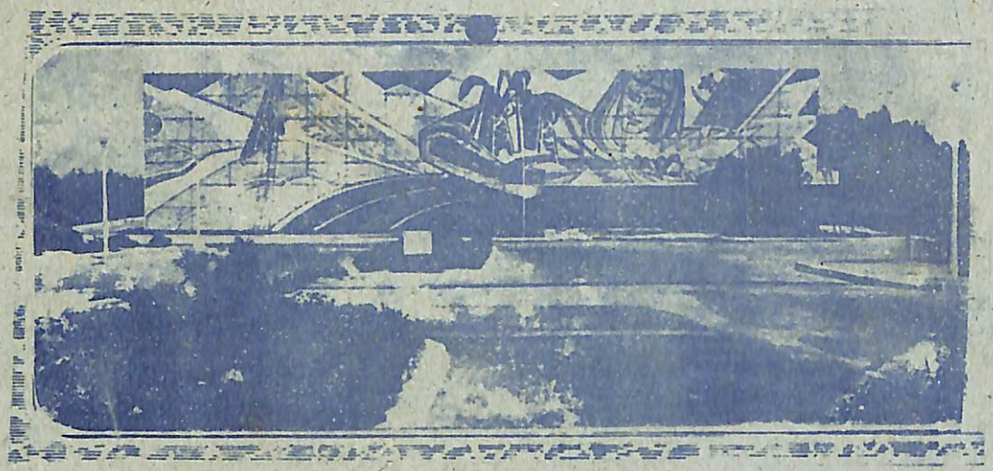
المعهد الوطني للوقـــود و الكيمياء

INSTITUT NATIONAL DES HYDROCARBURES

ET DE LA CHIMIE



TRAVAUX PRATIQUES

II partie

CHIMIE MINERALE

ALGER 1981 BOUMERDES

INSTITUT NATIONAL DES HYDROCARBURES ET DE LA CHIMIE

TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE

II partie. CHIMIE MINERALE

Destiné aux étudiants de l'Institut,

II année, ICH , IR , ISP.

Par : AVDEENKO A.P.
KOZLENKO A.A.
TIBAOUI F.

BOUMERDES, 1982, (ALGERIE)

ATELIERS DE INH Tirage Copies 250

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.

TABLES DES MATIERES

page.

1. Préface 2

2. TP N1. Métaux alcalins, alcalino-terreux et leurs composés..... 4

3. TP N2. Métaux du sous-groupe 1B du tableau périodique des éléments chimiques 8

4. TP N3. Métaux du sous-groupe 2B 13

5. TP N4. Titane. Vanadium 17

6. TP N5. Métaux du sous-groupe 6B..... 20

7. TP N6. Métaux du sous-groupe 7B..... 24

8. TP N7. Fer. Cobalt. Nickel 28

9. TP N8. Bore. Aluminium 33

10. TP N9. Carbone. Silicium 36

11. TP N10.Azote. Phosphore 43

12. TP N11. Oxygène. Soufre 49

13. TP N12. Hydrogène. Halogènes 55

P R E F A C E

Ce recueil de travaux pratiques de chimie minérale est destiné aux étudiants de deuxième année de l'IMH des spécialités -Chimie Industrielle(ICH) Raffinage (IR) et Petrochimie (ISP) et est conforme au programme de chimie minérale de ces spécialisations. Les travaux pratiques font partie intégrale du cours de chimie minérale.

Chaque travail pratique se compose des parties essentielles suivantes :

-Questions théoriques
-Equipement et réactifs
-Expériences.

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, ainsi que dans les livres de chimie minérale ou descriptive.

La liste des équipements 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 exécuter 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 il écrit les observations, les équations des réactions chimiques, les réponses aux questions posées dans l'expérience et les conclusions. Il présente tous ceux-ci sous forme de compte-rendu, dont la forme et le contenu sont cités ci-dessous.

Forme et contenu du compte-rendu.

Nom..... Prénom..... Groupe..... Date.....

Titre du TP N°.....

N	Designation de l'expérience	Marche de l'expérience	Observations	Equations des réactions	Réponses aux questions posées. Calculs nécessaires	Conclusions

Dessins nécessaires.

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

- Levant, Raïtcyne. Travaux pratiques de chimie générale, Moscou, 1971.
- Vassilièva, Granovskaya, Makarytcheva, Taperova, Fridenbergue. Travaux pratiques de chimie générale, Moscou, 1971.

En espérant avoir atteint le but que nous nous sommes fixés, nous remercions tous ceux qui de près ou de loin, ont participé à l'élaboration de cette brochure.

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

//Auteurs//

TPN°1. METAUX ALCALINS, ALCALINO-TERREUX ET LEURS COMPOSES(2H)

1. QUESTIONS THEORIQUES

1. Caractéristiques générales des métaux alcalins. Position dans le système périodique des éléments chimiques et dans la série des forces électromotrices des métaux. Structure des atomes. Nombres d'oxydation dans leurs composés.
2. Etat naturel des métaux alcalins.
3. Préparation industrielle.
4. Propriétés physiques et chimiques.
5. Composés des métaux alcalins. Hydrures. Oxydes. Peroxydes. Hydroxydes. Sels.
6. Utilisation des métaux alcalins et de leurs composés.
7. Caractéristiques générales des métaux du sous-groupe 2A. Structure des atomes. Nombres d'oxydation dans leurs composés.
8. Etat naturel des métaux du sous-groupe 2A.
9. Préparation industrielle.
10. Propriétés physiques et chimiques.
12. Composés des métaux du sous-groupe 2A. Oxydes. Hydroxydes. Sels.
13. Dureté de l'eau.
14. Utilisation des métaux du sous-groupe 2A et de leurs composés.

2. EQUIPEMENT ET REACTIFS.

Equipement : Supports avec tubes à essai, bechers, pinces, pincées, 4 cuillères à combustion, bec à alcool, bain de sable, installation pour la préparation du chlore, flacon pour le chlore gazeux, installation pour action d'un métal alcalin sur l'eau (fig.1), baguettes en verre avec le fil de nichrome.

Solutions : HCl concentré (1:1), CH_3COOH conc., H_2SO_4 à 1N, H_2O distillée, KI à 1N, $KMnO_4$ à 0,1N, $CaCl_2$ à 1N, $SrCl_2$ à 1N, $MgCl_2$ à 1N, $BaCl_2$ à 1N, Na_2CO_3 à 1N, Na_2SO_4 à 1N, K_2CrO_4 à 1N, LiCl à 1N, NaCl à 1N, KCl à 1N, phénolphtaléine.

Corps secs : Li, K, Na, Mg en ruban, Mg en poudre, Na_2O_2, CaO, MgO, Na_2CO_3, $NaCH_3COO$, Na_2SO_4, KCl.

3. EXPERIENCES.

Précautions Elémentaires

Les manipulations avec les métaux alcalins doivent s'effectuer avec précaution (plus grand soin). Il faut éviter tout contact direct des métaux alcalins avec les doigts. On doit travailler avec une pince pour tirer les métaux alcalins de leur flacon, les essuyer avec du papier filtre et les couper avec une lame très propre.

On utilise seulement une petite quantité de métaux alcalins pour faire les expériences. Les morceaux non utilisés doivent être conservés dans un flacon avec de l'huile de naphte.

Expérience 1. Oxydation des métaux alcalins et alcalino-terreux dans l'atmosphère de l'air.

a) On prend 3 petits morceaux des métaux alcalins Li, K, Na et on les met respectivement dans 3 cuillères à combustion et on les chauffe fortement sur un bec à alcool. Qu'observe-t-on ? Indiquer l'aspect (couleur) des produits obtenus? Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) On prend un ruban de Mg, on le chauffe dans la flamme du bec à alcool. Quel est le résultat de la réaction ? Quel produit obtient-on ? Ecrire l'équation de la réaction.

Donner une conclusion sur l'activité des métaux alcalins et alcalino-terreux par rapport à l'oxygène.

Expérience 2. Action de sodium sur le chlore.

Dans une première étape chauffer un morceau de Na dans une cuillère à combustion jusqu'à l'inflammation dans l'air et ensuite on introduit du Na emflammé dans un flacon rempli de chlore gazeux. Qu'observe-t-on ? Quelle est la couleur de la flamme ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 3. Actions des métaux alcalins et alcalino-terreux sur l'eau.

a) On prend un petit morceau de Li et on le met dans un cristallisoir rempli d'eau dans laquelle on ajoute quelques gouttes de solution de phénolphtaléine. Après on couvre le morceau de Li avec un entonnoir renversé (voir fig. 1). On met une éprouvette sur l'entonnoir (voir fig. 1).

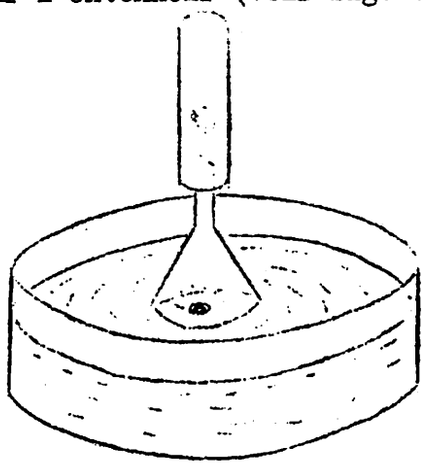


Fig. 1. Action d'un métal alcalin sur l'eau.

Qu'observe-t-on ?

On emflamme le gaz contenu dans l'éprouvette. Quel est ce gaz ?

Expliquer le changement de couleur de l'indicateur coloré.

Ecrire l'équation de la réaction

b) On répète l'expérience avec le sodium et avec le calcium.

c) On verse dans une éprouvette 1-2ml d'eau puis en ajoute une pincée de Mg en poudre et quelques gouttes de solution de phénolphtaléine

Est-ce que cette réaction a lieu à froid ?

On chauffe le contenu de l'éprouvette jusqu'à ébullition.

Qu'observe-t-on ? Indiquer le changement de couleur de l'indicateur coloré.

Ecrire l'équation de la réaction.

Expérience 4. Propriétés du peroxyde de sodium.

a) Action du péroxyde de sodium sur l'eau.

On met dans une éprouvette sèche une pincée de péroxyde de Na en poudre et on y verse 1-2 ml d'H_2O, on observe le dégagement d'un gaz.

Quel gaz dégage-t-il ?

Tester le milieu à l'aide de la phénolphtaléine. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Propriétés oxydo-réductrices du péroxyde de sodium.

On met dans 2 éprouvettes sèches une pincée de péroxyde de Na dans chacune. On y verse respectivement quelques gouttes de solution de KI et de solution de $KMnO_4$ acidulé (acide H_2SO_4).

Qu'observe-t-on ? Quel rôle joue le péroxyde de sodium dans chaque cas ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 5. Propriétés acido-basiques de l'oxyde de magnésium et de l'oxyde de calcium.

a) Action sur l'eau.

On met respectivement dans deux éprouvettes une pincée d'oxyde de Mg et d'oxyde de Ca. On y verse 1-2 ml d'eau distillée et on y ajoute quelques gouttes de solution de phénolphtaléine.

Qu'observe-t-on ? Dans quelle solution la concentration des ions OH^- est elle plus forte ? Expliquer ce phénomène.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Action sur l'acide chlorhydrique.

On met respectivement dans deux éprouvettes sèches une pincée des oxydes de Mg et de Ca. On verse dans chaque éprouvette 1-2 ml d'acide chlorhydrique concentré.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 6. Propriétés des sels des métaux alcalins et alcalino-terreux.

a) Hydrolyse des sels des métaux alcalins.

On met respectivement dans 4 éprouvettes quelques cristaux de Na_2CO_3, $NaCH_3COO$, Na_2SO_4 et KCl.

On verse dans chaque éprouvette 2-3 ml d'eau distillée. On agite le contenu de chaque éprouvette jusqu'à dissolution des sels. On ajoute dans chaque éprouvette quelques gouttes de solution de phénolphtaléine.

Dans quelles éprouvettes observe-t-on le changement de couleur ?

Expliquer et écrire les équations ioniques et moléculaires des réactions d'hydrolyse.

Calculer les constantes d'hydrolyse des sels qui en subissent.

b) Propriétés des carbonates des métaux alcalino-terreux et de magnésium.

On verse respectivement dans quatre éprouvettes 1-2 ml de solution de chlorure de Ca, de chlorure de Sr, de chlorure de Ba et de chlorure de Mg. On verse dans chaque éprouvette le même volume d'une solution de Na_2CO_3.

Indiquer la couleur et l'aspect des précipités obtenus.

On chauffe le contenu de chaque éprouvette jusqu'à ébullition. Remarquer l'aspect (forme) des cristaux.

On verse dans chaque éprouvette une solution de l'acide chlorhydrique. Qu'observe-t-on ? Faire la conclusion sur la solubilité des carbonates.

Ecrire les équations moléculaires et ioniques de toutes les réactions.

c) Propriétés des sulfates des métaux alcalino-terreux et de magnésium.

On répète l'expérience 6b, mais on ajoute la solution de Na_2SO_4 au lieu de Na_2CO_3.

d) Propriétés des chromates des métaux alcalino-terreux et de magnésium.

On verse respectivement dans 4 éprouvettes 1-2 ml de chlorure de Sr, chlorure de Ba et chlorure de Mg. On verse dans chaque éprouvette le même volume d'une solution de chromate de potassium. Dans quel cas on a la formation d'un précipité? Expliquer ce phénomène en appliquant les valeurs du produit de solubilité. Quelles sont les couleurs des précipités ?

Ensuite on verse dans chaque éprouvette un excès d'acide acétique concentré. Que se passe-t-il ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 7. Coloration de la flamme par les sels des métaux alcalins et alcalino-terreux.

Plonger une baquette en verre dans laquelle est soudé un fil de nichrome dans l'acide chlorhydrique concentré. On rince la baquette avec de l'eau distillée, ensuite on porte le fil de nichrome au rouge jusqu'à ce que la coloration de la flamme disparaisse, puis on réfroidi ce fil et on le plonge dans une solution à tester.

On teste les solutions suivantes : chlorure de Li, chlorure de Na, chlorure de K, chlorure de Ca, chlorure de Sr, chlorure de Ba.

On porte le fil mouillé de la solution dans la flamme. On observe la coloration caractéristique de la flamme.

Après chaque test on lave le fil de nichrome avec une solution d'acide chlorhydrique, ensuite avec d'H_2O distillée et on le chauffe au rouge jusqu'à la disparition complète de la coloration.

REMARQUE : Coloration de la flamme des sels des métaux alcalins et alcalino-terreux est le caractère analytique des ions de ces métaux.

T.P. N°2. METAUX DU SOUS-GROUPE IB

1. Questions théoriques

1. Caractéristiques générales des métaux du sous-groupe IB.
2. Etat naturel du cuivre, de l'argent, de l'or.
3. Propriétés chimiques des métaux.
4. Préparations industrielles et utilisation. Alliages.
5. Composés des métaux du sous-groupe IB.
   a) Oxydes et hydroxydes. Propriétés acido-basiques
   b) Sels. Composés complexes.
   c) Sensibilité à la lumière des halogénures d'argent. Processus photographiques.
   d) Propriétés oxydo-réductrices des composés du cuivre, de l'argent et de l'or.
   e) Utilisation des composés.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Supports avec tubes à essai, éprouvette avec un bouchon muni d'un tube courbe à dégagement (fig.1); becs à alcool, bain-marie à 90°C.

Solutions : HCl concentré (ρ = 1,19 g/ml), H_2SO_4 concentré (ρ = 1,84 g/ml), HNO_3 concentré (ρ = 1,4 g/ml), HCl à 2N, H_2SO_4 à 2N, HNO_3 à 2N, NH_4OH à 1N, NH_4OH à 25%, NaOH à 1N, $CuSO_4$ à 1N, $CuCl_2$ à 1N, $AgNO_3$ à 0,1 N, $SuCl_2$ à 1N, Na_2S à 1N, Na_2CO_3 à 1N, $Na_2S_2O_3$ à 1N, Na_2SO_3 à 1N, KI à 1N, NaCl à 1N, KBr à 1N, glucose à 10%, amidon à 3%.

Corps secs : Zn en grenailles, fils de Cu, Cu en morceaux, CuO en poudre, rubans de papier (bleu) de tournesol sensible.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation du cuivre et de l'argent.

a) Réduction de l'oxyde cuivrique par l'hydrogène.

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.1) dans lequel on place un peut de poudre d'oxyde cuivrique.

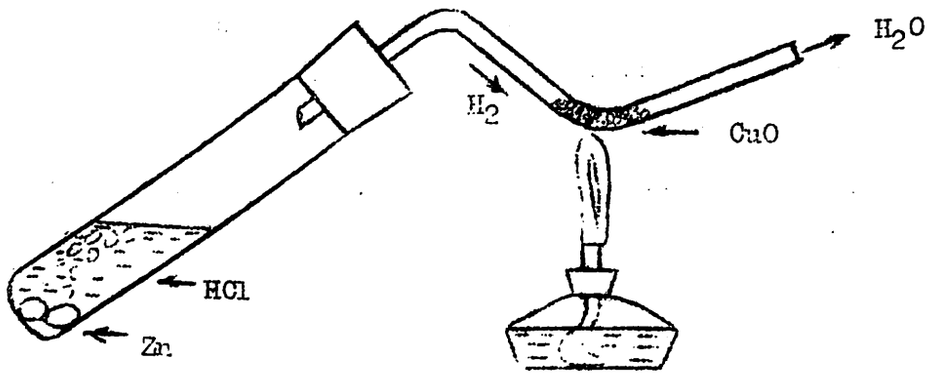


Fig. 1.

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. Est-ce que la réaction en question est elle thermodynamiquement possible dans les conditions standards ?

b) Substitution de cuivre par le zinc des solutions aqueuses des sels cuivriques.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'une solution de sulfate cuivrique et on y met 1 grenaille de Zn. Qu'observe-t-on au bout de quelques minutes ? Ecrire l'équation de la réaction chimique. En appliquant des potentiels rédox, indiquer quels sont d'autres métaux qui peuvent réduire le cuivre.

c) Substitution d'argent par le cuivre de la solution aqueuse de nitrate d'argent.

On verse dans une éprouvette 1 ml d'une solution de nitrate d'argent et on y plonge un fil en cuivre préalablement limé.
Qu'observe-t-on au bout de quelques minutes ? Ecrire l'équation de la réaction et comparer les propriétés oxydo-réductrices de cuivre et d'argent.

d) Fabrication du miroir.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution de nitrate d'argent et on y ajoute goutte à goutte d'une solution d'ammoniaque à 1 %en agitant l'éprouvette après l'addition de chaque goutte d'ammoniaque (il faut éviter l'excès d'ammoniaque) jusqu'à la disparition du précipité d'Ag_2O qui se forme.

On ajoute dans la solution obtenue le même volume d'une solution de glucose à 10%. On mélange la solution et on met l'éprouvette dans le bain-marie. Au bout de 2-3 minutes, vider l'éprouvette. Qu'observe-t-on sur les parois de l'éprouvette ?

Ecrire les équations des réactions chimiques. (On suppose que le glucose $C_6H_5(OH)_5CHO$ passe à l'acide gluconique $C_5H_5(OH)_5COOH$).

Expérience 2. Action des acides sur le cuivre.

On met dans trois éprouvettes un morceau de cuivre et on y ajoute respectivement 1 ml d'un acide à 2N.

a) dans la première - HCl
b) dans la deuxième - H_2SO_4
c) dans la troisième- HNO_3.

On refait la même expérience mais avec des acides concentrés (HCl(ρ =1,19g/ml); H_2SO_4 (ρ = 1,84 g/ml) et HNO_3 (ρ = 1,4 g/ml)) à froid et à la température élevée (On travaille avec des acides concentrés dans la hotte et avec beaucoup de précaution surtout à chaud !).

Dans quels cas le cuivre réagit sur l'acide. Expliquer les cas où la réaction n'a pas lieu.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 3. Préparation de l'hydroxyde cuivrique et étude de ses propriétés.

a) Préparation de l'hydroxyde cuivrique et sa décomposition à chaud.

On verse dans une éprouvette 3-4 ml d'une solution de sulfate cuivrique et on y ajoute le même volume de la soude. Quelle est la couleur du précipité obtenu? On partage le contenu de l'éprouvette en trois parties égales. On garde deux éprouvettes avec de l'hydroxyde cuivrique pour l'expérience 3 **b**. On chauffe la troisième éprouvette dans la flamme d'un bec à alcool. Quel est le changement de la couleur du précipité ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Propriétés acido-basiques de l'hydroxyde cuivrique.

On ajoute dans deux éprouvettes avec de l'hydroxyde cuivrique préparé dans l'expérience 3a :

a) dans la première -1-2 ml d'acide sulfurique à 2N

b) dans la seconde - 1-2 ml de soude à 1N

Dans quel cas observe-t-on la dissolution de l'hydroxyde cuivrique? Ecrire l'équation de la réaction chimique. Quelle conclusion peut-on faire à propos des propriétés acido-basiques de l'hydroxyde cuivrique.

Expérience 4. Préparation de l'oxyde d'argent et étude de ses propriétés.

a) Préparation de l'oxyde d'argent.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution de nitrate d'argent et on y ajoute quelques gouttes d'une solution de soude à 1N.

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Pourquoi au lieu de l'hydroxyde d'argent, se forme son oxyde ?

On **garde** le précipité obtenu pour l'expérience 4b.

b) Propriétés oxydantes de l'oxyde d'argent.

On prépare d'abord le stannite de sodium. Pour elle on verse dans une éprouvette quelques gouttes d'une solution de chlorure stanneux ($SnCl_2$) et on y ajoute goutte à goutte une solution de NaOH à 1N jusqu'à dissolution complète du précipité de l'hydroxyde stanneux qui se forme au début de l'addition de la soude.

On verse la solution de stannite de sodium dans l'éprouvette avec de l'oxyde d'argent, préparé dans l'expérience 4a.

Pour prouver la formation de l'argent on verse dans l'éprouvette l'excès de l'ammoniaque à 25%. L'argent n'est pas soluble dans l'ammoniaque tandis que l'oxyde d'argent est soluble.

Qu'observe-t-on? Ecrire toutes les équations des réactions chimiques.

Expérience 5. Hydrolyse des sels cuivriques.

On mouille un ruban de papier tournesol sensible dans une solution de sulfate cuivrique et un autre ruban dans une solution de chlorure cuivrique.

De quelle couleur (bleu ou rose) prend-t-on le papier à tournesol sensible pour cette expérience ? Qu'observe-t-on? Ecrire les équations moléculaires et ioniques de l'hydrolyse.

Expérience 6. Préparation des sels peu solubles de Cu et d'Ag.

a) Sulfures.

On verse successivement dans deux éprouvettes 1-2 ml des solutions d'un sel cuivrique soluble et de nitrate d'argent.

On ajoute dans chaque éprouvette le même volume d'une solution de sulfure de sodium.

De quelles couleurs sont des précipités des sulfures obtenus? Ecrire les équations des réactions chimiques sous forme ionique et moléculaire.

b) Hydroxocarbonate cuivrique.

On verse dans l'éprouvette 1 ml d'une solution de sulfate cuivrique et on y ajoute quelques gouttes d'une solution de carbonate de sodium. On observe la formation d'un précipité vert de $(CuOH)_2CO_3$. Expliquer pourquoi la formation de carbonate cuivrique $CuCO_3$ n'a pas lieu dans ce cas? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Iodure cuivreux.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution de sulfate cuivrique et on y ajoute le même volume d'une solution d'iodure de potassium. Qu'observe-t-on? A l'aide d'une solution d'amidon prouvez la formation de l'iode, pour cela plongez un bâtonnet en verre dans la solution étudiée, ensuite mettez ce bâtonnet dans une autre éprouvette avec une solution d'amidon. Qu'observe-t-on?

Pour observer la couleur du précipité formé il faut se débarasser de l'iode pour cela ajouter dans l'éprouvette de la solution de sulfite de sodium jusqu'à disparition de la coloration jaune d'iode. On garde le précipité pour l'expérience 7b.

De quelle couleur est le précipité de l'iodure cuivreux? En appliquant des potentiels rédox expliquer la formation de l'iodure cuivreux au lieu d'iodure cuivrique.

Ecrire toutes les équations des réactions chimiques.

d) Halogénures d'argent.

On verse dans 3 éprouvettes 0,5-1 ml nitrate d'argent. On y ajoute par 0,5-1 ml des solutions suivantes :

a) dans la première éprouvette quelques gouttes d'une solution de chlorure de sodium,

b) dans la deuxième quelques gouttes d'une solution de bromure de potassium et,

c) dans la troisième quelques gouttes d'une solution d'iodure de potassium.

De quelle couleurs sont des précipités formés. Ecrire des équations des réactions chimiques ?

On garde le précipité obtenu de chlorure d'argent dans l'expérience 6d pour l'expérience 7a.

Expérience 7. Composés complexes de cuivre et d'argent.

a) Complexes ammoniacaux de Cu^{+2} et d'Ag^{+}.

On ajoute dans deux éprouvettes renfermant :

- la première éprouvette - une solution de sulfate cuivrique
- la seconde éprouvette - un précipité de chlorure d'argent obtenu dans l'expérience 6d.

une solution d'ammoniaque à 25% en excès. Qu'observe-t-on dans chaque éprouvette?

Ecrire toutes les réactions chimiques en forme moléculaire et ionique.

Ecrire les équations de la dissociation électrolitique des composés complexes obtenus dans l'expérience.

b) Complexes thiosulfates de Cu^{+1} et d'Ag^{+}.

On ajoute dans deux éprouvettes renfermant :

- la première éprouvette - une solution de nitrate d'argent
- la seconde éprouvette - un précipité d'iodure cuivreux obtenu dans l'expérience 6c.

une solution de thiosulfate de sodium en excès.

Qu'observe-t-on dans chaque éprouvette ?

Ecrire toutes les réactions chimiques en forme ionique et moléculaire.

T.P N°3. METAUX DU SOUS GROUPE 2B

1. QUESTIONS THEORIQUES.

1. Caractéristiques générales des métaux du sous-groupes 2B
2. Etat naturel du zinc, du cadmium et du mércure
3. Propriétés chimiques des métaux
4. Préparations industrielles et utilisation. Alliages. Amalgames
5. Composés des métaux du sous-groupe 2B.
6. a) Oxydes et hydroxydes.
   b) Sels. Cinabre (HgS). Calomel (Hg_2Cl_2). Subblimé corrosif ($HgCl_2$).
   c) Composés complexes.
   d) Propriétés oxydo-réductrices des composés du mercure.
   e) Utilisation des composés.

2. EQUIPEMENT ET REACTIFS.

Equipement : Support avec éprouvettes, cuvettes, mortiers et pilons, pinces, spatules, becs à alcool, éprouvettes avec des bouchons munis d'un tube à dégagement.

Solutions: HCl à 2N, HCl conc. (ρ = 1,19 g/ml), HNO_3 à 2N, HNO_3 conc. (ρ =1,4 g/ml), H_2SO_4 à 2N, H_2SO_4 conc. (ρ = 1,84 g/ml), NaOH à 2N, NH_4OH à 1N, $Cd(NO_3)_2$ à 1N, $ZnSO_4$ à 1N. $Hg(NO_3)_2$ à 1N, $Hg_2(NO_3)_2$ à 1N, Na_2S ou $(NH_4)_2S$ à 1N, NaCl à 1N, KI à 1N, phénolphtaléine.

Corps secs: Na, Hg, Zn en poudre, Zn en grenailles, monnaies en cuivre, HgO, mélange zinc-soufre (2:1), papier à filtre, batonnets en bois.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation du cadmium.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml de solution de nitrate de cadmium. On y met une grenaille de zinc. Au bout de quelques minutes on observe la formation des cristaux de cadmium sur la surface du zinc. Quels d'autres métaux peuvent substituer le cadmium de ses sels?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

A partir des potentiels d'électrode, calculer l'énergie de Gibbs de cette réaction.

Expérience 2. Préparation du mercure (travailler dans la hotte!).

On nettoie d'abord la surface d'une monnaie en cuivre pour cela on la plonge dans une cuvette avec de l'acide nitrique concentré pour quelques secondes, ensuite on la lave avec de l'eau distillée.

On plonge la monnaie nettoyée dans une autre cuvette avec de la solution de nitrate mercurique.

Au bout de quelques minutes on retire la monnaie de la solution. On la seche avec du papier à filtre et on frotte sa surface avec du papier à filtre Qu'observe-t-on? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 3. Préparation de l'amalgame de soduim et etudes de ses propriétés

On verse 2-3 gouttes de mércure dans un mortier on y met un tout petit morceau de sodium, préalablement nettoyé avec du papier à filtre. On appuie avec du pilon sur le morceau du sodium pour le mettre en contact avec le mercure. On observe les étincelles. Le corps solide obtenu est l'amalgame de sodium. On prend le morceau de l'amalgame de sodium à l'aide d'une pince et on le met dans une éprouvette avec de l'eau et avec quelques gouttes de phénolphtaléine. Qu'observe-t-on? Ecrire l'équation de la réaction chimique. Comparer l'activité de l'amalgame de sodium avec celle du sodium par rapport à l'eau.

Expérience 4. Action des acides et des alcalis sur le zinc.

On verse respectivement dans 4 éprouvettes H_2SO_4 à 2N, H_2SO_4 conc. (ρ= 1,84 g/ml), HCl à 2N et NaOH à 2N par 1-2 ml. On met dans chaque éprouvette une pincée de zinc en poudre. Qu'observe-t-on à froid ?

On chauffe le contenu des éprouvettes avec H_2SO_4 conc. et NaOH à 2N. Qu'observe-t-on ? Constater le dégagement du gaz sulfureux en cas de l'acide sulfurique concentré. Ecrire les équations de réactions chimiques qui ont lieu. Quels ions sont des oxydants dans chaque réaction ?

Expérience 5. Préparation et étude des propriétés des hydroxydes de cadmium et de zinc.

a) Préparation des hydroxydes de cadmium et de zinc.

On verse respectivement dans deux éprouvettes par 2-3 ml des solutions de nitrate de cadmium et de sulfate de zinc. On y ajoute goutte à goutte d'une solution de soude à 2N jusqu'à formation des précipités. De quelles couleurs sont-ils ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

On garde les précipités obtenus pour l'expérience 5b.

b) Propriétés acido-basiques des hydroxydes de cadmium et de zinc.

On partage les précipités des hydroxydes de cadmium et de zinc préparés dans l'expérience 5a en deux parties égales.

On ajoute dans une paire des éprouvettes avec l'hydroxyde de cadmium et l'hydroxyde de zinc 2-3 ml d'acide nitrique à 2N.

Dans une autre paire des éprouvettes avec l'hydroxyde de cadmium et l'hydroxyde de zinc on ajoute 2-3 ml de soude à 2N.

Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

En se basant sur les résultats des expériences caractériser les propriétés acido-basiques des hydroxydes en question.

Expérience 6. Préparation et étude des propriétés des oxydes mércurique et mercureux.

a) Préparation des oxydes mércurique et mércureux.

On verse respectivement dans deux éprouvettes par 0,5-1 ml des solutions de nitrate mércurique et de nitrate mércureux. On ajoute dans chaque éprouvette le même volume de soude à 2N. De quelles couleurs sont des oxydes obtenus ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Décomposition thermique de l'oxyde mércurique.

On met dans une éprouvette sèche une spatule d'oxyde mércurique. On la bouche avec un bouchon muni d'un tube à dégagement et on la chauffe dans la flamme d'un bec à alcool. On approche un bâtonnet en bois inflammé vers l'ouverture du tube à dégagement. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la décomposition thermique de l'oxyde mércurique. Calculer à partir de quelle température approximative est possible cette décomposition.

Expérience 7. Préparation des sels peu solubles.

a) Préparation du sulfure de Zn par la réaction de synthèse.

On mélange le zinc en poudre avec le soufre en poudre (2 parties de Zn sur 1 partie de S). On met une spatule de ce mélange dans une éprouvette sèche et on la chauffe dans une flamme du bec à alcool. Indiquer le changement du couleur du mélange causé par la formation du sulfure de zinc.

On réfroidis le contenu de l'éprouvette et on y ajoute quelques gouttes de l'acide chlorhydrique concentré. Quel gaz se dégage -t-il ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Préparation des sulfures de Zn, de Cd et de Hg par la réaction d'échange.

On verse respectivement dans 4 éprouvettes par 0,5-1 ml des solutions de $Cd(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, $Hg(NO_3)_2$ et $Hg_2(NO_3)_2$. On ajoute dans chaque éprouvette le même volume d'une solution de sulfure de sodium ou de sulfure d'ammonium à 1N. De quelles couleurs sont des sulfures obtenus ? Ecrire les équations des réactions chimiques, en tenant compte la décomposition spontannée de sulfure mércureux en sulfure mércurique et mércure métallique au moment de sa formation.

c) Chlorures de mércure.

On verse respectivement dans deux éprouvettes par 0,5-1 ml des solutions de $Hg(NO_3)_2$ et $Hg_2(NO_3)_2$. On y ajoute goutte à goutte une solution de NaCl à 1N. Ecrire les équations des réactions chimiques. Comparer la solubilité de deux sels formés.

d) Iodures de mércure.

On verse respectivement dans deux éprouvettes par 0,5-1 ml des solutions de $Hg(NO_3)_2$ et $Hg_2(NO_3)_2$. On y ajoute quelques gouttes d'une solution de KI à 1N. De quelles couleurs sont des précipités obtenus ?
Ecrire les équations des réactions chimiques, en tenant compte la décomposition spontannée de l'iodure mércureux en iodure mércurique et mércure métallique au moment de sa formation.

Expérience 8. Sels complexes.

a) Complexes ammoniaquaux de Zn^{+2} et de Cd^{+2}.

On verse respectivement dans deux éprouvettes par 0,5-1 ml des solutions de $ZnSO_4$ et $Cd(NO_3)_2$. On y ajoute goutte à goutte une solution d'ammoniaque à 1N. Que se passe-t-il avec les précipités formés au début de l'expérience ?

Ecrire les équations des réactions de formation des complexes ammoniaquaux si l'indice de coordination de Zn^{+2} et de Cd^{+2} est égal à 4.
En se basant sur les constantes d'instabilité de ces complexes expliquer lequel parmi eux et pourquoi est plus stable ?

b) Complexe iodure de Hg^{+2}.

On verse respectivement dans deux éprouvettes par 0,5-1 ml des solutions de $Hg(NO_3)_2$ et $Hg_2(NO_3)_2$. On y ajoute une solution de KI à 1N en excès.
Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques en tenant compte la décomposition spontannée de l'iodure mércureux en iodure mércurique et mércure métallique au moment de sa formation.

L'insolubilité du précipité dans l'acide sulfurique s'explique par la formation de l'hydroxyde de titanyl ($TiO(OH)_2$).

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 2. Préparation de l'acide pertitanique.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution de sulfate de titane (IV), on y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. On ajoute dans la solution préparée quelques gouttes d'eau oxygénée à 3%. On observe la coloration orange caractéristique pour les acides pertitaniques.

Ecrire l'équation de la réaction de formation de l'acide pertitanique le plus simple dont la formule est H_4TiO_5. Ecrire sa formule développée.

Expérience 3. Préparation des sels de titane (III).

a) Action du titane métallique sur les acides dilués.

On met dans une éprouvette une pincée de titane en poudre. On y ajoute 2-3 ml d'une solution d'acide sulfurique à 2N et on chauffe l'éprouvette dans un bain-marie pendant 3-4 minutes. Observer l'interraction du titane avec de l'acide sulfurique dilué et le dégagement du gaz. Quel gaz se dégage-t-il ? De quelle couleur est la solution du sulfate de titane (III) ?

On partage la solution obtenue en trois parties égales et on les garde pour les expériences ultérieures.

b) Réduction du sulfate de titane (IV) par le zinc.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'une solution de sulfate de titane (IV) et on y met une pincée de zinc en poudre. On chauffe l'éprouvette dans un bain-marie jusqu'à l'apparition de la coloration violette caractéristique pour les composés du Ti^{+3}.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 4. Préparation de l'hydroxyde de titane (III).

On ajoute dans une éprouvette avec du sulfate de titane (III), préparé dans l'expérience 3a, quelques gouttes d'une solution de la soude à 1N. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

De quelle couleur est l'hydroxyde de titane (III) ? Quel hydroxyde $Ti(OH)_3$ ou $Ti(OH)_4$ est plus basique et pourquoi ?

Expérience 5. Propriétés réductrices des composés du Ti^{+3}.

a) Réduction du chlorure cuivrique.

On ajoute dans une éprouvette avec du sulfate de titane (III), préparé dans l'expérience 3a, quelques gouttes d'une solution du chlorure cuivrique à 1N. De quelle couleur est la solution obtenue ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Réduction du chlorure ferrique.

On ajoute dans une éprouvette avec du sulfate de titane (III), préparé dans l'expérience 3a quelques gouttes d'une solution du chlorure ferrique jusqu'à disparition de la coloration violette. Ecrire l'équation de la réaction rédox.

T.P N°4 TITANE . VANADIUM.

1. QUESTIONS THEORIQUES.

1. Caractéristiques générales des métaux des sous-groupes 4B et 5B.
2. Etat naturel des métaux des sous-groupes 4B et 5B.
3. Propriétés chimiques des métaux.
4. Préparations industrielles et utilisation des métaux. Alliages.
5. Composés des métaux des sous-groupes 4B et 5B.
   a) Oxydes et hydroxydes. Propriétés acido-basiques.
   b) Nitrures, hydrures et carbures des métaux.
   c) Sels.
   d) Propriétés oxydo-réductrices des composés.
   e) Utilisation des composés.

2. EQUIPEMENT ET REACTIFS.

Equipement : Support avec les éprouvettes, bec à alcool, bain-meries bain à sable, cuvettes en porcélaine, baguettes en verre, spatules.

Solutions : H_2SO_4 conc. (ρ = 1,84 g/ml), H_2SO_4 à 4N ; H_2SO_4 à 2N, HCl conc. (ρ = 1,18 g/ml), NaOH à 4N, NaOH à 2N, NaOH à 1N, $BaCl_2$ à 1N, $CuSO_4$ à 1N, $AgNO_3$ à 1N, $Pb(CH_3COO)_2$ à 1N, $CuCl_2$ à 1N, $FeCl_3$ à 1N, $Ti(SO_4)_2$ à 1N, NH_4VO_3 saturée, $NaVO_3$ saturée, H_2O_2 à 3%.

Corps secs : Ti en poudre, Zn en poudre, NH_4VO_3.

3. EXPERIENCES.

Expérience 1. Préparation et étude des propriétés de l'hydroxyde de titane (IV).

On verse dans 3 éprouvettes 0,5-1 ml du sulfate de titane (IV) et quelques gouttes de soude à 4N. De quelle couleur est l'hydroxyde de titane (IV) ? Ecrire l'équation de la formation de $Ti(OH)_4$.

On ajoute dans la première éprouvette quelques gouttes d'une solution d'acide sulfurique à 4N.

Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

On ajoute dans la deuxième éprouvette une solution de la soude à 4N en excès. Expliquer pourquoi l'hydroxyde de titane (IV) qui est amphotère n'est pas soluble dans l'excès de la soude ?

On fait bouillir le contenu de la troisième éprouvette pendant 3-4 min. On ajoute dans la solution réfroidie 0,5-1 ml d'acide sulfurique à 4N.

Expérience 6. Préparation et étude des propriétés chimiques du pentoxyde de vanadium.

On met dans une cuvette en porcelaine sèche une spatule du vanadate d'ammonium et on la chauffe dans un bain à sable. On mélange le corps dans la cuvette avec la baguette de verre. Observer le changement de la couleur et la formation du pentoxyde de vanadium dont la couleur est rouge-brique.

On partage le pentoxyde de vanadium en deux parties égales et on les met dans deux éprouvettes. On ajoute dans la première éprouvette 2-3 ml d'une solution de soude à 2N. Dans la seconde éprouvette on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré (ρ = 1,84 g/ml) et on la chauffe dans un bain-marie. On observe la dissolution du pentoxyde de vanadium. De quelle couleur sont les deux solutions?

Ecrire les équations des réactions chimiques si l'action de l'alcali donne le vanadate et l'action de l'acide sulfurique concentré le sulfate de vanadyle ($(VO_2)_2SO_4$).

Faire la conclusion sur le caractère acido-basique du pentoxyde de vanadium.

Expérience 7. Préparation des vanadates peu solubles.

On verse dans 4 éprouvettes 0,5-1 ml d'une solution saturée du vanadate d'ammonium et on y ajoute successivement 0,5-1 ml des solutions de chlorure de barium, de sulfate cuivrique, de nitrate d'argent et d'acétate de plomb à 1N.

De quelle couleur sont les précipités ?

Ecrire les équations des réactions chimiques en tenant compte la formation des sels d'acide métavanadique pour le barium et le plomb, du sel d'acide ortovanadique pour l'argent, pour le cuivre du sel d'acide métavanadique (précipité de la couleur bleue-verte) ou du sel d'acide ortovanadique (précipité jaune-vert) en fonction du pH de la solution.

Expérience 8. Réduction successive du vanadium pentavalent jusqu'au vanadium bivalent.

On verse dans une éprouvette 3-4 ml d'une solution saturée du vanadate de sodium. On y verse 1 ml d'acide chlorhydrique concentré et on y met une pincée de zinc en poudre. Pendant quelques minutes on observe le changement successif de la couleur :

Jaune → Verte → Bleue → Verte → Violette.

Ecrire les équations des réactions chimiques. Expliquer le changement successif de la couleur si les composés du V^{+5} sont jaunes, du V^{+4} sont bleus, du V^{+3} sont verts et du V^{+2} sont violets.

Expérience 9. Préparation des peracides du vanadium.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution saturée du métavanadate d'ammonium et on y ajoute quelques gouttes d'une solution à 3% de l'eau oxygénée et quelques gouttes d'une solution d'acide sulfurique à 2N.

On observe la coloration rouge de la solution provoquée par la formation du mélange des acides pervanadiques, dont la plus simple est HVO_4. On observe également le dégagement d'oxygène ce qui prouve l'instabilité et la décomposition des acides pervanadiques.

Ecrire l'équation de la réaction de formation de l'acide pervanadique HVO_4.

TP N° 5. METAUX DU SOUS-GROUPE 6B.

1. Questions théoriques.

1. Caractéristiques générales des métaux du sous-groupe 6B.
2. Etat naturel du chrome, du molybdène et du tungstène.
3. Propriétés chimiques des métaux.
4. Préparations industrielles et utilisation. Alliages.
5. Composés des métaux du sous-groupe 6B.
   a) Oxydes et hydroxydes.
   b) Sels. Composés complexes. Chromites, chromates.
   c) Propriétés acido-basiques et oxydo-réductrices fonction du degré d'oxydation des métaux.
   d) Utilisation des composés du chrome.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Support avec tubes à essai, toile métallique amiantée, spatules, bain-marie, bec à alcool, baguettes en verre.

Solutions : H_2SO_4 à 1N, HCl conc. (ρ = 1,19 g/ml), NaOH à 1N, $Cr_2(SO_4)_3$ à 1N, Na_2CO_3 à 1N, Na_2S à 1N, $K_2Cr_2O_7$ à 1N, K_2CrO_4 à 1N, $BaCl_2$ à 1N, $Pb(NO_3)_2$ à 1N, $AgNO_3$ à 0,1N, KI à 1N, H_2S, H_2O_2 à 3%, hélianthine jaune (méthylorange), amidon.

Corps secs : $(NH_4)_2 Cr_2O_7$, $CrCl_3 \cdot 6H_2O$.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation de l'oxyde chromique (décomposition du bichromate d'ammonium).

On met sur une toile métallique amiantée 2-3 spatules des cristaux du bichromate d'ammonium on les enflamme à l'aide d'allumettes. On observe une décomposition très vive. Indiquer la couleur du corps obtenu. Ecrire l'équation de la réaction chimique. Indiquer l'oxydant et le réducteur de cette réaction.

Expérience 2. Préparation et étude des propriétés acido-basiques de l'hydroxyde chromique.

On verse dans une éprouvette 2-3ml d'une solution de sulfate chromique 1N et on y ajoute le même volume de soude 1N. Qu'observe-t-on ?

On partage le contenu de l'éprouvette en deux parties égales et on ajoute dans la première éprouvette de la soude 1N en excès et dans la seconde de l'acide sulfurique 1N en excès. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques en forme ionique. Faire la conclusion à propos du caractère acido-basique des composés du Cr^{+3}.

Garder le chromite de sodium préparé dans cette expérience pour l'expérience 3b.

Expérience 3. Hydrolyse des sels du Cr^{+3}.

a) Hydrolyse du sulfate chromique.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'eau distillée, on y ajoute quelques gouttes de méthylorange (hélianthine jaune), ensuite on y ajoute quelques gouttes d'une solution de sulfate de chrome (III). Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations d'hydrolyse sous forme moléculaire et ionique. Comment peut-on favoriser l'hydrolyse? Comment peut-on la défavoriser ?

Quelle méthode applique-t-on en pratique pour diminuer l'hydrolyse lors de la préparation des solutions des sels de chrome ?

b) Hydrolyse du chromite de sodium.

On chauffe l'éprouvette avec du chromite de sodium préparé dans l'expérience 2 jusqu'à ébullition. On observe la formation d'hydroxyde de chrome.

Ecrire les équations de l'hydrolyse sous forme ionique et moléculaire. Expliquer pourquoi l'élévation de la température favorise l'hydrolyse ?

c) Hydrolyse du sulfate de chrome (III) en présence de carbonate de sodium et de sulfure de sodium.

On verse dans deux éprouvettes 0,5-1 ml d'une solution de sulfate de chrome 1N. On y ajoute goutte à goutte.

-dans la première - une solution de carbonate de sodium 1N.

-dans la seconde - une solution de sulfure de sodium 1N.

Qu'observe-t-on ? Quels gaz se dégagent ?

Expliquer la formation du même précipité dans les deux cas. Ecrire les équations des réactions sous forme moléculaire et ionique.

Expérience 4. Sels complexes du chrome (III).

On verse dans deux éprouvettes 1-2 ml d'eau distillée et on y met quelques cristaux de sel hydraté de chlorure de chrome (III) ($CrCl_3.6H_2O$). On chauffe le contenu d'une éprouvette dans un bain-marie. Comparer les couleurs de deux solutions.

Expliquer le phénomène observé sachant que des ions complexes ont les couleurs suivantes.

$[Cr(H_2O)_6]^{+3}$ - bleu-violet
$[Cr(H_2O)_5Cl]^{+2}$ - vert-claire
$[Cr(H_2O)_4Cl_2]^{+}$ - vert-foncé

Ecrire les équations de la dissociation des sels complexes.

Expérience 5. Propriétés réductrices du Cr^{+3}.

On prépare d'abord le chromite de sodium. On y ajoute un excès de soude 1N et quelques gouttes d'eau oxygénée à 3%. On chauffe le contenu de l'éprouvette dans un bain-marie jusqu'à ce que la coloration devienne jaune.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Dans quel milieu l'oxydation du Cr^{+3} en Cr^{+6} est elle favorisée ?

Expérience 6. Chromates et bichromates.

a) Passage du chromate au bichromate.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution du chromate de potassium 1N et on y ajoute quelques gouttes d'une solution d'acide sulfurique 1N. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction sous forme moléculaire et ionique.

b) Passage du bichromate au chromate.

On verse dans une éprouvette 0,5 à 1 ml d'une solution de bichromate de potassium 1N et on y ajoute quelques gouttes d'une solution de soude 1N. Qu'observe-t-on ?

Faire l'expérience qui prouve la réversibilité de la transformation bichromate $\rightleftharpoons$ chromate.

Ecrire l'équation de la réaction sous forme moléculaire et ionique.

Expérience 7. Préparations des chromates peu solubles.

a) Préparation des chromates de barium, de plomb et d'argent.

On verse respectivement dans 3 éprouvettes 0,5 à 1 ml de solutions 1N du chlorure de Ba, du nitrate de Pb et du nitrate d'Ag. On y ajoute par le même volume d'une solution du chromate de potassium à 1N. De quelles couleurs sont les précipités obtenus ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Préparation du bichromate d'argent.

On verse dans une éprouvette 0,5 à 1 ml d'une solution de nitrate d'argent 0,1 N et on y ajoute quelques gouttes d'une solution de bichromate de K 1N. De quelle couleur est le précipité obtenu ?

Expliquer le changement de sa couleur au bout de quelques minutes. Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 8. Propriétés oxydantes du Cr^{+6}.

a) Oxydation de H_2S.

On ajoute goutte à goutte dans une solution de bichromate de potassium 1N, acidulée par quelques gouttes d'acide sulfurique 1N, solution d'acide sulfhydrique préparée la veille jusqu'à apparition de la coloration verte. Qu'observe-t-on à part la coloration ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Oxydation de KI.

On ajoute dans une solution de bichromate de potassium à 1N, acidulée par quelques gouttes de l'acide sulfurique à 1N, quelques gouttes d'une solution de l'iodure de potassium à 1N. Qu'observe-t-on ?

Prouver par l'expérience la présence de l'iode dans la solution. Ecrire la marche de cette expérience.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Oxydation de HCl.

On verse dans une solution de bichromate de potassium le même volume de l'acide chlorhydrique concentré.
On chauffe le contenu de l'eprouvette et on observe le changement de la couleur. Indiquer le changement de la couleur. Quel gaz se dégage-t-il ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Faire la conclusion à propos du milieu qui favorise la transformation du Cr^{+6} en Cr^{+3}.

TP N 6. METAUX DU SOUS-GROUPE 7B.

1. Questions théoriques.

1. Caractéristiques générales des métaux du sous-groupe 7B.
2. Etat naturel du manganèse.
3. Propriétés chimiques du manganèse.
4. Préparation du manganèse. Alliages.
5. Composés du manganèse +2, +3, +4, +6 et +7.

   a) Oxydes et hydroxydes.
   b) Acides manganeux, manganique et permanganique et leurs sels manganites, manganates et permanganates.
   c) Propriétés acido-basiques et oxydo-réductrices fonction du degré d'oxydation du manganèse.
   d) Utilisation des composés du manganèse.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Supports avec tubes à essai, becs à alcool, four à moufle, creusets, cuvettes en porcélaine, spatules, pinces à creusets, baguettes en verre, batonnets en bois,

Solutions : H_2SO_4 à 1N, H_2SO_4 conc. (ρ = 1,84 g/ml), HNO_3 conc., CH_3COOH à 1N, HCl conc., NaOH à 1N, $MnSO_4$ à 1N, Na_2S à 1N, Na_2SO_3 à 1N, $KMnO_4$ à 0,1 N, eau de brome, eau de chlore, phénolphtaléine, méthylorange.

Corps secs : PbO_2, MnO_2, $KMnO_4$, KOH ou NaOH en grenailles, KNO_3, Na_2SO_3.

3.Expériences.

Expérience 1. Préparation et étude des propriétés de l'hydroxyde de manganèse(II).

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'une solution du sulfate de manganèse (II) à 1N et le même volume de la soude à 1N. De quelle couleur est le précipité obtenu ?

On partage le précipité de l'hydroxyde de manganèse en trois parties égales. On utilise le contenu de deux éprouvettes pour l'étude des propriétés acido-basiques.

Faire les réactions nécessaires.

Au bout de quelques minutes on observe le changement de la couleur dans la troisième éprouvette provoqué par la formation de l'hydroxyde de manganèse (IV).

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Faire une conclusion à propos des propriétés acido-basiques et oxydo-réductrices de l'hydroxyde de manganèse (II).

Expérience 2. Oxydation des composés du manganèse (II).

a) Préparation du sulfure de manganèse (II) et son oxydation à l'air.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution de sulfate de manganèse et on y ajoute le même volume d'une solution du sulfure de sodium à 1N. De quelle couleur est le précipité obtenu ? Que se passe-t-il avec la couleur du précipité au bout de quelques minutes ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Note importante : Oxydation du sulfure de manganèse par l'oxygène en présence d'eau donne l'hydroxyde de manganèse (IV) et le soufre.

b) Oxydation de l'hydroxyde de manganèse (II) par le brome.

On prépare d'abord l'hydroxyde de manganèse (II). On ajoute ensuite dans l'hydroxyde préparé quelques gouttes de l'eau de brome. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Oxydation des sels du manganèse (II) par le bioxyde de plomb.

On met dans une éprouvette une pincée de bioxyde de plomb, on y verse 0,5-1 ml d'acide nitrique concentré et on y ajoute quelques gouttes de sulfate de manganèse (II) à 1N.

On fait bouillir le contenu de l'éprouvette dans une flamme du bec à alcool. De quelle couleur est la solution obtenue ?

Ecrire l'équation de la réaction rédox.

Expérience 3. Propriétés oxydo-réductrices du bioxyde de manganèse.

a) Propriétés oxydantes du bioxyde de manganèse (travailler dans la hotte !)

On met dans une éprouvette une spatule du bioxyde de manganèse et on y prélève 0,5-1 ml d'acide chlorhydrique concentré. On chauffe doucement le contenu de l'éprouvette dans la flamme du bec à alcool. Quel gaz se dégage-t-il ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Propriétés réductrices du bioxyde de manganèse.

On met dans un creuset en parcelaine une grenaille de la potasse ou de la soude et une spatule de nitrate de potassium cristallin. On chauffe le creuset dans un four à moufle jusqu'à fusion du contenu du creuset. On ajoute une pincée du bioxyde de manganèse dans la masse fondue contenue dans le creuset. On mélange la masse fondue à l'aide d'une baguettes en verre. De quelle couleur est le corps obtenu ? On laisse refroidir le creuset. On garde le corps obtenu pour l'expérience 4.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Caractériser les propriétés oxydo-réductrices des composés du Mn^{+4}.

Expérience 4. Propriétés oxydo-réductrices du manganate de potassium.

On ajoute dans le creuset avec du manganate de potassium préparé dans l'expérience 3b, quelques millilitres d'eau distillée. On agite avec une baguette en verre la solution jusqu'à dissolution complète du manganate de potassium. On partage cette solution en trois parties égales.

a) Dismutation du manganate de potassium.

On observe dans une éprouvette la décomposition lente du manganate de potassium. Observer le changement de couleur.

La réaction de dismutation du manganate de potassium est réversible. Ecrire son équation.

Etudier l'influence du milieu sur l'équilibre chimique, pour cela ajouter dans la solution 0,5-1 ml d'acide acétique à 1N. Qu'observe-t-on ? Expliquer l'influence du milieu sur l'équilibre de cette réaction.

b) Action du chlore sur le manganate de potassium.

On ajoute dans l'éprouvette avec de la solution du manganate de potassium quelques gouttes d'eau de chlore. Expliquer l'apparition de la coloration rose de la solution. Quel rôle joue le manganate dans ce processus ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Action du sulfite de sodium sur le manganate de potassium.

On ajoute dans la troisième éprouvette avec de la solution du manganate de potassium une spatule du sulfite de sodium cristallin. On agite le contenu de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Quel rôle joue le manganate dans ce processus ?

Caractériser les propriétés oxydo-réductrices des composés du Mn^{+6}.

Expérience 5. Décomposition thermique du permanganate de potassium.

On met dans une éprouvette sèche une spatule de permanganate de potassium. On chauffe l'éprouvette dans une flamme du bec à alcool. On approche un batonnet en bois préalablement enflammé vers l'ouverture de l'éprouvette. Quel gaz se dégage-t-il ? A l'aide du même batonnet en bois déterminer la fin de la décomposition du permanganate de potassium. Après avoir refroidit l'éprouvette, ajouter quelques millilitres d'eau distillée. Quel corps reste dans la solution ? Quelle est la composition du précipité ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Indiquer l'oxydant et le réducteur.

Expérience 6. Préparation et étude des propriétés oxydantes de l'anhydride d'acide permanganique.

On met dans une cuvette en porcélaine une spatule de permanganate de potassium et on y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré (ρ = 1,84 g/ml). On agite le mélange avec une baguette en verre. Qu'observe-t-on ? Quel gaz se dégage-t-il ? De quelle couleur est l'anhydride de l'acide permanganique ?

On touche le bec à alcool avec une baguette en verre mouillée dans ce produit. Le bec à alcool s'enflamme. Expliquer ce phénomène.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 7. Influence du pH sur les propriétés oxydantes du permanganate de potassium.

On verse dans trois éprouvettes quelques gouttes d'une solution de permanganate de potassium à 0,1 N, on ajoute dans la première éprouvette quelques gouttes d'acide sulfurique à 1N et on ajoute dans la deuxième éprouvette

quelques gouttes de soude à 1N. On verse dans chaque éprouvette 1-2 ml d'une solution de sulfite de sodium à 1N. Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques. Indiquer l'influence du milieu (du pH) sur la directivité des réactions rédox avec le permanganate de potassium.

Expérience 8. Action du permanganate de potassium sur le sel du manganèse (II).

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution de permanganate de potassium à 0,1 N et on y ajoute de la solution de sulfate de manganèse (II) jusqu'à disparition de la coloration violètte. Qu'observe-t-on ? Déterminer le milieu de la solution à l'aide des indicateurs colorés.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

TP N 7. FER. COBALT. NICKEL.

1. Questions théoriques.

1. Caractéristiques générales des métaux du sous-groupe 8B.(des triades).
2. Etat naturel des métaux du sous-groupe 8B.
3. Préparation industrielle des éléments de la triade du fer, leur utilisation. Alliages.
4. Propriétés chimiques des métaux.
5. Composés des métaux du sous-groupe 8B.
   a) Oxydes et hydroxydes. Propriétés acido-basiques.
   b) Sels. Ferrites. Ferrates.
   c) Composés complexes.
   d) Propriétés oxydo-réductrices des composés .
   e) Utilisation des composés.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Supports avec tubes à essai ; becs à alcool, four à moufle, creusets, pinces à creusets, spatules.

Solutions : HCl à 2N ; HNO_3 à 2N ; H_2SO_4 à 2N ; HNO_3 conc.; H_3PO_4 à 2N ; NaOH à 1N ; NH_4OH à 25% ; $K_3[Fe(CN)_6]$ à 1N ; $K_4[Fe(CN)_6]$ à 1N ; KCNS à 1N ; $KMnO_4$ à 1N ; KI à 1N ; Na_2S à 1N ; $FeSO_4$ ou $FeCl_2$ à 1N ; $Fe_2(SO_4)_3$ ou $FeCl_3$ à 1N ; $CoSO_4$ ou $CoCl_2$ à 1N ; $NiSO_4$ ou $NiCl_2$ à 1N ; H_2O_2 à 3% ; solution ammoniacale du diméthylglyoxyme.

Corps secs : Fe ; Co ; Ni ; $Fe(NO_3)_3$; $Co(NO_3)_2$; $Ni(NO_3)_2$; $NiCl_2$ ou $NiSO_4$; $FeSO_4$ ou $FeCl_2$; Na_2SO_3.

3. Expériences.

Expérience 1. Action des acides sur le fer, le cobalt et le nickel.

On met respectivement dans trois éprouvettes un petit morceau de fer, de cobalt et de nickel. On y ajoute respectivement 0,5-1 ml d'acide chlorhydrique à 2N et on chauffe légèrement les éprouvettes. Qu'observe-t-on ? Indiquer les couleurs des solutions obtenues. A l'aide de $K_3[Fe(CN)_6]$, prouver la présence des cations Fe^{+2} dans l'éprouvette contenant le fer. Expliquer pourquoi dans cette réaction le fer ne s'oxyde pas jusqu'à Fe^{+3}.

De la même manière on fait réagir les métaux avec de l'acide nitrique à 2N. Qu'observe-t-on ? Indiquer les couleurs des solutions obtenues. A l'aide de $K_4[Fe(CN)_6]$ ou bien de KCNS, prouver la présence des cations Fe^{+3}. Expliquer pourquoi le fer s'oxyde jusqu'à Fe^{+3}.

On répète l'expérience avec de l'acide sulfurique à 2N. Qu'observe-t-on ? De quelle couleur sont les solutions obtenues ? Déterminer par la voie expérimentale le degré d'oxydation du fer dans la réaction avec l'acide sulfurique dilué.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 2. Préparations des oxydes du Fe^{+3}, Co^{+2}, Ni^{+} et Ni^{+2}.

On met respectivement dans trois creusets une spatule de nitrate ferrique, nitrate de cobalt et nitrate de nickel (II). On les chauffe dans un four à moufle (t = 600-700°C). Observer la formation de l'oxyde de nickel (III) dans le creuset avec le nitrate de nickel (dont la couleur est noire) et sa décomposition jusqu'à l'oxyde de nickel (II) dont la couleur est gris-vert. De quelle couleur sont les autres oxydes ?

Ecrire les équations de décomposition des nitrates correspondants.

Expérience 3. Préparation et étude des propriétés des hydroxydes de Fe^{+2}, Fe^{+3}, Co^{+2}, Ni^{+2}.

On verse respectivement dans 4 éprouvettes 2-3 ml des solutions à 1N des sels du Fe^{+2}, Fe^{+3}, Co^{+2}, Ni^{+2} et on y ajoute le même volume de soude à 1N. Qu'observe-t-on ?

On partage le contenu de chaque éprouvette en 4 parties égales.

a) On chauffe dans la flamme du bec à alcool les 4 éprouvettes avec des hydroxydes du Fe^{+2}, Fe^{+3}, Co^{+2} et Ni^{+2}. Qu'observe-t-on ?

b) On ajoute dans les 4 éprouvettes avec les hydroxydes de Fe^{+2}, Fe^{+3}, Co^{+2} et Ni^{+2} de l'acide sulfurique à 2N jusqu'à dissolution des précipités. De quelle couleur sont des solutions ?

c) On ajoute dans les 4 éprouvettes avec les hydroxydes du Fe^{+2}, Fe^{+3}, Co^{+2} et Ni^{+2} de la soude à 1N en excès. Qu'observe-t-on ?

Faire la conclusion à propos des propriétés acido-basiques des hydroxydes en question.

Note importante : Pour que l'hydroxyde de Fe^{+3} puisse réagir sur la soude il faut des conditions spéciales. Cette réaction a lieu en masses fondues, dans ce cas on a la formation du ferrite qui s'hydrolise complètement dans les solutions aqueuses.

d) On observe le changement de couleur de l'hydroxyde ferreux au bout de quelques minutes. Comparer la couleur du précipité obtenu avec celle de l'hydroxyde ferrique. Y a-t-il un changement de couleur des hydroxydes de Ni^{+2} et de Co^{+2} ?

On ajoute quelques gouttes d'eau oxygénée à 3% dans les deux éprouvettes avec des hydroxydes de Co^{+2} et de Ni^{+2}. Qu'observe-t-on ?

Comparer les propriétés réductrices des hydroxydes de Fe^{+2}, de Co^{+2} et de Ni^{+2}.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 4. Préparation des sulfures de Fe^{+2}, Co^{+2} et Ni^{+2}.

On verse respectivement dans 3 éprouvettes 0,5-1 ml des solutions à 1N des sels du Fe^{+2}, Co^{+2} et Ni^{+2}, on y ajoute le même volume d'une solution de sulfure de sodium à 1N. Qu'observe-t-on ?

Vérifier la solubilité des sulfures obtenus dans l'acide chlorhydrique dilué.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 5. Réactions analytiques du Fe^{+2} et du Fe^{+3}.

a) Action du ferricyanure de potassium sur les cations du Fe^{+2}.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution d'un sel de Fe^{+2} à 1N et on y ajoute quelques gouttes d'une solution de ferricyanure de potassium (hexacyanoferrate de K) à 1N. Qu'observe-t-on ?

Comment réagit le ferricyanure de potassium avec les cations Fe^{+3} ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action du ferrocyanure de potassium sur les cations du Fe^{+3}.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution d'un sel de Fe^{+3} à 1N et on y ajoute quelques gouttes d'une solution de ferrocyanure de potassium (hexacyanoferrite de K) à 1N. Qu'observe-t-on ? Que se passe-t-il si les cations Fe^{+3} réagissent sur le ferrocyanure de potassium ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Action du thiocyanure de potassium sur les cations du Fe^{+3}.

On verse respectivement dans 2 éprouvettes 0,5 ml des sels de Fe^{+3} et de Fe^{+2}. On y ajoute quelques gouttes d'une solution de thiocyanure de potassium (KCNS) à 1N. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 6. Propriétés réductrices des composés du Fe^{+2}.

a) Oxydation par l'acide nitrique.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml de solution d'un sel de Fe^{+2} et on y ajoute quelques gouttes d'acide nitrique concentré. On chauffe le contenu de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ? Prouver la présence des cations Fe^{+3} dans la solution réfroidie.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Oxydation par le permanganate de potassium.

On verse dans une éprouvette quelques gouttes d'une solution de permanganate de potassium à 1N et quelques gouttes d'acide sulfurique dilué. On y ajoute une spatule de cristaux d'un sel de fer (II). On agite le contenu de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Oxydation par l'eau oxygénée.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml de solution d'un sel de Fe^{+2}, on y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique dilué et quelques gouttes d'eau oxygénée. Déceler les ions Fe^{+3} dans la solution.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 7. Propriétés oxydantes des composés du Fe^{+3}.

a) Réduction par l'iodure de potassium.

On ajoute dans une éprouvette avec une solution d'un sel de Fe^{+3}, quelques gouttes de KI à 1N. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Réduction par le sulfite de sodium.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml de solution d'un sel de Fe^{+3} et on y ajoute quelques cristaux de sulfite de sodium. On observe une coloration rouge due à la formation de sulfite ferrique instable qui disparait au bout de quelques minutes. Pour prouver la réduction du Fe^{+3} en Fe^{+2} on ajoute quelques gouttes de solution de $K_3[Fe(CN)_6]$. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 8. Sels complexes de fer, cobalt et nickel.

a) Préparation du complexe phosphate du Fe^{+3}.

On verse dans une éprouvette quelques gouttes de solution d'un sel de fer (III) à 1N et on y ajoute le même volume de thiocyanure de potassium à 1N. Ensuite, on y ajoute quelques gouttes d'acide orthophosphorique à 2N. Qu'observe-t-on ?

En tenant compte du fait que les anions complexes $[Fe(PO_4)_2]^{-3}$ sont incolores, expliquer le phénomène observé et écrire les équations des réactions chimiques.

b) Etude de la stabilité des complexes cyanures du Fe^{+2} et du Fe^{+3}.

On verse respectivement dans éprouvettes 0,5-1 ml de solution d'hexacyanoferrite de potassium ($K_4[Fe(CN)_6]$) à 1N. On ajoute dans la première éprouvette quelques gouttes de Na_2S à 1N et dans la seconde - quelques gouttes de soude à 1N. Expliquer, pourquoi les précipités ne se forment pas ?

On repète la même expérience avec de l'hexacyanoferrate de potassium ($K_3[Fe(CN)_6]$).

Faire la conclusion concernant la stabilité des complexes cyanures du Fe^{+2} et Fe^{+3}.

c) Préparation du complexe ammoniacal du cobalt.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml de solution d'un sel de cobalt (II) et on y ajoute goutte à goutte de l'ammoniaque à 25% jusqu'à dissolution du précipité qui se forme au début. De quell couleur est le complexe ammoniacal du cobalt (II) ?

On partage la solution en deux parties égales. On agite la solution dans la première éprouvette et on ajoute quelques gouttes d'eau oxygénée à 3% dans la seconde. On observe le même changement dans les deux éprouvettes.

Ecrire les équations de formation du complexe ammoniacal du cobalt (II) et son oxydation en un complexe ammoniacal du cobalt (III). Quel complexe est plus stable ?

d) Préparation du complexe ammoniacal du nickel (II).

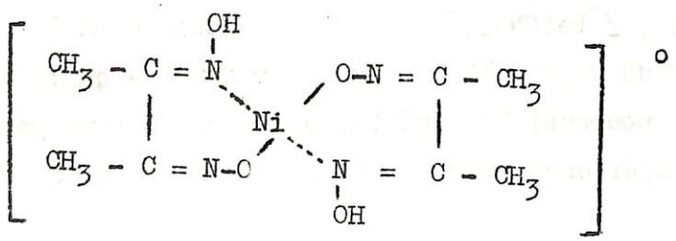
On dissout quelques cristaux d'un sel de nickel dans quelques gouttes d'eau distillée et on y ajoute goutte à goutte de la soude à 1N jusqu'à formation du précipité. On y ajoute de l'ammoniaque à 25%. Pourquoi l'hydroxyde de nickel (II) se dissout dans l'ammoniaque ?

Ecrire l'équation des réactions chimiques.

c) Formation du complexe neutre de nickel (II) avec le diméthylglyoxyme (réactif de Tchougaev).

On verse quelques gouttes de solution d'un sel de Ni^{+2} et on y ajoute 1-2 gouttes de solution ammoniacale de diméthylglyoxyme. Qu'observe-t-on ?

Note importante : Les cations du Ni^{+2} forme avec le diméthylglyoxyme un précipité de couleur vive de diméthylglyoxymate de nickel, dont la formule est la suivante:



TP N 8 BORE . ALUMINIUM.

1. Questions théoriques.

1. Caractéristiques générales des éléments du sous-groupe 3A.
2. Etat naturel des éléments du sous-groupe 3A.
3. Propriétés chimiques du bore.
4. Préparation et utilisation du bore.
5. Composés du bore.
   a) Composés hydrogénés.
   b) Composés oxygénés. Acide boriques.
   c) Sels. Borates et polyborate. Tetraborate de sodium.
   d) Halogénures du bore. Acide borofluorhydrique.
   e) Utilisation des composés du bore.
6. Propriétés chimiques de l'aluminium et de ses analogues.
7. Préparation et utilisation de l'aluminium et de ses analogues. Alliages.
8. Composés de l'aluminium.
   a) Oxyde d'aluminium. Corindon.
   b) Hydroxyde d'aluminium. Propriétés acido-basiques.
   c) Sels d'aluminium et leur hydrolyse.
   d) Utilisation des composés de l'aluminium.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Supports avec tubes à essai ; bain-marie ; becs à alcool ; cuvette en porcélaine, spatules, pinces.

Solutions : H_2SO_4 à 2N ; H_2SO_4 conc. (ρ = 1,84 g/ml) ; HCl à 2N ; HCl conc. (ρ = 1,18 g/ml) ; HNO_3 à 2N ; HNO_3 conc. (ρ = 1,4 g/ml) ; NaOH à 1N ; $Na_2B_4O_7$ saturée ; $AgNO_3$ à 1N; $CuSO_4$ à 1N ; $Hg_2(NO_3)_2$ à 1N ; $AlCl_3$ à 1N ; Na_2CO_3 à 1N ; phénolphtaléine ; méthylorange.

Corps secs : Al en poudre ; Al en grenailles ; fils en aluminium ; I_2 en poudre; $Na_2B_4O_7.10H_2O$ (borax) ; $AlCl_3$; indicateur-universel ; papier abrasif.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation de l'acide orthoborique à partir du borax.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution saturée du tetraborate de sodium. On la chauffe dans un bain-marie et on y ajoute le même volume d'acide sulfurique concentré. Indiquer la formation des cristaux de l'acide orthoborique dont la solubilité est assez faible.

Expérience 2. Hydrolyse du tétraborate de sodium.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'eau distillée et on y ajoute quelques cristaux de tétraborate de sodium. A l'aide des indicateurs colorés déterminer le milieu de la solution obtenue.

Ecrire les équations d'hydrolyse sous forme moléculaire et ionique par étapes en tenant compte que la première étape donne l'acide orthoborique et métaborate de sodium.

Expérience 3. Préparation des borates peu solubles.

On verse dans deux éprouvettes 0,5-1 ml de solution saturée du borax. On y ajoute respectivement quelques gouttes des solutions à 1N de nitrate d'argent et de sulfate cuivrique. De quelles couleurs sont les précipités obtenus ?

Ecrire les équations des réactions chimiques sachant que dans les deux réactions les molécules d'eau y participent et que l'argent forme le métaborate d'argent, le cuivre-hydroxométaborate cuivrique .

Expérience 4. Action de l'aluminium sur les acides.

a) Action de l'acide chlorhydrique concentré et dilué.

On met dans deux éprouvettes une grenaille d'aluminium et on y verse respectivement 0,5-1 ml d'acide chlorhydrique concentré et d'acide chlorhydrique à 2N. Indiquer la différence en vitesse de déroulement de la réaction. Quels facteurs influent sur la vitesse de cette réaction ? Vérifier l'influence de la température sur la vitesse de la réaction en question.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action de l'acide sulfurique concentré et dilué.

On met dans deux éprouvettes par une grenaille d'aluminium et on y verse respectivement 0,5-1 ml d'acide sulfurique concentré et d'acide sulfurique à 2N. Comparer l'activité de l'acide chlorhydrique dilué et celle de l'acide sulfurique dilué par rapport à l'aluminium. On chauffe l'éprouvette avec de l'acide sulfurique dilué dans une flamme du bec à alcool. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

La réaction de l'acide sulfurique concentré avec l'aluminium à froid est assez lente. Mais d'après l'odeur spécifique on peut établir que cette réaction a lieu avec le dégagement de H_2S.

On chauffe l'éprouvette avec de l'acide sulfurique concentré dans une flamme du bec à alcool. Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des actions de l'acide sulfurique concentré sur l'aluminium à froid et à chaud.

c) Action de l'acide nitrique concentré et dilué.

On met dans deux éprouvettes une grenaille d'aluminium et on y verse respectivement 0,5-1 ml d'acide nitrique concentré et d'acide nitrique dilué. Qu'observe-t-on à froid ? On chauffe les deux éprouvettes dans une flamme du bec à alcool. Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 5. Action de l'aluminium sur les alcalis.

On met dans une éprouvette une grenaille d'aluminium et on y ajoute 0,5-1 ml de soude à 1N. On chauffe un peu le contenu de l'éprouvette. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 6. Action de l'aluminium sur l'iode (opérer sous la hotte !).

On mélange dans un creuset en porcélaine une spatule d'iode en poudre et une spatule d'aluminium en poudre. On ajoute une goutte d'eau dans le mélange obtenu. Qu'observe-t-on au bout de quelques secondes ? La vapeur de quel corps se dégage-t-elle ? Qu'est ce qui reste dans la cuvette ? Quel rôle joue l'eau dans cette réaction. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 7. Corrosion de l'aluminium.

On lime deux fils en aluminium avec du papier abrasif. On met un fil en aluminium dans l'eau distillée, l'autre fil on le laisse à l'air. Qu'observe-t-on ? Expliquer, pourquoi l'aluminium, étant un métal très actif, ne subit pas la corrosion bien que sa surface est débarassée de la couche protectrice d'oxyde. On plonge les deux fils en aluminium dans une solution de nitrate mércureux ($Hg_2(NO_3)_2$) pour 2-3 minutes, ensuite on nettoie la surface des fils en aluminium à l'aide du papier à filtre.

On laisse un fil à l'air et on plonge un autre fil dans l'eau distillée. Qu'observe-t-on ?

Expliquer les phénomènes observés.

Expérience 8. Préparation et étude des propriétés acido-basiques de l'hydroxyde d'aluminium.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml de solution d'un sel d'aluminium à 1N et on y ajoute goutte à goutte une solution de soude à 1N, jusqu'à formation d'un précipité.

On partage le contenu de l'éprouvette en deux parties égales et on ajoute dans la première éprouvette 1-2 ml d'acide sulfurique dilué, dans la seconde de la soude en excès. Qu'observe-t-on ? Faire la conclusion à propos de propriété acido-basique des composés d'aluminium.

Ecrire les équations des réactions chimiques sous forme moléculaire et ionique.

Expérience 9. Hydrolyse des sels d'aluminium.

a) Hydrolyse du chlorure d'aluminium.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'eau distillée et on y met une pincée des cristaux du chlorure d'aluminium. A l'aide des indicateurs colorés, on établit le milieu de la solution. Ecrire l'équation de l'hydrolyse du sel. Expliquer pourquoi l'hydrolyse ne se passe pas jusqu'à la fin ? Comment peut-on diminuer l'hydrolyse du chlorure d'aluminium ?

b) Hydrolyse du chlorure d'aluminium en présence du carbonate de sodium.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution de chlorure d'aluminium à 1N et on y ajoute le même volume d'une solution de carbonate de sodium à 1N. L'hydroxyde d'aluminium se forme. Expliquer pourquoi dans ce cas l'hydrolyse du sel d'aluminium se produit jusqu'à la fin ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

TP N 9. CARBONE. SILICIUM.

1. Questions théoriques.

1. Caractéristiques générales des éléments du sous-groupe 4A.
2. Caractéristiques générales des non-métaux du sous-groupe 4A.
3. Etat naturel, allotropie, propriétés et utilisation du carbone.
4. Composés du carbone. Carbures. Hydrocarbures. Monoxyde de carbone. Carbonyles. Dioxyde de carbone. Acide carbonique et carbonates. Acide Cyanhydrique et cyanures. Acide fulminique. Sulfure de carbone. Carbamide (urée) Thiocarbamide. Acide rhodanique (thiocyanhydrique). Thiocyanures. Acides percarboniques et percarbonates.
5. Etat naturel, allotropie, propriétés, préparation et utilisation du silicium.
6. Composés du silicium. Silicures. Composés hydrogénés. Composés oxygénés. Monoxyde et dioxyde de silicium. Acides siliciques, silicates. Alumino-silicates. Verres. Halogénures, sulfure, nitrure, carbure.
7. Utilisation des composés du carbone et du silicium.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Support avec tubes à essai ; centrifugeuse ; pH-mètres ; installations pour l'étude de l'adsorption des gaz (fig.1); becs à alcool ; installations pour la filtration (fig. 2) ; creusets en porcélaine ; four à moufle (900 - 950°C) ; éprouvettes munis d'un tube courbe à dégagement (fig. 3) ; appareil de Kipp à marche continue pour la préparation du CO_2; béchers ; baguettes en verre ; tôle métallique.

Solutions : HNO_3 conc. (ρ = 1,4 g/ml) ; H_2SO_4 conc. (ρ= 1,84 g/ml) ; HCl conc. (ρ = 1,19 g/ml); HCl à 1N ; NaOH à 40% ; NaOH à 1N ; $Pb(NO_3)_2$ à 1N ; KI à 1N ; $CaCl_2$ à 1N ; $AgNO_3$ à 0,1 N ; Na_2CO_3 à 1N ; $NaHCO_3$ à 1N ; Na_2SiO_3 à 1N; $CoCl_2$ à 1N ; $CuSO_4$ à 1N ; $Ca(OH)_2$ saturée ; solution diluée d'un colorant (indigo, encre de chine, etc...) ; acide formique HCOOH (à 100%) ; phénolphtaléine , méthylorange, tournesol sensible.

Corps secs : Cu en morceaux ; charbon de bois ou charbon activé en poudre et en petits morceaux ; CuO en poudre, PbO en poudre, $(CuOH)_2CO_3$; $CaCO_3$ en poudre; SiO_2 en poudre ; Mg en poudre ; Mg en ruban ; NaOH en grenailles, silicagel (SiO_2).

3.Expériences.

Expérience 1. Propriétés adsorbantes du charbon de bois.

a) Adsorption des gaz.

On met dans une éprouvette un morceau de Cu et y ~~verse quelques gouttes~~ d'acide nitrique ~~concentré~~. On bouche l'éprouvette avec un bouchon muni d'un ~~tube à~~ dégagement avec une ampoule de chlorure de calcium rempli du charbon de bois en petits morceaux (fig. 1). L'éprouvette se remplit de bioxyde d'azote

roux, mais à la sortie de l'ampoule de chlorure de calcium le gaz sortant est incolore.. Expliquer le phénomène observé.

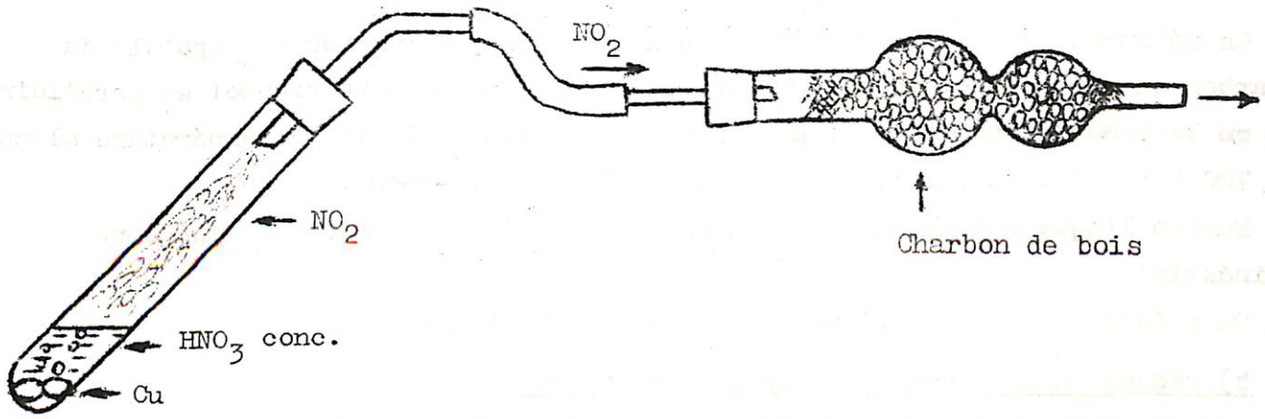


Fig. 1. Etude de l'adsorption des gaz par le charbon de bois.

Que se passe-t-il si on chauffe le charbon de bois dans l'ampoule de chlorure de calcium après avoir passé le gaz NO_2 à travers le charbon de bois ? Expliquer le phénomène observé.

b) Adsorption des colorante de la solution.

On fait bouillir dans une éprouvette une solution diluée d'un colorant (indigo, fuchine, encre de chine etc...) avec du charbon en bois en poudre. On secoue ensuite la solution refroidie. On sépare le système hétérogène à l'aide d'une centrifugeuse. De quelle couleur est la solution du colorant? Que se passe-t-il ?

c) Adsorption des cations.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml d'une solution du nitrate de Pb à 1N et le même volume de l'iodure de potassium à 1N. Qu'observe-t-on ?

On verse dans une éprouvette 3-5 ml d'une solution de $Pb(NO_3)_2$ à 1N et on y ajoute une spatule du charbon en bois en poudre. On ferme l'éprouvette avec un doigt et on secoue le contenu de l'éprouvette pendant quelques minutes et on le filtre (fig. 2).

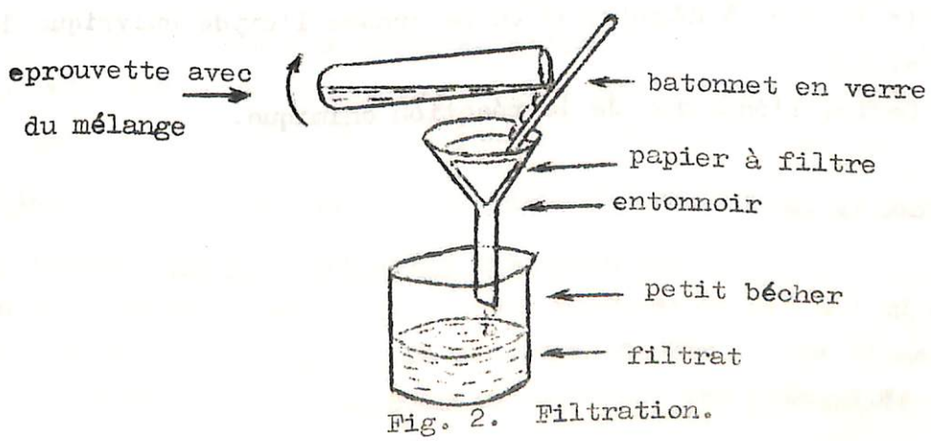


Fig. 2. Filtration.

On verse dans une éprouvette 0,5-1 ml du filtrat obtenu et on y ajoute le même volume de KI à 1N. Qu'observe-t-on ? Expliquer l'expérience réalisée.

Expérience ?. Propriétés réductrices du carbone.

a) Réduction de l'oxyde cuivrique et de l'oxyde de plomb.

On mélange une spatule de l'oxyde cuivrique en poudre avec une spatule du charbon en bois en poudre. On met le mélange obtenu dans un creuset en porcélaine et on le chauffe dans un four à moufle pendant 10-15 minutes à température allant de 700 à 800 °C. On refroidit le creuset. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Utilise-t-on ce procédé dans l'industrie ?

On refait la même expérience avec l'oxyde de plomb.

b) Réduction de l'acide sulfurique concentré.

On verse 3 à 5 gouttes d'acide sulfurique concentré (ρ = 1,84 g/ml) dans une éprouvette sèche et on y met une pincée du charbon en bois. On chauffe le contenu de l'éprouvette dans la flamme d'un bec à alcool avec beaucoup de prudence. Qu'observe-t-on ? Quels gaz se dégagent-ils ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 3. Préparation et propriétés du monoxyde de carbone.

a) Préparation et combustion du monoxyde de carbone.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'acide sulfurique concentré (ρ = 1,84 g/ml) et on y ajoute 2-3 ml d'acide formique HCOOH. On bouche l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube à dégagement. On chauffe le contenu dans une petite flamme du bec à alcool. Qu'observe-t-on ?

On enflamme le gaz sortant du tube à dégagement. De quelle couleur est cette flamme ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Réduction de l'oxyde cuivrique par monoxyde de carbone.

On remplace le bouchon muni d'un tube à dégagement dans l'expérience 3a par le bouchon muni d'un tube courbe à dégagement (fig. 3) dans lequel on place un peu de poudre d'oxyde cuivrique.

On chauffe l'endroit du tube à dégagement ou se trouve l'oxyde cuivrique dans la flamme d'un bec à alcool.

Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

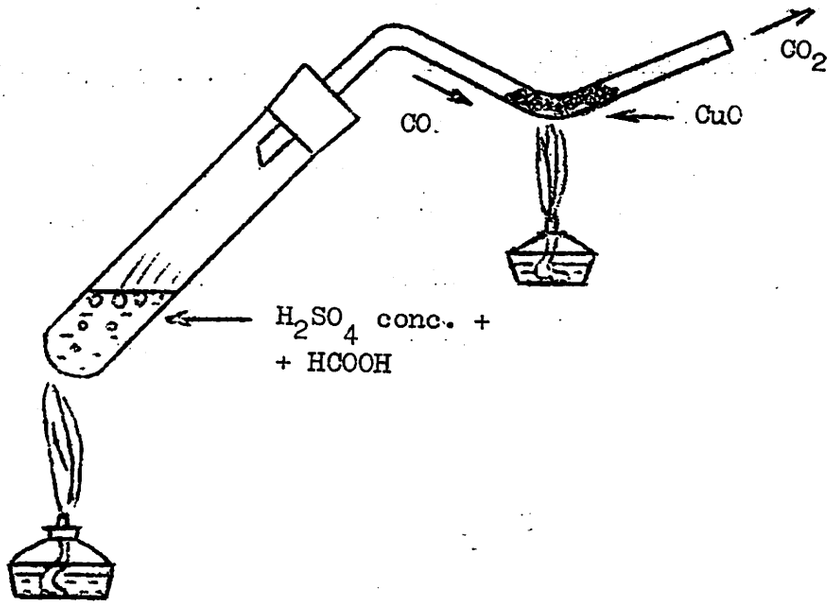


Fig. 3. Réduction de l'oxyde cuivrique par monoxyde de carbone.

Expérience 4. Préparation et propriétés du bioxyde de carbone.

a) Préparation du gaz carbonique et son action sur l'eau.

On prépare le gaz carbonique dans l'appareil de Kipp à marche continue (voir travaux pratiques de chimie, page 20, fig.51) à partir de l'acide chlorhydrique dilué (1:1) et du marbre. On fait barboter le gaz carbonique dans une éprouvette avec 2-3 ml d'eau distillée. A l'aide de l'indicateur coloré convenable on vérifie le milieu de la solution obtenue.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Quelle est la force de l'acide carbonique. Ecrire les équations de sa dissociation électrolytique.

On chauffe l'éprouvette avec la solution obtenue. Qu'observe-t-on ? Faire la conclusion concernant la stabilité thermique de l'acide carbonique. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action du gaz carbonique sur l'eau de chaux.

On fait passer un courant du gaz carbonique préparé dans l'appareil de Kipp dans une solution de l'hydroxyde de calcium (eau de chaux). On observe l'apparition d'un précipité blanc qui disparait à la suite de l'expérience.

Expliquer le phénomène observé. Ecrire les équations des réactions chimiques de la préparation des carbonates et des hydrogénocarbonates.

On garde la solution obtenue pour l'expérience 5c et 5d.

Expérience 5. Préparation et propriétés des carbonates et des hydrogénocarbonates.

a) Préparation des carbonates peu solubles.

On verse respectivement dans trois éprouvettes 0,5 à 1 ml des solutions à 1N de $CaCl_2$, $Pb(NO_3)_2$ et $AgNO_3$. On y ajoute le même volume d'une solution de Na_2CO_3 à 1N. Qu'observe-t-on ? Indiquer les couleurs des précipités.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Action de l'acide chlorhydrique sur les carbonates et hydrogénocarbonates.

On verse respectivement dans deux éprouvettes 0,5 à 1 ml des solutions à 1N de Na_2CO_3 et $NaHCO_3$ on y ajoute le même volume d'acide chlorhydrique à 1N. Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

c) Action des alcalis sur hydrogénocarbonates.

On prend la moitié de la solution d'hydrogénocarbonate de sodium préparé dans l'expérience 4b et on y ajoute goutte à goutte de la soude à 1N. Qu'observe-t-on? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Où applique-t-on ce procédé?

d) Décomposition des hydrogénocarbonates dans les solutions.

On prend la moitié de la solution d'hydrogénocarbonate de sodium préparé dans l'expérience 4b et on la chauffe jusqu'à l'ébullition. Qu'observe-t-on ?

Où avez-vous vu le phénomène de l'expérience étudiée ?

On verse dans une éprouvette 2-3 ml de $NaHCO_3$ à 1N. Faire l'étude du milieu de la solution initiale.

On chauffe l'éprouvette jusqu'à l'ébullition de la solution. Qu'observe-t-on? Faire l'étude du milieu de la solution finale.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

e) Hydrolyse du carbonate de sodium et du bicarbonate de sodium (hydrogénocarbonate de Na).

On verse respectivement dans 2 béchers 10 à 20 ml des solutions à 1N de Na_2CO_3 et $NaHCO_3$, on étudie le milieu dans chaque solution à l'aide du pH-mètre. Ecrire les équations de l'hydrolyse des sels en question et calculer le pH du milieu dans les deux solutions. Comparer les résultats des calculs avec ceux de l'expérience.

f) Décomposition thermique du carbonate de calcium et de l'hydroxocarbonate cuivrique.

On met respectivement dans deux creusets en porcélaine 1-2 spatules des cristaux de $CaCO_3$ et de $(CuOH)_2CO_3$ et on les chauffe dans un four à moufle à la température allant de 900 à 950°C, pendant 10-15 minutes. On refroidit les creusets. Comment les sels ont-ils changé ? Ecrire les équations des réactions chimiques. Prouver la formation de la chaux vive dans le cas du carbonate de calcium.

Expérience 6. Préparation du silicium à partir du bioxyde de silicium.

On met sur une tôle métallique un mélange fait avec du bioxyde de silicium en poudre (sable broyé) et du magnésium en poudre (1:1). On y met un ruban de magnésium et on l'enflamme. Qu'observe-t-on ? On refroidit le produit obtenu sous forme de la poudre. On met cette poudre qui se compose de Si, MgO et Mg_2Si dans un bécher et on y ajoute quelques millilitres d'acide chlorhydrique concentré.

Qu'observe-t-on ?

Mentionner la teinte de la poudre de silicium qui reste insoluble. Ecrire les équations de toutes les réactions chimiques qui ont lieu. On sépare le silicium de la solution par la décontation. On le lave avec de l'eau distillée et on le garde pour l'expérience suivante.

Dans quel acide se dissout le silicium ?

Expérience 7. Action de la soude sur le silicium.

On met dans une éprouvette une pincée de silicium préparé dans l'expérience précédente et on y verse 1-2 ml de la soude à 1N. On chauffe le contenu de l'éprouvette. Qu'observe-t-on? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 8. Préparation et propriétés de l'acide silicique.

a) Préparation du gel de l'acide silicique.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml de solution à 1N de silicate de sodium. On y ajoute le même volume d'acide chlorhydrique à 1N et on agite tout de suite le contenu de l'éprouvette. Il se forme un précipité gélatineux qui s'appelle gel de l'acide silicique.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action de la soude sur l'acide silicique.

On verse dans l'éprouvette avec du gel de l'acide silicique préparé dans l'expérience précédente 2-3 ml de soude à 40% et on la chauffe doucement. Le précipité se dissout. Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Préparation du sol de l'acide silicique.

On verse dans une éprouvette 1-2 ml d'une solution à 1N de silicate de sodium et on y ajoute le même volume de solution concentré d'acide chlorhydrique. On obtient la solution transparente colloidale d'acide silicique dite sol de l'acide silicique.

On fait bouillir la solution colloidale obtenue et on observe la formation du gel de l'acide silicique.

Ecrire la formule des particules colloidales du sol de l'acide silicique. Exliquer le rôle de la température dans le processus de transformation sol→ gel.

Expérience 9. Préparation et propriétés des silicates.

a) Préparation du silicate de sodium.

On met dans un creuset en porcélaine 2-3 grénailles de la soude et on le chauffe dans un four à moufle jusqu'à ce qu'elle fonde. On introduit dans la masse fondue une pincée de silicagel. On continue le chauffage du mélange jusqu'à ce qu'il fonde. On refroidit le creuset on dissout le contenu du creuset dans quelques millilitres d'eau distillée et on vérifie la formation du silicate de sodium à l'aide d'une des réactions étudiées dans l'expérience 8.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Préparation des silicates peu solubles.

On verse respectivement dans 4 éprouvettes 0,5 à 1 ml des solutions à 1N de $CaCl_2$; $CoCl_2$; $Pb(NO_3)_2$; $CuSO_4$. On y ajoute quelques gouttes de Na_2SiO_3 à 1N. Indiquer les couleurs des précipités obtenus.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

c) Hydrolyse du silicate de sodium.

On verse dans un bécher 10 à 20 ml d'une solution à 1N de silicate de sodium. A l'aide du pH-mètre et des indicateurs colorés on détermine le milieu de la solution.

Ecrire les équations de l'hydrolyse du silicate de sodium.

Comment peut-on diminuer l'hydrolyse du silicate de sodium ?

TP N 10. AZOTE. PHOSPHORE.

1. Questions théoriques.

1. Caractéristiques générales des éléments du sous-groupe 5A.
2. Etat naturel des éléments du sous-groupe 5A.
3. Propriétés chimiques de l'azote.
4. Préparation et utilisation de l'azote.
5. Composés de l'azote.
   a) Composés hydrogénés de l'azote. Hydrazine. Ammoniac.
   b) Hydroxylamine. Amides. Imides. Nitrures.
   c) Composés oxygénés de l'azote. Oxydes d'azote. Acide nitreux et acide nitrique , leurs sels. Acide pernitrique.
   d) Halogénures et oxyhalogénures. Nitrosyle et dérivés.
   e) Utilisation des composés de l'azote.
6. Propriétés chimiques du phosphore. Allotropie.
7. Préparation et utilisation du phosphore.
8. Composés du phosphore.
   a) Phosphures et phosphines.
   b) Composés oxygénés du phosphore. Oxydes. Acide hypophosphoreux et hypophosphites. Acide phosphoreux et phosphites. Acides phosphoriques et phosphates. Engrais.
   c) Halogénures. Oxyhalogénures. Sulfures.
   d) Utilisation des composés du phosphore.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Supports avec tubes à essai ; éprouvettes avec des bouchons muni d'un tube à dégagement ; mortiers et pilons ; installation pour préparation de l'ammoniac et étude de sa solubilité dans l'eau (fig.1) ; becs à alcool ; bain-marie ; tôle métallique ; verres de montre ; spatules; pinces ; batonnets en verre.

Solutions : HCl conc. (ρ = 1,19 g/ml) ; HNO_3 conc. (ρ = 1,4 g/ml) ; HNO_3 à 1N ; H_2SO_4 conc. (ρ = 1,84 g/ml) ; H_2SO_4 à 1N ; NH_4OH à 25% ; $NaNO_2$ saturée ; NH_4Cl saturée ; $KMnO_4$ à 0,1N ; KI à 1N ; $(NH_4)_2\ MoO_4$ saturée et acidulée avec HNO_3 ; Na_3PO_4 à 1N ; $FeSO_4$ à 1N ; $Fe_2(SO_4)_3$ à 1N ; $Cr_2(SO_4)_3$ à 1N ; $MnSO_4$ à 1N ; $CoCl_2$ à 1N ; $CaCl_2$ à 1N ; $AgNO_3$ à 0,1N ; eau de brome ; phénolphtaléine.

Corps secs : Fe en poudre ; KNO_3 ou $NaNO_3$, NH_4Cl ; $Ca(OH)_2$; $(NH_4)_2SO_4$; $(NH_4)_2Cr_2O_7$; Cu en morceaux ; $Pb(NO_3)_2$, PCl_5 ou PBr_5 ; P_2O_5 ; P rouge ; charbon de bois en morceaux ; S en morceaux ; batonnets en bois ; coton ; papier-indicateur rouge et bleu de tournesol sensible.

3. EXPERIENCES

EXPERIENCE 1. PREPARATION DE L'AZOTE

a) REDUCTION DU NITRATE DE POTASSIUM PAR LE FER

On mélange une spatule de fer en poudre avec une spatule de nitrate de potassium. On met le mélange préparé dans une éprouvette bouchée avec du bouchon muni d'un tube à dégagement et on le chauffe. On recueille de gaz dégagé dans une éprouvette.

On plonge un batonnet en bois allumé dans l'éprouvette avec du gaz.

Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique. On trouve parmi les produits de cette réaction l'oxyde ferrique et l'oxyde de potassium.

b) DECOMPOSITION DU NITRITE D'AMMONIUM.

On verse dans une éprouvette 1 à 2 ml d'une sollution saturée de chlorure d'ammonium et le même volume de nitrite de sodium saturé. On chauffe le contenu de l'éprouvette dans une flamme du bec à alccol et on approche un batonnet en bois enflammé vers l'ouverture de l'éprouvette.

Qu'oberve-t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

EXPERIENCE 2. PREPARATION ET ETUDE DES PROPRIETES DE L'AMMONIAC (NH_3)

a) PREPARATION DE L'AMMONIAC (ACTION DES ALCALIS SUR LES SELS D'AMMONIUM).

On met dans un mortier 2 à 3 spatules d'un sel d'ammonium (NH_4Cl, $(NH_4)_2SO_4$,...) et la même quantité de la chaux éteinte solide et on les mélange avec le pilon. On reconnait l'ammoniac qui se dégage à son odeur.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) ACTION DE L'AMMONIAC SUR L'EAU

On approche vers le mortier avec du mélange préparé un papier-indicateur de tournesol sensible mouillé dans de l'eau distillée.

Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques.

c) ACTION DE L'AMMONIAC SUR LE GAZ CHLORHYDRIQUE

On approche vers le mortier avec du mélange préparé une baguette de verre mouillée dans une solution d'acide chlorhydrique concentré (= 1,19 g/ml).

Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

EXPERIENCE 3. PREPARATION ET ETUDE DES PROPRIETES DE L'AMMONIAQUE (NH_4OH)

a) DISSOLUTION DE L'AMMONIAC DANS L'EAU

On met dans une éprouvette sèche 1/3 de son volume du mélange préparé dans l'expérience précédente. On bouche l'éprouvette avec un bouchon d'un tube à dégagement (figure.1a). On chauffe l'éprouvette et on recueille le gaz dégagé dans une autre éprouvette. On bouche l'éprouvette avec le gaz récueilli avec un bouchon muni d'un capillaire.

On plonge l'extrémité du capillaire dans un cristallisoir avec de l'eau distillée qui renferme quelques gouttes de phénolphtaléine. (figure.1b).

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

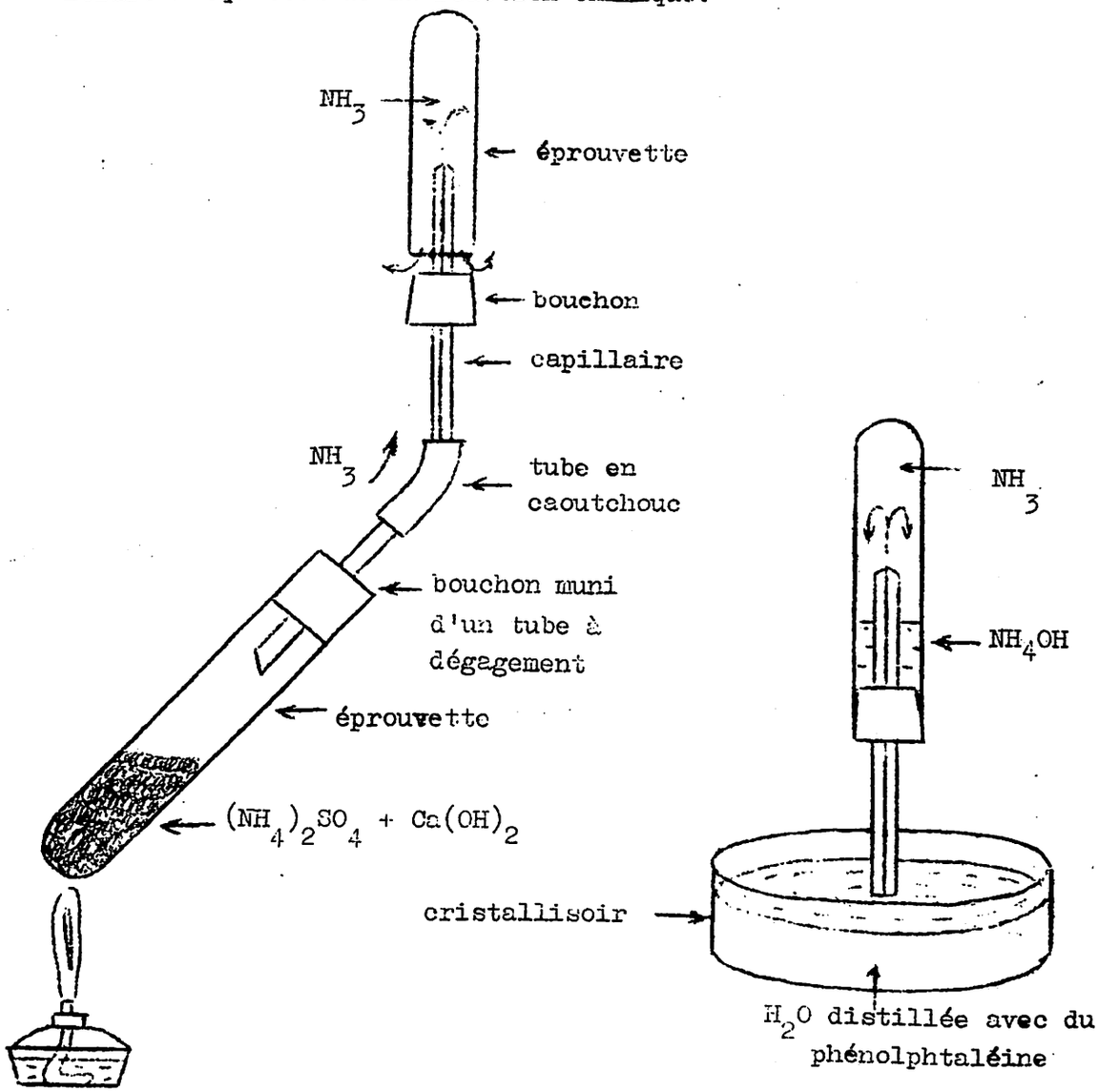


Fig. 1. Installation pour préparation de l'ammoniac et étude de sa solubilité dans l'eau.

b) Propriétés réductrices de l'ammoniaque.

-Réduction du brome.

On verse dans une éprouvette 1 à 2 ml d'eau de brome et on y ajoute le même volume d'ammoniaque à 25%.

Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Réduction du permanganate de potassium.

On verse dans une éprouvette 0,5 à 1 ml de solution de permanganate de potassium à 0,1N et on y ajoute de l'ammoniaque à 25%.

On chauffe doucement le mélange.

Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique, si le Mn^{+7} se réduit jusqu'à Mn^{+4}.

Expérience 4. Décomposition thermique de certains sels d'ammonium.

a) Décomposition du chlorure d'ammonium.

On met dans une éprouvette sèche une pincée de cristaux de chlorure d'ammonium. On chauffe l'endroit où se trouvent les cristaux. On observe la précipitation du chlorure d'ammonium sur les parois froides de l'éprouvette.

Expliquer le phénomène. Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Décomposition du sulfate d'ammonium.

On met dans une éprouvette une pincée des cristaux du sulfate d'ammonium. On fixe l'éprouvette horisontalement et on la chauffe. On vérifie le dégagement de l'ammoniac à la sortie de l'éprouvette.

Ecrire l'équation de la décomposition thermique du sulfate d'ammonium, si on obtient l'hydrogénosulfate d'ammonium, ou bien à la température plus élevée--l'acide sulfurique.

Expliquer une différence de la décomposition thermique du sulfate d'ammonium et du chlorure d'ammonium.

c) Décomposition du bichromate d'ammonium.

On met sur une tôle métallique une spatule de cristaux de bichromate d'ammonium. On les enflamme à l'aide d'allumettes. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Expliquer la décomposition particulière du bichromate d'ammonium.

Expérience 5. Acide nitreux et ses sels.

a) Action du nitrite de sodium sur l'acide sulfurique.

On verse dans une éprouvette 1 à 2 ml d'une solution saturée de nitrite de sodium et on y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

Qu'observe-t-on ? La coloration bleuâtre de la solution est due à la formation de l'anhydride nitreux.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Action du nitrite de sodium sur l'iodure de potassium.

On verse dans une éprouvette 1 à 2 ml d'une solution d'iodure de potassium à 1N et 1 à 2 ml d'acide sulfurique dilué. On y ajoute 1 à 2 ml d'une solution de nitrite de sodium.

Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Action du nitrite de sodium sur le permanganate de potassium.

On verse dans une éprouvette 1 à 2 ml d'une solution de permanganate de potassium à 0,1 N et on acidule la solution comme dans l'expérience précédente. On y ajoute 1 à 2ml d'une solution saturée de nitrite de sodium.

Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique. Faire la conclusion concernant les propriétés rédox des nitrites.

Expérience 6. Acide nitrique et ses sels.

a) Propriétés oxydantes de l'acide nitrique.

On verse respectivement dans 2 éprouvettes 1 à 2 ml d'acide nitrique concentré (ρ= 1,4 g/ml) et dilué (1 N). On met dans chaque éprouvette un petit morceau de cuivre. On chauffe légèrement l'éprouvette avec de l'acide nitrique dilué. Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Décomposition thermique des nitrates.

-Décomposition du nitrate de plomb.

On met dans une éprouvette sèche 1 à 2 spatules de nitrate de plomb. On fixe l'éprouvette horizontalement et on la chauffe. On approche vers l'ouverture de l'éprouvette un batonnet en bois enflammé.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

-Décomposition du nitrate de potassium.

On met dans une éprouvette une spatule de nitrate de potassium et on la chauffe. On approche vers l'ouverture de l'éprouvette un batonnet en bois enflammé.

On continue à chauffer jusqu'à la fin du dégagement de gaz.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Indiquer une différence de la conduite des nitrates contenant des cations différents à haute température.

c) Combustion du charbon de bois et du soufre dans le salpêtre fondu.

On met dans une éprouvette sèche une spatule d'un salpêtre (KNO_3 ou $NaNO_3$). On fixe l'éprouvette verticalement et on la chauffe dans une flamme du bec à alcool. On met un petit morceau du charbon de bois dans la masse fondue du salpêtre et on continue à chauffer jusqu'à ce que le charbon s'enflamme. On met ensuite dans l'éprouvette un petit morceau de soufre.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations de combustion du charbon de bois et du soufre dans le salpêtre fondu.

Où est ce qu'on utilisait auparavant le procédé observé ?

Expérience 7. Modifications allotropiques du phosphore (travailler dans la hotte!)

On met dans une éprouvette sèche une pincée du phosphore rouge préalablement séché. On bouche l'ouverture de l'éprouvette avec du coton et on fixe l'éprouvette horizontalement. On chauffe légèrement l'endroit où se trouve le phosphore rouge. Au début de l'expérience on peut observer l'inflammation du phosphore à cause de la présence d'oxygène dans l'éprouvette, mais dans quelques instants la combustion disparaît. A la suite de l'expérience on observe la disparition du phosphore rouge et l'apparition sur les parois de la poudre blanche qui est le phosphore blanc. On refroidit l'éprouvette et on touche le phosphore blanc avec le bâtonnet en verre. On fait sortir le bâtonnet de l'éprouvette. Que se passe-t-il avec du phosphore blanc à l'air ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Expliquer la modification allotropique observée. Comment peut-on modifier le phosphore blanc en phosphore rouge. Comparer l'activité chimique du phosphore rouge et du phosphore blanc.

Expérience 8. Préparation des acides phosphoriques.

a) Préparation de l'acide métaphosphorique.

On met une pincée de l'anhydride phosphorique sur un verre de montre. Au bout de quelques minutes l'anhydride se répand. On vérifie le milieu du corps obtenu.

Ecrire l'équation de la formation de l'acide métaphosphorique.

b) Préparation de l'acide orthophosphorique et son identification.

On introduit dans une éprouvette une pincée du phosphore rouge et on y ajoute 1 à 2 ml d'acide nitrique concentré. On chauffe l'éprouvette dans une flamme du bec à alcool jusqu'à ce que le phosphore rouge disparaît. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique. Pour s'assurer que l'acide orthophosphorique se forme on décèle les anions PO_4^{-3} à l'aide d'une réaction analytique caractéristique pour les anions PO_4^{-3}.

Pour cela on verse dans une éprouvette 0,5 à 1 ml d'une solution saturée du molybdate d'ammonium, acidulée par l'acide nitrique et on y ajoute quelques gouttes de l'acide orthophosphorique préparé. On chauffe le mélange dans un bain-marie. La formation d'un précipité jaune prouve la présence des anions PO_4^{-3} dans la solution étudiée.

$$H_3PO_4 + 12\ (NH_4)_2\ MoO_4 + 21\ HNO_3 \longrightarrow \underset{\text{précipité jaune}}{(NH_4)_3\ H_4(P(Mo_2O_7)_5)\downarrow} + 21\ NH_4NO_3 + 10\ H_2O$$

Expérience 9. Préparation des sels peu solubles de l'acide orthophosphorique.

On verse respectivement dans 6 éprouvettes 1 à 2 ml des solutions à 1N de $FeSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, $Cr_2(SO_4)_3$; $MnSO_4$, $CoCl_2$ et $CaCl_2$, on y ajoute le même volume de phosphate de sodium à 1N.

Qu'observe-t-on ? Ecrire les équations des réactions chimiques sous forme moléculaire et ionique.

Expérience 10. Hydrolyse des pentahalogénures de phosphore.

On met dans une éprouvette sèche quelques cristaux du pentachlorure de phosphore ou bien quelques cristaux du pentabromure de phosphore et on y ajoute goutte à goutte de l'eau distillée. On observe le dégagement du gaz chlorhydrique. Identifier la formation du gaz chlorhydrique. Identifier également la formation de l'acide orthophosphorique dans la solution obtenue.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

TP N 11. OXYGENE . SOUFRE.

1. Questions théoriques.

1. Caractéristiques générales des éléments du sous-groupe 6A.
2. Etat naturel des éléments du sous-groupe 6A.
3. Préparation de l'oxygène et son utilisation.
4. Propriétés chimiques de l'oxygène.
5. Composés de l'oxygène. Oxydes. Péroxydes. Eau oxygénée. Hydroxydes.
6. Ozone.
7. Préparation et utilisation du soufre.
8. Allotropie du soufre.
9. Propriétés chimiques du soufre.
10. Composés du soufre.
    a) Composés hydrogénés. Acide sulfhydrique. Sulfures.
    b) Composés oxygénés. Oxydes. Acides sulfureux et sulfuriques. Autres acides du soufre (thiosulfurique, persulfurique, polythiono-acides).
    c) Halogénures et oxyhalogénures.
    d) Propriétés oxydo-réductrices et acido-basiques des composés du soufre.
    e) Utilisation des composés du soufre.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Supports avec tubes à essai ; becs à alcool ; ballon avec un tube latérale ; 3 éprouvettes à pied ; cuillères à combustion ; fils métalliques ; bouchons munis d'un tube à dégagement ; un objet en porcélaine ; spatules, pinces.

Solutions : HNO_3 conc. (ρ = 1,4 g/ml) ; HCl conc. (ρ = 1,19 g/ml) ; H_2SO_4 dilué (1:1) ; H_2SO_4 à 1N ; KI à 1N ; $MnSO_4$ à 1N ; $BaCl_2$ à 1N ; $KMnO_4$ à 1N ; $K_2Cr_2O_7$ à 1N ; $FeCl_2$ à 1N ; $ZnSO_4$ à 1N ; $CdCl_2$ à 1N ; $CuSO_4$ à 1N ; $SnCl_2$ à 1N ; Na_2S à 1N ou $(NH_4)_2S$ à 1N ; $Pb(NO_3)_2$ à 1N ; $Sr(NO_3)_2$ à 1N ; $Na_2S_2O_3$ à 1N ; $(NH_4)_2S_2O_8$ à 1N ; $Cr_2(SO_4)_3$ ou $CrCl_3$ à 1N ; $AgNO_3$ à 0,1N ; eau de chlore; eau d'iode; solution diluée d'un colorant (indigo, encre de chine, etc....); méthylorange ; tournesol sensible.

Corps secs : HgO ; $KMnO_4$; $KClO_3$; MnO_2 ; S en poudre ; S en morceaux ; Na ; $(NH_4)_2S_2O_8$; Fe en poudre ; FeS ; Na_2SO_3 ; fils en cuivre ; batonnets en bois ; charbon de bois en morceaux ; papier-indicateur bleu de tournesol sensible.

3 Expériences.

Expérience 1. Méthodes de préparation de l'oxygène dans le laboratoire chimique.

a) Décomposition thermique de l'oxyde mércurique.

On met dans une éprouvette sèche une spatule de l'oxyde mércurique et on la chauffe dans une flamme du bec à alcool. On approche un batonnet en bois enflammé vers l'ouverture de l'éprouvette.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Indiquer l'oxydant et le réducteur dans la réaction en question.

b) Décomposition thermique du permanganate de potassium.

On refait la même expérience mais avec du permanganate de potassium.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Indiquer l'oxydant et le réducteur.

c) Décomposition thermique du chlorate de potassium.

On refait la même expérience mais avec du chlorate de potassium (sel de Bertollet) en présence du catalyseur-MnO_2.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Indiquer l'oxydant et le réducteur.

Expérience 2. Propriétés oxydantes de l'oxygène.

On prépare l'oxygène par l'une des méthodes citées ci-dessus dans un ballon avec une tubulure latérale. On remplit 3 éprouvettes à pied avec de l'oxygène.

a) Oxydation du soufre.

On met dans une petite cuillère à combustion un petit morceau du soufre on le fait fondre dans une flamme du bec à alcool, et on plonge la cuillère à combustion avec du soufre fondu dans une éprouvette à pied avec de l'oxygène.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la combustion du soufre.

b) Oxydation du carbone.

On attache un petit morceau du charbon de bois avec un fil métallique de longueur 15 à 20 cm. On porte le charbon de bois au rouge dans une flamme du bec à alcool et on introduit la charbon porté au rouge dans l'atmosphère d'oxygène (deuxième éprouvette à pied).

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Oxydation du sodium.

On chauffe un petit morceau de sodium dans une cuillère à combustion jusqu'à ce qu'il s'enflamme et on le plonge dans l'atmosphère d'oxygène (troisième éprouvette à pied).

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique, sachant que du sodium dans l'atmosphère d'oxygène à haute température forme le péroxyde de sodium.

Faire la conclusion concernant les propriétés oxydantes de l'oxygène.

Expérience 3. Préparation de l'ozone et ses propriétés oxydantes.

On met dans une éprouvette 2 à 3 spatules du persulfate d'ammonium ($(NH_4)_2S_2O_8$) et 1 à 2 ml d'acide nitrique concentré (ρ = 1,4 g/ml). On bouche l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube à dégagement et on la chauffe légèrement dans une flamme du bec à alcool.

On fait barboter le gaz dégagé respectivement dans les solutions du KI à 1N, du $MnSO_4$ à 1N et d'un colorant (indigo, encre de chine, etc...), se trouvant dans 3 éprouvettes.

Qu'observe-t-on dans les trois éprouvettes ?

Ecrire les équations de toutes les réactions chimiques ayant lieu. Expliquer la décoloration du colorant.

Expérience 4. Propriétés oxydo-réductrices du soufre.

a) Action du soufre sur les métaux.

-Action du soufre sur le fer.

On met dans une éprouvette une spatule du mélange fer-soufre (1:2) et on la chauffe dans une flamme du bec à alcool pour l'initier. On termine le chauffage dès que la réaction commence.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

-Action du soufre sur le cuivre.

On met dans une éprouvette une spatule de soufre en poudre et on la chauffe jusqu'à l'ébullition du soufre. On indroduit un fil en cuivre porté au rouge dans la vapeur de soufre.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Quelle propriété manifeste le soufre dans la réaction avec les métaux ?

b) Action du soufre sur l'acide nitrique concentré.

On met dans une éprouvette une pincée du soufre en poudre et on y ajoute 0,5 à 1 ml d'acide nitrique concentré (ρ = 1,4 g/ml). On chauffe avec beaucoup de prudence l'éprouvette dans une flamme du bec à alcool.

Qu'observe-t-on ?

On ajoute dans la solution obtenue refroidie quelques gouttes d'une solution de $BaCl_2$ à 1N.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques. Quelle propriété manifeste le soufre dans cette réaction ?

Expérience 5. Préparation du gaz sulfhydrique et étude de ses propriétés.

a) Préparation du gaz sulfhydrique et de sa combustion.

On met 2 à 3 spatules de sulfure ferreux en petits morceaux dans une éprouvette et on y verse 1 à 2 ml d'acide chlorhydrique concentré (ρ = 1,19 g/ml). On bouche tout de suite l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube à dégagement. On enflamme le gaz sortant du tube à dégagement. De quelle couleur est la flamme?

On porte pendant quelques secondes au-dessus de la flamme un papier-indicateur bleu de tournesol sensible mouillé dans de l'eau distillée. Qu'observe-t-on ?

On porte dans la flamme un objet froid en porcélaine pour quelques secondes. Expliquer la formation d'une poudre jaune sur cet objet froid en porcélaine.

Ecrire les équations de préparation du gaz sulfhydrique, de sa combustion complète et incomplète, de son action sur l'eau.

b) Dissolution du gaz sulfhydrique dans l'eau.

On fait barboter le gaz sulfhydrique dans une éprouvette avec 2 à 3 ml d'eau distillée et quelques gouttes du méthylorange ou bien du tournesol sensible, pendant quelques minutes.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la dissociation électrolytique de l'acide sulfhydrique. L'acide sulfhydrique est-il un électrolyte fort ?

On garde la solution d'acide sulfhydrique pour l'expérience 5c et 8a.

c) Propriétés réductrices du gaz sulfhydrique.

On verse respectivement dans 3 éprouvettes par 0,5 à 1 ml des solutions à 1N de $KMnO_4$ acidulée par l'acide sulfurique, de $K_2Cr_2O_7$ acidulée par l'acide sulfurique et de $FeCl_3$. On fait barboter le gaz sulfhydrique dans chaque solution. Qu'observe-t-on ?

On refait la même expérience mais au lieu de passer le gaz sulfhydrique on verse dans chaque éprouvette la solution d'acide sulfhydrique préparé dans l'expérience précédente. On obtient le même résultat.

Ecrire les équations des réactions chimiques. Caractériser les propriétés du H_2S.

Expérience 6. Préparation des sulfures peu solubles.

On verse respectivement dans 5 éprouvettes 0,5 à 1 ml des solutions à 1N d'un sel de zinc, de manganèse, de cadmium, cuivrique et stanneux. On y ajoute le même volume du sulfure de sodium ou du sulfure d'armonium.

De quelles couleurs sont les précipités obtenus ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 7. Préparation du gaz sulfureux et de l'acide sulfureux.

On met dans une éprouvette 2 à 3 spatules de sulfite de sodium en cristaux et on y verse 1 à 2 ml d'acide sulfurique dilué (1:1). On bouche tout de suite l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube à dégagement. On fait barboter le gaz dégagé dans une éprouvette avec 2 à 3 ml d'eau distillée et avec quelques gouttes de l'indicateur coloré (méthylorange on tournesol sensible).

Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

On garde la solution préparée pour l'expérience suivante.

Expérience 8. Propriétés oxydo-réductrices des composés du S^{+4}.

a) Action de l'acide sulfureux sur l'eau d'iode et sur l'acide sulfurique.

On partage la solution d'acide sulfureux préparée dans l'expérience précédente en deux parties égales et on y ajoute dans la première éprouvette quelques gouttes d'eau d'iode et dans la seconde quelques gouttes d'acide sulfhydrique préparé dans l'expérience 5b.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques. Indiquer quel rôle joue S^{+4} dans les deux processus.

Expérience 9. Préparation des sulfates peu solubles.

On verse respectivement dans 3 éprouvettes 0,5 à 1 ml des solutions à 1N d'un sel de barium, de plomb et de strontium. On y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique à 1N. Qu'observe-t-on ?

Indiquer les couleurs des précipités obtenus. Ecrire les équations des réactions chimiques sous forme moléculaire et ioniques.

Expérience 10. Propriétés des thiosulfates.

a) Action de l'acide sulfurique sur le thiosulfate de sodium.

On verse dans une éprouvette 1 à 2 ml d'une solution de thiosulfate de sodium à 1N et on y ajoute le même volume de H_2SO_4 à 1N. Qu'observe-t-on au bout de quelques secondes.

Expliquer le phénomène observé.

Ecrire les équations des réactions chimiques qui ont lieu.

b) Action du chlore sur le thiosulfate de sodium.

On verse dans une éprouvette 1 à 2 ml d'une solution de thiosulfate de sodium à 1N et on y ajoute goutte à goutte l'eau de chlore jusqu'à l'apparition d'un précipité. Quelle est sa formule chimique ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Action de l'iode sur le thiosulfate de sodium.

On verse dans une éprouvette 1 à 2 ml d'eau d'iode et on y ajoute goutte à goutte une solution à 1N de thiosulfate de sodium jusqu'à la décoloration de l'eau d'iode.

Ecrire l'équation chimique sachant que l'anion $S_4O_6^{-2}$ se forme.

Faire une conclusion concernant les propriétés des thiosulfates.

Expérience 11. Propriétés des persulfates.

a) Action du persulfate d'ammonium sur l'iodure de potassium.

On verse dans une éprouvette quelques gouttes d'une solution à 1N de KI et on y ajoute quelques gouttes d'une solution à 1N de $(NH_4)_2S_2O_8$.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action du persulfate d'ammonium sur un sel du Cr^{+3}.

On verse dans une éprouvette quelques gouttes d'une solution d'un sel de Cr^{+3} à 1N ($Cr_2(SO_4)_3$ ou $CrCl_3$), ensuite quelques gouttes de H_2SO_4 à 1N et une goutte de $Ag\,NO_3$ à 0,1 N qui joue le rôle de catalyseur. On chauffe la solution jusqu'à l'ébullition on y ajoute une pincée des cristaux du persulfate d'ammonium. On chauffe à nouveau la solution jusqu'au changement de la couleur.

Equilibrer l'équation de la réaction chimique qui a lieu :

$$Cr_2(SO_4)_3 + (NH_4)_2S_2O_8 + H_2O \longrightarrow (NH_4)_2SO_4 + (NH_4)_2Cr_2O_7 + H_2SO_4.$$

De quelle propriété du persulfate s'agit-il.?

Expérience de contrôle 12.

Chaque groupe d'étudiants prend chez l'ingénieur-laborantin quelques cristaux d'un sel de sodium inconnu et on établit, par réactions étudiées auparavant, l'anion du sel en question.

Le sel peut être : sulfate, sulfite, sulfure, thiesulfate et persulfate.

Décrire la marche de l'expérience et les équations des réactions éffectuées.

TP N° 12. HYDROGENE. HALOGENES.

1. Questions théoriques.

1. Caractéristiques générales des éléments du sous-groupe 7A.
2. Etat naturel des éléments du sous-groupe 7A.
3. Préparation et propriétés chimiques de l'hydrogène.
4. Composés de l'hydrogène. Hydrures. Hydracides. Eau oxygénée.
5. Utilisations de l'hydrogène et de ses composés.
6. Préparations et utilisations des halogènes. Propriétés oxydo-réductrices.
7. Propriétés chimiques des halogènes.
8. Composés des halogènes.
   a) Halogénures : halogénures d'hydrogène ; halogénures des métaux ; halogénures des non-métaux. Leurs préparation, propriétés chimiques et utilisations.
   b) Composés oxygénés ; hypochlorites, chlorites, chlorates, perchlorates.
   c) Inter-halogénures.
   d) Propriétés oxydo-réductrices des composés halogénés.

2. Equipement et réactifs.

Equipement : Supports avec tubes à essai ; éprouvettes avec des bouchons muni d'un tube à dégagement ; bouchons munis d'un tube courbe à dégagement ; becs à alcool ; installation pour préparation du chlore (fig.1) ; installation pour préparation du gaz chlorhydrique et étude de sa solubilité dans l'eau (fig.2) ; éprouvettes à pied ; bechers ; cuillère à combustion ; baguettes de verre ; creusets ; four à moufle.

Solutions : HCl conc. (ρ = 1,19 g/ml) ; H_2SO_4 conc. (ρ = 1,84 g/ml) ; H_2SO_4 à 2N; NaOH à 2N ; $KMnO_4$ à 0,1N ; KNO_3 à 1N ; $FeCl_3$ à 0,1N ; KCNS ou NH_4 CNS à 1N; KI ou NaI à 1N ; $Hg(NO_3)_2$ à 1N ; Na_2S à 1N ; KBr à 1N ; NaCl à 1N ; $AgNO_3$ à 0,1N ; $MnSO_4$ à 1N ; H_2O_2 à 3% ; amidon ; solution diluée d'un colorant (indigo, etc...); eau de chlore ; eau de brome ; eau d'iode ; un solvant organique (benzène, toluène, hexane, etc...) ; eau de Javel ; méthylorange.

Corps secs : Zn en grénailles ; Zn en poudre ; Al en poudre ; Mg en poudre ; Sb en poudre ; I_2 en poudre ; Na ; PbO ; MnO_2 ; $KMnO_4$; KBr ; NaCl ; KI ou NaI ; NaOH ; $KClO_3$.

3. Expériences.

Expérience 1. Préparation de l'hydrogène dans le laboratoire chimique.

a) Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc.

On verse dans une éprouvette 1 à2 ml d'acide chlorhydrique concentré et on y met 1 à 2 grenailles de Zn. On bouche l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube à dégagement et on enflamme le gaz sortant. De quelle couleur est la flamme?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

b) Action de la soude sur l'aluminium.

On met dans une éprouvette une spatule d'aluminium en poudre et on y verse 1 à 2 ml de soude à 2N. On bouche l'éprouvette avec un bouchon muni d'un tube à dégagement et on la chauffe légèrement pour initier la réaction. On enflamme le gaz sortant du tube à dégagement. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 2. Propriétés réductrices de l'hydrogène. Réduction de l'oxyde de plomb (II).

On prépare l'hydrogène dans une éprouvette bouchée d'un bouchon muni d'un tube courbe à dégagement (voire expérience 1a). On met dans le tube à dégagement quelques cristaux de PbO et on chauffe l'endroit où se trouvent ces cristaux dans une flamme du bec à alcool. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 3. Comparaison des propriétés réductrices de l'hydrogène moléculaire et atomique.

On verse dans une éprouvette quelques gouttes d'une solution de $KMnO_4$ à 0,1N on y ajoute 2 à 3 ml d'acide sulfurique à 2N et quelques gouttes d'une solution de KNO_3 (ce dernier joue le rôle de catalyseur).

On fait barboter l'hydrogène dans la solution obtenue pendant quelques minutes. Observe-t-on un changement de la solution ?

Au lieu de barboter l'hydrogène dans la solution. On met une grenaille de Zn. dans cette solution. Qu'observe-t-on au bout de quelques minutes ?

Expliquer pourquoi dans le dernier cas l'hydrogène qui se forme réduit Mn^{+7}.

On prépare une autre solution pour cela on verse dans une éprouvette quelques gouttes d'une solution de $FeCl_3$ à 0,1N, quelques gouttes d'une solution de KCNS (ou bien de NH_4CNS) et 1 à 2 ml d'acide sulfurique à 2N. On refait la même expérience. Qu'observe-t-on ?

Comparer les propriétés réductrices de l'hydrogène moléculaire et celles de l'hydrogène atomique.

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Expérience 4. Décomposition catalytique de l'eau oxygénée.

On verse 1 à 2 ml d'eau oxygénée à 3% dans une éprouvette et on y met une pincée du bioxyde de manganèse. Qu'observe-t-on ?

Prouver le dégagement de l'oxygène.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Trouver l'oxydant et le réducteur dans cette réaction.

Expérience 5. Propriétés oxydo-réductrices de l'eau oxygénée.

a) Oxydation de l'iodure de potassium.

On verse dans une éprouvette 0,5 à 1 ml de KI à 1N et 0,5 à 1 ml de H_2SO_4 à 2N. On y ajoute quelques gouttes d'eau oxygénée à 3 %. Qu'observe-t-on ?

Déceler le produit obtenu. Ecrire l'équation de la réaction chimique. Calculer la force électromotrice de la réaction rédox en question.

b) Réduction de l'oxyde mércurique.

On verse dans une éprouvette 0,5 à 1 ml d'une solution de $Hg(NO_3)_2$ à 1N et on y ajoute quelques gouttes de la soude à 2N. Qu'observe-t-on ? Expliquer la formation de l'oxyde mércurique dans cette réaction. On ajoute quelques gouttes d'eau oxygénée et on observe le changement de la couleur du précipité. quel gaz se dégage-t-il ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Expérience 6. Préparation et propriétés du chlore. (travailler dans la hotte !).

a) Préparation du chlore, et de l'eau de chlore.

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

Dans un 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.

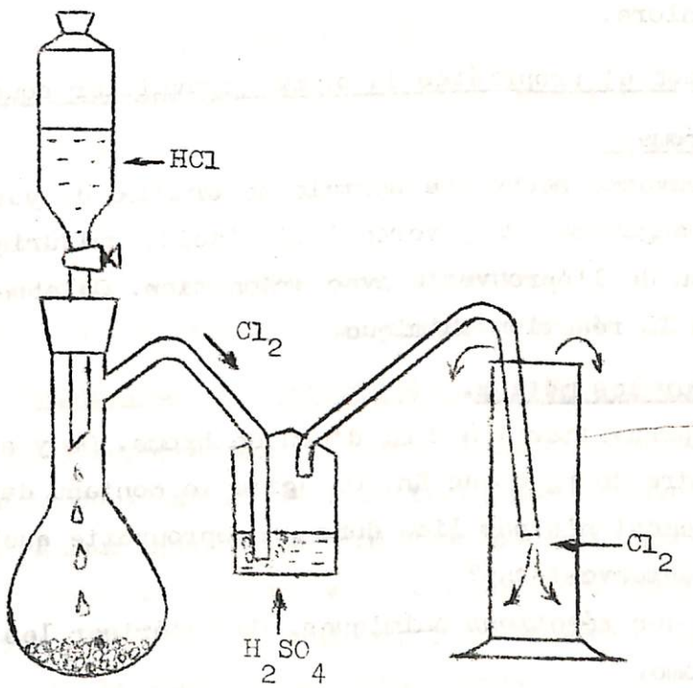


Fig. 1. Installation pour préparation du chlore.

De quelle couleur est le chlore ?

Ensuite on fait passer le chlore dans un becher avec 20-30 ml d'eau. On utilise l'eau de chlore préparée pour l'étude de ses propriétés oxydantes.

Ecrire toutes les réactions chimiques.

b) Combustion de l'antimoine dans le chlore.

On met dans une éprouvette à pied avec du chlore une pincée de poudre d'antimoine. On observe l'inflamation des petites particules d'antimoine dans l'atmosphère de chlore.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

c) Combustion du sodium dans le chlore.

On met un tout petit morceau de sodium dans une cuillère à combustion. On le chauffe dans une flamme du bec à alcool jusqu'à ce qu'il fonde.
On introduit le sodium fondu dans la seconde éprouvette à pied avec du chlore.
Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

d) Oxydation du sulfure de sodium par l'eau de chlore.

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

e) Décoloration d'un colorant.

On verse quelques gouttes d'une solution diluée d'un colorant (indigo, encre de chine rouge, vert, etc..). On y ajoute 1 à 2 ml d'eau de chlore.

Qu'observe-t-on ? Expliquer le phénomène observé. Caractériser les propriétés oxydo-réductrices du chlore.

Expérience 7. Préparation et propriétés du brome (travailler sous la hotte !).

a) Préparation du brome.

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. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

b) Action du brome sur les métaux.

On verse dans deux éprouvettes 1 à 2 ml d'eau de brome. On y ajoute respectivement 1 spatule de poudre de Mg et de Zn. On agite le contenu dans chaque éprouvette. Si le changement n'a pas lieu dans une éprouvette quelconque on la chauffe légèrement. Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques. Caractériser les propriétés oxydo-réductrices du brome.

Expérience 8. Préparation et propriétés de l'iode (travailler sous la hotte !).

a) Préparation de l'iode.

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) Préparation de l'eau d'iode.

On met dans une éprouvette quelques cristaux d'iode et on y verse 1 à 2 ml d'eau distillée. On agite le contenu de l'éprouvette. Remarquer la solubilité très faible de l'iode dans l'eau.

On ajoute dans l'éprouvette quelques gouttes de solution de NaI à 1N et 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) Décèlement de l'iode.

On verse dans une éprouvette 0,5 à 1 ml d'une solution d'amidon et on y ajoute quelques gouttes d'eau d'iode. Qu'observe-t-on ? Expliquer la coloration de l'amidon.

d) Action de l'iode sur l'aluminium.

On met dans un creuset en porcélaine une spatule de poudre d'iode et une spatule de poudre d'aluminium. On les mélange avec une baguette en verre et on y verse 1 goutte d'eau distillée. Qu'observe-t-on au bout de quelques secondes ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique. Quel rôle joue l'eau ?

e) Action de l'eau d'iode sur les métaux.

On verse dans deux éprouvettes 1 à 2 ml d'eau d'iode. On y ajoute respectivement 1 spatule de poudre de Mg et de Zn. On agite le contenu de chaque éprouvette. Pour accélérer les réactions on peut chauffer légèrement les éprouvettes.

Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Caractériser les propriétés oxydo-réductrices de l'iode.

Expérience 9. Comparaison des propriétés oxydantes des halogènes.

On dispose de 3 éprouvettes. On verse dans la première éprouvette 1 ml de KBr à 1N, dans la deuxième et dans la troisième éprouvettes on verse 1 ml de NaI. On ajoute dans chaque éprouvette 1 ml d'un solvant organique non-miscible avec l'eau (benzène, toluène, hexane, etc...). On verse dans la première et la deuxième éprouvette 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 du brome et celle violette la présence de l'iode).

Ecrire les équations des réactions chimiques.

Donner une conclusion concernant l'activité oxydante comparative des halogènes.

Expérience 10. Comparaison des propriétés réductrices des anions Hal^{-1}.

On met respectivement dans 3 éprouvettes quelques cristaux de NaCl ; KBr et NaI. On y verse quelques gouttes d'acide sulfurique concentré (ρ = 1,84 g/ml). On chauffe le contenu de chaque éprouvette. Qu'observe-t-on ? De quelles couleurs sont les vapeurs dégagées ? Indiquer l'apparition de l'odeur de SO_2 dans l'éprouvette avec KBr et de l'odeur de H_2S dans l'éprouvette avec NaI. Expliquer pourquoi le chlore ne se forme pas dans la première éprouvette.

Ecrire les équations des réactions chimiques et comparer les propriétés réductrices des anions Hal^{-1}. Citer les potentiels redox des couples Hal°/Hal^{-1}.

Expérience 11. Préparation du gaz chlorhydrique et sa solubilité dans l'eau.

On met dans un ballon quelques spatules de NaCl et on y verse 5 à 10 ml d'acide sulfurique concentré. On bouche le ballon avec un bouchon muni d'un tube à dégagement (fig.2). On chauffe le ballon et on recueille le gaz dégagé dans une éprouvette (fig. 2a).

On bouche l'éprouvette avec le gaz recueilli avec un bouchon muni d'un capillaire.

On plonge l'exprémité du capillaire dans un cristallisoir avec de l'eau distillée qui renferme quelques gouttes de méthylorange (fig. 2b). Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la réaction chimique.

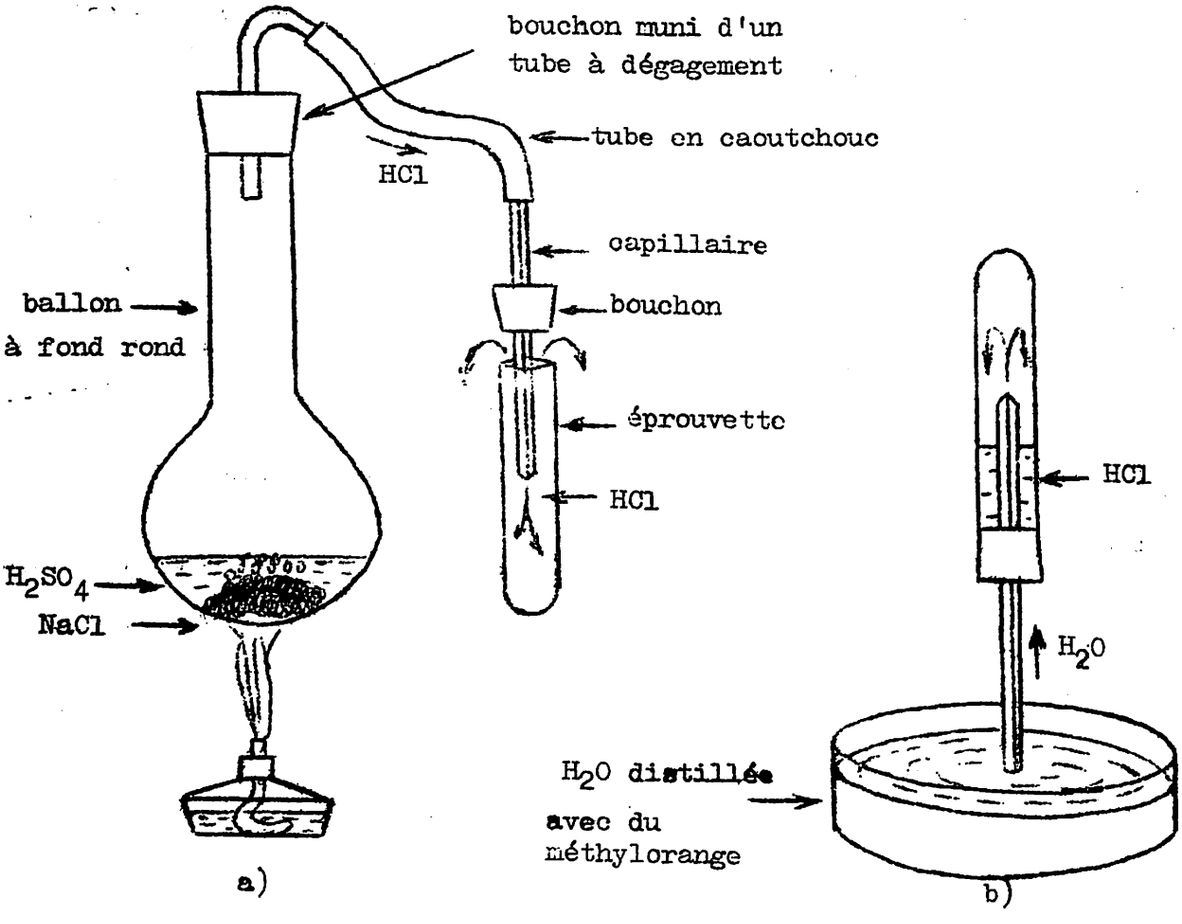


Fig. 2. Installation pour préparation du gaz chlorhydrique et étude de sa solubilité dans l'eau.

Expérience 12. Décèlement des anions Hal^{-1}.

On verse respectivement dans 3 éprouvettes 0,5 à 1 ml des solutions à 1N de NaCl ; KBr et NaI. On y ajoute quelques gouttes d'une solution de $AgNO_3$ à 0,1 N. Qu'observe-t-on ? Mentionner les couleurs des précipités obtenus.

Ecrire les équations des réactions sous forme ionique.

Expérience 13. Hypochlorites et leurs propriétés oxydantes.

a) Hypochlorite de sodium.

On fait barboter le gaz chlore dans une solution de NaOH à 2N à froid. Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation de la formation du hypochlorite de sodium (eau de Javel).

On verse dans une éprouvette 1 ml d'une solution de $MnSO_4$ et on y ajoute le même volume de solution préparée. Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Caractériser les propriétés des hypochlorites. Grâce à quelle propriété utilise-t-on l'eau de Javel dans la vie quotidienne ?

b) Hypobromite de sodium et l'acide hypobromeux.

On verse dans une éprouvette 0,5 à 1 ml d'eau de brome et on y ajoute goutte à goutte d'une solution à 2N de soude jusqu'à disparition de la couleur du brome.

On ajoute dans la solution obtenue de l'acide sulfurique dilué jusqu'à l'apparition du milieu acide. Qu'observe-t-on ?

Ecrire les équations de la préparation de l'hypobromite de sodium de l'acide hypobromeux et de la décomposition du dernier composé.

Expérience 14. Propriétés oxydantes du chlorate de potassium.

On met dans un creuset quelques cristaux du $KClO_3$ (sel de Berthollet) et une grenaille de NaOH. On chauffe le contenu du creuset dans un four à moufle jusqu'à ce que le mélange fonde. On ajoute dans la masse fondue une pincée du bioxyde de manganèse et on continue le chauffage jusqu'à l'apparition de la couleur verte de la masse fondue.

Ecrire l'équation de la réaction chimique.

Qu'est ce qu'on peut conclure à propos des propriétés oxydantes des chlorates.

Expérience 15 du contrôle.

Chaque étudiant reçoit quelques cristaux d'un sel inconnu. Il faut déterminer, par intermédiaire des réactions étudiées dans ce travail pratique, quel sel a été pris.

Les sels peuvent être : NaCl; KBr ; NaI ; $KClO_3$.