

Établissement fédéral budgétaire d'état d'enseignement supérieur
**«Université Médicale d'Etat de Riazan
académicien I.P. Pavlov »**
du Ministère de la santé publique de la Fédération de Russie

Chaire de chimie générale et pharmaceutique

Guide de travaux de laboratoire
de la chimie générale
pour les étudiants de 1^{ère} année de la faculté
de médecine générale

Riazan, 2018

UDC 54(075.8)
BBC 24.1
G 94

Critiques: **I.V. Matveeva**, chargée de cours, chef de la chaire la chimie biologique avec le cours de DCL de la FEPS ;
N.A. Kulikova, candidat des sciences biologiques, chargée de cours de la chaire de physiologie normale avec un cours de psychophysiologie;
B.I. Repin, chargé de cours, chef de la chaire des langues étrangères

Compilateur: **E.A. Laksaeva**, candidat des sciences biologiques, chargée de cours de la chaire de chimie générale et pharmaceutique

Traducteur : **Kharlamova Daria**

G 94 Guide de travaux de laboratoire de la chimie générale pour les étudiants de 1ère année de la faculté de médecine générale /comp.: **E.A. Laksaeva**.: EFBEE ES RiazUM Edu Ministère de la santé publique de la Russie. – Riazan : DTSetLO, 2018. – 67 p.

Le guide est un ensemble de travaux de laboratoire nécessaires aux étudiants en médecine pour obtenir les compétences pratiques nécessaires pour travailler dans un laboratoire de chimie tout en maîtrisant la matière "Chimie générale".

Le guide a été compilé conformément aux Standards fédéraux d'enseignement supérieur, il est destiné aux étudiants de 1ère année de la filière 31.05.01 Médecine générale

Il.:1, Bibliogr.: 8

UDC 54(075.8)
BBC 24.1

©EFBEE ES RiazUME du Ministère de la santé de la Russie, 2018

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
**«Рязанский государственный медицинский университет
имени академика И.П. Павлова»**
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра общей и фармацевтической химии

Руководство к лабораторным занятиям
по общей химии
для студентов 1 курса лечебного факультета

Рязань, 2018

УДК 54(075.83)

ББК 24.1

Р 851

Рецензенты: **И.В. Матвеева** – доцент, зав. каф. биологической химии с курсом КЛД ФПДО;

Н.А. Куликова – к.б.н., доцент кафедры нормальной физиологии с курсом психофизиологии;

Б.И. Репин – доцент, зав. каф. иностранных языков

Составитель: **Е.А. Лаксаева**. – к.б.н., доцент кафедры общей и фармацевтической химии

Переводчик: **Харламова Дарья**

Р 851 Руководство к лабораторным занятиям по общей химии для студентов 1 курса лечебного факультета /сост.: **Е.А. Лаксаева**; ФГБОУ ВО РязГМУ Минздрава России. – Рязань:ОТСиОП, 2018. – 67 с.

Руководство представляет собой совокупность лабораторных работ, которые необходимы студентам медицинских специальностей для получения необходимых практических навыков работы в химической лаборатории при усвоении дисциплины «Общая химия».

Практикум составлен в соответствии с ФГОС ВО и предназначен для студентов 1 курса, обучающихся по направлению 31.05.01 Лечебное дело

Ил.:1, Библиогр.: 8

УДК 54(075.83)

ББК 24.1

©ФГБОУ ВО РязГМУ Минздрава России, 2018

INTRODUCTION

La chimie générale est une base théorique pour l'étude ultérieure de la chimie organique et biologique. La performance des travaux de laboratoire contribue à l'assimilation de la chimie, car ce faisant, le matériel théorique est approfondi et consolidé.

Le travail de laboratoire donne des compétences dans l'organisation du lieu de travail et dans les règles de sécurité.

Pour qu'un étudiant puisse effectuer des tâches pratiques et de laboratoire de manière indépendante, il doit connaître les règles générales du travail dans un laboratoire de chimie, être libre de naviguer dans l'équipement du lieu de travail, savoir utiliser des ustensiles et des appareils chimiques.

Avant la performance d'un travail de laboratoire, un étudiant doit apprendre le matériel sur ce sujet, dans des manuels et des notes de cours, faire connaissance avec le manuel de laboratoire (comprendre: quelles expériences et comment les faire, quelles substances sont dangereuses, explosives, etc.). Il est nécessaire de comprendre le but du travail et le plan pour sa mise en œuvre, de préparer à l'avance dans le journal de travail les tableaux nécessaires à l'enregistrement des observations et des données expérimentales. Au cours du travail de laboratoire, les enregistrements et les calculs dans le cahier sont faits directement à l'encre. Nous recommandons le schéma suivant pour le traitement du protocole d'un travail de laboratoire : date ; le titre du travail ; un tableau pour enregistrer les observations, les équations de réaction et les conclusions. Après avoir terminé le travail et enregistré le protocole, l'enseignant le vérifie et le signe.

A la première séance les étudiants font connaissance avec les règles générales du travail en laboratoire, les exigences de base pour les précautions de sécurité, les activités de lutte contre l'incendie et l'administration des premiers secours. Après une séance d'information spéciale et la vérification des connaissances des étudiants, ils s'inscrivent dans un cahier spécial.

REGLES GENERALES DE TRAVAIL DANS UN LABORATOIRE CHIMIQUE

TECHNIQUE DE SÉCURITÉ

PRÉCAUTIONS ET ADMINISTRATION DES PREMIERS SECOURS DANS UN LABORATOIRE CHIMIQUE

I. REGLES GENERALES DE TRAVAIL DANS UN LABORATOIRE CHIMIQUE

1. Chaque étudiant qui est venu au département pour étudier le cours de chimie générale et inorganique, doit être formé en technique de sécurité lorsqu'il travaille dans un laboratoire chimique. La séance d'information est enregistrée dans un cahier spécial, où chaque étudiant met sa signature. Le professeur des travaux pratiques fait l'instruction.
2. Avant les travaux pratiques on nomme des étudiants de service qui doivent d'abord se familiariser avec les particularités du travail de laboratoire chez un technicien de laboratoire en service et suivre l'ordre dans le laboratoire et le strict respect des règles de sécurité. À la fin des travaux, les étudiants de service remettent le laboratoire au technicien de laboratoire en service.
3. Tous les travaux dans le laboratoire de chimie doivent être effectués dans des vêtements de travail (tablier et bonnet). En laboratoire, il est interdit d'enlever et de suspendre les vêtements extérieurs, de parler fort, de prendre de la nourriture, de fumer, d'allumer et d'éteindre les interrupteurs et toucher les appareils non liés à ce travail.
4. Avant de commencer un travail de laboratoire, vous devez vous faire connaissance soigneusement avec le sujet du travail, en utilisant les manuels méthodiques, le manuel et les notes de cours.
5. Le lieu de travail doit rester propre et il ne faut pas l'encombrer avec des objets non liés à ce travail. Les réactifs renversés ou dispersés sur la table ou sur le sol doivent être immédiatement retirés et neutralisés. Les livres, journaux et cahiers superflus ne doivent pas être sur le bureau. Les manuels méthodiques nécessaires au travail, les cahiers

d'exercices et les journaux doivent être protégées contre l'eau, les acides, les alcalis et les autres réactifs chimiques.

6. Observer strictement les précautions lorsque vous travaillez avec des réactifs puissants et des substances explosives. Ne pas goûter ou ne pas toucher les substances inconnues. Ne pas mélanger arbitrairement des substances sans connaître le résultat de la réaction. Cela peut amener à une auto-inflammation.

7. Les acides, les alcalis et les autres réactifs puissants doivent être collectés uniquement avec des pipettes spéciales.

8. Si un acide est sur la table ou le plancher du laboratoire, il est nécessaire de les neutraliser et ensuite les essuyer.

9. Dans le cas d'acides présents sur les vêtements, les neutraliser avec d'une solution d'ammoniaque, puis les rincer avec de l'eau.

10. Les réactifs destinés à l'usage général ne peuvent pas être transportés sur votre lieu de travail. Afin de ne pas confondre les pipettes utilisées pour prendre les réactifs et les bouchons des bouteilles, après avoir pris une quantité requise de réactif, il convient de les retourner immédiatement sur leur place. Avant de vous éloigner du support avec des réactifs, assurez-vous que le réactif est mis à sa place. Les réactifs secs sont pris avec une micro-spatule propre ou une cuillère spéciale.

11. Si le réactif est pris en excès et n'est pas complètement consommé, il est strictement interdit de le verser dans le flacon avec ce réactif.

12. Après avoir utilisé des réactifs contenant de l'argent, ils doivent être versés dans des boîtes spéciales.

13. En fin de travail, il est nécessaire de faire le lieu de travail, d'éteindre les radiateurs électriques, de fermer les robinets de l'eau et du gaz. Avant de quitter le laboratoire, il convient de vérifier de nouveau si les vannes de gaz sont fermées sur le lieu de travail.

14. Il est strictement interdit d'effectuer des expériences sans rapport avec le travail, à l'insu de l'enseignant.

II. SÉCURITÉ ET PRÉCAUTIONS

1. Toutes les expériences liées à l'utilisation ou à la formation de substances toxiques, ainsi que les vapeurs et les gaz nocifs, ne peuvent être effectuées que dans une hotte dont les portes doivent

être abaissées d'un tiers. En cas d'arrêt des systèmes de ventilation, les expériences dans les hottes doivent être immédiatement terminées.

2. Il est interdit de réaliser des expériences avec toutes sortes de substances explosives et inflammables. Les expériences avec de petites quantités (1-2 ml) de substances hautement inflammables (par exemple, avec des solutions alcooliques) ne sont effectuées que loin du feu.

3. Lorsque les solutions sont chauffées et bouillies dans un tube à essai, il est nécessaire d'utiliser les supports et de s'assurer que l'ouverture du tube n'est pas tournée vers votre voisin sur la table de travail. Il est particulièrement important de l'observer quand on réchauffe les solutions concentrées d'acides et d'alcalis.

4. Ne pas se pencher au-dessus du récipient dans lequel le liquide est chauffé ou bouilli pour éviter les éclaboussures sur le visage et les yeux. Si nécessaire, pour déterminer l'odeur des vapeurs ou du gaz émis ne pas les inhaler directement du récipient de travail et, en bougeant doucement la main, diriger les gaz vers vous et inspirer doucement.

5. Lorsque vous diluez des acides concentrés (en particulier l'acide sulfurique) et des alcalis, versez de l'acide (ou de l'alcali) dans l'eau en petites quantités et non à l'inverse, en agitant continuellement la solution.

6. Protégez vos yeux de la projection éventuelle des réactifs chimiques, en particulier des produits chimiques puissants. Tous les travaux avec eux ou liés à la rechauffe des solutions avec une flamme ne doivent être effectués que dans des **lunettes de protection**.

7. Il est nécessaire de respecter strictement les règles d'utilisation des becs à gaz conformément aux instructions affichées.

8. Si un flacon contenant d'un liquide inflammable se renverse ou se casse, fermer immédiatement tous les becs à gaz à proximité, remplir le liquide versé de sable, le récupérer et le transférer dans la boîte en fer prévue.

9. En cas d'incendie en laboratoire, procéder à son élimination par des moyens improvisés (sable, extincteurs, eau). En même temps, appelez les pompiers immédiatement, le téléphone 01.

10. À la fin du travail, assurez-vous de vous laver les mains. Toutes les questions concernant le respect des règles de sécurité doivent être clarifiées par l'enseignant.

11. Le strict respect des règles de sécurité permettra d'éviter les accidents !

III. LES PREMIERS SECOURS DANS UN LABORATOIRE CHIMIQUE

Dans les laboratoires, il y a des cas nécessitant des soins médicaux urgents - des coupures de mains avec du verre, des brûlures avec des objets chauds, des acides, des alcalis, des substances gazeuses, etc.

Pour administrer les premiers secours dans tous les laboratoires il y a toujours : pansements, coton, solution d'iode à 3%, solution d'acide borique à 1-2%, solution d'acide acétique à 1-2%, solution de bicarbonate de soude à 2-3%, solution de permanganate de potassium à 1-2%.

1. Lors de brûlures avec des solutions d'acides concentrés, la zone brûlée est lavée avec un fort courant d'eau pendant 2 à 3 minutes, puis avec une solution de soude à 2 à 3%, puis on impose un pansement de gaze, humidifié avec une solution de permanganate de potassium à 1-2%. En cas de brûlures graves, consultez un médecin après les premiers soins.

2. En cas de brûlures avec des solutions concentrées d'alcali, la zone brûlée doit être lavée avec une quantité abondante d'eau jusqu'à ce que la peau cesse de paraître glissante, puis avec une solution de l'acide borique ou acétique à 1-2%, puis on impose un pansement imbibé d'une solution alcoolique de tanin ou solution de permanganate de potassium à 1-2%.

3. En cas de brûlure avec des métaux ou du verre chauds, le lieu de cuisson doit être saupoudré du bicarbonate de soude, de l'amidon ou du talc. On peut utiliser des lotions des solutions fraîchement préparées de bicarbonate de soude (solution à 2%) ou de permanganate de potassium (solution à 5%). Le meilleur outil est l'alcool éthylique à 96%, car il a à la fois un effet désinfectant et analgésique, et ensuite on applique un onguent pour des brûlures.

4. Si d'un acide, des alcalis ou tout autre réactif pénètre dans les yeux, rincez-les abondamment avec de l'eau puis rincez-les en cas de contamination acide avec une solution de bicarbonate de soude à 2% et en cas de contamination alcaline avec une solution d'acide borique à 2%.
5. En cas des coupures avec un verre, il est nécessaire de retirer ses fragments de la plaie, puis de la lubrifier avec de diode et de faire un pansement.
6. En cas de brûlures thermiques, il est recommandé de préparer des lotions à partir d'une solution de permanganate de potassium à 2% ou d'alcool éthylique (96%), puis de lubrifier la zone brûlée avec une pommade pour des brûlures et d'appliquer un pansement. Les causes des brûlures thermiques peuvent être un contact avec des objets très chauds, l'inflammation de liquides inflammables et une forte décharge électrique.
7. Lorsque les vêtements sont enflammés, il est nécessaire d'éteindre le feu sur une personne enflammée (ne pas courir!), en jetant sur lui une couverture en amiante ou en laine, ou enfin un tablier, un manteau, etc. Après avoir éteint le feu, procéder aux premiers secours. Même un simple travail avec du verre (assemblage de tubes de verre, d'ampoules, etc. avec des bouchons, des tubes en caoutchouc, coupage des tubes, des bâtonnets, etc.) avec un manque de compétence dans le travail entraîne souvent des coupures et des blessures aux mains. En cas des coupures des mains avec du verre, il faut d'abord éliminer les petits fragments de la plaie, puis rincer les plaies avec une solution de permanganate de potassium à 2% ou d'alcool et avec de la teinture d'iode, puis on applique un pansement.

PRÉPARATION DE SOLUTIONS A CONCENTRATION DONNÉE

Le but de la séance: étudier les méthodes d'exprimer la concentration des solutions et apprendre à préparer des solutions à une concentration déterminée.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance:

1. Méthodes d'exprimer la concentration des solutions
2. Règles de la manipulation des ustensiles de laboratoire;
3. Règles pour la préparation de solutions à une concentration donnée;
4. Détermination de la densité des solutions.

TRAVAIL DE LABORATOIRE N° 1

Expérience 1. Préparation de 50 g d'une solution de chlorure de sodium à une fraction massique (2-10%) (selon les instructions de l'enseignant) **à partir de matière sèche:**

Calculer la masse de chlorure de sodium nécessaire pour préparer 50 g de solution. Selon le problème, il est nécessaire de préparer une solution à fraction massique de chlorure de sodium de 2 à 10%, une solution dont 100 g doivent contenir de 2 à 10 g de chlorure de sodium. Calculer la masse de chlorure de sodium est nécessaire pour préparer 50 g de solution, on utilise la formule:

$$\omega = \frac{m(\text{NaCl}) * 100\%}{m(\text{sol})} ; \quad m(\text{sub}) = \omega * m(\text{sol})$$

On le sait que la masse totale de la solution est de 50 g, on calcule la masse d'eau: 50 g - (quantité de substance calculée) g = $m_{\text{H}_2\text{O}}$ g.

Ainsi, pour préparer la solution, prenez ** g de chlorure de sodium sur des balances, transférez-le dans une fiole avec un entonnoir, mesurez-le avec une éprouvette graduée ** g d'eau et agitez bien la solution jusqu'à dissolution complète du sel. Mesurer la densité de la solution préparée avec un densimètre.

Expérience 2. Préparation de 100 ml de solution de HNO₃ à C = 0,5-2 mol / l (selon les instructions du professeur) à partir de sa solution avec ρ = 1,26 g / ml et ω = 41,3%

Calculez le volume en (ml) d'acide nitrique concentré nécessaire pour préparer une solution à concentration molaire donnée.

$$m_{\text{HNO}_3} = V(l) * C_M * M_{\text{HNO}_3} ; \quad m_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{\omega} * 100\% \quad (\text{g})$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{\rho} \quad (\text{ml})$$

Ou avec une formule unique:

$$V_{\text{sol}} = \frac{V(l) * C_M * M_{\text{HNO}_3} * 100\%}{\omega\% * \rho(\text{g / ml})} \quad (\text{ml})$$

Vérifiez V_{HNO_3} calculé chez le professeur.

Dans une fiole jaugée, verser 1/2 - 1/3 d'eau distillée, mesurer le volume calculé d'acide nitrique à ρ = 1,26 g / ml avec une burette, ajouter de l'eau jusqu'au trait, fermer le bouchon et bien agiter la solution.

BASES DE THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE

Le but de la séance:

Acquérir une connaissance systématique des concepts fondamentaux de la thermodynamique, le sens de la première loi de la thermodynamique et de la loi de Hess; apprendre à faire des calculs thermodynamiques à la base de la loi de Hesse et de ses conséquences.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance:

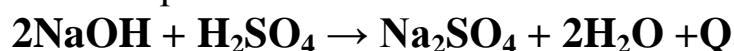
1. Le concept de système thermodynamique. Les systèmes isolés, fermés, ouverts. Paramètres de système.
2. La notion de processus thermodynamiques; leur classification selon divers traits.
3. Énoncé I de la loi de thermodynamique.
4. Thermochimie. Effets thermiques des réactions chimiques (enthalpie des réactions). Équations thermochimiques.
5. La loi de Hess et ses conséquences; leur application dans les calculs thermochimiques.

TRAVAIL DE LABORATOIRE N°2

Expérience 1

Détermination de l'effet thermique de la réaction de neutralisation d'un acide fort (H₂SO₄) par une base forte (NaOH)

Les réactions chimiques à la base de la définition :



PARTIE EXPERIMENTALE :

1. Mettre 30 ml de solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) à C(1/z) 1,0 mol/l mesurée dans un bécher calorimétrique gradué et déterminer sa température (t_{al}).

2. Mettez le bécher avec la solution alcaline dans le calorimètre et fermez le couvercle avec des trous dans l'un desquels un entonnoir est inséré, dans un autre - un thermomètre, dans le troisième - un agitateur.

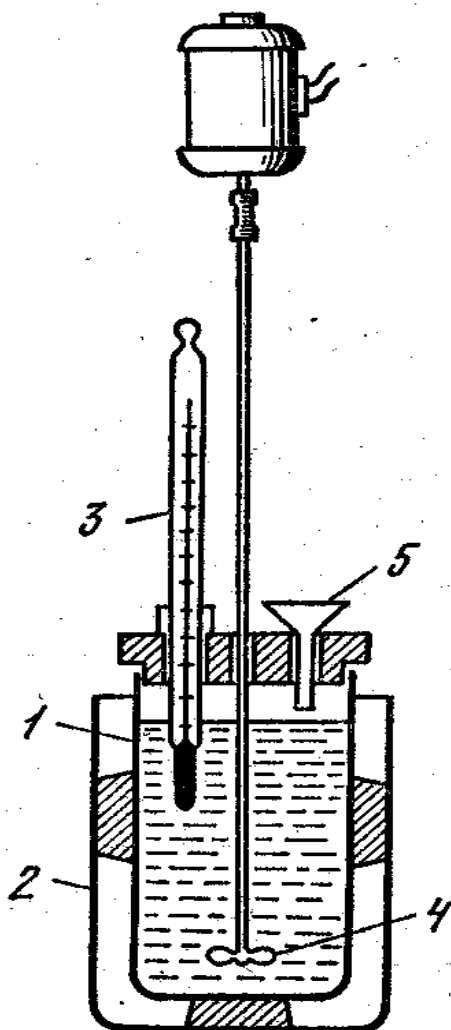


Image 1. Schéma du calorimètre:

1. récipient avec solution;
2. l'enveloppe extérieure du récipient;
3. thermomètre;
4. agitateur;
5. entonnoir;
6. couverture

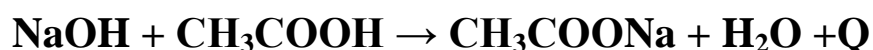
3. Dans un autre cylindre, verser 30 ml de solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) à $C(1/z)$ 1,0 mol / l et déterminer sa température (t_{ac}). Verser rapidement la solution d'acide dans le bécher à travers un entonnoir et agiter la solution avec un thermomètre. Notez, avec une

précision de 0,10, la température la plus élevée de la solution (t_2)

4. Trouver la température moyenne de la solution d'acide et d'alcali avant l'expérience (t_1): $t_1 = (t_{ac} + t_{al}) / 2$

Expérience 2. Détermination de l'effet thermique de la réaction de neutralisation d'un acide faible (CH_3COOH) par une base forte ($NaOH$)

Les réactions chimiques à la base de la définition :



PARTIE EXPERIMENTALE :

Faites de nouveau l'expérience 1 en prenant 30 ml de solution d'hydroxyde de sodium et 30 ml de solution d'acide acétique (CH_3COOH) $C(1/z)$ 1,0 mol/l pour la réaction.

En supposant que la densité de la solution en expériences 1 et 2 est égale à 1, sa chaleur spécifique (C1) est 4.184 J / gK et la capacité thermique du verre (C2) est de 0.753 J / gK, connaissant la masse du calorimètre (m₂) et la masse des solutions après qu'on les a versées (m₁) - calculer la quantité de chaleur dégagée dans le calorimètre en résultat de la réaction (Q_x). Et ensuite calculer la chaleur de neutralisation dans kJ mol⁻¹, l'erreur absolue et relative, si l'on sait que 57,52 kJ mol⁻¹ de chaleur est libérée pendant neutralisation d'une mole d'équivalent d'acide fort par d'une mole d'équivalent d'alcali.

Notez les résultats des expériences dans le tableau:

Nº	Grandeurs déterminées	Expérience 1 NaOH + H ₂ SO ₄	Expérience 2 NaOH+ CH ₃ COOH
1.	masse du calorimètre (g)		
2.	température initiale (t ₁)		
3.	température finale (t ₂)		
4.	constante thermique du calorimètre $\sum C = C_1 m_1 + C_2 m_2$ (J / deg)		
5.	quantité de chaleur dégagée dans le calorimètre $Q_x = \sum C (t_2 - t_1)$ (J) $\Delta H = - Q_x$		
6.	chaleur de neutralisation $\Delta H_{\text{neutr}} = \frac{\Delta H * 1000}{V * C_{\text{NaOH}}}$ (J / mol)		
7.	Erreur d'expérience absolue (kJ mol ⁻¹)		

Formules de calcul:

$$\Delta H_{\text{neutr}} = \frac{\Delta H * 1000}{V * C_{\text{NaOH}}} = *** \text{ (J / mol)} = \frac{***}{1000} = \text{kJ / mol}$$

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Donner la définition du "système thermodynamique", les types de systèmes thermodynamiques et leurs caractéristiques. Paramètres des systèmes. Classification des processus qui se passent dans les systèmes thermodynamiques.
2. Formuler la loi de la thermodynamique, donner son expression mathématique. L'importance de la 1^{ère} loi de la thermodynamique pour les systèmes biologiques.
3. Donner l'équation de la 1^{ère} loi de la thermodynamique pour les processus isochores et isobares. Quelle est la relation entre Q_v et Q_p ?
4. Système de signes thermochimique et thermodynamique. Processus exo et endo-thermiques. Enthalpie. Enthalpies standard de formation et de combustion des substances.
5. Formuler la loi Hess. Conséquences de la loi de Hess, leurs expressions mathématiques. L'importance de la loi de Hess pour les systèmes biologiques.
6. Caractéristiques des équations thermochimiques (donner un exemple).
7. Formuler la deuxième loi de la thermodynamique, donner son expression mathématique pour les processus réversibles et irréversibles.
8. Décrivez le concept de la fonction caractéristique "entropie"; dans quels systèmes le changement d'entropie est un critère pour la possibilité du processus et sa direction.
9. Potentiel isobare isothermique. L'expression mathématique. Les facteurs "enthalpique" et "entropique" qui constituent ΔG .

BASES DE CINÉTIQUE CHIMIQUE

Le but de la séance:

Obtenir des connaissances systématiques sur les régularités du déroulement des réactions chimiques et biochimiques, l'influence de divers facteurs sur la vitesse de réactions.

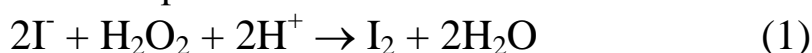
Questions proposées pour discussion au cours de la séance:

1. Qu'est-ce que la vitesse moyenne et vraie d'une réaction chimique?
2. Donner la formulation de la loi d'action de masse et l'équation de Guldberg et Waage.
3. Equations cinétiques des réactions de premier ordre.
4. Molécularité et ordre des réactions.
5. Effet de la température sur la vitesse de réactions chimiques. Les équations de Van't Hoff et d'Arrhenius.
6. L'énergie d'activation.
7. Catalyse, ses types.

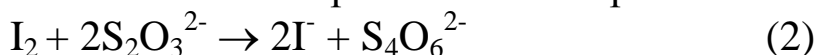
TRAVAIL DE LABORATOIRE N° 3

Expérience 1. Détermination de la constante de vitesse de réaction de l'ordre I.

Le peroxyde d'hydrogène oxyde les ions d'iode en milieu acide selon l'équation:



Si cette réaction est effectuée en présence de thiosulfate de sodium, le diiode formé est rapidement réduit par l'ion thiosulfate:



par conséquent, la réaction (1) se déroule à concentration d'ions I^- constante. Puisque la réaction est effectuée en excès de H_2SO_4 , la concentration d'ions H^+ reste également constante.

Ainsi, la vitesse de réaction (1) ne dépend que de la concentration de peroxyde d'hydrogène et l'équation cinétique pour déterminer sa vitesse peut être écrite comme :

$$U' = - \frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = k[\text{H}_2\text{O}_2]$$

On peut voir d'après l'équation que le mécanisme de la réaction correspond au premier ordre.

Pour déterminer la constante de vitesse k , ajouter 25,0 ml de solution de KI à 0,4% et 5 ml de H_2SO_4 à 1 m dans une fiole de titrage et remplir la burette avec de la solution de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ à 0,05 m. Ajouter 1 ml de solution de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de la burette et quelques gouttes d'amidon dans la fiole. Avec une éprouvette mesurer 10 ml de 0,05 m H_2O_2 et verser rapidement cette solution dans la fiole. Au moment de mélanger les solutions, marquer le temps du début de la réaction, marquer le temps d'apparition de la couleur bleue et ajouter encore 1 ml de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Faire de nouveau cette opération encore deux fois. Le volume total de la solution $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (V_0) dépensé lors de la conduite de l'expérience a été déterminé à la fin de la réaction, il est égal à **11,5** ml. La quantité de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ contenue dans ce volume est équivalente à la quantité totale de peroxyde d'hydrogène prise pour l'expérience.

A l'instant initial de l'expérience (à $\Delta t = 0$), la réaction d'oxydation de I^- se déroulait à une concentration de peroxyde d'hydrogène proportionnelle au volume V_0 ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) dépensé pour l'expérience totale. Au moment t_1 , la quantité de H_2O_2 ayant réagi est équivalente à la teneur en $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dans 1 ml de solution, alors la concentration restante de H_2O_2 est proportionnelle à (V_0-1) .

Dans les moments suivants de l'apparition d'une couleur bleue, la concentration de H_2O_2 sera proportionnelle à (V_0-V) , où V est la quantité de ml de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ajoutée au moment correspondant.

Trouve la valeur de la constante d'ordre I avec l'équation

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{V_0}{(V_0-V)}, \text{ où}$$

(V_0) est proportionnel à la concentration initiale de H_2O_2 , (V_0-V) – la concentration de H_2O_2 au moment de temps Δt .

Calculer la demi-vie de H_2O_2 avec l'équation ($\tau = 0,69/ k$)

Ecrire les données d'expérience dans le tableau :

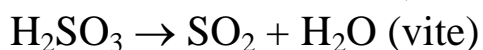
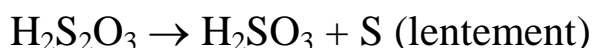
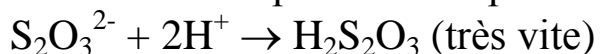
Nº	Données de temps	Δt , min	V_0 , Na ₂ S ₂ O ₃ ml	V , Na ₂ S ₂ O ₃ ml	$V_0 - V$	k , min ⁻¹
1			11,5			
2						
3						

Expérience 2. Dépendance de la vitesse de la réaction chimique de décomposition de Na₂S₂O₃ de la concentration de la solution

Le thiosulfate de sodium se décompose en présence de H₂SO₄ selon l'équation :



la réaction comprend les étapes suivantes:



On appelle "limitant" un stade qui coule lentement et détermine la vitesse totale d'un processus :

Dans 3 tubes verser 10 ml de solution Na₂S₂O₃, dans le premier à concentration 0,01 mol / l, le second à 0,005 mol / l et le troisième à concentration 0,0025 mol / l (obtenir à partir d'une solution 0,01 mol / l après dilution). Dans chaque tube, ajouter 2 ml de H₂SO₄ 1 m et détecter le moment de l'apparition de la turbidité (formation de S).

Les résultats sont écrits dans le tableau :

C	V H ₂ SO ₄	Temps de l'apparition de la turbidité (Δt)	V conditionnelle = 1/ t
0,01	2		
0,005	2		
0,0025	2		

Expérience 3. Dépendance de la vitesse de réaction de la température

Dans deux tubes, verser 5 ml de solution $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ à $C \ 1 / z = 0,1$ mol / l, 3 ml de solution H_2SO_4 (1: 4), placer l'un des tubes dans un bécher avec de l'eau chaude dont la température est préalablement mesurée. Ajouter 5 ml de solution de KMnO_4 à $C \ 1 / z = 0,1$ mol / l dans chaque tube. Déterminer le temps de décoloration de KMnO_4 dans chaque tube et trouver la vitesse du processus avec la formule $V = 1 / t$.

Expérience 4. Effet des catalyseurs sur la vitesse d'une réaction chimique

Verser 5 ml de H_2O_2 à 3% dans 3 tubes. Laisser le premier tube à essai pour le contrôle, ajouter 1 ml de solution de FeCl_2 à 2% (catalyseur homogène) au second, dans le troisième 1 ml de suspension de MnO_2 (catalyseur hétérogène). Observez le dégagement des bulles de gaz. Écrivez l'équation de la décomposition de H_2O_2 , notez dans quel tube le processus est plus intense, indiquez quel gaz est dégagé.

Expérience 5. Influence de la taille de l'interface des substances d'une réaction sur la vitesse de réaction chimique dans un système hétérogène

Dans un tube, mettez la moitié d'une spatule de poudre de craie CaCO_3 et dans l'autre, un morceau de CaCO_3 de la même masse. Dans les deux tubes, ajouter simultanément 10 gouttes de HCl concentré. Mesurer le temps de dissolution complète du CaCO_3 dans les deux tubes. Écrivez l'équation de la réaction. Pourquoi la vitesse de dissolution de la craie dans les tubes est-elle différente? Faites une conclusion.

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. L'objet de la cinétique chimique.
2. La vitesse d'une réaction chimique (moyenne, vraie).
3. Dépendance de la vitesse de réaction de la concentration des réactifs. La loi d'action de masse. La constante de vitesse d'une réaction. Expression de la loi d'action de masse pour les systèmes homogènes et hétérogènes. Exemples. Les concepts de molécularité et de l'ordre d'une réaction.
4. Dépendance de la vitesse de réaction de la température. La théorie des collisions actives, des molécules actives, de l'énergie d'activation, de la barrière énergétique d'une réaction.
5. Catalyse. Catalyseurs Les principales caractéristiques des processus catalytiques. Exemples de catalyse. Propriétés des catalyseurs. Théories de la catalyse homogène et hétérogène - la théorie des composés intermédiaires et d'adsorption. Catalyseurs biologiques (enzymes), leurs caractéristiques.

REACTIONS D'OXYDO-REDUCTION

Le but de la séance: étude pratique des oxydants et des réducteurs les plus courants et des divers types de réactions d'oxydo-réduction.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. Qu'est-ce que les oxydants et les réducteurs?
2. Les processus d'oxydation et de réduction.
3. La force d'un oxydant et d'un réducteur.
4. Règles d'écriture des réactions redox par la méthode électron-ion en milieu acide.
5. Règles d'écriture des réactions redox par la méthode électron-ion en milieu basique.
6. Règles d'écriture des réactions redox par la méthode électron-ion en milieu neutre.
7. L'effet du milieu sur la force d'un oxydant et les produits de réaction.

TRAVAIL DE LABORATOIRE N°4

Expérience 1. Propriétés d'oxydo-réduction

Des substances simples

Dans un tube, ajoutez 1 ml de solution de sulfate de cuivre. Dans le deuxième tube à essai, 1 ml de solution de sulfate de zinc.

Dans les deux tubes, mettre un clou propre (frotter avec un papier de verre et rincer à l'eau).

Dans 5-10 minutes, notez les observations.

Retirez les clous des tubes à essai (ne les rejetez pas!), ajoutez de 2 à 3 gouttes d'hexacyanoferrate (III) de potassium $K_3[Fe(CN)_6]$ dans les tubes.

Dans quel tube le cation Fe^{2+} est-il détecté? Ecrivez les équations ioniques des réactions et, en utilisant les valeurs de E^0 , expliquez les résultats de l'expérience.

$$E^0(Zn^{2+} / Zn^0) = - 0.76 \text{ V};$$

$$E^0(Fe^{2+} / Fe^0) = - 0.44 \text{ V};$$

$$E^0(Cu^{2+} / Cu^0) = - 0.34 \text{ V}.$$

Expérience 2. Influence du milieu sur les processus d'oxydo-réduction

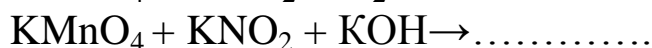
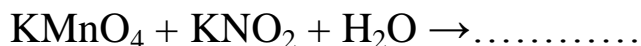
2.1. Dans trois tubes, ajoutez 3-4 gouttes d'une solution de permanganate de potassium (KMnO_4).

Ajouter 2-3 gouttes: dans un tube – acide sulfurique (H_2SO_4), dans l'autre - eau (H_2O), dans le troisième – d'une solution d'hydroxyde de potassium (KOH).

Dans tous les tubes, ajouter du nitrite de potassium cristallin (KNO_2) et agiter.

Dans 2-3 minutes, notez le changement de couleur dans tous les tubes.

Ecrire les équations des réactions de réduction du permanganate de potassium: $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots\dots\dots$



L'ion permanganate est de couleur violette, l'ion manganate est vert, le cation de manganèse (II) est incolore et les composés de manganèse (IV) sont des substances peu solubles de couleur brune.

2.2. Dans un tube, ajouter 3-4 gouttes d'eau iodée (I_2) et ajouter une goutte de solution d'alcali (KOH , NaOH) jusqu'à ce que la couleur de la solution change.

Enregistrer les observations et compléter l'équation de cette réaction: $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots\dots\dots$

Ajouter ensuite d'une solution d'acide sulfurique dans la solution par gouttes jusqu'au milieu légèrement acide.

Enregistrer les observations et compléter l'équation de cette réaction: $\text{KI} + \text{KIO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots\dots\dots$

Expérience 3. Dualité d'oxydo-réduction

3.1. Dans 2-3 gouttes de solution d'iodure de potassium ajouter 3 à 4 gouttes d'acide sulfurique dilué, puis 2-3 gouttes d'une solution de nitrite de potassium.

Ecrire des observations, écrire l'équation de cette réaction et indiquer le rôle de l'ion nitrite: $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_2 \rightarrow \dots\dots\dots$

En comparant avec l'expérience 2.1, faire une conclusion sur les propriétés d'oxydo-réduction de l'ion nitrite.

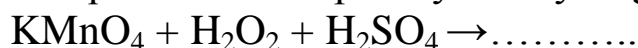
3.2. Dans 2-3 gouttes d'iodure de potassium, acidifié avec de l'acide sulfurique, ajoutez 1-2 gouttes d'une solution de peroxyde d'hydrogène.

Enregistrer les observations et compléter l'équation de cette réaction, indiquer le rôle du peroxyde d'hydrogène:



3.3. Dans 2-3 gouttes de permanganate de potassium acidifié avec de l'acide sulfurique
acide, ajouter 2-3 gouttes d'une solution de peroxyde d'hydrogène.

Enregistrer les observations et compléter l'équation de cette réaction, indiquer le rôle du peroxyde d'hydrogène:



A la base des expériences 3.2 et 3.3, faire une conclusion générale sur les propriétés d'oxydo-réduction du peroxyde d'hydrogène.

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Oxydants et réducteurs.
2. Les processus d'oxydation et de réduction.
3. Potentiels d'oxydo-réduction.
4. Sens d'une réaction d'oxydo-réduction.
5. La force d'un oxydant et d'un réducteur.
6. L'effet du milieu sur la force d'un oxydant et les produits de réaction.
7. Dualité d'oxydo-réduction des propriétés

COMPOSÉS COMPLEXES

Le but de la séance:

Obtenir des connaissances systématiques sur les propriétés physico-chimiques des composés complexes.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. La théorie de la coordination de Werner: l'atome central, les ligands, le nombre de coordination de l'atome central.
2. Classification des composés complexes selon charge et nature des ligands. Composés complexes cationiques (aquacomplexes, ammoniacates). Composés complexes anioniques (acidocomplexes, hydroxocomplexes).
3. Nomenclature des composés complexes.
4. Équilibres ioniques dans les solutions de composés complexes. Constantes d'instabilité et de stabilité des ions complexes.

TRAVAIL DE LABORATOIRE N° 5

Expérience 1. Fabrication et propriétés des composés complexes

Fabriquer un précipité d'hydroxyde de nickel (II) en ajoutant 3-4 gouttes de solution de nickel ($\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$) dans un tube et le même volume de solution d'hydroxyde de sodium (NaOH).

Retirer la phase liquide avec un papier filtre. Ajouter 5-6 gouttes d'ammoniaque concentrée (NH_3) au précipité. Que observez-vous?

Comparez la couleur de la solution formée avec celle de la solution de sel de nickel. Notez les observations et écrivez les équations de ces réactions:



Écrivez l'expression de la constante d'instabilité pour le complexe formé. Écrivez le nom du complexe formé.

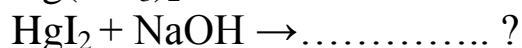
Expérience 2. Fabrication et propriétés des anions complexes

2.1. Dans deux tubes, ajoutez 3 gouttes d'une solution de nitrate de mercure ($\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$). Laisser un tube à essai comme un tube de

contrôle et dans un autre ajouter graduellement d'une solution d'iodure de potassium jusqu'à la dissolution du précipité orange de l'iodure de mercure (II) formé au début.



Tester les solutions dans les deux tubes à essai pour la présence de cations Hg^{2+} , en ajoutant à chacun 2 gouttes de solution de NaOH. Dans quel tube à essai le précipité jaune d'oxyde de mercure (II) (HgO) est formé? Écrivez les équations des réactions:



2.2. Dans deux tubes, mettez 3 gouttes de solutions de sels de zinc et d'aluminium.

Ajouter goutte à goutte d'une solution d'alcali avec précaution jusqu'à ce que le précipité tombe et se dissolve complètement.

Écrivez les équations des réactions correspondantes:

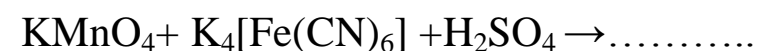


Écrivez l'expression des constantes d'instabilité pour les complexes formés. Écrivez le nom des complexes formés.

Expérience 3. Réaction d'oxydo-réduction impliquant un composé complexe

Ajouter 5-6 gouttes d'acide sulfurique (H_2SO_4) dans 5 gouttes d'une solution de permanganate de potassium (KMnO_4) pour créer le milieu acide, puis ajouter goutte à goutte d'une solution de prussiate jaune $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Enregistrer les observations et compléter l'équation de cette réaction:



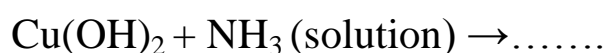
(manganèse (+7) dans la composition du permanganate de potassium est réduit en manganèse (+2), et le fer (+2) dans le composé complexe est oxydé en fer (+3) pour former un nouveau composé complexe (quel?). Ecrire les coefficients avec la méthode de demi-réaction).

Expérience 5. Fabrication de composés complexes de cuivre

Ajouter 5 gouttes de solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) dans un tube à essai avec 5 gouttes de solution de sulfate de cuivre (CuSO_4).



Notez la couleur et la nature du précipité. Dissoudre le précipité résultant dans le premier tube en y ajoutant d'une solution d'ammoniac.



Notez la couleur de la solution résultante. Écrivez l'expression de la constante d'instabilité pour le complexe résultant. Ecrivez le nom du complexe résultant.

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Connexions complexes. La théorie de la coordination d'A. Werner.
2. Classification et nomenclature des composés complexes.
3. La nature de la liaison chimique dans les composés complexes.
4. Stabilité des composés complexes en solution. Constantes d'instabilité et de stabilité des ions complexes.

COMPARAISON DE LA FORCE DES ÉLECTROLYTES. RÉACTIONS CHIMIQUES. EQUILIBRES DANS DES SOLUTIONS AQUEUSES D'ÉLECTROLYTES

Le but de la séance: Étudier les bases de la théorie de la dissociation électrolytique, assimiler la signification physique des concepts du degré et de la constante de dissociation (ionisation) des électrolytes faibles, l'influence de divers facteurs sur eux; classification des électrolytes en fort et faible; la loi de dilution d'Ostwald; déplacement de l'équilibre dans les solutions d'électrolytes faibles. Caractéristiques du déroulement des réactions en solution d'électrolytes. Apprendre à écrire des équations de réactions moléculaires ioniques.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. Électrolytes forts et électrolytes faibles;
2. Constante de dissociation et degré de dissociation;
3. Activité des ions d'électrolytes forts; coefficient d'activité des ions;
4. Force ionique d'une solution

TRAVAIL DE LABORATOIRE N° 6

Expérience 1. Fabrication de bases peu solubles

1.1 Bases non amphotères

Dans trois tubes, ajoutez 2-3 gouttes de solutions de sels: chlorure de magnésium (MgCl_2), sulfate de cuivre (CuSO_4) et nitrate de bismuth ($\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$); dans chacun ajouter de l'hydroxyde de sodium (NaOH) jusqu'à la précipitation.

Écrivez les équations de réaction en aspect moléculaire, ionique et ionique bref:



Notez la couleur des bases peu solubles formées

1.2. Bases amphotères

Remplir 1/4 du tube avec d'une solution de chlorure de chrome (CrCl_3) (ou $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ou ZnSO_4), ajouter d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) goutte à goutte, jusqu'à précipitation. Le précipité est divisé en deux parties. Verser l'excès d'alcali dans un tube et ajouter de l'acide chlorhydrique dans l'autre. Écrivez les équations des réactions pour obtenir l'hydroxyde métallique et sa réaction avec HCl et NaOH :



Expérience 2. Fabrication d'un acide peu soluble (faible).

Dans un tube, verser quelques gouttes de solution de silicate de sodium et y ajouter de l'acide chlorhydrique goutte à goutte. Observer la précipitation d'acide métasilicique. Écrire l'équation de la réaction en aspects moléculaire et ionique:



Expérience 3. Comparaison de l'activité chimique des acides

Dans un tube, ajoutez de 4 à 5 gouttes d'acide acétique (CH_3COOH) et dans un autre, la même quantité d'acide chlorhydrique (HCl). Dans chaque tube, jetez un morceau de zinc. Expliquer les différences observées dans les vitesses de réaction, remplir le tableau.

Caractéristiques des acides comparés

<i>Description du processus</i>	<i>Acides comparés</i>	
	HCl	CH₃COOH
La constante de dissociation de l'acide	-	$1,75 \cdot 10^{-5}$
L'équation de dissociation de l'acide		
L'équation de réaction avec le zinc		
L'équation moléculaire ionique complète		
L'équation moléculaire ionique brève		
Observations		
Conclusion sur l'activité chimique (la force des acides)		

Expérience 4. Comparaison de la force des bases

Dans deux tubes, ajoutez 10 gouttes de solution de sulfate de zinc (ZnSO_4). Ajouter 3 gouttes de solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) dans un tube et ajouter de l'hydroxyde d'ammonium (NH_4OH) dans l'autre. Expliquer les phénomènes observés, remplir le tableau.

<i>Description du processus</i>	<i>Bases comparés</i>	
	NaOH	NH_4OH
Constante de dissociation de la base	-	$1,75 \cdot 10^{-5}$
L'équation de dissociation de la base		
L'équation de réaction avec le chlorure de calcium		
L'équation moléculaire ionique complète		
L'équation moléculaire ionique brève		
Observations		
Conclusion sur l'activité chimique (la force des bases)		

Expérience 5. Le déplacement de l'équilibre vers la formation de substances et de gaz à faible dissociation

5.1. Formation d'une base faible

Dans un tube, ajouter 5 gouttes de solution concentrée de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) et 1-2 gouttes de solution concentrée d'hydroxyde de sodium (NaOH). Ecrivez les équations moléculaires, complètes et brèves de la réaction :



5.2 Formation d'un gaz

Ajouter de 3 à 4 gouttes de solution de carbonate de sodium (Na_2CO_3) dans un tube et le même volume d'acide chlorhydrique dilué (HCl) ou d'acide sulfurique (H_2SO_4). Ecrivez les équations moléculaires, complètes et brèves de la réaction :



5.3. Formation de sels peu solubles

Ajouter de 2 à 3 gouttes d'une solution de nitrate de plomb ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) dans deux tubes et dans un tube ajouter d'une solution d'iodure de potassium (KI), dans l'autre du chlorure de sodium (NaCl). Décrivez les observations. Ecrivez les équations moléculaires, complètes et brèves de la réaction :



5.4. La formation d'eau lors de la réaction de neutralisation

Dans un tube, verser 5 gouttes de solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) et ajouter une goutte de phénolphtaléine. Ajouter goutte à goutte d'une solution de HCl, marquer vos observations. Ecrivez les équations de réaction de l'hydroxyde de sodium avec l'acide chlorhydrique sous les aspects moléculaires, complets et brefs :



Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Dissociation électrolytique (causes, mécanisme de dissociation électrolytique des substances à liaison ionique, à liaison polaire).
2. Electrolytes forts et faibles. Constante de dissociation.
3. Degré de dissociation. Quels facteurs influencent sur le degré de dissociation?
4. La relation entre le degré de dissociation, la constante de dissociation et la concentration d'une solution d'électrolytes faibles?
5. Calcul des concentrations d'ions en solution d'électrolytes forts, d'électrolytes faibles (acides, bases)
6. Règles pour écrire des réactions d'échange d'ions.
7. Force ionique, activité ionique. Equations de Debye et Hückel.

POTENTIEL D'HYDROGÈNE. HYDROLYSE DES SELS

Le but de la séance: l'hydrolyse de certains sels, l'étude de l'effet de la composition des sels et des conditions externes sur la complétude de leur hydrolyse.

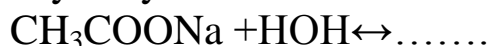
Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. Particularités de la dissociation de l'eau;
2. La constante et le degré de dissociation de l'eau, en tant qu'électrolyte faible;
3. Produit ionique de l'eau;
4. Potentiel d'hydrogène pH;
5. Potentiel d'hydroxyle pOH;
6. Types d'hydrolyse des sels;
7. La constante et le degré d'hydrolyse;
8. Particularités de l'hydrolyse de certains sels;
9. L'influence des facteurs externes sur l'hydrolyse.

TRAVAIL DE LABORATOIRE N° 7

Expérience 1. Hydrolyse des sels. Détermination du pH des solutions

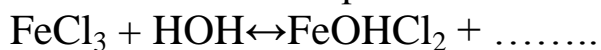
Dans six tubes (déjà bien lavés) verser d'eau distillée à 1/3 volume. Un tube est celui de contrôle, et dans les autres ajouter des sels: **acétate de sodium (CH₃COONa)**, **chlorure d'aluminium (AlCl₃)**, **carbonate de sodium (Na₂CO₃)**, **chlorure de sodium (NaCl)**, **sulfate de zinc (ZnSO₄)**. Agiter la solution avec un bâtonnet en verre propre, en mettre une goutte sur un papier indicateur et déterminer le pH. Après chaque détermination, le bâtonnet doit être soigneusement rincé et séché avec du papier filtre. Ecrire des équations des réactions ioniques d'hydrolyse et faire des conclusions générales sur la nature de l'hydrolyse de divers sels:



Attention ! Préserver les tubes contenant du chlorure d'aluminium, de l'acétate et du carbonate de sodium pour les expériences suivantes.

Expérience 2. Etude de l'effet des conditions d'hydrolyse sur la complétude de son déroulement

2.1. Effet de la concentration. Verser de 2 à 3 gouttes de solution concentrée de chlorure de fer (FeCl_3) dans un tube. Définir le milieu de la solution (pH) avec un papier indicateur. Diluer la solution dans le tube avec de l'eau, en augmentant le volume de 3 à 4 fois et déterminer le pH de la solution diluée. Écrivez les équations d'hydrolyse pour les première et deuxième étapes en aspect moléculaire et ionique:



Faire une conclusion sur l'influence de la concentration de sel sur la complétude de son hydrolyse.

2.2. Effet de la température. Verser d'une solution d'acétate de sodium (CH_3COONa) dans un tube pour 1/3 de son volume, ajouter une goutte de phénolphaléine (noter la couleur de la solution) et faire bouillir pendant quelques minutes. Qu'est-ce qui est observé? Refroidissez la solution avec un jet d'eau froide. Qu'est-ce qui est observé? Écrivez les équations d'hydrolyse:

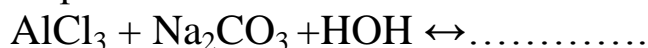


Faire une conclusion sur l'influence de la température sur la complétude de l'hydrolyse des sels.

Expérience 3. Les cas de l'hydrolyse complète (irréversible) des sels

3.1. Dans un tube avec d'une solution de **chlorure d'aluminium** (AlCl_3) de l'expérience n° 1, ajouter le volume égal de solution de **carbonate de sodium** (Na_2CO_3). Notez l'émission de bulles de dioxyde de carbone. Quel gaz doit être libéré si le carbonate est

remplacé par du sulfure de sodium? Quel précipité tombe? Écrivez l'équation de la réaction :

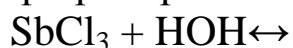


3.2. Ajouter le volume égal d'une solution de **chlorure d'ammonium** (NH_4Cl) dans 4-6 gouttes de **silicate de sodium** (Na_2SiO_3). Notez la nature du précipité formé et l'odeur du gaz dégagé. Écrivez l'équation de la réaction en aspect moléculaire et ionique:



Expérience 4. Formation d'oxo-sel au cours de l'hydrolyse

Dans un tube, ajouter 2-3 gouttes d'une solution de chlorure d'antimoine (SbCl_3). Vérifiez le milieu de la solution (pH) avec un papier indicateur. Diluer le contenu du tube avec de l'eau. Qu'est-ce qui est observé? Écrivez les équations de l'hydrolyse du sel dans les première et deuxième étapes et l'équation de la formation de l'oxo-sel, qui précipite :



Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Produit ionique de l'eau. Potentiel d'hydrogène.
2. Calcul du pH des acides forts et faibles.
3. Calcul du pH des bases fortes et faibles.
4. Qu'est-ce que l'hydrolyse?
5. Hydrolyse de type cationique (aux exemples des cations de sels mono-chargés et à charges multiples, détermination du pH, conditions pour renforcer et supprimer l'hydrolyse)
6. Hydrolyse de type anionique (aux exemples des anions mono-chargés et à charges multiples des sels, détermination du pH, conditions pour renforcer et supprimer l'hydrolyse)
7. Hydrolyse de type mixte (exemples, détermination du pH, conditions pour renforcer et supprimer l'hydrolyse)
8. Hydrolyse irréversible (exemples)
9. Cas d'hydrolyse des sels en même temps (exemples)

SOLUTIONS TAMPONS

Le but de la séance: Acquérir les compétences de calcul et de préparation de solutions tampons à une certaine valeur de pH. Étudier les propriétés des solutions tampons.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. Les fondamentaux de la théorie des acides et des bases de Bronsted et Lowry;
2. Interactions acido-basiques dans les solutions;
3. Types d'acidité;
4. Classification des solutions tampons;
5. Le mécanisme d'action des solutions tampons;
6. Pouvoir tampon d'une solution;
7. Valeur du pH des solutions tampons;
8. Tampons sanguins;
9. Les principales fonctions des solutions tampons de l'organisme.

TRAVAIL DE LABORATOIRE N°8

Expérience 1. Préparation de solutions tampons et calcul de leurs valeurs de pH

1. Dans 7 tubes identiques, ajouter les quantités d'acide acétique (CH_3COOH) et d'acétate de sodium (CH_3COONa) indiquées dans le tableau, à concentration molaire équivalente 0,1 mol/l.

N° tube	1	2	3	4	5	6	7
CH_3COOH	9	7	5	3	1	0,5	0,2
CH_3COONa	1	3	5	7	9	9,5	9,8
pH							
Coloration							

2. Ajouter 3 gouttes d'indicateur rouge de méthyl dans chaque tube, agiter soigneusement et noter la couleur des tampons.
3. Calculez le pH de chaque mélange en utilisant l'équation:

$$\text{pH} = \text{pK} + \lg \frac{C(1/\text{Zsel}) V_{\text{sel}}}{C(1/\text{Zacide}) V_{\text{acide}}}$$

$$\text{pK} = -\lg K_a = -\lg 1,75 \cdot 10^{-5} = 4,75$$

4. Construire une courbe de tampon en traçant la quantité de ml de sel sur l'axe des ordonnées et la valeur de pH correspondante le long de l'axe des abscisses.
5. Avec la courbe de tampon, déterminez le rapport de composant qui se trouve dans le mélange dont le pH est 5,2.
6. Avec la courbe de tampon, déterminer le pH du mélange si 4 ml d'acide et 6 ml de sel sont mélangés?

Expérience 2. Effet de la dilution sur le pH des solutions tampons

1. Verser 4 ml de solution d'acide acétique (CH_3COOH) et 4 ml de solution d'acétate de sodium (CH_3COONa) à $C (1 / Z) = 0,1 \text{ mol / l}$ dans un tube.
2. Verser 4 ml de solution d'acide acétique (CH_3COOH) et 4 ml de solution d'acétate de sodium (CH_3COONa) à $C (1 / Z) = 0,1 \text{ mol / l}$ dans un autre tube et ajouter 6 ml d'eau distillée.
3. Dans chaque tube, ajoutez 2 gouttes d'indicateur rouge de méthyl et agitez.
4. Comparer la couleur des solutions et faire une conclusion sur l'effet de la dilution sur le pH des solutions tampons.

Expérience 3. Effet de l'addition d' un acide et d'un alcali sur le pH des solutions tampons

1. Préparer 2 tubes, dans chacun desquels ajouter 4 ml d'une solution tampon à $\text{pH} = 4,74$ (2 ml d'une solution de CH_3COOH et 2 ml d'une solution de CH_3COONa).
2. Dans la solution dans le premier tube, ajoutez 2 gouttes d'HCl à $C (1 / Z) = 0,1 \text{ mol / l}$.
3. Dans la solution dans le second tube, ajoutez 2 gouttes de solution de NaOH à $C (1 / Z) = 0,1 \text{ mol / l}$.
4. Dans chaque tube, ajoutez 2 gouttes d'indicateur rouge de méthyl et agitez.
5. Comparer la couleur des solutions et faire une conclusion sur l'effet de l'addition d' un acide et d'un alcali sur le pH des solutions tampons.

Expérience 4. Détermination du pouvoir tampon

1. Dans une fiole de titrage, préparer 10 ml d'une solution tampon à pH = 5 (4 ml de CH_3COOH + 6 ml de solution de CH_3COONa)
2. Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur rouge de méthyle dans la fiole.
3. Titrer la solution avec de la soude caustique (NaOH) à C (1 / Z) = 0,1 mol / l jusqu'à l'apparition de la couleur jaune citron (apparaissant à pH 1 = 6,3).
4. Calculer le pouvoir tampon en utilisant l'équation:

$$B = \frac{C_{1/Z_{\text{NaOH}}} * V_{\text{NaOH}}}{/ \text{pH} - \text{pH}_1/ * V_{\text{tam.}}} \quad (\text{mol / l})$$

Où B- pouvoir tampon;

$C_{1/Z}$ - Concentration molaire équivalente d'alcali;;

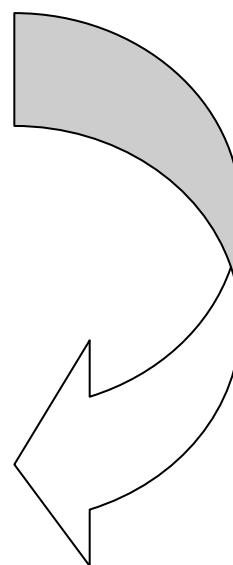
V_{NaOH} – volume de solution d'alcali, ml;

pH – de solution tampon avant le titrage;

pH_1 - de solution tampon après le titrage;

V_{tam} - volume de la solution tampon

$$B = \frac{0,1 * V_{\text{NaOH}}}{/ 5 - 6,3/ * 10} = \dots\dots\dots$$



Expérience 5. Effet de la dilution sur le pouvoir tampon

1. Dans une fiole de titrage, préparer 5 ml d'une solution tampon à pH = 5 (2 ml CH_3COOH + 3 ml CH_3COONa).
2. Ajouter 5 ml d'eau distillée et 3 gouttes d'indicateur rouge de méthyle.
3. Titrer avec une solution de NaOH à concentration molaire de 0,1 mol / l jusqu'à la couleur jaune citron (pH 1 = 6,3).
4. Calculer le pouvoir tampon de la solution résultante.

$$B = \frac{C_{1/Z_{\text{NaOH}}} * V_{\text{NaOH}}}{/ \text{pH} - \text{pH}_1/ * V_{\text{tam.}}} = \frac{0,1 * V_{\text{NaOH}}}{/ 5 - 6,3/ * 10} = \dots\dots\dots (\text{mol / l})$$

5. Comparez-le avec le pouvoir tampon de la solution non diluée (voir l'expérience 4) et faites une conclusion sur l'effet de la dilution sur la valeur du pouvoir tampon.

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Définition des solutions tampons. Classification des solutions tampons.
2. Les équations de Henderson-Hasselbach pour les tampons de type 1 et de type 2.
3. Le mécanisme de l'action des tampons (par exemple, tampon acétique, tampon ammoniacal), formule de calcul.
4. Pouvoir tampon. Pouvoir tampon maximal. Quelles conditions doivent être observées pour préparer une solution à pouvoir tampon maximal?
5. Quels facteurs déterminent le pH d'une solution tampon? Effet de la dilution sur le pH et le pouvoir tampon?
6. Les tampons du sang. Mécanisme d'action.
7. L'importance des solutions tampons.

ANALYSE VOLUMETRIQUE BASES DE L'ANALYSE QUANTITATIVE

METHODE DE NEUTRALISATION

Le but de la séance: étudier la base théorique de la méthode de neutralisation, acquérir des compétences dans l'utilisation des instruments de mesure utilisés dans cette méthode d'analyse pour apprendre à déterminer la teneur en alcalis et en acides en solution.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

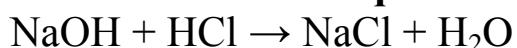
1. Principes fondamentaux de la méthode d'analyse quantitative;
2. Bases de la théorie des indicateurs;
3. Saut de titrage et point d'équivalence;
4. Solutions de standardisation et de titrage;
5. Méthode de titrage;
6. Alcalimétrie, acidimétrie;

ACIDIMETRIE

TRAVAIL DE LABORATOIRE N°9

Expérience 1. Détermination de la masse d'hydroxyde de sodium

Les réactions chimiques à la base de la définition :



Solution de standardisation: solution de borax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)

Solution de titrage : solution d'acide chlorhydrique $C(1/z \text{ HCl})$, où $C(1/z \text{ HCl})$ est la concentration molaire équivalente de HCl

Indicateurs: méthylorange ou phénolphtaléine

Méthode de titrage : titrage direct

Partie expérimentale :

1. Verser le volume du problème (solution de NaOH) dans une fiole jaugée et le diluer avec de l'eau distillée jusqu'au trait, fermer la fiole avec un bouchon et agiter soigneusement la solution.
2. Rincer une burette, une pipette, un bécher, un entonnoir, une fiole de titrage avec de l'eau de robinet, puis avec de l'eau distillée.

3. Rincer le bécher avec un petit volume de la solution avec laquelle on remplit la burette et le remplir à moitié avec cette solution.
4. L'entonnoir et la burette doivent être rincés avec un petit volume de solution de titrage, puis remplir la burette avec la même solution à travers l'entonnoir avec le bécher. Retirez l'air de la pointe de la burette, puis réglez le niveau de liquide à niveau de zéro de la burette sur le ménisque inférieur.
5. Rincer la pipette avec un petit volume de la solution du problème de la fiole jaugée, verser la première partie de la solution de la pipette dans un évier.
6. Mesurer avec la pipette 10 ml de la solution du problème et les transférer dans la fiole de titrage. Ajouter une ou deux gouttes de méthylorange ou de phénolphthaléine et titrer jusqu'à coloration orange (en cas de méthylorange) ou décoloration (en cas de phénolphthaléine).
7. À l'aide d'un écran à deux couleurs, comptez les données de la burette jusqu'au centième de ml. Le volume de la solution de titrage dépensé au titrage doit être écrit dans le tableau de protocole préparé.
8. Faire le titrage 3 fois, chaque nouveau titrage doit commencer par une burette à zéro, rincer les fioles de titrage avec de l'eau de robinet, puis avec de l'eau distillée. Ne pas rincer la pipette.
9. Après 3 titrages précis, calculer la concentration molaire équivalente, le titre et la masse de l'hydroxyde de sodium. Ecrire les résultats dans le tableau du protocole.
10. Vérifiez la réponse au problème chez l'enseignant et donnez le travail.

Problème N^o

N ^o	V pip.	V bur.	V bur. m.	C(1/z NaOH)	T (NaOH)	m prat	m réel	% er r
1	10,00							
2	10,00							
3	10,00							

Formules de calcul :

$$C(1/z \text{ NaOH}) = \frac{C(1/z \text{ HCl}) * V_{\text{bur. m.}}(\text{HCl})}{V_{\text{NaOH}}} \quad \text{mol / l}$$

$$T(\text{NaOH}) = \frac{C(1/z \text{ NaOH}) * M(1/z \text{ NaOH})}{1000} \quad \text{g/ ml}$$

$$m(\text{NaOH}) = T(\text{NaOH}) * V_{\text{fiolle jaugée}} \quad \text{g}$$

Où $C(1/z \text{ HCl})$ - concentration molaire équivalente
 $M(1/z \text{ NaOH})$ - masse molaire équivalente

Questions pour le travail indépendant des étudiants

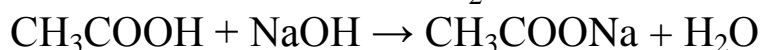
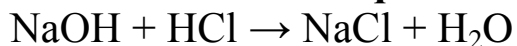
1. Le sens de la méthode de neutralisation.
2. Les méthodes d'expression de concentration des solutions. Loi des équivalents.
3. Solutions de standardisation et de titrage, leur préparation et leur utilisation en analyse.
4. La loi d'action de masse.
5. Théorie ionique des indicateurs, équilibre chimique et méthodes de le déplacer.
6. Zone de virage d'un indicateur, indice d'indicateurs de titrage.
7. Choix d'indicateurs.
8. Détermination de la masse d'hydroxyde de sodium en solution. Solutions de standardisation et de titrage, choix des indicateurs Détermination du pH au point d'équivalence.
7. L'importance de la méthode de neutralisation en médecine.

ALCALIMETRIE

TRAVAIL DE LABORATOIRE N°10

Expérience 1. Détermination de la masse d'acides chlorhydrique et acétique présents dans une solution

Les réactions chimiques à la base de la définition :



Solution de standardisation : solution d'acide oxalique ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

Solution titrée de travail : solution d'hydroxyde de sodium $C(1/z \text{ NaOH})$ où $C(1/z\text{NaOH})$ est la concentration molaire équivalente de NaOH

Indicateurs : méthylorange, phénolphtaléine

Méthode de titrage : titrage direct

Partie expérimentale :

1. Verser le volume du problème (solution d'acide) dans une fiole jaugée et le diluer avec de l'eau distillée jusqu'au trait, fermer la fiole avec un bouchon et agiter soigneusement la solution.
2. Rincer une burette, une pipette, un bécher, un entonnoir, une fiole de titrage avec de l'eau de robinet, puis avec de l'eau distillée.
3. Rincer le bécher avec un petit volume de la solution avec laquelle on remplit la burette et le remplir à moitié avec cette solution.
4. L'entonnoir et la burette doivent être rincés avec un petit volume de solution de titrage, puis remplir la burette avec la même solution à travers l'entonnoir avec le bécher. Retirez l'air de la pointe de la burette, puis réglez le niveau de liquide à niveau de zéro de la burette sur le ménisque inférieur.
5. Rincer la pipette avec un petit volume de la solution du problème de la fiole jaugée, verser la première partie de la solution de la pipette dans un évier.
6. Mesurer avec la pipette 10 ml de la solution du problème et les transférer dans la fiole de titrage. Ajouter une ou deux gouttes de méthylorange et titrer **l'acide chlorhydrique** jusqu'à la coloration orange.

7. Compléter la solution titrante d'hydroxyde de sodium jusqu'à zéro de la burette, ajouter de 1 à 2 gouttes de phénolphtaléine dans la fiole et titrer **l'acide acétique** jusqu'à apparition d'une couleur rose.
8. À l'aide d'un écran à deux couleurs, comptez les données de la burette jusqu'au centième de ml. Le volume de la solution de titrage dépensé au titrage doit être écrit dans le tableau de protocole préparé.
9. Faire le titrage 3 fois, chaque nouveau titrage doit commencer par une burette à zéro, rincer les fioles de titrage avec de l'eau de robinet, puis avec de l'eau distillée. Ne pas rincer la pipette.
10. Après 3 titrages précis, calculer la concentration molaire équivalente, titre et masse des acides chlorhydrique et acétique Ecrire les résultats dans le tableau du protocole.
11. Vérifiez la réponse au problème chez l'enseignant et donnez le travail.

Détermination de la masse d'acide chlorhydrique

Nº	Vpip.	V bur. av. m/o	V bur. m.	C(1/z HC1)	T (HC1)	m prat.	m réel	% err
1	10,00							
2	10,00							
3	10,00							

Formules de calcul :

$$C(1/z \text{ HC1}) = \frac{C(1/z \text{ NaOH}) * V \text{ bur. m. (NaOH)}}{V \text{ HC1}} \quad \text{mol / l}$$

$$T(\text{HC1}) = \frac{C(1/z \text{ HC1}) * M(1/z \text{ HC1})}{1000} \quad \text{g / ml}$$

$$m(\text{HC1}) = T(\text{HC1}) * V \text{ fiole jaugée} \quad \text{g}$$

Où $C(1/z \text{ NaOH})$ - concentration molaire équivalente
 $M(1/z \text{ HC1})$ - masse molaire équivalente

Détermination de la masse d'acide acétique

Nº	Vpip.	V bur. av. ph/ph	V bur. m.	C(1/z CH ₃ COOH)	T (CH ₃ COOH)	m CH ₃ COOH prat.	m CH ₃ COOH réel	% err
1	10,00							
2	10,00							
3	10,00							

Formules de calcul :

$$C(1/z \text{ CH}_3\text{COOH}) = \frac{C(1/z \text{ NaOH}) * V \text{ bur. m. (NaOH)}}{V \text{ CH}_3\text{COOH}} \quad \text{mol / l}$$

$$T (\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{C(1/z \text{ CH}_3\text{COOH}) * M(1/z \text{ CH}_3\text{COOH})}{1000} \quad \text{g/ ml}$$

$$m (\text{CH}_3\text{COOH}) = T (\text{CH}_3\text{COOH}) * V \text{ fiole jaugée} \quad \text{g}$$

Où C(1/z NaOH) - concentration molaire équivalente
M(1/z CH₃COOH) - masse molaire équivalente

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Le sens de la méthode de neutralisation.
2. Les méthodes d'expression de concentration des solutions. Loi des équivalents.
3. Solutions de standardisation et de titrage, leur préparation et leur utilisation en analyse.
4. Analyse de la courbe de titrage d'un acide fort par une base forte.
5. Détermination du pH au point d'équivalence.
6. Quels facteurs déterminent la valeur du saut sur la courbe de titrage?
9. Détermination de la masse d'acide chlorhydrique en solution. Solutions de standardisation et de titrage, choix des indicateurs. Détermination du pH au point d'équivalence.
10. Détermination de la masse d'acides chlorhydrique et acétique présents en solution. Solutions de standardisation et de titrage, choix des indicateurs. Détermination du pH au point d'équivalence.
11. L'importance de la méthode de neutralisation en médecine.

BASES DE L'ANALYSE QUANTITATIVE REDOXIMETRIE

Le but de la séance : étudier les bases théoriques de la méthode de redoximétrie, acquérir des compétences dans la préparation et l'utilisation de solutions de standardisation et titrante. Apprendre à déterminer les oxydants et les réducteurs par différentes méthodes de titrage.

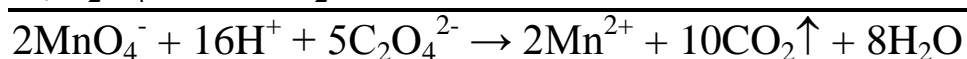
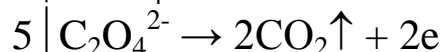
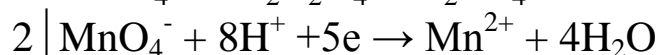
Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. Oxydants et réducteurs;
2. Processus d'oxydation et de réduction;
3. Potentiels d'oxydo-réduction;
4. Sens d'une réaction d'oxydo-réduction;
5. La force d'un oxydant et d'un réducteur;
6. L'effet du milieu sur la force d'un oxydant et les produits de réaction;
7. Dualité des propriétés d'oxydo-réduction;
8. La masse molaire équivalente d'un oxydant et d'un réducteur.

PERMANGANATOMETRIE TRAVAIL DE LABORATOIRE N°11

Expérience 1. Détermination de la concentration molaire équivalente et du titre d'une solution de permanganate de potassium

Les réactions chimiques à la base de la définition :



Solution de standardisation : solution d'acide oxalique C(1/z H₂C₂O₄*2H₂O)

Solution titrante : solution de permanganate de potassium (KMnO₄)

Indicateur: titrage sans indicateur

Méthode de titrage : titrage direct

Partie expérimentale :

1. Remplir la burette avec de la solution titrante de permanganate de potassium, rincée préalablement avec cette solution.
2. Dans une fiole de titrage, verser 10 ml de solution d'acide oxalique, ajouter 3 ml d'acide sulfurique (1: 4) et chauffer le mélange jusqu'à 70 ° C.
3. Titrer la solution chaude d'acide oxalique avec d'une solution de permanganate de potassium jusqu'à ce qu'elle devienne rose, que la couleur ne disparaît pas pendant 30 secondes.
4. Faire le titrage de 3 à 4 fois, calculer la concentration molaire équivalente et le titre de la solution de permanganate de potassium. Ecrire les données expérimentales et calculées dans le tableau.

Nº	Vpip.	Vbur.	V bur. m.	C(1/zKMnO ₄)	T (KMnO ₄)
1	10,00				
2	10,00				
3	10,00				

Formules de calcul :

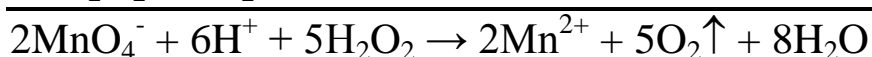
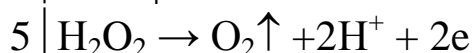
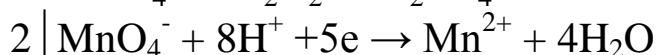
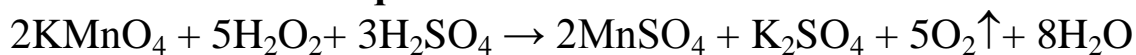
$$C(1/z \text{ KMnO}_4) = \frac{C(1/z \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4) * V \text{ pip.}(\text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{bur. m. KMnO}_4)} \quad \text{mol / l}$$

$$T(\text{KMnO}_4) = \frac{C(1/z \text{ KMnO}_4) * M(1/z \text{ KMnO}_4)}{1000} \quad \text{g/ ml}$$

$$M(1/z \text{ KMnO}_4) = \frac{M}{5} \quad \text{g/ mol}$$

Expérience 2. Détermination de la masse de peroxyde d'hydrogène

Les réactions chimiques à la base de la définition :



Solution de standardisation : solution d'acide oxalique C(1/z H₂C₂O₄*2H₂O)

Solution titrante : solution de permanganate de potassium (KMnO₄)

Indicateur: titrage sans indicateur

Méthode de titrage : titrage direct

Partie expérimentale :

1. Remplir la burette avec de la solution titrante de permanganate de potassium, rincée préalablement avec cette solution.
2. Diluer le problème avec de l'eau distillée jusqu'au trait et bien agiter la solution.
3. Ajouter 10 ml du problème dans la fiole de titrage, ajouter 3 ml d'acide sulfurique à concentration molaire équivalente 2 mol / l et titrer avec la solution de permanganate de potassium jusqu'à obtenir une couleur légèrement rose qui ne disparaît pas pendant 30 secondes.
4. Faire le titrage 3-4 fois. Ecrire les données expérimentales et calculées le tableau. Calculer la concentration molaire équivalente, titre et masse de peroxyde d'hydrogène.

N ^o	V pip.	V bur.	V bur. m.	C(1/z H ₂ O ₂)	T (H ₂ O ₂)	m prat.	m réel	% err
1	10,00							
2	10,00							
3	10,00							

Formules de calcul :

$$C(1/z \text{ H}_2\text{O}_2) = \frac{C(1/z \text{ KMnO}_4) * V(\text{bur. m.}) \text{ KMnO}_4}{V(\text{H}_2\text{O}_2)} \quad \text{mol / l}$$

$$T(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{C(1/z \text{ H}_2\text{O}_2) * M(1/z \text{ H}_2\text{O}_2)}{1000} \quad \text{g/ ml}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = T(\text{H}_2\text{O}_2) * V(\text{fiolle jaugée}) \quad \text{g}$$

$$M(1/z \text{ H}_2\text{O}_2) = 34/2 = 17 \text{ g/mol}$$

Questions pour le travail indépendant des étudiants

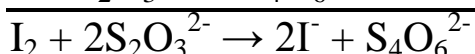
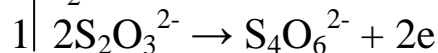
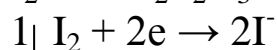
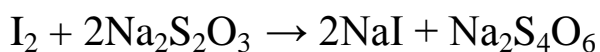
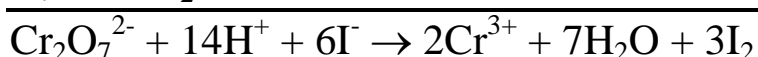
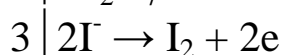
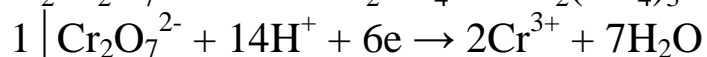
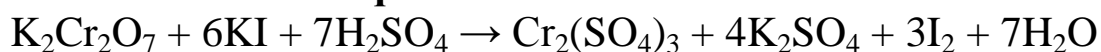
1. Le sens de la méthode de permanganatométrie, les solutions titrante et de standardisation, et leur préparation.
2. Pourquoi fait-on le titrage permanganatométrique sans indicateur?
3. Réactions d'oxydo-réduction avec le permanganate de potassium dans des milieux acide, basique et neutre.
4. Détermination de la concentration molaire équivalente et du titre de permanganate de potassium par l'acide oxalique. Chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.
5. Détermination de la masse de peroxyde d'hydrogène. Chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.
6. Détermination de la masse de dichromate de potassium. Chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.
7. Détermination de la masse de Ca^{2+} . Chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.

METHODE D'IODOMETRIE

TRAVAIL DE LABORATOIRE N°12

Expérience 1. Détermination de la concentration molaire équivalente et du titre de thiosulfate de sodium

Les réactions chimiques à la base de la définition :



$$\begin{aligned} M(1/z \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 * 5\text{H}_2\text{O}) &= \frac{M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 * 5\text{H}_2\text{O})}{1} = \frac{248,128}{1} = \\ &= 248 \text{ g/ mol} \end{aligned}$$

Solution de standardisation : solution de dichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

Solution titrante : solution de thiosulfate de sodium - $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 * 5\text{H}_2\text{O}$

Indicateur: amidon

Méthode de titrage: méthode de substitution

Partie expérimentale :

1. Remplir la burette avec d'une solution titrante de thiosulfate de sodium, préalablement rincée avec cette solution.
2. Dans une fiole de titrage, verser 10 ml de la solution titrée de dichromate de potassium, ajouter 5 ml d'iodure de potassium à fraction massique 5% et 2 ml de solution d'acide sulfurique à concentration molaire équivalente 1,0 mol / l. Fermer la fiole avec un verre de montre et laisser dans un endroit sombre pour 5 minutes.

3. Dans 5 minutes, titrer le diiode libéré avec une solution de thiosulfate de sodium jusqu'à la couleur jaune clair. Ajouter ensuite 0,2 ml de la solution d'amidon dans la solution titrée et titrer le diiode jusqu'à ce que la solution soit complètement décolorée après une goutte de thiosulfate de sodium.

4. Noter le volume de thiosulfate de sodium dépensé pour titrer le diiode libéré, écrire les données dans le tableau et calculer la concentration molaire équivalent et le titre de thiosulfate. ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

Nº	V pip.	V bur.	V bur. m.	C(1/z $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	T($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)
1	10,00				
2	10,00				
3	10,00				

Formules de calcul :

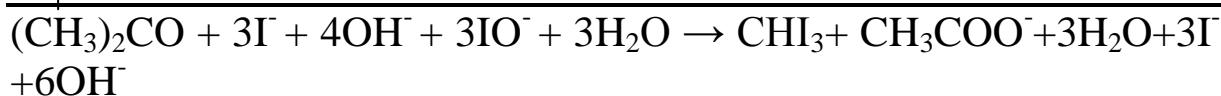
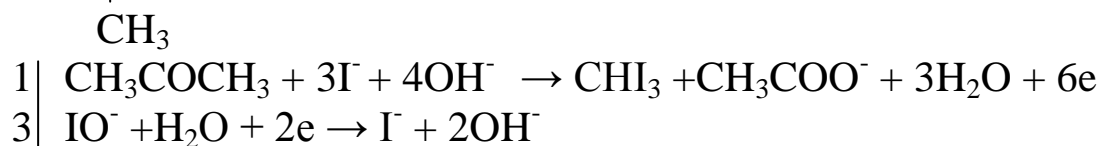
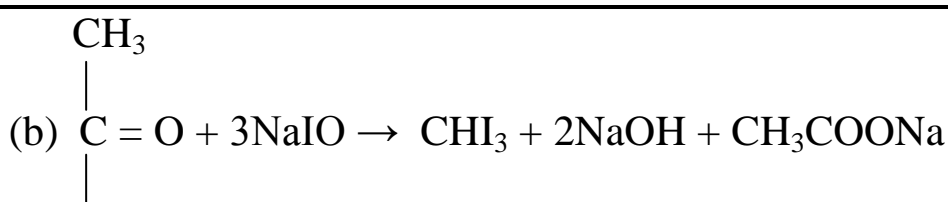
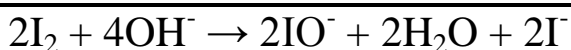
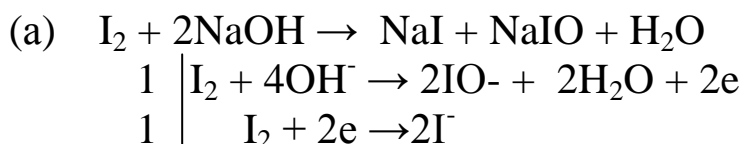
$$C(1/z \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{C(1/z \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) * V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} \quad \text{mol / l}$$

$$T(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{C(1/z \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) * M(1/z \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{1000} \quad \text{g/ ml}$$

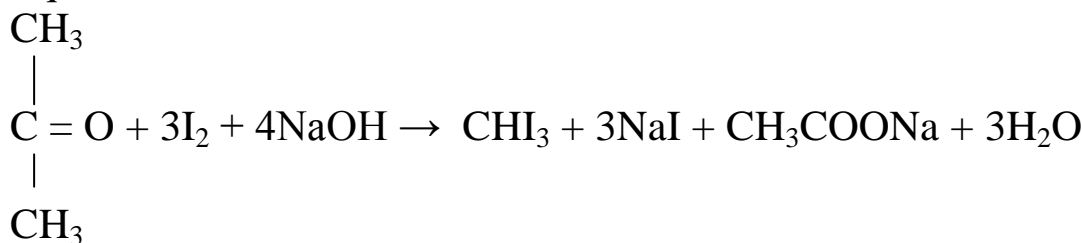
Expérience 2. Détermination de la masse d'acétone

Les réactions chimiques à la base de la définition :

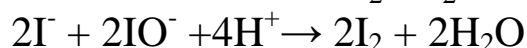
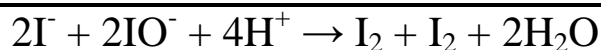
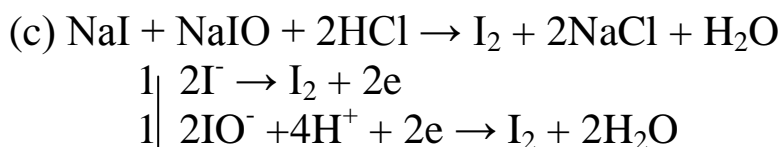
1. Réactions en milieu basique :



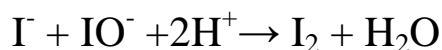
Equation totale :

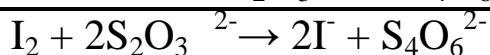
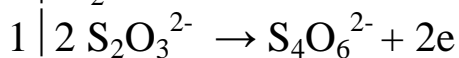
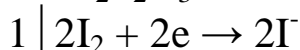
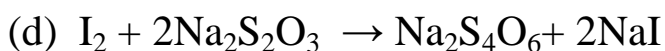


2. Réactions en milieu acide :



En réduisant les coefficients, on obtient l'équation :





Solution de standardisation : solution de dichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

Solution titrante : solution de thiosulfate de sodium $\text{C}(1/2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 * 5\text{H}_2\text{O})$

Indicateur: amidon

Méthode de titrage: méthode de titrage inverse

Partie expérimentale :

1. Remplir la burette avec d'une solution titrante de thiosulfate de sodium.
2. Diluer le problème dans une fiole jaugée jusqu'au trait avec de l'eau distillée et bien agiter la solution.
3. Dans deux fioles, verser 10 ml de la solution du problème, ajouter deux ml de solution d'hydroxyde de sodium à concentration molaire équivalente 1,0 mol / l, 10 ml de solution de diiode, fermer les cônes avec un verre de montre et laisser à l'abri de la lumière pour 15 minutes.
4. Dans 15 minutes, ajouter 5 ml de solution d'acide chlorhydrique à concentration molaire équivalente 1,0 mol / l dans une fiole et titrer le reste de diiode dégagé avec d'une solution de thiosulfate de sodium. Enregistrer dans le tableau le volume de thiosulfate utilisé pour le titrage du reste de diiode, n'ayant pas réagi avec l'acétone (V_1).
5. Faire une expérience de contrôle. Pour ce faire, pipeter 10 ml de solution de diiode et titrer avec d'une solution titrante de thiosulfate de sodium en présence d'un indicateur d'amidon (0,2 ml), qui est ajouté à la fin du titrage. Noter et écrire dans le cahier le volume de thiosulfate de sodium qui est dépensé pour titrer tout le diiode ajouté dans l'acétone (V_2).
6. Calculez la concentration molaire équivalente, titre et masse d'acétone. Ecrire les données dans le tableau.

N ^o	V pip.	V ₁ bur.	V ₁ bur. m.	V ₂ bur.	V ₂ bur. m.	V ₂ ⁻ V ₁	C (1/z ac.)	T ac	m prat.	m réel	% err
1	10,00										
2	10,00										
3	10,00										

Où : V₂ – volume de solution de Na₂S₂O₃, dépensé pour titrer 10 ml de diiode (expérience de contrôle);

V₁ – volume de solution de Na₂S₂O₃, dépensé pour titrer le reste de diiode.

Formules de calcul :

$$C(1/z \text{ ac.}) = \frac{C(1/z \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) * (V_2 - V_1) \text{ bur. Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{V(\text{ac.})} \quad \text{mol / l}$$

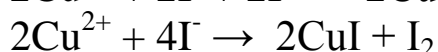
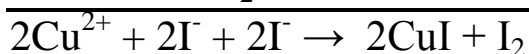
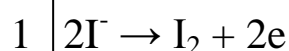
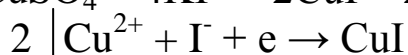
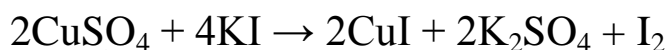
$$T(\text{ac.}) = \frac{C(1/z \text{ ac.}) * M(1/z \text{ ac.})}{1000} \quad \text{g/ ml ;}$$

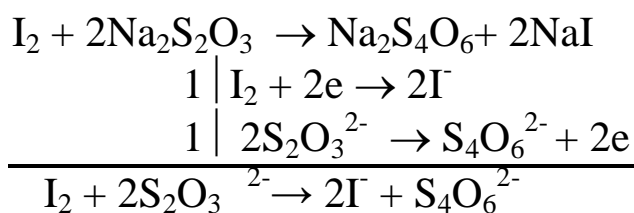
$$M(1/z \text{ acéton}) = \frac{M}{6} = 9,66 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{ac.}) = T(\text{ac.}) * V(\text{fiolle jaugée}) \quad \text{g}$$

Expérience 3. Détermination de la masse de cuivre (Cu²⁺) dans une solution de sulfate de cuivre

Les réactions chimiques à la base de la définition :





Solution de standardisation : solution de dichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

Solution titrante : solution de thiosulfate de sodium $\text{C}(1/z \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 * 5\text{H}_2\text{O})$

Indicateur: amidon

Méthode de titrage: méthode de substitution

Partie expérimentale :

1. Remplissez la burette avec d'une solution titrante de thiosulfate de sodium.
2. Diluer le problème jusqu'au trait avec de l'eau distillée et bien agiter la solution.
3. Dans une fiole de titrage, verser 10 ml de la solution du problème, ajouter 5 ml de solution d'iodure de potassium à fraction massique 20%. Fermez la fiole avec un verre de montre et placez-le à l'abri de la lumière pour 5 minutes.
4. Dans 5 minutes, titrer le diiode avec une solution titrante de thiosulfate de sodium, ajouter 0,2 ml de la solution d'amidon à la fin du titrage, lorsque la solution devient jaune paille. Le titrage cesse après la disparition de la couleur bleue de la solution après une seule goutte de solution de thiosulfate de sodium. Noter dans le tableau le volume de solution de thiosulfate de sodium dépensé pour titrer le diiode.
6. Calculer la concentration molaire équivalente, le titre et la masse de Cu^{2+} dans la solution et écrire les données calculées dans le tableau.

N ^o	V pip.	V bur.	V bur. m.	C ($1/z\text{Cu}^{2+}$)	T (Cu^{2+})	m prat.	m réel	% err
1	10,00							
2	10,00							
3	10,00							

Formules de calcul :

$$C(1/z \text{ Cu}^{2+}) = \frac{C(1/z \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) * V_{\text{bur. Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{V(\text{Cu}^{2+})} \quad \text{mol / l}$$

$$T(\text{Cu}^{2+}) = \frac{C(1/z \text{ Cu}^{2+}) * M(1/z \text{ Cu}^{2+})}{1000} \quad \text{g/ ml}$$

$$m(\text{Cu}^{2+}) = T(\text{Cu}^{2+}) * V(\text{fiolle jaugée}) \quad \text{g}$$

$$M(1/z \text{ Cu}^{2+}) = M/1 \quad \text{g/ mol}$$

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Le sens de la méthode d'iodométrie, les solutions titrante et de standardisation, et leur préparation.
2. Conditions des déterminations iodométriques.
3. Détermination du titre de la solution de thiosulfate de sodium. Chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.
4. Détermination de la masse d'acétone en solution. Chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.
5. Détermination de la masse de cuivre (Cu^{2+}) en solution. Chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.
6. Détermination des oxydants en iodométrie. Exemples, chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.
7. Détermination des réducteurs en iodométrie. Exemples, chimisme, formules de calcul, méthode de titrage.
8. Application des méthodes d'iodométrie en analyse clinique et en pratique sanitaire et hygiénique.

**BASES DE L'ANALYSE QUANTITATIVE
COMPLEXOMÉTRIE
DÉTERMINATION COMPLEXOMÉTRIQUE DE DURETÉ
DE L'EAU**

Le but de la séance : étudier le sens de la méthode de complexométrie, acquérir les compétences d'analyse de substances par cette méthode. Étudier théoriquement et pratiquement comment déterminer et éliminer la dureté de l'eau.

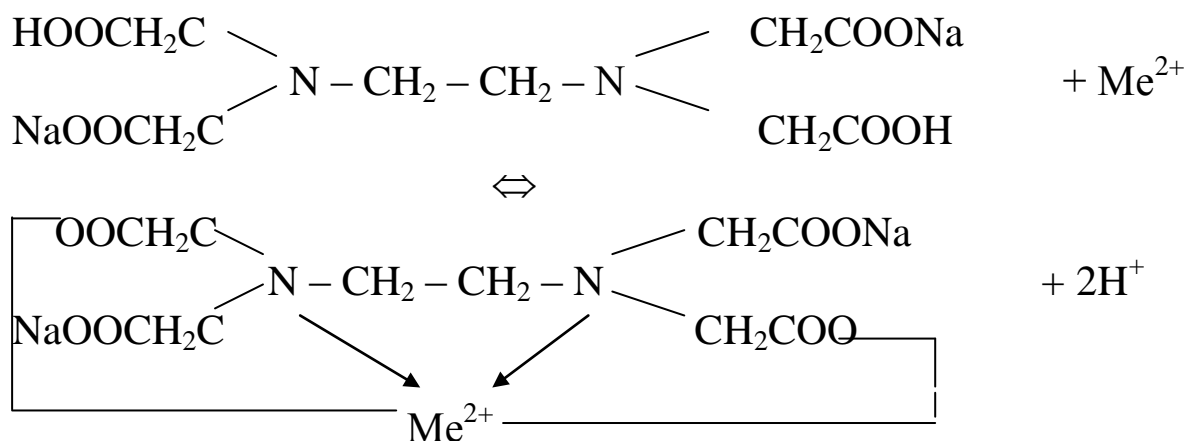
Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. La dureté de l'eau temporaire et constante;
2. Méthodes d'élimination de la dureté de l'eau;
3. Composés complexes, complexes chélates;
4. Capacité de complexation des cations de calcium;
5. Structure et utilisation en médecine du complexe III.

TRAVAIL DE LABORATOIRE №13

Expérience 1. Détermination de la dureté totale de l'eau

Les réactions chimiques à la base de la définition :



où Me^{2+} - ions Ca^{2+} et Mg^{2+}

Solution de standardisation : solution de sulfate de magnésium heptahydraté ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)

Solution titrante : solution de complexone III (trylon B)

Indicateurs: noir ériochrome T.

Méthode de titrage: méthode de titrage directe.

Partie expérimentale :

1. Remplir une burette avec d'une solution titrante de trylon B, après l'avoir rincée avec cette solution.
2. Verser dans une fiole propre 20 ml d'eau de robinet avec une burette, ajouter 5 ml de tampon ammoniacal et 3-4 gouttes d'indicateur noir ériochrome T et titrer avec une solution titrante de trylon B jusqu'à ce que la couleur rouge cerise devienne bleue. Ecrire les résultats du titrage dans un tableau.
3. Faire le titrage de 3 à 4 fois, écrire les résultats dans le tableau.

Nº	V (H ₂ O)	V bur.	V bur. m.	Dureté
1	20,00			
2	20,00			
3	20,00			

Formule de calcul :

$$\text{Dureté} = \frac{C (1/z \text{ tr. B}) * V (\text{tr. B})}{V (\text{H}_2\text{O})} * 1000 \quad (\text{mg -eq/l})$$

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Qu'est-ce qu'un complexone ?
2. Sens de la méthode de la complexométrie. Solutions titrante et de standardisation, indicateurs.
3. Quelles sont les propriétés des indicateurs utilisés en complexométrie?
4. Détermination des cations métalliques par complexométrie en solution.
5. Dureté de l'eau. Types de dureté, les méthodes de les éliminer.
6. Détermination de la dureté de l'eau par la méthode de complexométrie, chimisme, formules de calcul. Application de la méthode en médecine.

SOLUTIONS COLLOÏDES

Le but de la séance : étudier les méthodes de fabrication de solutions colloïdales, étudier leurs propriétés.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

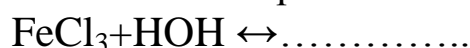
1. Solutions colloïdales, tailles de particules ;
2. Classification des solutions colloïdales ;
3. La structure d'une micelle colloïdale ;
4. Facteurs de stabilité des colloïdes ;
5. Coagulation de solutions colloïdales avec des électrolytes ;
6. Tensioactifs colloïdaux ;
7. Formation de micelles en solutions de tensioactifs colloïdaux ;
8. Concentration micellaire critique (CMC) ;
9. Le phénomène de solubilisation.

TRAVAIL DE LABORATOIRE N° 14

Expérience 1. Fabrication d'une solution colloïdale d'hydroxyde de fer (Fe(OH)₃) (réaction d'hydrolyse)

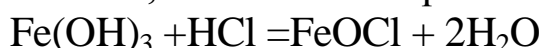
Dans un bécher, verser 30 ml d'eau distillée, porter à ébullition. Dans de l'eau bouillante, ajouter lentement de 18 à 20 gouttes de solution de chlorure de fer (FeCl₃) jusqu'à ce qu'une solution colloïdale d'hydroxyde de fer (Fe(OH)₃) soit rouge marron.

Écrivez les équations d'hydrolyse du chlorure de fer (III) en aspects moléculaire et ionique :



Pourquoi il n'y a pas de précipité d'hydroxyde de fer (III).

Écrivez la formule chimique de la micelle de sol d'hydroxyde de fer (III), en tenant compte du fait que les ions déterminant le potentiel donnent de l'oxychlorure de fer, formé selon l'équation:



Identifier les constituants de la micelle. Laisser l'hydrosol pour les expériences 2 et 4.

Expérience 2. Coagulation des sols avec des électrolytes

Verser de la solution colloïdale d'hydroxyde de fer (III) obtenue dans l'essai 1 dans deux tubes.

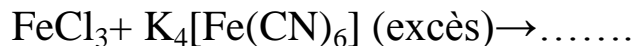
Dans le premier tube, ajoutez de 5 à 6 gouttes de solution de phosphate de sodium (Na_3PO_4) et dans un autre la même quantité de chlorure de sodium (NaCl).

Dans lequel des tubes il y a une précipitation. Donner une définition du processus de coagulation.

Dans quel cas la coagulation se passe-t-elle? Expliquez la raison. Quels ions peuvent provoquer la coagulation?

Expérience 3. Préparation d'un sol de bleu de Berlin (réaction de double échange)

3.1. Dans 10 ml d'une solution de prussiate jaune à 0,1% ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$), ajouter de 2 à 3 gouttes d'une solution de FeCl_3 à 2%. Ecrire l'équation de la réaction, déterminer la couleur du sol obtenu et écrire la structure de la micelle:



3.2. Dans 10 ml d'une solution de FeCl_3 à 2% avec agitation vigoureuse, ajouter quelques gouttes d'une solution de prussiate jaune ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Ecrire l'équation de la réaction, déterminer la couleur du sol obtenu et écrire la structure de la micelle:



Expérience 4. Purification des systèmes colloïdaux par dialyse

Dans un sac en feuille de cellophane, verser du sol d'hydroxyde de fer chaud (expérience 1) et le plonger dans un verre d'eau distillée chaude.

Dans 20 minutes, prendre un échantillon d'eau de lavage et ajouter du nitrate d'argent. Expliquer les phénomènes observés. Ecrire les équations des réactions, confirmant que la dialyse a été réalisée.

Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. La notion des "dispersoides", la composition des dispersoides.
2. Classification des dispersoides.
3. Propriétés des solutions et des suspensions.
4. Classification des systèmes colloïdaux.
5. Méthodes d'obtention de colloïdes lyophobes.
6. Purification des solutions colloïdales.
7. Structure d'une micelle.
8. Stabilité des systèmes colloïdaux. La coagulation.
9. Propriétés des systèmes colloïdaux.

CHIMIE PHYSIQUE DES PHENOMENES DE SURFACE CHROMATOGRAPHIE

Le but de la séance : étudier la méthode physico-chimique moderne de séparation et d'analyse des mélanges complexes à plusieurs composants, également utilisée avec succès pour fabriquer des substances pures.

Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. Classification des méthodes chromatographiques.
2. Chromatographie sur papier.
3. Chromatographie sur couche mince.
4. Coefficient de rétention R_f et son importance.
5. Chromatographie d'adsorption.
6. Chromatographie de partage.

Travail de laboratoire №15

Expérience 1. Séparation d'un mélange de cations Cu^{2+} et Fe^{3+} par chromatographie sur papier radiale

Pour ce faire, découpez un cercle de diamètre égal au diamètre du couvercle de la chambre chromatographique sur le papier filtre. Au centre, faites un trou et insérez une mèche en papier. À une distance d'environ 1 cm de la mèche en cercle avec une micropipette, appliquez du mélange de substances séparées avec de petites gouttes. Placez le cercle de papier dans une chambre chromatographique, couvrez et laissez pour séparer. Utiliser l'eau est comme un solvant. L'expérience s'arrête lorsque le solvant se propage d'environ $\frac{3}{4}$ du rayon du cercle.

Lors de cette expérience, gardez à l'esprit que la phase mobile (eau) est versée dans une boîte de Pétri plus petite et que la plus grande boîte de Pétri recouvre le haut. Après la chromatographie, le cercle de papier est séché, puis on fait le chromatogramme en utilisant une solution aqueuse du sel de prussiate jaune $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Par la suite de la manifestation, les zones séparées de Fe^{3+} et Cu^{2+} sont colorées de différentes couleurs. Pourquoi cela se passe-t-il?

Identifier les zones colorées. Signez les zones manifestées, en confirmant avec les équations des réactions correspondantes.

Tous les chromatogrammes sur papier obtenus sont inclus dans le protocole du travail effectué.

CHIMIE PHYSIQUE DES PHENOMENES DE SURFACE ADSORPTION À L'INTERFACE LIQUIDE-GAZ

Le but de la séance : Construction de l'isotherme de tension superficielle et de l'isotherme d'adsorption de l'alcool butylique.

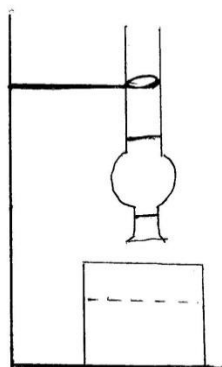
Questions proposées pour discussion au cours de la séance :

1. Quelles substances sont classées comme tensioactifs ?
2. Formuler la règle Duclault-Traube?
3. Quelle la valeur est appelée l'activité de surface?

Travail de laboratoire N°16

Expérience 1. Construction de l'isotherme de tension superficielle et de l'isotherme d'adsorption de l'alcool butylique

Pour effectuer le travail, fixez le stalagmomètre verticalement, abaissez le capillaire dans un verre avec de l'eau et utilisez une poire en caoutchouc pour aspirer de l'eau au-dessus du trait supérieur du stalagmomètre, retirez la poire et laissez l'eau s'écouler du stalagmomètre (cela permet de laver l'appareil).



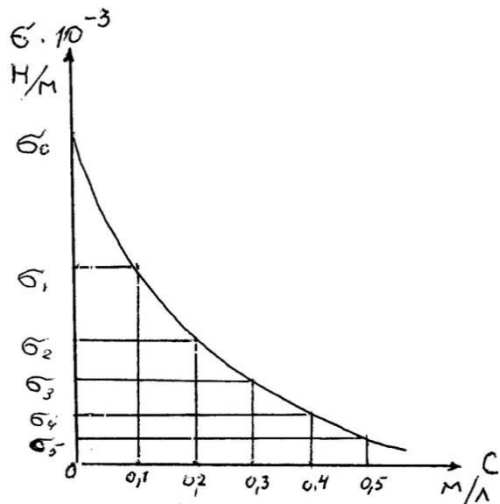
Ensuite, aspirer de l'eau au-dessus du trait supérieur et retirer la poire. Comptez les gouttes à partir du moment où le niveau de liquide dans le réservoir du stalagmomètre atteint le trait supérieur et finissez lorsque le trait inférieur est atteint. Répétez le test 2 fois et prenez la moyenne du nombre de gouttes. De même, trouvez le nombre de gouttes pour une solution d'alcool butylique à 0,5 mol / l.

Ensuite, préparer par dilution des solutions d'alcool à concentrations 0,25 mol / l; 0,125 mol / l; 0,0625 mol / l et 0,0312 mol / l et déterminer pour eux le nombre de gouttes dans le volume du stalagmomètre enfermé entre les traits supérieur et inférieur.

Ecrivez toutes les données dans le tableau. Calculez la tension superficielle pour toutes les solutions d'alcool butylique.

N°	Concentration de butanol, mol / l	Nombre de gouttes, n	$\sigma_{\text{sol}} = \sigma_{\text{H}_2\text{O}} \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{sol}}}$,
1	H ₂ O		$72,56 \cdot 10^{-3}$ n/m
2	0,25		
3	0,125		
4	0,0625		
5	0,0312		

En utilisant les données obtenues, construire un isotherme de tension superficielle en coordonnées σ -C sur un papier millimétrique.



Questions pour le travail indépendant des étudiants

1. Quelles substances sont classées comme tensioactifs ?
2. Formuler la règle Duclault-Traube?
3. Quelle la valeur est appelée l'activité de surface?

LISTE DES RÉFÉRENCES

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для бакалавров / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бобкова. – 19-е изд., перераб. и доп. – М.: ЮРАЙТ, 2013. – 898 с.
2. Литвинова Т.Н. Общая химия : задачи с медико-биологической направленностью / Т.Н. Литвинова. — Ростов н/Д : Феникс, 2014. — 319, [2] с.
3. Ершов Ю.А. Общая химия: учебник для студентов мед. вузов / Ю.А. Ершов, В.А. Попков. – М.: Изд-я группа "ГЭОТАР-Медиа", 2010. – 976 с.
4. Харитонов Ю.Я. Аналитическая химия. Общие теоретические основы. Качественный анализ: учебник / Ю.Я. Харитонов. – 6-е изд., испр. и доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 688 с.
5. Электронная библиотека медицинского вуза "Консультант студента". – Режим доступа: (www.studmedlib.ru/extra).
6. Беляев А.П. Физическая и коллоидная химия: учебник / А.П. Беляев, В.И. Кучук; под ред. А.П. Беляева. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 752 с.
7. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учеб. пособие для вузов / А.П. Беляев [и др.]; под ред. А.П. Беляева. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 288 с.
8. Физическая и коллоидная химия: руководство к практ. занятиям: учеб. пособие / А.П. Беляев [и др.]; под ред. А.П. Беляева. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2012. – 320 с.

TABLE DES MATIÈRES

№	Nom du travail de laboratoire	Pages
1	INTRODUCTION	5
2	REGLES GENERALES DE TRAVAIL DANS UN LABORATOIRE CHIMIQUE. TECHNIQUE DE SÉCURITÉ	6
3	PRÉPARATION DE SOLUTIONS A CONCENTRATION DONNÉE Travail de laboratoire №1	11
4	BASES DE THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE Travail de laboratoire №2	13
5	BASES DE CINETIQUE CHIMIQUE Travail de laboratoire №3	17
6	REACTIONS D'OXYDO-REDUCTION Travail de laboratoire №4	22
7	COMPOSES COMPLEXES Travail de laboratoire №5	25
8	COMPARAISON DE LA FORCE DES ÉLECTROLYTES. RÉACTIONS CHIMIQUES. EQUILIBRES DANS DES SOLUTIONS AQUEUSES D'ÉLECTROLYTES Travail de laboratoire №6	28
9	POTENTIEL D'HYDROGÈNE. HYDROLYSE DES SELS Travail de laboratoire №7	32
10	SOLUTIONS TAMPONS Travail de laboratoire №8	35
11	ANALYSE VOLUMETRIQUE. BASES DE L'ANALYSE QUANTITATIVE. METHODE DE NEUTRALISATION. ACIDIMETRIE Travail de laboratoire №9	39
12	ANALYSE VOLUMETRIQUE. METHODE DE NEUTRALISATION. ALCALIMETRIE Travail de laboratoire №10	42
13	BASES DE L'ANALYSE QUANTITATIVE.	46

	REDOXIMETRIE Travail de laboratoire №11	
14	ANALYSE VOLUMETRIQUE. METHODE D'IODOMETRIE Travail de laboratoire №12	50
15	ANALYSE VOLUMETRIQUE. COMPLEXOMÉTRIE Travail de laboratoire №13	57
16	SOLUTIONS COLLOÏDES Travail de laboratoire №14	59
17	CHROMATOGRAPHIE Travail de laboratoire №15	61
18	ADSORPTION À L'INTERFACE LIQUIDE-GAZ Travail de laboratoire №16	63
19	LISTE DES RÉFÉRENCES	65