ajoute 1-2 ml d'eau de chlore dans une éprouvette avec une solution de sulfure de sodium à une normalité. Qu'observe-t-on ? Ecrire la réaction chimique. Indiquer l'oxydant et le réducteur.

e) On verse dans une éprouvette 1 ml d'eau de chlore et on y ajoute quelques gouttes d'indicateur coloré - le méthylorange. On observe d'abord le changement de la teinte de l'indicateur, ensuite sa décoloration. Expliquer les phénomènes observés.

Expérience 2. Préparation et propriétés du brome.

a) (Travailler sous la hotte !) On met dans une éprouvette sèche une spatule de bromure de potassium et une spatule de bioxyde de manganèse. On y verse 1 ml d'acide sulfurique concentré et on chauffe le contenu de l'éprouvette avec précaution. On observe le dégagement de la vapeur brune de brome. Ecrire la réaction chimique.

b) On ajoute dans l'éprouvette avec 1 ml d'eau de brome une spatule de poudre de magnésium ou de zinc. On observe la décoloration de l'eau de brome. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 3. Préparation et propriétés de l'iode.

a)(Travailler sous la hotte !). On met dans une éprouvette sèche une spatule d'iodure de potassium et une spatule de bioxyde de manganèse. On y verse 1 ml d'acide sulfurique concentré et on chauffe le contenu de l'éprouvette avec précaution. On observe le dégagement des vapeurs violettes de l'iode et la formation des cristaux d'iode sur les parois froides de l'éprouvette. Expliquer ce phénomène. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) On met dans une éprouvette quelques cristaux d'iode et on y verse 1 ml d'eau. On agite le contenu de l'éprouvette. Remarquer la dissolution très faible de l'iode dans l'eau. On ajoute dans l'éprouvette quelques gouttes de solution de NaI à 1N et on agite à nouveau le contenu de l'éprouvette. On observe la solubilité importante de l'iode dans l'eau en présence de NaI à cause de la formation du sel complexe Na $[I_3]$. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) On partage la solution d'iode dans deux éprouvettes et on ajoute dans la première - un peu de poudre de zinc ou de magnésium, dans la seconde - quelques gouttes de la solution d'amidon. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction entre l'iode et le métal.

d) (Travailler sous la hotte !) On met dans un creuset en porcelaine une spatule de poudre d'iode et une spatule de poudre d'aluminium. On les mélange avec le bâtonnet en verre et on y verse 1-2 gouttes d'eau distillée. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique. Quel rôle joue l'eau ?

Expérience 4. Comparaison des propriétés oxydantes des halogènes.

On verse dans la première éprouvette 1 ml de solution de KBr dans la deuxième et troisième éprouvettes 1 ml de solution de NaI. On ajoute dans chaque éprouvette 1 ml d'un solvant organique (benzène, toluène, hexane etc...). On verse dans la première et la deuxième éprouvettes 1 ml d'eau de chlore, dans la troisième éprouvette 1 ml d'eau de brome. On agite le contenu de chaque éprouvette. Qu'observe-t-on ? (La teinte orange du solvant organique indique la présence de brome et celle violette indique la présence d'iode). Ecrire les équations des réactions chimiques. Donner une conclusion sur l'activité oxydante des halogènes.

Expérience 5. Préparation et propriétés de l'hydrogène.

a) On prépare l'hydrogène dans l'appareil de Kipp par la réaction de l'acide chlorhydrique sur le zinc. Après avoir vérifier la pureté de l'hydrogène dégagé on l'enflamme et on observe la combustion de l'hydrogène dans l'air. Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) On remplit une bôite de conserves qui possède un trou au fond avec de l'hydrogène et on enflamme l'hydrogène près du trou. Au commencement l'hydrogène brule lentement, mais au bout de quelques secondes une explosion se produit. Expliquer le phénomène observé.

c) On met dans une éprouvette 2-3 grenailles de zinc et on y verse 2-3 ml d'acide chlorhydrique concentré. On bouche l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube courbe à dégagement (fig.2) dans lequel on place un peut de poudre d'oxyde cuivrique.

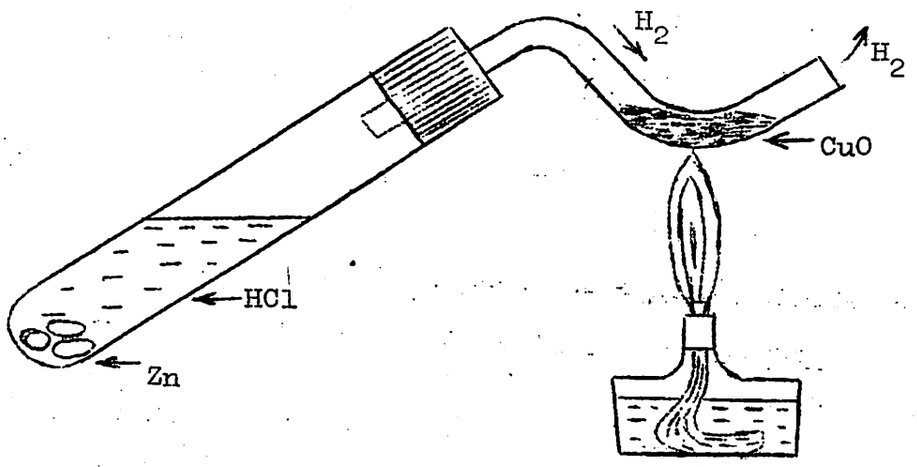


Fig. 2.

On chauffe l'endroit du tube à dégagement où se trouve l'oxyde cuivrique dans la flamme d'un bec à alcool. Qu'observe-t-on ? Expliquer le phénomène observé. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

d) Propriétés réductrices de l'hydrogène moléculaire et de l'hydrogène atomique.

On verse dans deux éprouvettes 2 ml d'acide sulfurique à 1N et quelques gouttes de solution de $KMnO_4$ à 1N. On fait passer dans la première éprouvette le courant d'hydrogène de l'appareil de Kipp.

Dans la seconde éprouvette on plonge une grenaille de zinc. Dans quelle éprouvette observe-t-on la décoloration du permanganate de potassium ? Expliquer ce phénomène par une différence de l'activité réductrice de l'hydrogène moléculaire et de l'hydrogène atomique. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 6. Préparation et propriétés de l'oxygène.

a) à partir du permanganate de potassium.

On met dans une éprouvette deux-trois spatules de permanganate de potassium et on la chauffe dans une flamme du bec à alcool. On introduit dans l'éprouvette un bâtonnet en bois préalablement enflammé. On observe l'augmentation de la combustion du bois. Pourquoi la combustion dans l'atmosphère de l'oxygène pur est plus intense que dans l'atmosphère de l'air ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) à partir du chlorate de potassium.

On met dans une éprouvette deux-trois spatules de sel de Berthollet ($KClO_3$) mélangé avec une petite quantité de bioxyde de manganèse (catalyseur). On chauffe

le contenu de l'éprouvette dans la flamme du bec à alcool. On vérifie le dégagement d'oxygène à l'aide d'un bâtonnet en bois enflammé. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 7. Préparation du soufre mou.

On fait fondre quelques morceaux de soufre dans une éprouvette (T_f = 119°C) et on chauffe le soufre jusqu'à ébullition (T_e = 445 °C). On verse la masse fondue du soufre dans un becher avec de l'eau froide. On étudie l'aspect du soufre obtenu. Le soufre mou perd ses propriétés plastiques au bout de quelques temps et se transforme en soufre cristallin.

Quelle est la structure des molécules du soufre mou ? Quelles modifications allotropiques du soufre savez-vous ?

Expérience 8. Propriétés oxydo-réductrices du soufre.

a) propriétés oxydantes du soufre. (Travailler sous la hotte !). On met deux-trois spatules du mélange soufre en poudre-zinc en poudre (1:2) sur une toile métallique amiantée. On enflamme le mélange avec le bâtonnet en bois enflammé préalablement. Qu'observe-t-on ? Prouver par l'expérience la présence des ions S^{-2} dans la poudre blanche formée. Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Propriétés réductrices du soufre (Travailler sous la hotte !).

On met dans une éprouvette une spatule de poudre du soufre et on y verse 2-3 ml d'acide nitrique concentré. On chauffe le contenu de l'éprouvette jusqu'à ébullition. Ensuite on ajoute dans la solution obtenue à froid 1 ml de solution de $BaCl_2$ à 1N. On observe la formation d'un précipité blanc. Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 9. Préparation de l'azote.

On verse dans une éprouvette 2-3 ml de solution saturée de NH_4Cl et 2-3 ml de solution saturée de $NaNO_2$. Qu'observe-t-on ? On vérifie le dégagement de l'azote avec un bâtonnet en bois enflammé qui s'éteint dans l'atmosphère de l'azote. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 10. Oxydation du phosphore par l'acide nitrique concentré.

On met un tout petit morceau de phosphore rouge dans une éprouvette et on y verse 1 ml d'acide nitrique concentré. On chauffe le contenu de l'éprouvette jusqu'à ébullition. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 11. Propriétés réductrices du carbone.

On met un mélange constitué d'oxyde de plomb et de charbon activé (20:1) dans un creuset en porcelaine. On chauffe le contenu du creuset dans le four à moufle pendant 20-30 min.(800-850°C). Après avoir terminer le grillage on verse le contenu du creuset sur une tôle métallique. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 12. Préparation et propriétés du silicium.

a). On met sur une tôle métallique un mélange fait avec du bioxyde de silicium (sable) et du magnésium en poudre (1:1) . On y met un ruban de magnésium et on l'enflamme. Qu'observe-t-on ? On réfroidit le produit obtenu et on le réduit en poudre dans un mortier. On met cette poudre qui se compose de Si, MgO et Mg_2Si dans un becher avec 10 ml d'acide chlorhydrique concentré. On observe l'auto-inflammation de SiH_4 qui se forme à partir de Mg_2Si. Mentionner la teinte de la poudre de silicium qui reste insoluble. Ecrire les équations de toutes les réactions chimiques. On sépare le silicium de la solution et on l'utilise dans l'expérience suivante.

b) On met dans une éprouvette une spatule de silicium et on y verse 1 ml de solution de NaOH à 1N. On chauffe le contenu de l'éprouvette . Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.
2. Dessins nécessaires des expériences.
3. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations des réactions	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Conclusions

TP N° 21. COMPOSES COMPLEXES

1. Questions théoriques.

1. Notions sur les composés complexes.
2. Structure des composés complexes.
3. Indice de coordination.
4. Nature des forces de formation des complexes.
5. Classification des complexes.
6. Nomenclature des composés complexes.
7. Formation des complexes.
8. Stabilité des composés complexes.
9. Sels hydratés et sels doubles comme complexes.
10. Isomerie des composés complexes.
11. Rôle des composés complexes.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : support avec tubes d'essai ; bain marie ; bec.

Solutions : HCl conc. ; NH_4OH conc. ; H_2SO_4 à IN ; NaOH à IN ; H_2O_2 dilué ; KI à 1N ; NaCl à 1 N ; KCl à 1 N ; $KMnO_4$ à IN ; $K_3[Fe(CN)_6]$ à IN ; $K_4[Fe(CN)_6]$ à IN ; $Na_2S_2O_3$ à IN ; $(NH_4)_2S$ ou Na_2S à IN ; $BaCl_2$ à IN ; sel de Mohr - $(NH_4)_2SO_4 . FeSO_4 . 6H_2O$ à IN ; $FeSO_4$ à IN ; $FeCl_3$ à IN ; $NiSO_4$ à IN ; $ZnSO_4$ à IN ; $CuSO_4$ à IN ; $Hg(NO_3)_2$ à IN ; $AgNO_3$ à IN ; $CrCl_3$ à IN ; $Al_2(SO_4)_3$ à IN ; $Na_3[Co(NO_2)_6]$ à IN.

Corps secs : $CrCl_3 . 6H_2O$; papier rouge de tournesol sensible.

3. Expériences

Expérience 1. Formation des complexes cationiques

a) Formation de l'hydroxyde de tétramminecuivre (II)

On verse dans une éprouvette 2-3 gouttes d'une solution de $CuSO_4$ à IN et on y verse 2-3 gouttes d'une solution de NaOH à 1N. On ajoute dans le précipité bleu goutte à goutte de l'ammoniaque concentrée jusqu'à dissolution complète de ce précipité.

La teinte de la solution obtenue est bleue - violette due à la formation du cation complexe $[Cu(NH_3)_4]^{+2}$.

Ecrire les équations moléculaires et ioniques des réactions chimiques. Quel est l'indice de coordination de l'agent de formation de ce complexe ? Quels agents de formation des complexes manifestent le même indice de coordination ? Donner quelques exemples. On laisse la solution obtenue pour l'expérience 8.

b) Formation de l'hydroxyde de diammineargent.

On verse dans une éprouvette 1ml d'une solution d'Ag NO_3 à IN et on y ajoute goutte à goutte une solution d'ammoniaque. On observe d'abord la formation d'un précipité qui se dissout dans l'excés d'ammoniaque à cause de la formation du cation complexe $[Ag(NH_3)_2]^+$. Ecrire les équations moléculaires et ioniques des réactions chimiques. On laisse la solution obtenue pour l'expérience 8.

Expérience 2. Formation des complexes anioniques.

a) Formation du tétraiodomércurate (II) de potassium.

On verse dans une éprouvette quelques gouttes d'une solution de $Hg(NO_3)_2$ à IN et on y ajoute goutte à goutte une solution de KI à 1N. Le précipité rouge formé à la suite de la réaction d'échange se dissout dans l'excès de KI avec la formation de l'anion complexe incolore $[HgI_4]^{-2}$. Ecrire les équations ioniques et moléculaires des réactions chimiques.

b) Formation des hydroxydes complexes.

On dispose de solutions des sels de Zn^{+2} (Zn SO_4 ou Zn Cl_2), de Al^{+3} (Al Cl_3 ou $Al_2(SO_4)_3$) et de Cr^{+3} (Cr Cl_3 ou $Cr_2(SO_4)_3$).

On verse dans 3 éprouvettes 1ml de solution de chaque sel : dans la première - la solution du sel de Zn^{+2} ; dans la deuxième - la solution du sel de Al^{+3} et dans la troisième - la solution du sel de Cr^{+3}.

On y ajoute goutte à goutte une solution de NaOH à IN jusqu'à formation des précipités.

De quelle couleur sont-ils ?

On dissout les précipités dans un excès de NaOH.

Il se forme des composés complexes renfermants les anions complexes suivants :

$[Zn(OH)_4]^{-2}$ - tétrahydroxozincate - anion ;

$[Al(OH)_4]^{-1}$ - tétrahydroxoaluminate - anion

ou $[Al(OH)_6]^{-3}$ - hexahydroxoaluminate - anion ;

$[Cr(OH)_6]^{-3}$ - hexahydroxochromate - anion ;

De quelle couleur sont-ils ? Ecrire les équations moléculaires et ioniques des réactions chimiques. Nommer les hydroxydes complexes formés.

Expérience 3. Formation d'un complexe catio-anionique.

On verse dans une éprouvette 1ml de solution à 1N d'hexacyanoferrate (II) de potassium (ferroxyanure de potassium, $K_4[Fe(CN)_6]$) et 1ml de solution à 1N de $NiSO_4$. Un précipité se forme. De quelle couleur est-il ?

On ajoute dans le précipité formé une solution concentrée d'ammoniaque jusqu'à dissolution complète de ce précipité, en même temps il y a formation des cristaux lilas du sel complexe $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$ - hexacyanoferrate (II) de hexaaminenickel (II).

Ecrire les équations moléculaires et ioniques des réactions chimiques.

Expérience 4. Dissociation électrolytique des composés complexes et des sels doubles.

Pour la comparaison de la dissociation électrolytique des composés complexes et des sels doubles on prend un complexe et un sel double qui renferment dans sa composition Fe^{+2} : le sel complexe - $K_4[Fe(CN)_6]$ et le sel double $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ ($(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ -sel de Mohr).

Pour déterminer la présence des ions Fe^{+2} dans la solution on se sert de la réaction de ces ions sur le sulfure d'ammonium (ou sur le sulfure de sodium) qui donne un précipité noir:

$$Fe^{+2} + S^{-2} \longrightarrow \underset{\text{noir}}{FeS}$$

On verse dans une éprouvette 1ml d'une solution de hexacyaneferrate (II) de potassium à 1N dans une autre - 1ml d'une solution de sel de Mohr à 1N. On y ajoute quelques gouttes d'une solution de sulfure de sodium à 1N.
Dans quelle éprouvette le précipité noir se forme ?

On détermine la présence des ions NH_4^+ et SO_4^{-2} dans la solution du sel de Mohr. Pour déterminer la présence des cations NH_4^+ on verse dans une éprouvette 1ml d'une solution de sel de Mohr à 1N, on y ajoute 1ml d'une solution de NaOH à 1N et on chauffe le contenu de l'éprouvette. Pour déterminer le dégagement d'ammoniac on approche du papier rouge de tournesol sensible mouillé dans de l'eau distillée à l'ouverture de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ? Pour déterminer la présence des anions SO_4^{-2} on ajoute 1ml de chlorure de barium à 1N dans une éprouvette renfermant 1ml d'une solution de sel de Mohr à 1N. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations de toutes les réactions. D'après l'expérience écrire les équations de dissociation électrolytique du sel complexe et du sel double. Quelle est la différence entre les sels doubles et les sels complexes.

Expérience 5. Comparaison de la stabilité des ions complexes

On prépare dans deux éprouvettes du chlorure d'argent pour cela on verse 1ml d'une solution de nitrate d'argent et on y ajoute 1ml d'une solution de chlorure de sodium à IN. Ensuite, on ajoute dans la première éprouvette de l'ammoniaque concentré jusqu'à dissolution complète du chlorure d'argent, dans la seconde éprouvette on ajoute une solution de thiosulfate de sodium à IN jusqu'à dissolution complète du chlorure d'argent. Quels sels complexes se forment? Les nommer. Ecrire les équations de la dissociation électrolytique de ces sels. Pour comparer la stabilité des ions complexes des sels complexes formés, on ajoute dans chaque éprouvette quelques gouttes d'une solution d'iodure de potassium à IN.
Dans quelle éprouvette observe-t-on la formation du précimité jaune d'Ag I ? Pourquoi dans l'autre éprouvette AgI ne se forme pas ? Confirmer la réponse en utilisant les valeurs du produit de solubilité d'Ag I et les constantes de stabilité des complexes. Lequel parmi des complexes formés est le plus stable ?

Expérience 6. Complexes dans les réactions d'échange

a) On verse dans une éprouvette 1ml d'une solution de $FeCl_3$ à 1N et 2ml d'une solution de $K_4[Fe(CN)_6]$ à IN. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations moléculaire et ionique de la réaction chimique. Atteint-on la précipitation complète des ions Fe^{+3} (la précipitation est complète si la concentration des ions est inférieure à 10^{-5} g-ion/l). Confirmer la réponse par des calculs nécessaires.

b) On verse dans une éprouvette 1ml d'une solution de $FeSO_4$ à 1N et 1ml d'une solution de $K_3[Fe(CN)_6]$ à IN. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations moléculaire et ionique de la réaction chimique .

c) On verse dans une solution de K Cl un peut de solution de $Na_3[Co(NO_2)_6]$- héxanitrocobaltate (III) de sodium. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de formation du sel $K_2Na[Co(NO_2)_6]$. Le nommer.

Expérience 7. Complexes dans les réactions d'oxydo-réduction

a) Réduction d'un complexe

On mélange dans une éprouvette 2ml d'une solution diluée de H_2O_2 avec 2ml de NaOH à IN.

On verse dans une autre éprouvette 1ml d'une solution de $K_3[Fe(CN)_6]$ et on y ajoute du mélange H_2O_2 - NaOH. On observe un dégagement d'oxygène.
Ecrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction.

b) Oxydation d'un complexe

On introduit dans une éprouvette 1ml d'une solution de $K_4[Fe(CN)_6]$ à IN et 1ml d'acide sulfurique à IN. Ensuite on y verse 1ml de solution de permanganate de potassium à 1 N. Expliquer la décoloration de la solution de $KMnO_4$. Ecrire les équations ionique et moléculaire de la réaction d'oxydo-réduction.

Expérience 8. Décomposition des ions complexes.

a) On ajoute dans la solution d'hydroxyde de diammine-argent préparée dans l'expérience 1b de l'acide HCl concentré jusqu'à formation du milieu acide. Il se forme un pricipité blanc de chlorure d'argent. Composer l'équation de dissociation électrolytique du cation de diammine-argent et le rôle de l'acide chlorhydrique

b) On partage en deux la solution bleue-violette de l'hydroxyde de tétrammineciuivre (II) préparée dans l'expérience 1a. On ajoute dans la première éprouvette une solution de NaOH à IN dans la seconde - une solution de Na_2S à IN.
Dans quelle éprouvette y a-t-il formation du précipité et pourquoi ?
Ecrire les équations moléculaire et ionique de la réaction.

Expérience 9. Isomérie desolvatation (d'ionisation) des complexes

On dissout quelques cristaux violets de $Cr\,Cl_3 \cdot 6H_2O$ dans de l'eau. La teinte de la solution est violette. On chauffe le contenu de l'éprouvette, on observe un changement de couleur. Expliquer ce phénomène si on sait que les teintes des sels complexes sont les suivantes :

$[Cr(H_2O)_6]\,Cl_3$ - violette

$[Cr(H_2O)_5\,Cl]\,Cl_2 \cdot H_2O$ - verte claire

$[Cr\,(H_2O)_4\,Cl_2]\,Cl \cdot 2H_2O$ - verte foncée.

4. Contenu et forme du compte-rendu

1. Titre du TP.
2. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N°	DESIGNATION DE L'EXPERIENCE	MARCHE DE L'EXPERIENCE	OBSERVATION	EQUATIONS DES REACTIONS	REPONSES AUX QUESTIONS POSSES DANS L'EXPERIENCE	CONCLUSIONS

TP. N 22. ANALYSE ELEMENTAIRE DES COMPOSES ORGANIQUES

1. Questions théoriques.

1. Evolution des idées théoriques de la chimie organique.
2. Théorie de la structure des corps organiques de A. Boutlérov.
3. Modèle tétraédrique de l'atome du carbone.
4. Nature des liaisons chimiques dans des corps organiques.
5. Isoméries.
   - 5.1. Isomérie plane. Tautomérie.
   - 5.2. Stéréochimie. Stéréoisomérie.
6. Facteurs influant sur la réactivité des molécules organiques.
7. Mécanismes réactionnels des corps organiques.
8. Classification en chimie organique.
9. Phénomène de l'homologie. Fonction. Radical.
10. Sources naturelles principales des corps organiques.
11. Analyse simple qualitative et quantitative des composés organiques.
12. Nomenclature des composés alyphatiques.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : support avec tubes d'essai ; éprouvette avec bouchon mani d'un tube à dégagement ; verre de montre ; bec à alcool ; bechers.

Solutions, liquides : H_2SO_4 conc ; HCl conc ; HNO_3 à 1 N ; HNO_3 conc ; NaOH à 1N ; $Ca(OH)_2$ saturé ; $FeSO_4$ à 1N ; $FeCl_3$ à 1N ; $Pb(NO_3)_2$ ou $Pb(CH_3COO)_2$ à 1N ; $AgNO_3$ à 1N ; $(NH_4)_2MoO_4$ à 1N ; éthanol ; phénolphtaléine .

Corps secs : composé organique pour l'analyse du carbone et de l'hydrogène (sucre par exemple) ; composé organique renfermant l'azote et le soufre dans sa composition ; composé organique halogéné ; corps organique renfermant le phosphore dans sa composition ; fil en cuivre ; Na ; CuO.

3. Expériences

Expérience 1. Décèlement du carbone et de l'hydrogène dans un composé organique

On mélange 0,2 - 0,3g d'un composé organique (du sucre , par exemple) avec 1-2g d'oxyde cuivrique en poudre. On met ce mélange dans une éprouvette sèche. On bouche l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube à dégagement. On met l'extremité du tube à dégagement dans une autre éprouvette avec 2-3 ml de solution de $Ca(OH)_2$. On chauffe le contenu de l'éprouvette contenant le corps à analyser dans une flamme du bec à alcool.

La réaction d'oxydation du corps organique se produit d'après le schéma le suivant :

$$C_xH_y + (2x + y/2)\,CuO \longrightarrow x\,CO_2 + y/2\,H_2O + (2x + y/2)\,Cu$$

L'apparition du troublement dans la solution de $Ca(OH)_2$ montre la présence de CO_2 dans le gaz degagé. est par conséquent la présence du carbone dans la composition du corps organique.

Pour déceler l'hydrogène dans le composé organique à analyser on dirige l'ouverture du tube à dégagement sur la surface d'un morceau de verre. On observe la condensation de petites gouttelettes d'eau sur le verre qui indique la présence de H_2O dans le gaz dégagé et, par conséquent la présence de l'hydrogène dans la composition du corps organique.

Expérience 2. Décèlement de l'azote et du soufre.

On met dans une éprouvette sèche une spatule du corps organique à analyser et un tout petit morceau de sodium. On chauffe le contenu de l'éprouvette dans la flamme du bec à alcool, pour initier l'interaction entre le sodium et le corps organique à analyser. La réaction se produit très vivement. Après avoir réfroidi on dissout le contenu de l'éprouvette dans 10 - 20ml d'eau distillée. On partage la solution obtenue en deux parties.
On ajoute dans la première éprouvette 1ml de solution de $FeSO_4$ à 1N et 1ml de solution de $FeCl_3$ à 1N.
On fait bouillir le contenu de l'éprouvette pendant 2-5 minutes, après avoir refroidi la solution on l'acidifie avec une solution d'acide chlorhydrique concentré jusqu'à obtenu un milieu acide.

En présence d'azote dans le corps organique à analyser la solution après l'acidification devient bleue-marine, à cause de formation du sel complexe $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$.

Les processus qui se passent à la suite du décèlement de l'azote sont présentés par les réactions suivantes :

$$RCN + Na \longrightarrow NaCN + R$$

où : R CN est le corps organique qui renferme de l'azote dans sa composition

$$6\ NaCN + FeSO_4 \longrightarrow Na_4[Fe(CN)_6] + Na_2SO_4$$

$$3\ Na_4[Fe(CN)_6] + 4\ FeCl_3 \longrightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3 + 12\ NaCl$$

Dans la seconde éprouvette on ajoute 2-3 ml de solution de nitrate de plomb alcalinisée. Pour cela on ajoute dans une éprouvette 1ml de solution de $Pb(NO_3)_2$ à 1N et de la solution de NaOH à 1N jusqu'à dissolution du précipité de $Pb(OH)_2$ formé initialement.

En présence du soufre dans le corps organique à analyser la solution devient noire à cause de la formation du précipité PbS.

Les processus qui se produisent à la suite du décèlement de l'azote sont présentés par les réactions suivantes :

$$RS + 2Na \longrightarrow Na_2S + R$$
$$Pb(NO_3)_2 + 2NaOH \longrightarrow Pb(OH)_2 + 2\,NaNO_3$$
$$Pb(OH)_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2[Pb(OH)_4]$$
$$Na_2S + Na_2[Pb(OH)_4] \longrightarrow Pb\,S\downarrow + 4\,NaOH$$

Expérience 3. Décèlement des halogènes

a) Test de Beilstein

On utilise pour cet essai un fil en cuivre.

On grille un bout de ce fil dans la flamme du bec à alcool jusqu'à disparition de la teinte verte de la flamme. Ensuite, on le refroidi et on touche par ce fil de la poudre du corps organique halogéné à analyser ou bien on plonge le bout du fil dans le liquide si le corps à analyser est un liquide. On grille à nouveau le bout du fil, celui-ci se colore en bleu-vert lorsque le corps organique à analyser est halogéné. La coloration bleue-verte est due à la formation des halogènures cuivriques, à la suite de l'intéraction de l'oxyde cuivrique et des halogènes du corps organique.

Les halogènures cuivriques colorent la flamme en bleu-vert.

Le test de Beilstein est très sensible et peut être provoqué par des traces de produits halogénés apportés par des impuretés.

b) Test de Stepanov

On verse 2-3 ml d'alcool éthylique dans une éprouvette, on y ajoute quelques cristaux du corps organique à analyser ou bien quelques gouttes de ce dernier s'il est à l'état liquide. Ensuite on met un tout petit morceau de sodium. Le sodium réagit vivement sur l'alcool avec le dégagement de l'hydrogène. Quand la réaction est terminée on ajoute dans l'éprouvette le même volume d'eau distillée et quelques gouttes d'indicateur coloré - phénolphtalèine. On neutralise la solution alcaline avec de l'acide nitrique à 1N jusqu'à obtenu un milieu neutre. Ensuite on ajoute dans la solution obtenue 1-2 ml de solution d'$AgNO_3$ à 1N. L'apparition d'un précipité atteste la présence des halogènes dans le corps organique à analyser.

En présence de chlore le précipité est blanc, de brome- il est blanc-jaunâtre, d'iode- il est jaune.

Les réactions chimiques qui se produisent lors du test de Stepanov sont les suivantes :

$$CH_3 - CH_2OH + Na \longrightarrow CH_3CH_2O\,Na + H\uparrow$$
(H atomique)
$$RX + 2H \longrightarrow RH + HX$$

où : RX - corps organique halogéné

X = Cl ; Br ; I.

$$CH_3CH_2ONa + H_2O \longrightarrow CH_3CH_2OH + NaOH.$$
$$HX + NaOH \longrightarrow NaX + H_2O$$
$$NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$
$$NaX + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgX\downarrow$$

La présence dans le corps organique à analyser du soufre et de l'azote empêche l'analyse des halogènes à cause de la formation du sulfure d'argent et du cyanure d'argent.

Expérience 4. Décèlement du phosphore dans un composé organique
(Travailler sous la hotte !)

D'abord on décompose le corps à analyser avec un oxydant quelconque, pour cela on met dans une éprouvette une petite quantité du sbstance (~ 100 mg), on y verse 1 ml d'acide sulfurique concentré et 1 ml d'acide nitrique concentré. On chauffe le contenu de l'éprouvette avec beaucoup de précaution jusqu'à décoloration du liquide. On refroidit la solution et on la verse dans un becher avec 10-20 ml d'eau distillée. On chauffe le contenu du becher jusqu'à ébullition et on y verse 10 ml de solution du molybdate d'ammonium acidulé avec l'acide nitrique. La formation d'un précipité jaune indique la présence du phosphore dans le corps organique à analyser.

Les réactions qui se produisent lors de l'analyse sont les suivantes :
1) La décomposition du corps organique par le mélange constitué d'acide nitrique concentré et d'acide sulfurique concentré donne H_3PO_4 ; CO_2 ; H_2O ; SO_2 et NO_2.
2) Précipitation de l'acide phosphorique :

$$H_3PO_4 + 12(NH_4)_2\,MoO_4 + 21\,HNO_3 \rightarrow 21NH_4NO_3 + (NH_4)_3\,H_4\,[P(Mo_2O_7)_6] + 10H_2O.$$

4. Contenu et forme du compte-rendu

1. Titre du TP
2. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant.

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Dessin de l'installation	Observations	Equations des réactions	Conclusions

T.P. N 23. PREPARATION ET PROPRIETES CHIMIQUES DES HYDROCARBURES

1. Questions théoriques

1. Alcanes. Généralités. Propriétés physiques.
   1.1. Propriétés chimiques. Stabilité. Réactions de déstruction. Réactions de substitution.
   1.2. Préparation.
   1.3. Etat naturel et utilisation.
2. Alcènes. Généralités. Propriétés physiques. Isomérie.
   2.1. Propriétés chimiques. Addition symétrique. Addition dissymétrique dirigée. Oxydation. Addition dissymétrique non-dirigée. Stabilité et polymérisation.
   2.2. Etat naturel et préparation.
   2.3. Utilisation.
3. Alcynes. Généralités. Propriétés physiques.
   3.1. Propriétés chimiques. Réactions d'addition. Réactions de destruction. Réactions de polymérisation. Réaction de substitution.
   3.2. Méthodes de préparation et utilisation.
4. Alcadiènes. Généralités. Propriétés physiques.
   4.1. Propriétés chimiques des diènes conjugués. Addition en 1-4. Synthèse diénique (Réaction de Diels-Alder). Polymérisation.
   4.2. Butadiène. Isoprène.
   4.3. Caoutchoucs.
5. Hydrocarbures alicycliques. Cyclanes. Nomenclature. Propriétés physiques.
   5.1. Propriétés chimiques. Stabilité.
   5.2. Méthodes de préparation.
6. Hydrocarbures aromatiques. Généralités. Nomenclature.
   6.1. Sources des hydrocarbures aromatiques.
   6.2. Préparation du benzène et de ses homologues.
   6.3. Propriétés chimiques du benzène et de ses homologues. Réactions d'addition . Réactions de destruction. Réactions de substitution.
   6.4. Règles d'orientation des substitutions successives. (Règles de Holleman).
   6.5. Hydrocarbures aromatiques polynucléaires aux noyaux benzéniques condensés et non-condensés.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Support avec tubes d'essai ; support universel ; installation pour la préparation du méthane (fig. 1) ; installation pour la préparation de l'éthylène ; installation pour la préparation de l'acétylène (fig. 2) ; bain-marie ; thermomètres; bec à alcool ; entonnoirs à séparation.

Solutions, liquides: $KMnO_4$ à 1N ; H_2SO_4 conc.; H_2SO_4 à 1N ; mélange constitué d'acide sulfurique concentré et d'acide [illegible] ; benzène ; toluène ; formaline; l'eau de brome ; Br_2 ; C_2H_5OH.

Corps secs : mélange constitué d'acétate de sodium et de chaux sodée (1:2); CaC_2 ; sable ; limaille de fer.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation et propriétés chimiques du méthane.

On prépare le méthane dans un laboratoire chimique par la décomposition thermique de l'acétate de sodium en présence d'alcali :

$$CH_3COONa + NaOH \xrightarrow{t} CH_4 \uparrow + Na_2CO_3$$

On met dans une éprouvette sèche 1/3 de son volume d'un mélange constitué d'acétate de sodium et de chaux sodée (1:2). On la fixe horizontalement dans le support universel et on la bouche avec un bouchon muni d'un tube à dégagement (fig. 1).

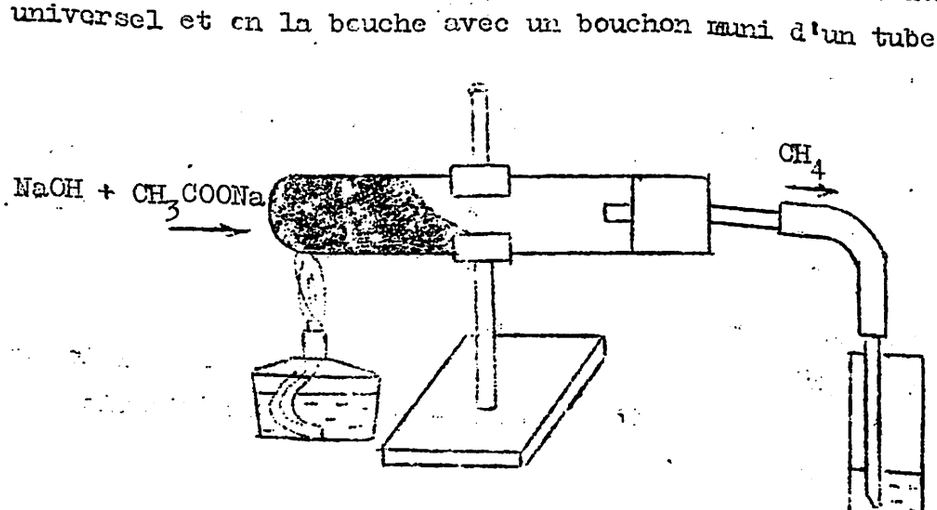


Fig. 1. Installation pour la préparation du méthane.

On chauffe le mélange dans la flamme du bec à alcool.

On fait passer le gaz dégagé dans une éprouvette avec la solution diluée de $KMnO_4$ acidulée par l'acide sulfurique pendant 2-3 minutes. Ensuite on fait passer le gaz dégagé dans une autre éprouvette avec de l'eau de brome pendant 2-3 minutes. Expliquer pourquoi on n'observe pas le changement de la coloration des solutions.

On approche le bout du tube à dégagement de la flamme du bec à alcool et on observe la combustion du méthane. Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 2. Préparation et propriétés chimiques de l'éthylène.

Dans un laboratoire chimique on prépare l'éthylène par la déshydratation de l'alcool éthylique en présence de l'acide sulfurique concentré :

$$CH_3 - CH_2 - OH + HOSO_2OH \longrightarrow CH_3 - CH_2 - O - SO_2OH + H_2O$$

$$CH_3 - CH_2 - O - SO_2OH \longrightarrow CH_2 = CH_2 + H_2SO_4$$

Pour cela on met 2-3 spatules de sable dans une éprouvette on y verse 1 ml d'alcool éthylique et 5 ml d'acide sulfurique concentré.

On fixe l'éprouvette verticallement dans le support universel et on la bouche avec un bouchon muni d'un tube à dégagement. On chauffe le mélange dans la flamme du bec à alcool. On fait passer le gaz dégagé dans une éprouvette avec la solution diluée de $KMnO_4$ acidulée par l'acide sulfurique pendant 2-3 minutes. Qu'observe-t-on ? On fait passer le gaz dans une autre éprouvette avec de l'eau de brome pendant 2-3 minutes. Qu'observe-t-on ? Expliquer les phénomènes observés. Ecrire les équations des réactions chimiques.

On approche le bout du tube à dégagement de la flamme du bec à alcool et on observe la combustion de l'éthylène

Expérience 3. Préparation et propriétés chimiques de l'acétylène.

On prépare l'acétylène dans un laboratoire chimique par l'interaction entre le carbure de calcium et l'eau.

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2 \uparrow$$

On fixe le ballon avec tubulure latérale dit ballon „Würtz" dans le support universel. On y met quelques morceaux du carbure de calcium. On ajoute goutte à goutte de l'eau à l'aide du compte-gouttes (fig. 2). La réaction entre le carbure de calcium et l'eau se produit vivement avec un dégagement gazeux.

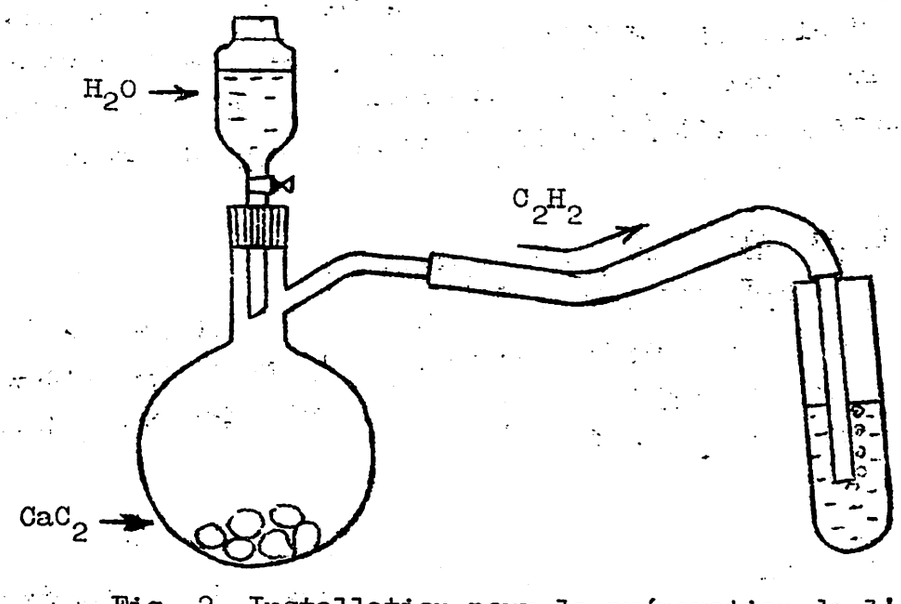


Fig. 2. Installation pour la préparation de l'acétylène.

On plonge le bout du tube à dégagement dans une éprouvette renfermant une solution diluée du pérmanganate de potassium acidulée par l'acide sulfurique. On fait passer le gaz pendant 2-3 minutes. Qu'observe-t-on ? On fait passer le gaz dans une autre éprouvette avec de l'eau de brome. Qu'observe-t-on ? On approche le bout du tube à dégagement à la flamme du bec à alcool et on observe la combustion de l'acétylène. Expliquer pourquoi l'acétylène brule avec la formation du noir de fumée ? Ecrire les équations des toutes les réactions chimiques.

Expérience 4. Propriétés chimiques du benzène et ses homologues.

a) Action du benzène et du toluène sur l'eau de brome

On verse dans deux éprouvettes :
dans la première - 1 ml de benzène ;
dans la seconde - 1 ml de toluène.

On y ajoute 1 ml d'eau de brome, on agite le contenu de chaque éprouvette et on les met dans le bain-marie. Qu'observe-t-on ? Expliquer la différence dans la réactivité de deux corps par rapport à l'eau de brome. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action du benzène et du toluène sur le permanganate de potassium.

On verse dans deux éprouvettes :
dans la première - 1 ml de benzène ;
dans la seconde - 1 ml de toluène.

On y ajoute 1 ml de solution de $KMnO_4$ à 1N et quelques gouttes d'acide sulfurique à 1N. On agite le contenu de chaque éprouvette et on les met dans le bain-marie. Qu'observe-t-on ? Expliquer la différence de l'action du brome et du permanganate de potassium sur le benzène et sur le toluène.

c) Test de Nastukov

On ajoute dans une éprouvette 2-3 gouttes de benzène, 4-5 gouttes de formaline (CH_2O) et 6-7 gouttes d'acide sulfurique concentré. On agite le contenu de l'éprouvette. Un goudron noir se forme indiquant la présence de corps aromatique. On utilise le test de Nastukov pour déceler qualitativement les hydrocarbures aromatiques.

d) Bromation du benzène (Travailler sous la hotte !)

On verse dans une éprouvette 1ml de benzène et quelques gouttes de brome. On y met un peu de l'imaille de fer et on agite le contenu de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ? Quel rôle joue le fer ? Ecrire l'équation de la réaction chimique et mécanisme de la bromation.

e) Nitration du benzène

On verse dans une éprouvette 1 ml de benzène et on y ajoute goutte à goutte 3 ml du mélange sulfonitrique constitué d'acide sulfurique concentré et d'acide nitrique concentré (4V : 3V). La réaction se produit avec dégagement de chaleur, c'est pourquoi on agite le contenu de l'éprouvette en le refroidissant sous un courant d'eau froide. Pendant toute la durée de l'opération d'addition du mélange sulfonitrique la température des corps réagissants doit être inférieure à 40°C.

Quand la réaction est terminée, c'est-à-dire quand l'agitation du contenu de l'éprouvette après l'addition complète du mélange sulfonitrique et sans refroidissement n'entraine aucune augmentation de la température, on chauffe le contenu de l'éprouvette dans le bain-marie pendant 20-30 minutes.

Le liquide obtenu se sépare en deux couches. La couche inférieure est constituée du mélange d'acides et celle supérieure est constituée de nitrobenzène.

On verse le liquide obtenu dans un becher avec 20-30 ml d'eau distillée. La dillution du mélange sulfonitrique diminue sa masse volumique. C'est pourquoi le nitrobenzène (ρ = 1,2 g/ml) descend au fond du becher. On sépare les phases liquides avec un entonnoir à séparation et on lave le nitrobenzène 2-3 fois avec 2-3 ml d'eau.

Le produit obtenu est un liquide légèrement opalescent, ayant une odeur agréable d'amandes amères. Ecrire l'équation de la réaction chimique et expliquer le mécanisme de la bromation.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP
2. Dessins nécessaires des installations chimiques.
3. On présente le compte rendu sous forme du tableau suivant :

N	Désignation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations des réactions	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Conclusions

TP. N 24. PREPARATION ET PROPRIETES CHIMIQUES DES DERIVES D'HYDROCARBURES.

1. Questions théoriques.

1. Dérivés halogénés d'hydrocarbures. Préparation. Propriétés chimiques.
2. Alcools. Formule générale. Isomérie. Nomenclature.
   - 2.1. Méthodes de préparation.
   - 2.2. Propriétés physiques et chimiques.
   - 2.3. Polyalcools. Ethylène glycol. Glycérol.
   - 2.4. Phénols. Méthodes de préparation, propriétés.
3. Ethers. Nomenclature. Isomérie. Structure.
   - 3.1. Préparation et propriétés.
4. Aldéhydes. Cétones. Généralités (structure, isomérie, nomenclature).
   - 4.1. Préparation et propriétés physiques et chimiques. Procédé oxo.
5. Acides carboxyliques. Nomenclature. Isomérie.
   - 5.1. Méthodes de préparation.
   - 5.2. Propriétés physiques et chimiques.
   - 5.3. Acides aliphatiques supérieurs. Savons d'acides gras. Graisses. Polyacides.
   - 5.4. Esters. Propriétés chimiques et méthodes de préparation.
6. Corps organiques azotés.
   - 6.1. Composés nitrés des hydrocarbures. Préparation, propriétés physiques et chimiques.
   - 6.2. Amines. Amides. Méthodes de préparation. Propriétés chimiques. Fibre chimique du nylon.
7. Composés organiques avec fonctions mixtes.
   - 7.1. Carbohydrates. Monosaccharides. Polysaccharides.
   - 7.2. Protéines. Théories modernes sur la structure des protéines.

2. Equipement et réactifs.

Equipement. Support avec tubes à essais ; éprouvette munie d'un tube à dégagement ; éprouvette munie d'un tube réfrigérant à reflux ; bec à alcool ; bain-marie à 60-80°C et à 100°C ; toile métallique.

Solutions et liquides. HCl conc. ; HCl à 1N ; H_2SO_4 conc. (ρ = 1,84 g/ml) ; H_2SO_4 à 1N ; HNO_3 conc. (ρ = 1,4 g/ml) ; NaOH à 40% ; NaOH à 10% ; NaOH à 1N ; $KMnO_4$ à 1N ; $FeCl_3$ à 1N ; $CuSO_4$ à 1N ; $K_2Cr_2O_7$ à 1N ; $CaCl_2$ à 1N ; eau de brome ; solution alcoolique de nitrate d'argent ; solution ammoniacale d'hydroxyde d'argent ($[Ag(NH_3)_2]OH$) ; méthylorange ; phénolphtaléine ; glucose ; chlorure de benzoyle ; nitrométhane ; aniline , hydroxylammine chlorhydrique ($NH_2OH.HCl$) à 40% ; acide formique ; acide acétique ; acide acétique à 1N ; solution de savon ; acétone ; alcool éthylique ; alcool méthylique ; alcool iso-amylique ; solution benzènique de chlorure de benzyle ; solution benzènique d'ortho- ou de para-chlorotoluène ; solution aqueuse saturée de phénol ; solution aqueuse saturée de naphtol-2 ; acide fuchsinesulfurique ; formaldéhyde à 40%.

Corps secs. Na ; Mg en poudre ; Zn en grenaille ; fil en cuivre ; I_2 en poudre ; KBr ; CH_3COONa anhydre.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation des dérivés halogénés d'hydrocarbures.

a) Préparation de bromo-éthane.

On met dans une éprouvette munie d'un tube à dégagement 3 ml d'alcool éthylique (étanol) et 3 ml d'acide sulfurique concentré (ρ = 1,84 g/ml) avec beaucoup de précaution. On refroidi le contenu de l'éprouvette dans l'eau courante, ensuite o y ajoute 2-3 g de bromure de potassium.

On met l'extrémité du tube à dégagement dans une éprouvette placée dans de l'eau froide et on chauffe le mélange d'alcool éthylique, d'acide sulfurique et de bromure de potassium dans la flamme du bec à alcool. La vapeur du bromo-éthane obtenue se condense dans l'éprouvette et donne un liquide lourd et transparant avec une odeur spécifique (fig.1).

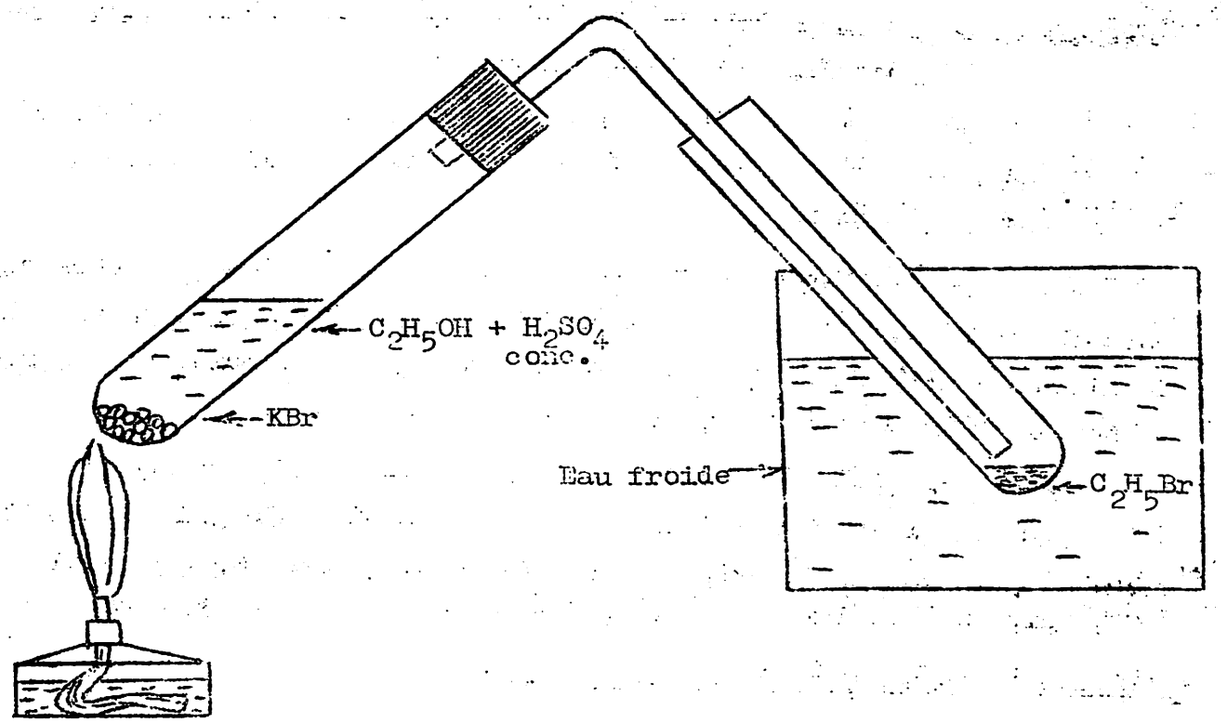


Fig. 1. Préparation du bromo-éthane.

Les réactions chimiques de la synthèse du bromo-éthyle sont les suivantes :

$$CH_3-CH_2OH + HOSO_2OH \longrightarrow CH_3-CH_2OSO_2OH + H_2O$$

$$KBr + H_2SO_4 \longrightarrow HBr + KHSO_4$$

$$CH_3CH_2OSO_2OH + HBr \longrightarrow CH_3CH_2Br + H_2SO_4$$

b) Préparation de l'iodoforme (triïodo-méthane).

On verse dans une éprouvette 1 ml de l'alcool éthylique, 2 ml d'eau distillée et une spatule de poudre d'iode. On ajoute goutte à goutte une solution concentrée de soude jusqu'à dissolution complète de l'iode. Qu'observe-t-on ? On chauffe le contenu de l'éprouvette dans un bain-marie jusqu'à 60-80°C. Après refroidissement un précipité jaune se forme. Vérifier l'odeur spécifique de ce

précipité.

Les réactions chimiques de la synthèse de l'iodoforme sont les suivantes :

$$4I_2 + 8NaOH \longrightarrow 4NaI + 4NaIO + 4H_2O$$

$$CH_3 - CH_2OH + NaIO \longrightarrow CH_3 - \overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + H_2O + NaI$$

$$CH_3 - \overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + 3NaIO \longrightarrow CI_3 - \overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + 3\,NaOH.$$

$$CI_3 - \overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + HOH \longrightarrow CHI_3 + H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$$

$$H - \overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + NaOH \longrightarrow H_2O + H - \overset{O}{\overset{\|}{C}}-O\,Na$$

---

l'équation sommaire est la suivante :

$$CH_3CH_2OH + 4I_2 + 6NaOH \longrightarrow CHI_3 + H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-ONa + 5NaI + 5H_2O.$$

Expérience 2. Comparaison de la mobilité des atomes d'hydrogènes dans des molécules organiques différentes.

Les halogènes liés directement avec le noyau benzénique entrent en réaction de substitution avec beaucoup plus de difficultés que ceux liés avec de carbone de la chaîne aliphatique.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml de solution benzénique d'ortho- ou de para-chlorotoluène et on y ajoute quelques gouttes d'une solution alcoolique de nitrate d'argent. On chauffe le mélange dans le bain-marie. Observe-t-on ou non la formation du précipité de chlorure d'argent ?

On verse dans une autre éprouvette 1-2 ml de solution benzénique de chlorure de benzyle et on y ajoute quelques gouttes de solution alcoolique de nitrate d'argent. On chauffe le mélange dans le bain-marie, d'abord un trouble se forme et ensuite un précipité blanc. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 3. Propriétés chimiques des alcools.

a) Caractère neutre des alcools.

On verse dans deux éprouvettes quelques gouttes d'alcool éthylique et on y ajoute :

dans la première - quelques gouttes de méthylorange ,

dans la seconde - quelques gouttes de phénolphtaléine.

Observe-t-on ou non le changement de teinte des indicateurs colorés ? Conclure.

b) Préparation de l'éthylate de sodium et hydrolyse de ce dernier.

On verse dans une éprouvette 2-3 ml d'éthanol et on y met un tout petit morceau de sodium . Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Ensuite, on verse dans la solution obtenue 2-3 ml d'eau distillée et quelques gouttes de phénolphtaléine. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Oxydation de l'alcool éthylique par le bichromate de potassium.

On verse dans une éprouvette 1 ml d'éthanol et on y verse 1 ml d'acide sulfurique à 1N et 5 ml de solution de bichromate de potassium. On chauffe avec précaution le mélange dans le bain-marie à température de 80-90°C. On observe l'apparition de la teinte verte de la solution. L'alcool s'oxyde jusqu'à l'aldéhyde acéthique. Ecrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction.

Ecrire les équations des réactions d'oxydation des alcools secondaires.

d) Formation de l'éther éthylique.

On verse dans une éprouvette 1 ml d'éthanol et 1 ml d'acide sulfurique concentré. On chauffe le mélange avec beaucoup de précaution jusqu'à ébullition.

Ensuite on enlève la flamme et on ajoute dans l'éprouvette 5 à 10 gouttes d'éthanol. L'éther éthylique possède une odeur spécifique. Ecrire l'équation de la formation de l'acide éthylesulfurique et celle de la réaction de ce dernier sur l'excès d'éthanol.

Expérience 4. Propriétés chimiques des phénols.

a) Préparation du phénolate de sodium.

Les phénols sont des acides faibles, c'est pourquoi ils réagissent sur les alcalis.

On met dans une éprouvette une spatule de cristaux de phénol et on y ajoute 1 ml d'eau. On agite le contenu de l'éprouvette et on obtient deux phases liquides : le phénol qui renferme une petite quantité d'eau et l'eau qui renferme une petite quantité du phénol. On ajoute dans l'éprouvette goutte à goutte une solution concentrée de NaOH. On observe la dissolution du phénol. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Formation du tribromophénol.

On verse dans une éprouvette 2-3 ml d'une solution aqueuse saturée de phénol et on y ajoute 1-2 ml d'eau de brome. On agite le contenu de l'éprouvette et on observe la formation d'un précipité blanc de tribromophénol. Quel tribromophénol se forme ? Donner des explications en se basant sur les règles d'orientation des substitutions successives (règles de Holleman). Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Réaction des phénols sur le chlorure ferrique.

On verse dans deux éprouvettes 2-3 ml des solutions aqueuses :

dans la première - de phénol,

dans la seconde - de naphtol-2.

On ajoute dans chaque éprouvette quelques gouttes d'une solution de chlorure ferrique. On observe les colorations vives des solutions duées à la formation des complexes. De quelle couleur sont ces solutions ?

d) Nitration du phénol.

On verse dans une éprouvette 2-3 ml d'acide nitrique concentré (ρ = 1,4g/ml) et on y ajoute par petites quantités à peu près 1g de phénol en poudre (avec beaucoup de précautions !). On chauffe le mélange jusqu'à ébullition. Ensuite, on refroidit l'éprouvette contenant le produit dans l'eau froide. Au bout de quelques minutes on observe la formation de cristaux jaunes de trinitro-2,4,6--phénol (acide picrique). Ecrire l'équation de la réaction et le mécanisme de nitration du phénol.

Expérience 5. Préparation et propriétés chimiques des aldéhydes et des cétones.

a) Préparation du méthanal (formaldéhyde).

On verse dans une éprouvette 2-3ml d'alcool méthylique et on y plonge un fil en cuivre chauffé jusqu'à formation sur sa surface d'oxyde cuivrique. Qu'observe--t-on sur la surface du cuivre ? On chauffe à nouveau le fil en cuivre jusqu'à formation sur sa surface de l'oxyde cuivrique et on plonge ce fil chaud dans l'alcool méthylique. On repète cette opération encore quelques fois. On remarque que la vapeur dégagée de l'éprouvette possède une odeur spécifique. Ensuite, on verse 2-3 ml d'une solution de l'acide fuchsinesulfurique. On bouche l'éprouvette avec un bouchon et on la laisse pendant 5-10 minutes. On observe la formation de la teinte cramoisie qui indique la présence d'un aldéhyde. Ecrire l'équation de la réaction de formation du méthanal à partir du méthanol.

b) Oxydation des aldéhydes et des cétones.

On verse dans deux éprouvettes 3-4 ml d'une solution de permanganate de potassium et 1 ml d'une solution d'acide sulfurique à 1N.

On ajoute dans la première 1 ml d'une solution de formaldéhyde dans la seconde--1 ml d'acétone. On agite le contenu de chaque éprouvette. On observe la décoloration de la solution dans l'éprouvette avec le formaldéhyde qui atteste de l'oxydation facile de ce dernier.

Quand on chauffe le contenu de l'éprouvette avec l'acétone on observe aussi la décoloration lente de la solution. Dans ce cas l'oxydation aboutit à la déstruction du squelette carboné de la cétone.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

c) Propriétés réductrices des aldéhydes.

-On verse dans une éprouvette 2-3 ml d'une solution ammoniacale d'hydroxyde d'argent ($[Ag(NH_3)_2]OH$). On y ajoute 1 ml d'une solution de formaldéhyde. On met l'éprouvette dans le bain-marie à 80-90°C. Au bout de 3-5 minutes on verse le liquide de l'éprouvette dans l'évier. Qu'observe-t-on sur les parois de l'éprouvette ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

-On verse dans une éprouvette 3-5 gouttes d'une solution de $CuSO_4$ à 1N et on y ajoute 2-3 ml de NaOH à 1N. On ajoute dans le précipité formé 2-3 ml de formaldéhyde et on chauffe le contenu de l'éprouvette dans le bain-marie. Qu'observe--t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

d) Formation de l'acétoxime.

On verse dans une éprouvette 3-5 ml d'une solution d'hydroxylammine chlorhydrique (NH_2OH . HCl) à 40% et 1,5 ml d'acétone. On chauffe le mélange et on y ajoute 1 ml d'une solution de soude. Cette dernière réagit sur l'acide chlorhydrique et libère l'hydroxylammine qui réagit sur l'acétone. On refroidit l'éprouvette avec de l'eau froide. L'acétoxime précipite sous forme de cristaux blancs. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 6. Propriétés chimiques des acides carboxyliques.

a) Oxydation des acides

On verse dans 2 éprouvettes 1 ml d'une solution de $KMnO_4$ et on y ajoute :
dans la première - 1 ml d'acide formique (acide méthanoïque) ;
dans la seconde - 1 ml d'acide acétique (acide éthanoïque). Expliquer pourquoi on a décoloration de la solution du permanganate de potassium dans la première éprouvette. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action sur les métaux

On verse dans une éprouvette 1 ml d'une solution de l'acide acétique et on y met un peu de poudre de Mg. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction.

c) Propriétés chimiques du savon.

On verse dans deux éprouvettes 1 - 2 ml d'une solution de savon et on y ajoute :
dans la première - 1 - 2 ml d'acide chlorhydrique à 1N ;
dans la seconde - 1 - 2 ml de solution de chlorure de calcium à 1N.
Qu'observe-t-on dans chaque éprouvette ?
Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 7 Préparation des esters.

a) Préparation de l'acétate d'éthyle.

On verse dans une éprouvette 1 - 2 ml d'éthanol et on y ajoute goutte à goutte avec beaucoup de précaution 1-2 ml d'acide sulfurique concentré. Ensuite on ajoute 1 spatule d'acétate de sodium anhydre. On chauffe légèrement le contenu de l'éprouvette dans le bain-marie. Ensuite on sent l'odeur du corps obtenu.

L'acétate d'éthyle possède une odeur agréable. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Préparation de l'acétate d'isoamyle.

On verse dans une éprouvette 2 ml d'alcool iso-amylique, 2 ml d'acide acétique et 10-15 gouttes d'acide sulfurique concentré. On agite le contenu de l'éprouvette et on la met dans le bain-marie à 100°C. Au bout de 5-10 min la réaction est terminée. On verse le contenu de l'éprouvette dans une autre éprouvette contenant 10 ml d'eau.

L'acétate d'isoamyle se rassemble dans la couche supérieure liquide non-miscible avec l'eau. Il possède une odeur agréable de poire (essence de poire). Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Préparation du benzoate d'éthyle.

On verse dans une éprouvette 4 ml d'alcool éthylique, 3 ml de solution de NaOH à 10% et 1 ml de chlorure de benzoyle (C_6H_5COCl). On chauffe le contenu de l'éprouvette jusqu'à ébullition. Le contenu de l'éprouvette donne deux phases liquides. La couche supérieure renferme le benzoate d'éthyle possèdant une odeur agréable de menthe.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 7. Propriétés chimiques des corps organiques azotés.

On met quelques grains de Zn dans une éprouvette, on y verse 3-4ml de NaOH à 10% et 4-5 gouttes de nitro-méthane. On chauffe légèrement le contenu de l'éprouvette. Le gaz dégagé possède une odeur ammoniacale.

Ecrire l'équation de réduction du nitro-méthane par l'hydrogène atomique.

b) Action du brome sur l'aniline.

On verse dans une éprouvette quelques gouttes d'aniline et 2-3 ml d'eau de brome. On agite le contenu de l'éprouvette. Le précipité de tribromo-aniline se forme. Ecrire l'équation de la réaction chimique en tenant compte des règles de Holleman.

Expérience 8. Propriétés chimiques du glucose.

- On verse dans une éprouvette 3-4 gouttes d'une solution de $CuSO_4$ et 2-3 ml de NaOH à 1N. On y ajoute 2-3 ml d'une solution de glucose. On agite le contenu de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ? Qu'indique le changement de la teinte de la solution.

- On chauffe le contenu de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ? Quel groupement fonctionnel entre dans la composition de la molécule du glucose. Ecrire l'équation de l'oxydation du glucose par hydroxyde cuivrique.

- On verse dans une éprouvette 2-3 ml d'une solution ammoniacale d'hydroxyde d'argent ($\left[Ag(NH_3)_2\right]OH$). On y ajoute 2 ml de solution du glucose. On chauffe le contenu de l'éprouvette dans le bain-marie. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 9. Synthèse de la résine novolaque.

On pèse 2g du phénol. On le met dans une éprouvette on y verse 2ml de formaldéhyde à 40% et on bouche l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube de longueur 20-30 cm qui sert de refrigérant à reflux. On chauffe le contenu de l'éprouvette jusqu'à dissolution du phénol ensuite on ajoute 2-3 gouttes d'acide chlorhydrique concentré et on continue le chauffage de l'éprouvette dans le bain-marie à 100°C jusqu'à la formation de deux couches liquides.

La phase la plus lourde contient la résine novolaque. On la sépare de la couche liquide supérieure et on la verse sur une tolle métallique. La résine novolaque durcit. On en étudie.

Ecrire l'équation de synthèse de la résine novolaque.

4. Contenu et forme du compte-rendu.

1. Titre du TP.
2. On présente le compte-rendu sous forme du tableau suivant :

N	Designation de l'expérience	Marche de l'cxpérience	Observations	Equations des réactions	Réponses aux questions posées dans l'expérience	Conclusions