



UNIVERSITATEA DE STAT DIN MOLDOVA
Facultatea de Chimie și Tehnologie Chimică
Departamentul Chimie

Aliona COTOVAIA, Nelea POPA, Ion BULIMESTRU

CHIMIE GENERALĂ ȘI ANORGANICĂ

*Indicații metodice
pentru realizarea lucrărilor de laborator*

*Aprobat de Consiliul
Calității al USM*

Chișinău – 2022
CEP USM

CZU 54(076.5)

C 79

Recomandat de Departamentul Chimie

Aprobat de Consiliul Facultății de Chimie și Tehnologie Chimică

Recenzenți: Victor ȚAPCOV, dr., conf. univ.

Mariana DÎRU, dr., conf. univ.

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții

Cotovaia, Aliona.

Chimie generală și anorganică: Indicații metodice pentru realizarea lucrărilor de laborator / Aliona Cotovaia, Nelea Popa, Ion Bulimestru; Universitatea de Stat din Moldova, Facultatea de Chimie și Tehnologie Chimică, Departamentul Chimie. – Chișinău: CEP USM, 2022. – 95 p.: fig., tab.

Resurse bibliografice.: p. 94 (11 tit.). – 50 ex.

ISBN 978-9975-159-46-3.

54(076.5)

C 79

ISBN 978-9975-159-46-3

© Aliona Cotovaia,
Nelea Popa,
Ion Bulimestru, 2022
© USM, 2022

CUPRINS

Cuvânt înainte	5
Instrucțiuni de lucru în laborator. Măsuri de protecție a muncii	7
Vase și ustensile folosite în laboratorul de chimie	14
Substanțe pure și amestecuri. Metode de separare și purificare a substanțelor	20
Legile fundamentale ale chimiei. Legile gazelor	27
Viteza reacțiilor chimice. Echilibrul chimic	47
Soluții. Disociația electrolitică	60
Reacții de oxido-reducere	72
Anexe	90
Surse bibliografice	94

CUVÂNT ÎNAINTE

Chimia este o știință fundamentală a naturii. Fiind o știință experimentală, cunoașterea și înțelegerea profundă a fenomenului chimic presupune o îmbinare obligatorie a cunoștințelor obținute în cadrul cursurilor teoretice cu practica obținută în laborator, care permite formarea și dezvoltarea gândirii critice și creative prin observarea, monitorizarea și controlul experimentului chimic.

Traseul academic al studentului la Facultatea de Chimie și Tehnologie Chimică începe cu studiul disciplinelor *Bazele chimiei anorganice* (specialitățile Chimie, Chimie. Științe ale Educației, Chimie biofarmaceutică) sau *Chimie generală* (Tehnologia chimică industrială, Tehnologia produselor cosmetice și medicinale), care urmăresc scopul de a familiariza studenții cu noțiunile fundamentale și aplicative ale chimiei în studiul elementelor și combinațiilor chimice, oferind o privire de ansamblu asupra funcției chimice a acestora în cadrul analizei corelației dintre compoziție – structură – proprietăți.

Obiectivele acestor cursuri cuprind însușirea noțiunilor și legităților de bază ale chimiei, formarea de abilități și deprinderi practice pentru desfășurarea experimentelor chimice și interpretarea rezultatelor, formarea și dezvoltarea gândirii științifice la studenți. Un rol esențial în realizarea acestor obiective revine lucrărilor practice și de laborator, în cadrul cărora, prin conținut și abordare, se urmărește formarea aptitudinilor pentru activitatea experimentală și de cercetare, îmbogățirea deprinderilor de utilizare a ustensilelor de laborator, definirea, descrierea și interpretarea principiilor, modelelor și metodelor științifice pentru desfășurarea optimă a etapelor în cadrul procedurilor experimentale.

Lucrarea de față oferă studenților un sprijin în însușirea noțiunilor chimice de bază, precum și în aprofundarea cunoștințelor obținute în cadrul cursurilor teoretice prin observarea și controlul experimentului chimic în scopul dezvoltării următoarelor competențe:

- ✓ utilizarea adecvată a teoriilor, principiilor, metodelor esențiale legate de domeniul chimiei;

- ✓ operarea cu noțiuni de compoziție, structură, proprietăți fizice, chimice, biologice, farmacologice și nocivitate ale compușilor chimici;
- ✓ stabilirea corelației dintre proprietățile biologice/farmacologice și toxicologice ale combinațiilor chimice și compoziția, structura acestora;
- ✓ ghidarea proceselor de laborator, utilizarea metodelor, instrumentelor, utilajului și tehnologiilor adecvate pentru activități de determinare și monitorizare a proprietăților fizico-chimice ale substanțelor;
- ✓ selectarea metodelor adecvate pentru soluționarea problemelor teoretice și practice noi în diverse ramuri ale chimiei, biofarmaceuticii și industriei chimice.

În prima parte a lucrării sunt prezentate instrucțiunile de lucru în laborator, normele de protecție a muncii, precum și vasele și ustensilele folosite în laboratorul de chimie. În continuare, materialul este structurat în următoarele compartimente:

- Substanțe pure și amestecuri. Metode de separare și purificare a substanțelor.
- Legile fundamentale ale chimiei. Legile gazelor.
- Viteza reacțiilor chimice. Echilibrul chimic.
- Soluții. Disociația electrolică.
- Reacții de oxido-reducere.

Fiecare compartiment conține considerentele teoretice necesare pentru realizarea lucrărilor practice, urmate de materiale și utilaje, descrierea instalațiilor și procedeele experimentale. După realizarea fiecărei lucrări studenții vor nota în caietele de laborator observațiile și calculele efectuate, vor analiza rezultatele obținute și vor formula concluzii pe marginea lucrării.

Prin realizarea sarcinilor de evaluare și autoevaluare, prezentate la finele fiecărui compartiment, se urmărește pregătirea studenților pentru evaluările curente, sumative și finale.

Datele tabelare necesare pentru realizarea lucrărilor sunt prezentate în compartimentul Anexe, urmate de sursele bibliografice consultate.

INSTRUCȚIUNI DE LUCRU ÎN LABORATOR. MĂSURI DE PROTECȚIE A MUNCII

Studentii care efectuează lucrări practice în laboratorul de chimie **sunt obligați** să cunoască:

- regulamentul de funcționare al laboratorului;
- măsurile privind protecția muncii, prevenirea și stingerea incendiilor;
- conținutul lucrărilor pe care urmează să le efectueze, precum și toate indicațiile din manual sau suportul de curs încă înainte de a intra în laborator;
- modul de funcționare a instalațiilor sau aparatelor și natura substanțelor folosite în efectuarea lucrărilor.

De asemenea, sunt obligați să urmeze întocmai toate instrucțiunile explicite și implicite în mod inteligent. În acest sens, la efectuarea lucrărilor **trebuie respectate cu strictețe următoarele reguli:**

1. În laborator se lucrează numai în prezența cadrului didactic sau asistentului de lucrări.
2. În timpul orelor de laborator este obligatorie purtarea halatului, iar în buzunarul fiecărui student trebuie să fie o cârpă de laborator curată. Când se indică, trebuie folosită nișa, ochelarii și mănușile de protecție.
3. Studentele/studentii cu părul lung lăsat liber, în laborator îl vor purta coc sau legat.
4. Sunt interzise păstrarea și consumul alimentelor/băuturilor în laborator.
5. Toate substanțele chimice sunt într-o anumită măsură toxice. Nu gustați niciodată o substanță sau o soluție!
6. Pregătirea pentru un experiment se face întotdeauna citind indicațiile din manual înainte de a intra în laborator. Nu modificați condițiile de realizare a experimentului decât după ce primiți aprobarea cadrului didactic.
7. Efectuați numai experimentele repartizate sau aprobate de către cadrul didactic. Sunt interzise experimentele neautorizate.

8. Nu se lasă niciodată nesupravegheate experimentele în desfășurare.
9. Lucrările cu substanțe volatile, toxice, acizi tari, cu amoniac, cu substanțe care au miros neplăcut trebuie efectuate numai sub **nișe de laborator!!!** (Fig. 1).
10. Se lucrează întotdeauna cu cantități și volume mici de reactivi. Reactivii nefolișiți nu se reintroduc niciodată în recipientul din care au fost luați. Nu se introduce niciun obiect în vasele cu reactivi, cu excepția pipetei cu care este eventual echipat vasul, iar pentru substanțele solide se utilizează numai spatula.
11. **Vasele cu substanțe chimice nu se apucă de dop sau de capac**, ci se cuprind cu toată palma, îndreptând eticheta în interiorul palmei (pentru mase de până la 1000 g) sau cu o mână de gât și cu cealaltă sub bază (pentru mase mai mari de 1000 g).
12. **Nu folosiți niciodată reactivi din recipiente fără etichete.** Verificați prezența etichetelor de pe orice vas cu reactivi înainte de a folosi o parte din conținutul vasului. Trebuie să cunoașteți exact ce substanță este necesară pentru efectuarea fiecărui experiment, iar în cazul soluțiilor trebuie să cunoașteți concentrația lor. **Confundarea din greșală a anumitor soluții care se amestecă poate duce la consecințe grave!**
13. Pentru a evita impurificarea reactivilor, la deschiderea vaselor cu reactivi, dopurile trebuie puse cu partea inferioară în sus sau ținute în mână. Vasele cu reactivi nu trebuie lăsate deschise. Evitați schimbarea dopurilor cu locurile sau a pipetelor de la diferite vase cu reactivi.
14. Pentru luarea reactivilor solizi trebuie folosite spatule de sticlă sau porțelan, iar în cazul soluțiilor – pipete curate. **Este interzisă categoric preluarea soluțiilor cu pipeta prin aspirare cu gura!**



Fig. 1. Nișă de laborator.

15. Mirosirea substanțelor se face cu grijă, prin ținerea vasului la distanță și apropierea prin mișcarea mâinii a vaporilor care se degajă (Fig. 2).

16. Evitați inhalarea vaporilor toxici.

17. Aruncați toate sticlele și hârtiile care nu vă mai folosesc într-un borcan cu resturi sau în coșul pentru hârtii, respectiv. Se interzice categoric să aruncați în coș chibrituri sau hârtii aprinse; mai întâi stingeți-le în apă. **Nu aruncați în chiuvetă hârtii de filtru, sticle sparte sau resturi metalice.**

18. Aprinderea becului de gaz, deschiderea robinetului se fac treptat, cu atenție. Pentru a aprinde flacăra becului de gaz, se aprinde întâi chibritul, ținându-l în dreptul orificiului de ieșire a gazului și se deschide apoi treptat robinetul de gaz. **La sfârșitul lucrării becul de gaz trebuie închis!!!** Dacă becul se aprinde în interior, gazul se închide imediat. Poziția „Închis” la caneaua de gaz metan este indicată de poziția perpendiculară pe țevă a canalului crestat în capul butucului de închidere.

19. Încălzirea substanțelor trebuie realizată în vase rezistente (sticlă specială, porțelan). Încălzirea directă la flacăra se face treptat, agitând vasul pentru a nu provoca supraîncălziri.

20. Eprubeta în care se încălzește un lichid se fixează într-un cleștar și trebuie ținută înclinată cu deschizătura într-o parte, nu însă spre manipulant sau alte persoane (Fig. 3), pentru a evita stropirea în cazul încălzirii neuniforme.

21. Este interzisă aplecarea capului deasupra vaselor în care fierbe o soluție.

22. Studentul este obligat să folosească numai utilajul și reactivii de la locul său de lucru și numai în cazurile indicate este permisă



Fig. 2. Detectarea substanțelor după miros.



Fig. 3. Încălzirea lichidelor.

- deplasarea la alte locuri speciale (nișe, boxe, masa comună cu reactivi etc.).
23. Toți reactivii deosebit de toxici cu care se lucrează se recuperează într-un vas special la finalul ședinței.
 24. Efectuarea lucrărilor de laborator se face numai cu utilaj în stare perfectă de funcționare și cu vase curate.
 25. Studenții trebuie să lucreze de preferință în picioare și să consulte permanent pictogramele de pe etichetele vaselor cu substanțe chimice utilizate, care indică pericolul prezentat de reactivul respectiv. Trebuie respectate măsurile de protecție corespunzătoare pictogramelor.
 26. În timpul desfășurării lucrului în laborator, fiecare student are locul său determinat. Studentul trebuie să-și verifice locul de muncă la începutul și la sfârșitul fiecărei lucrări de laborator.
 27. Efectuarea în siguranță a lucrărilor de laborator este posibilă numai în urma aprofundării problemelor teoretice, care sunt indicate ca lectură pregătitoare la începutul fiecărei lucrări.
 28. Pentru notarea rezultatelor experimentelor, fiecare student trebuie să aibă un caiet de laborator, pe coperta căruia se va scrie numele studentului și grupa din care face parte.
 29. Toate lucrările de laborator se execută individual sau în echipă de către studenți, sub stricta supraveghere a cadrului didactic și a asistentului laborant.
 30. În executarea lucrărilor de laborator **se interzice:**
 - efectuarea experimentelor neautorizate;
 - efectuarea unor improvizări sau modificarea experimentelor fără încuviințarea cadrului didactic;
 - utilizarea eprubetelor, paharelor sau a altor vase din sticlă fisurate, ciobite sau necorespunzătoare;
 - schimbarea dopurilor sau a pipetelor de la vasele cu reactivi;
 - aglomerarea obiectelor cu care se lucrează la locul de muncă. După folosirea vaselor cu reactivi, acestea trebuie așezate la locul lor;
 - alergarea sau plimbarea de la o masă de laborator la alta;

- sustragerea de reactivi și sticlărie sau a altor ustensile din laborator.
31. După finalizarea experimentelor, fiecare student trebuie să spele ustensilele de laborator folosite, să facă ordine pe masa de lucru, să predea locul de lucru și inventarul său studentului de serviciu și nu va părăsi laboratorul până nu se va spăla pe mâini.
 32. La efectuarea fiecărei lucrări de laborator este obligatorie întocmirea unui **r a p o r t**, care să cuprindă:
 - denumirea lucrării;
 - modul de lucru prezentat cât mai concis, care să includă și schema instalației sau a utilajului folosit;
 - rezultatele experimentale și prelucrarea lor;
 - concluzii ce se desprind din lucrarea efectuată.

Nu se admit la lucrările de laborator studenții care nu cunosc conținutul lor!!!

În laboratoarele de chimie, specificul lucrărilor practice determină posibilități diferite de accidentare (chimice, termice, electrice, mecanice). Aceste accidente trebuie și pot fi evitate prin respectarea normelor de tehnica securității. Majoritatea accidentelor provin din manipularea incorectă a reactivilor chimici. În cele ce urmează vor fi prezentate principalele tipuri de accidente, care pot surveni în laboratoarele de chimie, normele de protecție, precum și măsurile de prim ajutor care trebuie luate în legătură cu persoana accidentată.

1. Sticla fierbinte se răcește un timp mai îndelungat și, la prima vedere, arată la fel ca și sticla rece. În caz de neatenție, pot fi provocate **arsuri termice**. În așa cazuri, pe arsură se va pune glicerină sau un unguent corespunzător, care vor împiedica formarea veziculelor și vor preveni durerile. La arsurile ușoare șocul termic se poate elimina prin aplicarea rapidă a unei comprese de apă cu sare de bucătărie timp de 1-3 min, după care se spală sub jet de apă, apoi se usucă la aer comprimat și se aplică unguente. În cazul arsurilor grave, cu vezicule mari, sparte sau exfoliate nu se indică aplicarea unguentelor pe plaga deschisă și nici a apei, ci se

va pudra cu sulfamide sau antibiotice, iar pansarea se va efectua numai cu pansamente și feși sterile, nu însă cu vată.

2. Un foc mic se înăbușă cu o cârpă sau nisip. Asigurați-vă că știți cu precizie locul unde se găsește în laborator lada cu nisip, pătura și extingtorul (pentru focuri mai mari).
3. **În cazul aprinderii unui lichid inflamabil** (la spargerea vasului) trebuie să se procedeze în liniște, fără panică, operațiile executându-se în următoarea ordine:
 - se stinge becul de gaz;
 - se acoperă flacăra cu o pătură udă, cu nisip etc.;
 - în paralel cu operațiile de stingere, din laborator se scot toate vasele cu lichidele inflamabile;
 - dacă focul, totuși, nu se stinge, se cheamă pompierii, anunțându-se de la bun început ce substanțe au luat foc;
 - când în experiment se utilizează energie electrică, se va întrerupe curentul electric de la panou.
4. **Dacă se aprinde îmbrăcămintea sau părul:**
 - să nu se alerge;
 - accidentatul se va înfășura cu o pătură sau halat etc.;
 - în cazul arsurilor grave, accidentatul se transportă de urgență la spital.
5. **În cazul când se răstoarnă sau se stropește cu substanțe chimice**, locul se va curăța imediat în felul următor:
 - dacă un **acid** nimereste pe îmbrăcăminte, aceasta se clătește cu apă cât se poate mai eficient, apoi se neutralizează cu o soluție slab bazică (de ex., soluție de hidrogenocarbonat de sodiu);
 - dacă o **bază** nimereste pe îmbrăcăminte, aceasta se clătește cât mai eficient cu apă, apoi se neutralizează cu o soluție slab acidă (de ex., soluție de acid acetic);
 - dacă îmbrăcămintea se stropește cu **soluții colorate de substanțe oxidante** (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , FeCl_3 , I_2 etc.) sau **de reducători** (nicotină, anilină, acetat de plumb, sulfuri de metale tranzitionale etc.), locul se umectează cu apă, apoi se prelucrează cu cristale de substanțe reducătoare

incolor (acid oxalic, tiosulfat de sodiu, sulfat de sodiu etc.), respectiv substanțe slab oxidante incolor (hipoclorit de sodiu, clorură de var, apă oxigenată diluată etc.), după care locul se spală cu apă caldă prin tamponare. Utilizarea halatelor de laborator lungi, cu nasturi de strângere la mâneci și la guler oferă o protecție eficientă pentru protejarea hainelor.

La fel se procedează și în cazul vărsării de soluții corozive pe mese.

6. În cazul stropirii sau contactului corpului (mâini, față sau gât) cu soluții corozive se procedează astfel:

- dacă soluția este a unui acid tare (cu excepția acidului sulfuric concentrat, care mai întâi se șterge repede cu o batistă sau cârpă curată și apoi se spală cât mai eficient cu apă), locul atins se spală bine cu apă, după care se neutralizează repede cu o soluție de 3% de NaHCO_3 sau 2% de NH_4OH prin tamponare, apoi se clătește locul cu apă curată;
- dacă soluția este a unei baze tari, locul marcat se spală bine sub un jet de apă, apoi se neutralizează prin tamponare cu soluție de 3% de acid boric sau cu soluție de 3 – 5% de acid acetic; după dispariția senzației de saponificare (lunecos), se clătește cu apă curată.

7. În caz de intoxicații survenite prin îngerare, inhalare, prin absorbție la nivelul pielii sau prin diverse plăgi deschise, după scoaterea urgentă a accidentatului din laborator, acesta se menține treaz, i se dă să bea multă apă pentru a i se produce voma, iar în cazul pierderii cunoștinței i se face respirație artificială și se transportă de urgență la spital.

8. Raportați cadrului didactic orice accident, chiar și o rănire ușoară!

VASE ȘI USTENSILE FOLOSITE ÎN LABORATORUL DE CHIMIE

O problemă deosebit de importantă pentru buna organizare a muncii în laboratoarele de chimie o constituie dotarea cu materiale și ustensile adecvate, precum și cunoașterea condițiilor corecte de utilizare a acestora.

În laboratorul de chimie se utilizează vase, ustensile și aparate care pot fi clasificate după natura materialelor din care sunt confecționate. Astfel, se cunosc: vase, ustensile și aparate din sticlă, din materiale ceramice, din metal, din lemn sau uneori combinate între ele.

Majoritatea lucrărilor de laborator se execută în **vase de sticlă**. Aceasta se explică prin faptul că sticla posedă proprietăți caracteristice cerute de specificul substanțelor și proceselor chimice. Proprietățile sticlei ca transparența, pasivitatea față de majoritatea agenților chimici, o anumită rezistență mecanică, rezistență termică foarte bună, posibilitatea de curățare după utilizare, precum și costul relativ mic în comparație cu alte materiale, explică utilizarea ei frecventă la confecționarea vaselor și ustensilelor de laborator.

Reactivii se păstrează în laborator în vase adecvate. Pentru substanțele care se descompun la lumină (soluții de iod, nitrat de argint etc.) se folosesc vase de culoare închisă. Substanțele solide se depozitează în vase cu gâtul lat (Fig. 4a), iar lichidele și soluțiile – în vase cu gâtul îngust (Fig. 4b).



Fig. 4. Vase din sticlă pentru păstrarea reactivilor.

Cel mai frecvent în practica de laborator la chimie sunt folosite **eprubetele chimice**, care au forma unui tub de sticlă închis la un capăt și se folosesc pentru experimente cu volume mici de soluții. Ele se țin în stative speciale confecționate din lemn, material plastic sau metal

(Fig. 5a). Eprubetele chimice sunt termostabile și se pot încălzi direct pe flacără, fixându-se în cleștare speciale pentru eprubete (Fig. 5b).

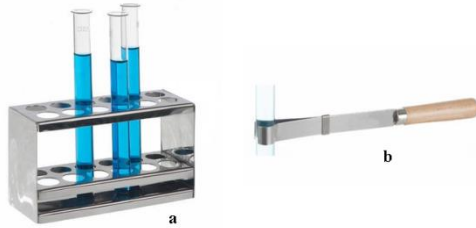


Fig. 5. Stativ cu eprubete (a) și cleștar pentru eprubetă (b).

Eprubetele se umplu cu substanță cel mult până la jumătate și agitarea conținutului se face prin scuturare. **Nu se răstoarnă eprubeta și nu se astupă cu degetul!**

Pentru realizarea unui experiment ce necesită cantități mai mari de substanțe, precum și pentru prepararea, încălzirea, distilarea, transvazarea soluțiilor și a reactivilor lichizi, pentru precipitări, recoltarea filtratelor etc. se folosesc pahare Berzelius, vase Erlenmeyer, baloane cu fund rotund și cu fund plat, baloane Würtz, cristalizoare, borcane și sticle pentru reactivi etc. (Fig. 6).

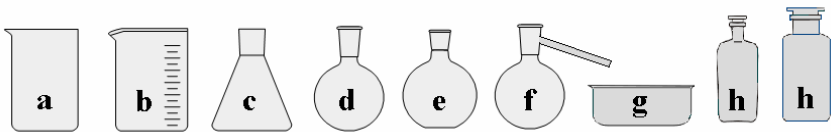


Fig. 6. Vase chimice din sticlă: (a) pahar Berzelius, (b) pahar Berzelius gradat, (c) vas Erlenmeyer sau balon conic, (d) balon cu fund rotund, (e) balon cu fund plat, (f) balon Würtz, (g) cristalizator, (h) vase și borcane pentru reactivi.

Termostabilitatea paharelor și baloanelor chimice este marcată pe vas prin încrustarea unui semn mat (dreptunghiular sau rotund).

Încălzirea reactivilor în aceste vase se poate face la flacără pe o sită metalică fixată pe un trepied metalic (Fig. 7).

Paharele Berzelius sunt utilizate la efectuarea unor operații ca: dizolvarea, fierberea, evaporarea, precipitarea. Ele pot avea capacități diferite: 25, 50, 100, 150 . . . 3000 ml.

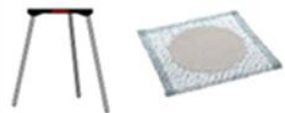


Fig. 7. Trepied și sită metalică.

Baloanele conice (Erlenmeyer) sunt folosite la colectarea unor filtrate sau pentru păstrarea unor soluții. Un alt vas conic utilizat în laborator este vasul de trompă utilizat pentru filtrarea în vid (Fig. 8).



Fig. 8. Balon conic pentru filtrare în vid.

Baloanele cu fund plat și rotund se folosesc la fierberea soluțiilor, colectarea unor filtrate, determinarea unor constante fizice. Baloanele cu fund rotund sau sub formă de pară se folosesc de obicei ca vase de distilare și de colectare. Balonul cu fund rotund, care are un tub lateral pentru evacuarea gazului (balon Würtz), este folosit pentru distilare sau obținerea unor gaze.

Pentru prepararea soluțiilor cu o concentrație strict determinată, pentru diluarea soluțiilor, precum și pentru măsurarea exactă a volumului de soluție sunt folosite baloane cotate de diferite volume (Fig. 9), care au un gât lung pe care există un semn inelar, până la care trebuie adus volumul soluției pentru a obține exact volumul indicat pe balon. Aceste baloane sunt prevăzute cu un dop de sticlă șlefuit.



Fig. 9. Balon cotate.

Pentru agitarea diferitelor soluții, precipitate, dar și pentru transvazarea soluțiilor servesc baghetele din sticlă.

Măsurarea volumelor lichidelor și ale soluțiilor lichide se poate realiza folosind cilindri gradați sau eprubete gradate (Fig. 10), confecționate din sticlă groasă marcată cu diviziuni, care indică volumul în mililitri. Pentru citirea volumului, cilindrul se așează pe o suprafață orizontală și se citește meniscul inferior tangent diviziunii (pentru lichidele care udă pereții) sau meniscul superior tangent diviziunii (pentru lichidele colorate).

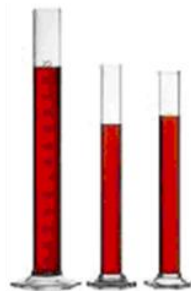


Fig. 10. Cilindri gradați.

Eprubetele gradate fiind confecționate din sticlă groasă, mai puțin rezistentă la șocuri termice, nu se încălzesc la flacăra puternică a becului de gaz.

Pentru măsurarea exactă a volumelor de lichide sau soluții se folosesc pipetele din sticlă (Fig. 11a), care pot fi gradate, simplu cotate, dublu cotate și fără gradații. Pentru a măsura cu pipeta un anumit volum de soluție, se introduce vârful pipetei în soluție și se aspiră cu o pară de cauciuc până nivelul lichidului depășește gradația. Se astupă cu degetul arătător orificiul de sus al pipetei și se lasă să se scurgă lichidul, ridicând ușor degetul până când meniscul inferior al lichidului este tangent la diviziunea de sus a pipetei. Pipetele au formă și capacitare diferite, sunt calibrate pentru anumite temperaturi.

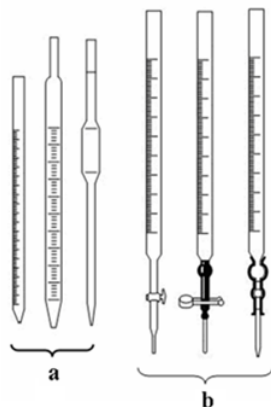


Fig. 11. Pipete (a) și biurete (b).

Biuretele sunt niște tuburi de sticlă gradate în cm^3 și submultiplii lor (Fig. 11b). La partea inferioară sunt prevăzute cu o clemă, robinet de sticlă sau plastic, sau cu bilă. Se folosesc pentru măsurarea exactă a volumelor de lichide și pentru operații de titrare.

Citirea gradației de pe pipetă, cilindru, biuretă, flacon cotate etc. se face în așa mod, încât să fie înlăturată eroarea de parallaxă. În acest scop raza vizuală a observatorului trebuie să fie perpendiculară și tangentă meniscului la diviziunea dorită. Dacă ochiul se găsește deasupra acestei linii orizontale, eroarea va fi în minus, în caz contrar eroarea va fi în plus.

Pentru transvazări de lichide și soluții, precum și operațiile de separare și de filtrare, servesc pâlniile de sticlă (Fig. 12) de diferite forme, dimensiuni și tipuri:

- a) pâlnii de filtrare simple, de sticlă, folosite pentru separarea precipitatelor ce au conul de 60° sau pâlnii de filtrare Büchner, de porțelan, utilizate pentru filtrarea la vid;

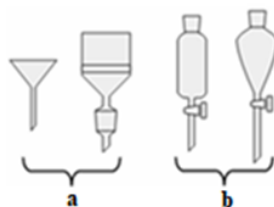


Fig. 12. Pâlnii de filtrare (a) și de separare (b).

- b) pâlnii de separare, folosite pentru separarea lichidelor nemiscibile, cu densități diferite, prevăzute cu dop șlefuit și robinet.

Ustensilele din porțelan sunt mult mai rezistente și mai stabile termic în comparație cu vasele de sticlă, precum și la acțiunea agenților chimici. De asemenea, datorită coeficientului de dilatare termică mic, aceste materiale suportă diferențe mari de temperatură, ceea ce determină utilizarea lor largă în laborator. Dezavantajele pe care le prezintă aceste vase sunt: fragilitatea, costul ridicat, dar și faptul că nu sunt transparente. Cele mai uzuale ustensile din porțelan sunt: (a) spatulele, (b) capsulele, (c) creuzetele, (d) mojarule cu pistil și (e) pâlniile Büchner (Fig. 13).



Fig. 13. Veselă chimică de porțelan.

Manipularea vaselor și a ustensilelor de porțelan se face în mod identic cu vasele din sticlă. Astfel, cleștele, cu care se apucă vasele, se va încălzi puțin la capăt înainte de a apuca vasul. Încălzirea creuzetelor și a capsulelor de porțelan se face în triunghiuri de ceramică (Fig. 14) sau pe site metalice.



Fig. 14. Triunghi de ceramică.

În laboratoarele chimice se folosesc și ustensilele metalice confecționate din fier, fontă, alamă, aluminiu etc., cum ar fi: stative, cleme, inele, clești, trepiede, site, băi de apă etc.



Fig. 15. Stativ metalic.

Stativele metalice (Fig. 15) sunt utilizate pentru fixarea diferitelor ustensile de laborator sau a instalațiilor de sticlă și constau dintr-o vergea metalică rigidă, fixată pe un postament greu de formă dreptunghiulară. Pentru fixarea vaselor și utilajelor în stativul metalic se folosesc cleștare sau inele din metal și clemele – piese metalice de strângere.

Pentru încălzirea diverselor soluții în vase de sticlă sau porțelan, în evaporări sau concentrări prin evaporare se folosesc băile de apă, de ulei sau cu nisip (Fig. 16).

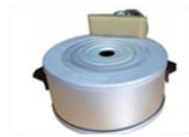


Fig. 16. Baie de apă.

Din material metalic se fabrică și spatule, lingurițe pentru lucrările de ardere a substanțelor, inele, site, creuzete și clești pentru creuzete, pensete, reșouri și cuptoare electrice, termostate etc.

În afară de vasele și aparatele de sticlă, ceramică și metal, în laboratorul de chimie anorganică se utilizează și alte materiale, confecționate din lemn, cauciuc și din materiale plastice.

SUBSTANȚE PURE ȘI AMESTECURI. METODE DE SEPARARE ȘI DE PURIFICARE A SUBSTANȚELOR

Pentru rezolvarea sarcinilor practice legate de separarea și purificarea substanțelor este necesar:

- a defini substanța pură și amestecurile de substanțe;
- a deosebi tipurile de amestecuri în funcție de proprietățile substanțelor componente;
- a cunoaște caracteristicile de puritate a substanței;
- a explica metodele și procedeele tehnice aplicate în separarea substanțelor din amestecuri;
- a identifica metoda și procedeul tehnic de separare a componentilor puri din diverse tipuri de amestecuri;
- a colecta, evalua, interpreta și aplica datele experimentale pentru soluționarea problemelor teoretice și practice noi;
- a aplica cunoștințele teoretice în realizarea sarcinilor practice de separare și purificare a substanțelor.

Foarte puține substanțe întâlnite în natură sunt în stare pură, de cele mai multe ori ele regăsindu-se sub forma unui amestec de două sau mai multe componente.

Substanță pură este substanța perfect curată, a cărei compoziție rămâne neschimbată prin operații fizice. Substanța pură posedă temperatură de topire, de fierbere și densitate constante. Elementele care formează substanța compusă pură se combină în anumite proporții de masă strict determinate.

Spre deosebire de substanțele pure, *amestecurile* se obțin în urma unui fenomen fizic; componentele amestecurilor nu se află într-un raport bine determinat, substanțele componente își păstrează proprietățile și pot fi separate din amestec prin procedee fizice. Amestecurile de substanțe nu au temperaturi de fierbere și de topire bine determinate. Densitatea amestecurilor variază în funcție de compoziția acestora.

Amestecurile pot fi: *omogene* – de exemplu, soluțiile apoase de diferite substanțe solubile în apă, aerul sau aliajele metalice – în care nu se poate observa interfața dintre substanțele componente, și *eterogene* –

de exemplu, apa tulbure dintr-un râu conține particule insolubile de nisip și argilă, care pot fi văzute cu ochiul liber.

Izolarea unui component pur presupune separarea acestuia de celelalte componente ale amestecului. În laboratoarele de chimie s-au dezvoltat diverse metode de separare și purificare a substanțelor, care folosesc cel mai frecvent diferențele în proprietățile fizice ale componentelor unui amestec.

Lucrarea nr. 1

Purificarea prin recristalizare

Considerații teoretice. Metoda de purificare a substanțelor, care se bazează pe dizolvare într-un dizolvent, purificarea soluției (de regulă prin filtrare) și separarea din nou a substanței din soluție sub formă cristalină (de regulă, prin evaporarea solventului) se numește *recristalizare*. Această metodă speculează proprietatea cristalelor de a nu se impurifica, în perioada de creștere, cu alte specii cationice sau anionice care se găsesc în soluție în cantități mici. Din această cauză soluțiile nu se vor evapora până la sec, ci se va păstra un mic volum din soluția-mamă, care conține dizolvate celelalte specii solubile, care sunt decantate cu atenție. Evaporarea solventului se poate face liber în aer sau pe baie de apă. În primul caz, procesul durează mai mult timp, dar cristalele sunt mari, se pot decanta sau filtra ușor.

Etapele metodei sunt:

- cântărirea probei;
- dizolvarea ei într-un solvent potrivit ieftin (de regulă, apa) și pur;
- filtrarea impurităților insolubile;
- evaporarea solventului până aproape de sec;
- decantarea sau filtrarea;
- uscarea cristalelor;
- cântărirea substanței pure obținute;
- determinarea randamentului de extracție.

Purificarea clorurii de sodiu tehnice

Materiale și utilaje: clorură de sodiu tehnică, apă distilată, 2 pahare Berzelius de 100 ml, cilindru gradat de 100 ml, pâlnie conică pentru filtrare, hârtie de filtru, foarfece, baghetă de sticlă, spatulă, capsulă de porțelan, sită metalică, trepied, stativ metallic cu inel pentru pâlnia de filtrare, cântar electronic, bec de gaz, chibrituri.

Pentru dizolvare se folosește un pahar Berzelius, pentru filtrare – pâlnia conică de filtrare așezată printr-un inel cu ciocul direct în capsulă sau pe peretele unui pahar Berzelius (pentru a evita stropirea prin picurare), iar evaporarea se face la becul de gaz (pe sita metalică se așează capsula cu soluția filtrată) la flacără mică.

Procedeu experimental. Se cântăresc 2 - 3 g de sare impură, care se trec într-un pahar de 100 ml și peste ea se adaugă cu ajutorul cilindrului gradat 50 ml apă distilată. Amestecul se încălzește sub agitare la flacăra becului de gaz (la 60 - 70°C) până când se dizolvă toată sarea. Pe instalația de filtrare (Fig. 17a) se execută filtrarea soluției. Filtrarea se poate efectua direct în capsulă sau într-un pahar Berzelius. După filtrarea componentelor insolubile, se trece la evaporarea solventului, care se face lent în capsula de porțelan, sub agitare continuă cu o baghetă din sticlă. Când soluția ajunge până aproape de sec, se oprește evaporarea. Se lasă capsula cu soluția suprasaturată să se răcească un pic, apoi se decantează (dacă cristalele sunt mari și prinse de pereții capsulei) sau se filtrează (când cristalele sunt dispersate în soluția-mamă).

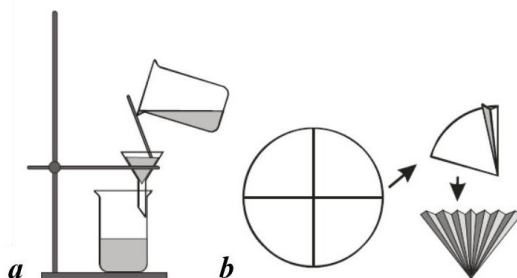


Fig. 17. Filtrarea (*a* – instalația pentru filtrare, *b* – pregătirea filtrului).

Se usucă cristalele în etuvă la temperatura de 110 - 115°C. După 30 min se cântăresc, apoi se evaluează randamentul de extracție:

$$\eta = \frac{m(\text{NaCl}_{\text{pură}})}{m(\text{NaCl}_{\text{tehnică}})} \cdot 100\%$$

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și se analizează calculele realizate.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Lucrarea nr. 2

Purificarea prin sublimare

Considerații teoretice. Prin *sublimare* se înțelege transformarea unei substanțe din stare solidă în stare de vapori. Sublimarea poate avea loc atât la temperatura camerei – mai lent, cât și la temperatură ridicată, prin încălzirea substanței – mai rapid. Substanțele rezultate prin sublimare sunt foarte pure. La cele mai multe substanțe, punctul de sublimare se găsește deasupra punctului de topire și substanța se topește înainte de a sublima. Pentru unele substanțe, punctul de sublimare este mai scăzut decât cel de topire (naftalină, iod etc.).

Metoda de purificare prin sublimare se aplică substanțelor solide, care sublimă. Această metodă se caracterizează prin simplitate și grad înalt de purificare. Comparativ cu recristalizările, la care pierderile de substanță sunt apreciable, sublimarea oferă un randament care atinge uneori 98 – 99% de produs pur.

Metoda se aplică atât la separarea unei substanțe solide dintr-un amestec, cât și la purificarea ei.

Purificarea iodului prin sublimare

Materiale și utilaje: cristale de iod, un pahar Berzelius de 50 ml, un balon cu fundul rotund de 100 ml, un trepied, sită metalică, clemă și stativ metalic, spatulă, cântar electronic, bec de gaz, chibrituri.

Descrierea instalației. Instalația (Fig. 18) constă dintr-un pahar Berzelius așezat pe un trepied acoperit cu o sită metalică, iar pe pahar se așază un balon cu fund rotund umplut cu apă rece de canal. În pahar se introduc cristalele de iod impur. Paharul se încălzește la flacăra mică a unui bec de gaz.

Procedeu experimental. Se cântăresc 0,5 g de iod și se aduc în paharul Berzelius, care se așază pe sita metalică. Se acoperă paharul cu balonul umplut cu apă rece. Se aprinde becul de gaz și lent se încălzește paharul. Când concentrația vaporilor de iod este mare, flacăra se va îndepărta. Sublimarea trebuie condusă lent.

După ce tot iodul a sublimat, se vor aduna, de pe balonul cu fund rotund, cristalele și se vor cântări, apoi se evaluează randamentul procesului de sublimare, după formula:

$$\eta = \frac{m(I_{2_{pur.}})}{m(I_{2_{impur.}})} \cdot 100\%$$

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și se analizează calculele realizate.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Lucrarea nr. 3 Purificarea prin distilare

Considerații teoretice. *Distilarea* este operația unitară de separare a unui component sau a mai multor componenți dintr-un sistem omogen sau eterogen lichid sau dintr-un sistem solid – lichid. Separarea prin distilare se bazează pe diferența dintre presiunile de vapori saturați ale componenților care formează amestecul, deci pe diferențele ce există între punctele de fierbere ale componentelor. În timpul fierberii, vaporii degajați din amestec sunt mai bogăți în componenți ușor volatili, lichidul rămas îmbogățindu-se în componenți greu volatili. Vaporii degajați și condensați formează fracțiunea numită distilat, iar lichidul rămas neevaporizat constituie reziduul de bază. O succesiune de vaporizări și condensări poartă denumirea de *rectificare*.

Deci, procesul de distilare presupune încălzirea unui lichid până la fierbere, urmată de condensarea și colectarea acestuia.



Fig. 18. Instalație pentru purificare prin sublimare.

În cazul în care diferența dintre punctele de fierbere ale componentelor este mai mare de 20°C , se poate utiliza metoda distilării simple la presiune obișnuită sau la presiune redusă. Când această diferență este mult mai mică, se va aplica metoda distilării fracționate. În procedeul distilării fracționate, componentele se culeg separat, în funcție de temperatura la care se distilează. Pentru purificare fracțiunile se redistilează.

Purificarea apei de canal prin distilare

Materiale și utilaje: apă distilată, permanganat de potasiu cristalin, bucățele de porțelan poros, un balon Würtz, dop de cauciuc pentru balon și perforat cu un termometru cu mercur (până la 200°C), refrigerent, alonjă, balon Erlenmeyer sau un alt vas de culegere a lichidelor, trepied, sită metalică, cleme, 2 stative metalice, bec de gaz, chibrituri.

Descrierea instalației. Instalația de distilare simplă (Fig. 19) constă dintr-un balon Würtz, care conține sistemul sumativ supus distilării, închis la capăt cu un dop, prin care trece un termometru. Balonul Würtz este așezat pe o sită metalică și sprijinit cu un trepied și o clemă de stativ. Utilizând un dop perforat (în cazul când nu avem șlif), se racordează balonul la un refrigerent descendent cu apă. La capătul celălalt al refrigerentului se aplică o alonjă, care se introduce în gura unui vas de culegere. Încălzirea se face la flacăra unui bec de gaz, iar răcirea – cu apă de canal.

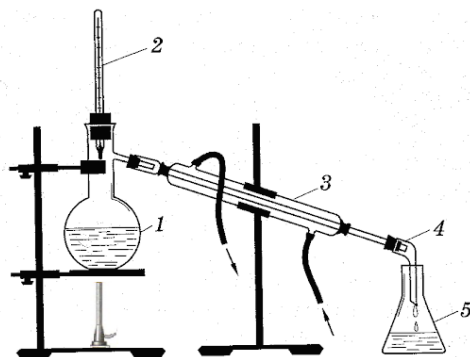


Fig. 19. Instalație pentru obținerea apei distilate (1- balon Würtz, 2 – termometru, 3 – refrigerent descendent, 4 – alonjă, 5 – receptor).

Procedeu experimental. În balonul Würtz se introduc până la maximum $2/3$ din capacitatea sa apă de canal, apoi se adaugă câteva cristale de permanganat de potasiu (soluție roz) și câteva bucățele de porțelan poros, pentru a ușura fierberea și a evita supraîncălzirea. Se adaptează termometrul și refrigerentul și se începe încălzirea la flacăra becului de gaz. Distilatul se culege într-un vas curat, iar refrigerentul se spală bine înainte de montare. Pentru a obține apă cu puritate mai ridicată (bidistilată), aceasta se supune redistilării.

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și se verifică prezența ionilor Cl^- și Ca^{2+} în apa purificată, folosind soluții de nitrat de argint (AgNO_3) și oxalat de amoniu ($(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$). Pentru comparație, se efectuează procedura de identificare a aceluiași ioni în apa de canal.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Sarcini de evaluare și autoevaluare

1. Propuneți schema de separare a componentelor din următoarele amestecuri:

- a) apă + clorură de magneziu b) apă + carbonat de magneziu

2. Descrieți procedeul experimental de separare a componentelor din amestecul alcătuit din sulfat de sodiu și sulfat de bariu.

3. Pe deosebirea căror proprietăți este bazată separarea componentelor din amestec prin:

- a) filtrare; b) sublimare; c) distilare?

4. Proiectați și descrieți procedeul de purificare a oxidului de carbon(IV) de vapori de apă și oxid de sulf(IV).

Sarcini pentru lucrul individual

1. Propuneți schema de separare a componentelor din următoarele amestecuri:

- a) $\text{MgCO}_3 + \text{MgCl}_2$ b) apă + alcool

2. Descrieți procedeul experimental de separare a componentelor din amestecul alcătuit din $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ și nisip.

3. Proiectați și descrieți procedeul de purificare a hidrogenului de vapori de apă și clorură de hidrogen.

LEGILE FUNDAMENTALE ALE CHIMIEI.

LEGILE GAZELOR

Pentru rezolvarea sarcinilor practice legate de aplicarea legilor fundamentale ale chimiei este necesar:

- a cunoaște noțiunile și legile fundamentale ale chimiei;
- a opera corect cu noțiunile și legile fundamentale ale chimiei;
- a colecta, evalua, interpreta și aplica datele experimentale pentru soluționarea problemelor teoretice și practice noi;
- a demonstra experimental veridicitatea legilor fundamentale ale chimiei;
- a aplica cunoștințele teoretice în rezolvarea problemelor teoretice și experimentale.

Dezvoltarea chimiei ca știință a fost marcată de descoperirea *legii conservării materiei* de către *Mihail Vasilievici Lomonosov* în **1748** și *Antoine Laurent Lavoisier* în **1789**, conform căreia:

„În orice reacție chimică, suma maselor substanțelor reactante (m_i) este egală cu suma maselor substanțelor rezultate din reacție (m_p), adică a produșilor de reacție”: $\Sigma m_{\text{iniț.}} = \Sigma m_{\text{prod.}} = \text{constant}$

Ca urmare a faptului că în decursul unei reacții chimice *atomii se conservă*, trecând, prin regrupare, din moleculele reactanților în moleculele produșilor de reacție, suma tuturor atomilor, înainte și după reacție se menține aceeași, ca și masa lor.

Această lege, verificându-se numai în u.a.m. (unități atomice de masă), are un caracter limitat. Ea a fost dezvoltată ulterior prin descoperirea *principiului conservării energiei* de *Julius Robert von Mayer* în anul **1842**. Cele două principii, al conservării masei și al conservării energiei, enunțate independent unul de altul, datorită *teoriei relativității* a lui *Albert Einstein*, au fost reunite în „*principiul conservării masei și energiei*”:

„Suma maselor și energiilor reactanților și produșilor de reacție într-un sistem închis este constantă”.

Legea proporțiilor definite (*Joseph Louis Proust* – **1799**) se referă la una dintre trăsăturile caracteristice ale substanțelor, și anume:

compoziția constantă și definită a acestora. Această lege poate fi definită în mai multe moduri:

„Substanțele reacționează între ele în proporții de masă constante”

sau:

„Indiferent de metoda prin care se obține o substanță compusă, elementele componente se află în aceleași proporții de masă strict definite. Dacă unul dintre reactanți este în exces, după reacție el rămâne neconsumat”.

Din legea proporțiilor definite rezultă că în procesul de formare a unei substanțe compuse elementele se combină între ele în anumite raporturi de masă. *Partea de masă a unui element într-o substanță compusă (ω)* indică ce parte din masa totală a substanței alcătuiește masa elementului dat, adică:

$$\omega_{(elem.)} = \frac{m_{elem.}}{m_{subst.}}$$

Partea de masă calculată astfel se exprimă în părți de unitate. De cele mai multe ori este primit de a exprima partea de masă în procente ($\omega\%$), respectiv formula de calcul este:

$$\omega\%(elem.) = \frac{m_{elem.}}{m_{subst.}} \cdot 100\%$$

Partea de masă a elementului poate fi determinată și reieșind din masele atomice și moleculare relative:

$$\omega_{(elem.)} = \frac{n \cdot A_r(elem.)}{M_r(subst.)} \quad \text{sau} \quad \omega\%(elem.) = \frac{n \cdot A_r(elem.)}{M_r(subst.)} \cdot 100\%$$

Aceste formule sunt aplicate în calcule, pentru determinarea formulei chimice a substanței când se cunosc părțile de masă ale elementelor constitutive.

Exemplu: Determinați formula substanței care conține 39,59% potasiu, 27,92% mangan și 32,49% oxigen.

Rezolvare.

Metoda 1. Se notează numărul de atomi de potasiu prin x , numărul de atomi de mangan prin y și numărul de atomi de oxigen prin z . Respectiv, formula chimică a substanței necunoscute va fi $K_xMn_yO_z$. Atunci:

$$\omega_{\%}(K) = \frac{x \cdot 39}{M_{K_x M_n y O_z}} \cdot 100\%; \quad \omega_{\%}(Mn) = \frac{y \cdot 55}{M_{K_x M_n y O_z}} \cdot 100\%;$$

$$\omega_{\%}(O) = \frac{z \cdot 16}{M_{K_x M_n y O_z}} \cdot 100\%$$

Din formulele de mai sus rezultă:

$$x = \frac{\omega_{\%}(K) \cdot M_{K_x M_n y O_z}}{39 \cdot 100\%}; \quad y = \frac{\omega_{\%}(Mn) \cdot M_{K_x M_n y O_z}}{55 \cdot 100\%}; \quad z = \frac{\omega_{\%}(O) \cdot M_{K_x M_n y O_z}}{16 \cdot 100\%}$$

Se alcătuiește raportul dintre x , y și z :

$$x : y : z = \frac{\omega_{\%}(K)}{39} : \frac{\omega_{\%}(Mn)}{55} : \frac{\omega_{\%}(O)}{16} = \frac{39,59}{39} : \frac{27,92}{55} : \frac{32,49}{16}$$

$$x : y : z = 2 : 1 : 4$$

Respectiv, formula substanței este K_2MnO_4 .

Metoda 2. Deoarece numerele de atomi ai elementelor într-o substanță se raportează între ele ca niște numere întregi și mici, proporționale cu cantitățile de substanță ale elementelor respective, se alcătuiește raportul:

$$x : y : z = \nu_K : \nu_{Mn} : \nu_O$$

Pentru a calcula cantitățile de substanță pentru potasiu, mangan și oxigen se admite $m_{subst.} = 100g$ și se calculează mai întâi masa fiecărui element în substanța dată, conform formulei:

$$m_{(elem.)} = \frac{m_{subst.} \cdot \omega_{elem.}}{100\%}$$

Se obține: $m_K = 39,59 g$; $m_{Mn} = 27,92 g$ și $m_O = 32,49 g$.

Apoi se calculează cantitățile de substanță:

$$\nu_{(K)} = \frac{39,59 g}{39 g/mol} = 1,02 mol; \quad \nu_{(Mn)} = \frac{27,92 g}{55 g/mol} = 0,51 mol;$$

$$\nu_{(O)} = \frac{32,49 g}{16 g/mol} = 2,03 mol$$

Respectiv:

$$x : y : z = 1,02 : 0,51 : 2,03$$

Pentru a obține numere întregi și mici se împarte la cel mai mic număr (0,51) și se obține:

$$x : y : z = 2 : 1 : 4$$

și formula substanței este K_2MnO_4 .

Amadeo Avogadro a expus în 1811 o ipoteză, care ulterior a fost confirmată experimental și a primit numele de *legea lui Avogadro*:

„Volume egale de gaze diferite în aceleași condiții de temperatură și presiune conțin un număr egal de molecule”.

Această lege a condus la definirea numărului lui Avogadro, determinat experimental de Loschmidt: $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ particule/mol.

Numărul lui Avogadro (N_A) este o constantă universală, care reprezintă numărul de particule (atomi, molecule, ioni), care se găsesc într-un mol de substanță sau *numărul de atomi din 12 g de izotop de carbon ^{12}C* .

Din legea lui Avogadro rezultă o consecință foarte importantă:

„În condiții identice de temperatură și presiune 1 mol de orice gaz ocupă același volum”.

Acest volum se determină ușor dacă se cunoaște masa unui litru de gaz. De exemplu, experimental s-a stabilit că 1 litru de oxigen în condiții normale (temperatura de $0^\circ C$ sau 273K și presiunea de 1 atm sau 760 mm coloană de Hg) cântărește 1,429 g. Respectiv, volumul pe care îl ocupă 1 mol de gaz este egal:

$$V_{1\text{ mol}} = \frac{32\text{ g/mol}}{1,429\text{ g/l}} = 22,4\text{ l/mol}$$

Din consecința expusă mai sus reiese că:

„Un mol de orice gaz sau de orice substanță care poate fi transformată în stare gazoasă fără descompunere, în condiții normale (temperatura de $0^\circ C$ sau 273K și presiunea de 1 atm sau 760 mm coloană de Hg) ocupă același volum, adică 22,4 l și conține $6,023 \cdot 10^{23}$ particule (atomi, molecule)”.

Acest volum a primit numele de *volum molar al gazelor* (V_m). Valoarea exactă a volumului molar este $22,4135 \pm 0,0006$ l/mol.

Volumul molar reprezintă raportul dintre volumul gazului și cantitatea de substanță:

$$V_m = \frac{V}{\nu}$$

Deci, pentru gazele aflate în condiții normale, pe lângă formulele cantității de substanță

$$\nu = \frac{m}{M} \quad \text{și} \quad \nu = \frac{N}{N_A}$$

poate fi aplicată și formula: $\nu = \frac{V}{V_m}$.

O altă consecință importantă a legii lui Avogadro stă la baza determinării masei molare a substanțelor gazoase pe baza densității lor.

Fie două gaze cu volume egale aflate în aceleași condiții de temperatură și volum. Conform legii lui Avogadro, masele lor sunt:

$$m_1 = N_A \cdot M_1 \quad \text{și} \quad m_2 = N_A \cdot M_2$$

Raportul m_1/m_2 va arăta de câte ori primul gaz este mai greu (sau mai ușor) decât gazul al doilea și poartă denumirea de densitate relativă a gazului 1 față de gazul 2, notată prin $D_{gaz_1}(gaz_2)$. Din expresiile de mai sus rezultă că:

$$D_{gaz_1}(gaz_2) = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

De regulă densitatea gazelor se determină față de cel mai ușor gaz – H_2 :

$$D_{gaz}(H_2) = \frac{M_{gaz}}{M_{H_2}} = \frac{M_{gaz}}{2}$$

Respectiv, $M_{gaz} = 2 \cdot D_{gaz}(H_2)$.

Dacă densitatea gazului se determină față de aer, se reiese din masa molară medie a aerului:

$$M_{aer} = \frac{4 \cdot 28 + 1 \cdot 32}{4 + 1} = 28,8 \approx 29 \text{ g/mol}$$

Primele cercetări cantitative ale reacțiilor ce decurg între gaze aparțin savantului francez *Gay Lussac*, care a dedus *legea volumelor constante (1808)*:

„Volumele gazelor, măsurate în aceleași condiții de temperatură și presiune, care se combină pentru a forma un compus chimic, se află între ele, precum și față de volumul gazului care se obține în rezultatul reacției, într-un raport de numere simple și întregi”.

Exemple: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ – raportul volumelor 1 : 1 : 2

$2H_2 + O_2 = 2H_2O$ – raportul volumelor 2 : 1 : 2

$3H_2 + N_2 = 2NH_3$ – raportul volumelor 3 : 1 : 2

Consecință: coeficienții stoichiometrici în ecuațiile reacțiilor ce decurg în fază gazoasă indică în ce raporturi de volum reacționează și se formează gazele.

Exemplu: a) $2CO + O_2 = 2CO_2$ – la oxidarea a două volume de oxid de carbon(II) se consumă un volum de oxigen și se formează două volume de oxid de carbon(IV), deci volumul amestecului se micșorează cu un volum.

b) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ – un volum de azot se combină cu trei volume de hidrogen și se formează două volume de amoniac. Volumul amestecului se micșorează de două ori.

Starea unui gaz este dependentă de condițiile în care se află gazul respectiv. Ecuația matematică, care redă dependența dintre presiunea, volumul, temperatura și cantitatea de substanță ale gazului, poartă numele de *ecuație de stare a gazului ideal* sau *ecuația Clapeyrone-Mendeleev*:

$$PV = \nu RT,$$

unde R este constanta universală a gazului și în cazul când temperatura este exprimată în °K, presiunea – în Pa, volumul – în m^3 , R ia valoarea $8,314 \text{ J/mol} \cdot K$.

Pentru aceeași cantitate de același gaz aflat în diferite condiții, ν este constantă și, respectiv, raportul $\frac{PV}{T} = \text{constant}$ și poate fi aplicat pentru transformarea volumului gazului din anumite condiții în condiții normale, și invers:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

Legea proporțiilor echivalente (Carl Friedrich Wenzel – 1791, Jeremias Benjamin Richter – 1802) introduce noțiunea de *echivalent chimic*, care reprezintă **particula reală sau convențională care se combină, substituie sau într-un oarecare alt mod corespunde unui atom (ion) de hidrogen sau unui electron în reacțiile de oxidoreducere.**

De exemplu: echivalentul hidrogenului corespunde unui atom (ion) de hidrogen – $f_{\text{echiv}}(\text{H})\text{H} = 1\text{H} (\text{H})$. Echivalentul clorului în compusul HCl este egal cu un atom de clor 1Cl. În molecula de apă H₂O la un atom de hidrogen revine o jumătate de atom de oxigen; prin urmare, echivalentul oxigenului este ½O (sau ¼O₂).

Masa acestor particule poartă numele de **masă molară a echivalentului** (M_e).

$$M_e(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}; M_e(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol};$$

$$M_e(\text{O}) = 8 \text{ g/mol}; M_e(\text{N}) = \frac{14}{3} \text{ g/mol}; M_e(\text{C}) = 3 \text{ g/mol}.$$

Numărul care indică ce parte de particulă a substanței este echivalentă cu un atom (ion) de hidrogen sau cu un electron în reacțiile redox se numește **factor de echivalență** (f_e). El poate fi egal sau mai mic decât unitatea și se calculează după formula:

$$f_e = \frac{1}{z}$$

Valoarea z pentru diferite clase de substanțe se determină în felul următor:

- la elemente z este egal cu gradul(numărul) de oxidare;
- la oxizi – numărul de atomi de oxigen înmulțit la doi;
- la acizi – numărul de atomi de hidrogen substituiți în rezultatul reacției chimice;
- la baze – numărul de grupe hidroxilice substituite în procesul reacției;
- la săruri, z se calculează ca produsul dintre numărul de cationi și sarcina lor sau ca produsul dintre numărul de anioni și sarcina acestora;
- în reacțiile de oxido-reducere – numărul de electroni cedați sau primiți de atom, ion sau moleculă.

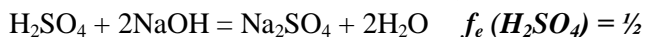
De exemplu: pentru procesul redox: $\text{Mn}^{+7} + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$, care decurge în mediu acid, $z = 5$, iar $f_e(\text{KMnO}_4) = 1/5$.

De exemplu, factorul de echivalență al elementului hidrogen $f_e(\text{H})=1$, iar a substanței hidrogen, molecula căreia este alcătuită din doi atomi de hidrogen, $f_e(\text{H}_2) = 1/2$. Analogic, factorul de echivalență al

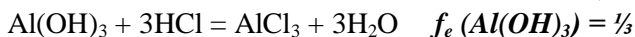
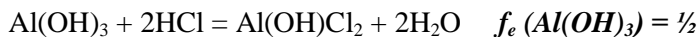
elementului oxigen $f_e(O) = \frac{1}{2}$, iar pentru substanța oxigen $f_e(O_2) = \frac{1}{4}$. În molecula HCl, în reacțiile chimice, poate fi substituit numai un atom de hidrogen; prin urmare, $f_e(HCl) = 1$. Echivalentul elementului depinde de gradul său de oxidare. De exemplu, în molecula CO unei jumătăți de atom de oxigen îi corespunde $\frac{1}{2}$ de atom de carbon, iar în molecula $CO_2 - \frac{1}{4}$. Deci, factorul de echivalență pentru C(II) este egal cu $\frac{1}{2}$, iar pentru C(IV) – cu $\frac{1}{4}$.

În caz general, pentru determinarea justă a echivalentului chimic, trebuie să fie indicată reacția chimică, la care ia parte substanța sau elementul dat.

De exemplu: Reacția de neutralizare a hidroxidului de sodiu cu acid sulfuric poate decurge în două moduri:



Acidul clorhidric poate reacționa cu hidroxidul de aluminiu în trei moduri:



Cantitatea de substanță a echivalentului ν_e este egală cu raportul cantității de substanță, referitoare la particulele X, către factorul de echivalență:

$$\nu_e(X) = \frac{\nu(X)}{f_e(X)}$$

Având în vedere că $f_e = \frac{1}{z}$, obținem: $\nu_e = \nu \cdot z$

Masa molară a echivalentului reprezintă raportul dintre masa elementului sau a compusului chimic și cantitatea de substanță a echivalentului:

$$M_e = \frac{m}{\nu_e}$$

Masa molară a echivalentului poate fi calculată și pornind de la masa molară a elementelor în compuşii chimici. **Masa molară a**

echivalentului $M_e(X)$ reprezintă produsul dintre masa molară a substanței $M(X)$ și factorul de echivalență:

$$M_e = f_e \cdot M = \frac{M}{z}$$

Masa molară a echivalentului este de z ori mai mică decât masa molară a substanței. Dacă $z = 1$, atunci masa molară a echivalentului substanței date coincide cu masa ei molară.

În cazul gazelor, masa substanței și masa molară a echivalentului se poate înlocui prin volumul substanței măsurat în condiții normale și volumul molar a echivalentului acestui gaz (care se calculează analogic masei molare a echivalentului). **Volumul echivalent** V_e este volumul substanței luate în cantitate de 1 mol de echivalenți. Această mărime este comodă la efectuarea calculelor pentru substanțele gazoase.

Exemplu: hidrogenul constă din molecule H_2 . Echivalentul hidrogenului este $1H$ sau $\frac{1}{2}H_2$. Volumul molar al gazelor (c.n.) este egal cu 22,4 l/mol; prin urmare, volumul echivalent al hidrogenului va fi: $V_e(\frac{1}{2}H_2) = \frac{1}{2} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 11,2 \text{ l/mol}$.

Oxigenul constă din molecule O_2 . Echivalentul oxigenului este $\frac{1}{2}O$ sau $\frac{1}{4}O_2$, deci volumul echivalent al oxigenului va fi: $V_e(\frac{1}{4}O_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 5,6 \text{ l/mol}$.

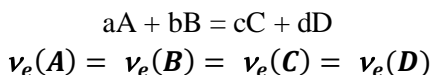
Respectiv, putem scrie:

$$V_e = f_e \cdot V_m = \frac{V_m}{z}$$

La fel ca și în cazul masei molare a echivalentului, volumul echivalent al substanțelor gazoase va fi de z ori mai mic decât volumul molar (c.n.).

Dacă este cunoscut echivalentul unei substanțe, atunci pe baza noțiunii de echivalent și a valorilor legate de aceasta se pot efectua calcule stoichiometrice, nescriind ecuațiile reacțiilor, deoarece **un echivalent al unei substanțe întotdeauna reacționează complet cu un echivalent al altei substanțe, adică substanțele reacționează și se formează în rezultatul reacțiilor în cantități echivalente**.

Pentru o reacție arbitrară:



Se observă că coeficienții stoichiometrici nu figurează în expresia de mai sus, deci pentru efectuarea calculelor nu este necesară ecuația reacției.

În practică se măsoară masele substanțelor solide, volumul gazelor sau al substanțelor lichide. Raportul cantităților de substanțe consumate și formate în procesul unei reacții chimice este determinat de **legea proporțiilor echivalente (legea echivalenților)**, care poate fi formulată în diferite moduri:

- ✓ **Substanțele reacționează și se formează în rezultatul reacțiilor în cantități echivalente:**

$$\nu_e(A) = \nu_e(B) = \nu_e(C) = \nu_e(D)$$

sau pentru un caz concret:

$$\frac{m(X)}{M_e(X)} = \frac{m(Y)}{M_e(Y)}$$

- ✓ **Masele substanțelor reactante (sau volumele) sunt proporționale cu masele echivalentului acestor substanțe (sau ale volumelor echivalente) sau „Substanțele reacționează între ele în rapoarte de masă proporționale cu echivalenții lor chimici”:**

$$\frac{m(X)}{m(Y)} = \frac{M_e(X)}{M_e(Y)}$$

În cazul în care una dintre substanțe este în fază gazoasă:

$$\frac{m(X)}{V_0(Y)} = \frac{M_e(X)}{V_e(Y)} \quad \text{sau} \quad \frac{m(X)}{M_e(X)} = \frac{V_0(Y)}{V_e(Y)}$$

Pentru reacțiile care decurg între gaze se poate scrie:

$$\frac{V_0(X)}{V_0(Y)} = \frac{V_e(X)}{V_e(Y)} \quad \text{sau} \quad \frac{V_0(X)}{V_e(X)} = \frac{V_0(Y)}{V_e(Y)}$$

Masele molare ale echivalenților substanțelor compuse pot fi calculate ca sumă a maselor molare ale echivalenților elementelor sau particulelor (ioni) componente.

Exemple:



$$M_e(\text{Na}^+) = f_e \cdot M = \frac{M}{z} = \frac{23 \text{ g/mol}}{1} = 23 \text{ g/mol}$$

$$M_e(\text{OH}^-) = f_e \cdot M = \frac{M}{z} = \frac{17 \text{ g/mol}}{1} = 17 \text{ g/mol}$$

$$M_e(\text{NaOH}) = (23 + 17) \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$$

Conform formulei generale:

$$M_e(\text{NaOH}) = f_e \cdot M = \frac{M}{z} = \frac{40 \text{ g/mol}}{1} = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{b) } M_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M_e(\text{Al}^{3+}) + M_e(\text{SO}_4^{2-})$$

$$M_e(\text{Al}^{3+}) = f_e \cdot M = \frac{M}{z} = \frac{27 \text{ g/mol}}{3} = 9 \text{ g/mol}$$

$$M_e(\text{SO}_4^{2-}) = f_e \cdot M = \frac{M}{z} = \frac{96 \text{ g/mol}}{2} = 48 \text{ g/mol}$$

$$M_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = (9 + 48) \text{ g/mol} = 57 \text{ g/mol}$$

Conform formulei generale:

$$M_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = f_e \cdot M = \frac{M}{z}$$

$$z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = (2 \cdot 3)_{\text{cation de Al}^{3+}} = (3 \cdot 2)_{\text{anion de SO}_4^{2-}} = 6$$

$$M_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342 \text{ g/mol}}{6} = 57 \text{ g/mol}$$

Problemă. La arderea unui metal(III) cu masa de 5 g se formează oxid cu masa de 9,44 g. Determinați masa molară a echivalentului metalului și stabiliți metalul.

Rezolvare 1: Conform legii echivalenților:

$$v_e(\text{metal}) = v_e(\text{oxid}) \quad (1) \quad \text{sau} \quad \frac{m(\text{metal})}{M_e(\text{metal})} = \frac{m(\text{oxid})}{M_e(\text{oxid})} \quad (2)$$

$$M_e(\text{oxid}) = M_e(\text{metal}) + M_e(\text{O}) \quad (3)$$

$$\text{Notăm } M_e(\text{metal}) = x, \text{ deci } M_e(\text{oxid}) = x + 8$$

Substituind datele problemei în expresia (2) obținem:

$$\frac{5 \text{ g}}{x \text{ g/mol}} = \frac{9,44 \text{ g}}{(x + 8) \text{ g/mol}}$$

Rezolvând ecuația matematică se obține:

$$M_e(\text{metal}) = 9 \text{ g/mol}$$

Pentru a stabili metalul trebuie de cunoscut masa lui atomică relativă. Din expresia: $M_e = f_e \cdot M = \frac{M}{z}$, unde z este valența (gradul de oxidare al) metalului, rezultă:

$$M(\text{metal}) = M_e \cdot z = 9 \cdot 3 = 27 \text{ g/mol}$$

Răspuns: metalul cu masa molară 27 g/mol este Al.

Rezolvare 2: Poate fi folosită și expresia:

$$\frac{m(\text{metal})}{m(\text{oxid})} = \frac{M_e(\text{metal})}{M_e(\text{oxid})}$$

$$\frac{5 \text{ g}}{9,44 \text{ g}} = \frac{x \text{ g/mol}}{(x + 8) \text{ g/mol}}$$

Prin rezolvarea ecuației se obține același rezultat.

Rezolvare 3: Calculăm masa oxigenului reacționat:

$$m_{O_2} = m_{\text{oxid}} - m_{\text{metal}} = 9,44 - 5 = 4,44 \text{ g}$$

Aplicăm legea echivalențelor:

$$\frac{m_{(\text{metal})}}{M_{e(\text{metal})}} = \frac{m_{(O_2)}}{M_{e(O_2)}} \quad \text{sau} \quad \frac{m_{(\text{metal})}}{m_{(O_2)}} = \frac{M_{e(\text{metal})}}{M_{e(O_2)}}$$

Cunoscând că $M_{e(O_2)} = 8 \text{ g/mol}$, se efectuează calculele. Se obține un rezultat identic cu cele de mai sus.

Lucrarea nr. 1

Determinarea masei moleculare a oxidului de carbon(IV)

Considerații teoretice. Metoda folosește definiția densității relative a unui gaz în raport cu altul, masa molară a căruia o cunoaștem:

$$D_{gaz_1}(gaz_2) = \frac{M_r(gaz_1)}{M_r(gaz_2)}$$

De obicei, în determinarea experimentală a masei moleculare a unui gaz se fac raportări la aer sau la hidrogen, ale căror mase moleculare și densități se cunosc:

$$M_{r(aer)} = 28,9; \rho_{aer} = 1,293 \text{ g/l}; \rho_{H_2} = 0,07 \text{ g/l}$$

Respectiv,

$$M_r(\text{gaz}) = 28,9 \cdot D_{(aer)} \text{ sau } M_r(\text{gaz}) = 2 \cdot D_{(H_2)}$$

Materiale și utilaje: un aparat Kipp pentru obținerea CO_2 , două vase de spălare (unul cu soluție de hidrogenocarbonat de sodiu și celălalt cu soluție de acid sulfuric), 2 cilindri (250 și 500 ml), termometru de laborator, balon uscat cu fundul plat de 250 ml cu dop de cauciuc, barometru, apă distilată, cântar electronic.

Descrierea instalației. Instalația pentru determinarea masei molare a CO_2 (Fig. 20) constă dintr-un aparat Kipp prevăzut cu un rezervor de acid **1**, rezervor de gaz **2** și un rezervor pentru acidul epuizat **3**. Din rezervorul de gaz pornește un tub de sticlă cu robinetul **6** printr-un dop **4** care conduce în vasul de spălare **9** cu soluție de hidrogenocarbonat de sodiu. Vasul-tampon **3** prezintă un dop pentru eliminarea acidului epuizat **5**. Din vasul de spălare **9** gazul obținut în aparatul Kipp trece prin vasul de spălare cu soluție de acid sulfuric **10** și de aici în balonul **11**.

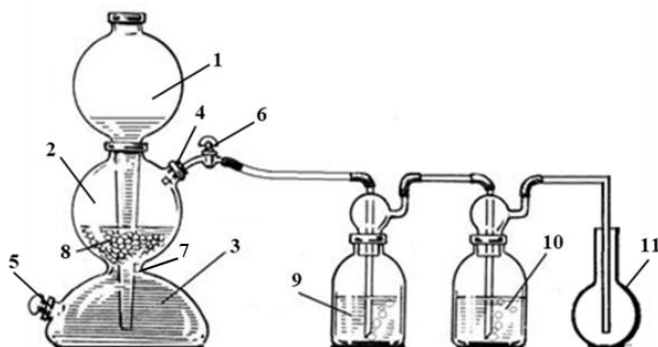


Fig. 20. Instalație pentru obținerea și purificarea oxidului de carbon(IV).

În sfera mijlocie (rezervorul de gaz) se introduc bucăți de marmură sau de calcar, iar în sfera superioară sau rezervorul de acid **1** se toarnă acid clorhidric, care prin deschiderea robinetului de gaz **6** permite

evacuarea gazelor din rezervorul 2 și urcarea acidului prin orificiul 7 peste marmură 8. Atunci când se închide aparatul, gazul degajat împinge acidul în vasul I și reacția încetează.

Procedeu experimental. După montarea instalației se cântărește un balon uscat prevăzut cu un dop (m_1). Dopul se introduce în balon până la semn (marcat cu un creion ce scrie pe sticlă). Apoi în balon se introduce CO_2 din aparatul Kipp, timp de 2-3 min. **Cum putem verifica dacă tot aerul din balon este substituit cu CO_2 ?** Balonul se astupă cu dopul său (până la semnul respectiv, pentru ca volumul aerului din balon să fie egal și volumul CO_2) și se cântărește (m_2). Se trece din nou CO_2 prin balon și se cântărește iarăși (se repetă umplerea cu gaz până când masa balonului cu gaz (m_2) rămâne constantă sau nu diferă cu mai mult de 0,01 g). Pentru determinarea volumului balonului, acesta se umple cu apă până la semn, apoi se măsoară volumul de apă cu un cilindru gradat (datele se scriu în caiet). Forma înscrierii:

1. Masa balonului cu dop și aer, m_1 (g).
2. Masa balonului cu dop și oxid de carbon(IV), m_2 (g).
3. Volumul balonului, V (ml).
4. Temperatura în laborator $t^\circ\text{C}$, $(273 + t)\text{K}$.
5. Presiunea atmosferică în laborator P , mmHg.
6. Volumul aerului din balon, V (ml) (egal cu volumul apei turnate până la semn).
7. Volumul aerului din balon în condiții normale, V_0 (ml).
8. Masa aerului din balon m_{aer} (g).
9. Masa oxidului de carbon (IV) din balon m_{CO_2} (g).
10. Densitatea oxidului de carbon(IV) după aer determinată experimental $D_{aer}(\text{CO}_2)_{exp}$.
11. Masa moleculară relativă a oxidului de carbon(IV), determinată experimental $M_r(\text{CO}_2)_{exp}$.
12. Eroarea ε :

$$\varepsilon = \left| \frac{M_r(\text{CO}_2)_{teor.} - M_r(\text{CO}_2)_{exp.}}{M_r(\text{CO}_2)_{teor.}} \right| \cdot 100\%$$

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și se analizează calculele realizate.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Lucrarea nr. 2

Determinarea masei molare a echivalentului de magneziu

Considerații teoretice. Metoda constă în măsurarea volumului unui gaz (cunoscut) ce se degajă în rezultatul reacției, în care unul dintre reactanți sau un produs reprezintă substanța de analizat. Metoda are la bază legea proporțiilor echivalente. Se poate aplica cu rezultate bune la determinarea echivalentului unui metal (situat în seria tensiunii metalelor înaintea hidrogenului) în reacția sa cu un acid, când se degajă hidrogenul.

Materiale și utilaje: aparatul pentru determinarea experimentală a echivalentului chimic pentru magneziu sau alte metale, magneziu metallic sub formă de pulbere, soluție de H_2SO_4 20%, pipetă, o eprubetă, un cilindru gradat de 5 ml, termometru, barometru, balanță analitică.

Descrierea instalației. Aparatul constă dintr-o biuretă Hempel, gradată invers pe tubul de măsurat volume **1**, iar celălalt tub **2** este deschis în atmosferă (Fig. 21). De tubul **1** din sticlă se racordează printr-un tub de cauciuc o eprubetă simplă (prevăzută cu un dop de cauciuc prin care pătrunde tubul de evacuare a gazului). În eprubetă se va adăuga o cantitate (exces) de acid sulfuric diluat (cca 20%). Înainte de introducerea acidului în eprubetă se va avea grijă ca prin urcarea sau coborârea tubului de nivel **2** să stabilim nivelul lichidului din biureta **1** la diviziunea zero și să verificăm etanșeitarea instalației. La introducerea acidului se va avea grijă să nu umezim pereții eprubetei cu acid. Aceasta se realizează prin introducerea pipetei cât mai spre fundul eprubetei.

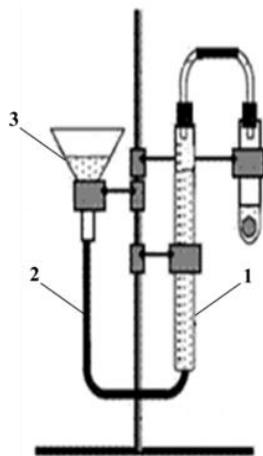
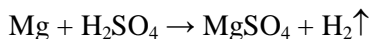


Fig. 21. Instalație pentru măsurarea volumului de gaz.

Verificarea etanșeității se face prin scoaterea pâlniei **3** din inelul-suport, pe care o coborâm până la baza aparatului și, dacă nivelul lichidului din cele două tuburi **1** și **2** coboară continuu, aparatul nu este etanș. În acest caz se vor verifica toate îmbinările. Dacă aparatul este etanș, se începe experimentul.

Procedeu experimental. După montarea instalației conform Fig. 21, se cântărește cu balanța analitică o probă de 0,05 – 0,10 g de magneziu. După verificarea etanșeității și introducerea acidului în eprubetă (4 – 5 ml), se introduce proba de magneziu, ținând eprubeta aplecată și având grijă ca proba să nu vină în contact cu acidul. Se închide etanș eprubetă cu dopul de cauciuc, se verifică etanșeitatea instalației și se aduce lichidul din cele două tuburi la același nivel. În urma reacției



nivelul lichidului din biuretă coboară (datorită degajării hidrogenului), până când se consumă întreaga probă de magneziu. După terminarea reacției, aparatul se lasă în repaus până la revenirea sistemului la condițiile inițiale de temperatură, apoi se egalează nivelul apei din cele două biurete și se citește rezultatul (nivelul meniscului inferior al lichidului). De asemenea, se notează presiunea atmosferică și temperatura camerei.

Rezultate și discuții. Se vor nota în caiet toate datele determinărilor și calculelor, temperatura și presiunea în laborator, sub forma unui tabel:

Proba de metal, g	Condițiile experimentului		Nivelul lichidului, ml		Volumul H ₂ degajat, V ₁ – V ₀ ml
	Temperatura, °K	Presiunea, mm Hg și Pa	inițial, V ₀	final, V ₁	

Din datele experimentale obținute se calculează masa molară a echivalentului de magneziu.

Volumul hidrogenului rezultat din reacție se aduce în condiții normale (V_0), ținându-se cont că acesta se culege în biuretă deasupra apei și conține vapori saturați de apă:

$$V_0 = \frac{P' T_0 V}{T P_0},$$

unde: $T_0 = 273 \text{ K}$; $T = 273 + t^\circ\text{C}$; $P_0 = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101325 \text{ Pa}$; V – volumul hidrogenului măsurat în condiții de laborator; $P' = P - h$ (P – presiunea în laborator, iar h – presiunea vaporilor de apă la temperatura T conform Tabelului 1 din *Anexe*).

Pentru reacția ce are loc se scrie legea proporțiilor echivalente:

$$v_e(Mg) = v_e(H_2)$$

În continuare pot fi aplicate două metode de calcul (folosind volumul hidrogenului degajat sau masa acestuia).

Metoda 1. Exprimând $v_e(Mg)$ prin $m(Mg)$ și $v_e(H_2)$ prin $V_0(H_2)$, se obține:

$$\frac{m(Mg)}{M_e(Mg)} = \frac{V_0(H_2)}{V_{m_e}(H_2)}$$

Din această expresie matematică se calculează $M_e(Mg)_{exp.}$

Metoda 2. Exprimând $v_e(Mg)$ prin $m(Mg)$ și $v_e(H_2)$ prin $m(H_2)$, se obține:

$$\frac{m(Mg)}{M_e(Mg)} = \frac{m(H_2)}{M_e(H_2)}$$

Din această expresie matematică se calculează $M_e(Mg)_{exp.}$

Masa hidrogenului degajat în rezultatul reacției se calculează reieșind din următoarele raționamente: 1 mol de hidrogen are masa de 2,016 g și ocupă în condiții normale un volum de 22,4 l. Respectiv:

$$m(H_2) = \frac{2,016 \text{ g} \cdot V_0(H_2)}{22,4 \text{ l}}$$

Eroarea de determinare se calculează conform formulei:

$$\varepsilon = \left| \frac{M_e(Mg)_{teor.} - M_e(Mg)_{exp.}}{M_e(Mg)_{teor.}} \right| \cdot 100\%,$$

unde

$$M_e(Mg) = f_e \cdot M = \frac{M}{z} = \frac{24,30 \text{ g/mol}}{2} = 12,15 \text{ g/mol}$$

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Sarcini de evaluare și autoevaluare

1. Densitatea vaporilor unei substanțe față de hidrogen este 142. Partea de masă a fosforului în această substanță este 43,66% și a oxigenului 56,34%. Determinați formula moleculară a substanței prin două metode.

2. Părțile de masă ale elementelor în substanțe sunt următoarele: a sulfurii – 23,72%, a oxigenului – 23,7%, a clorului – 52%. Densitatea vaporilor acestei substanțe față de hidrogen este 67,5. Determinați formula moleculară a acestei substanțe.

3. Într-un balon de oțel cu capacitatea de 12 l se află oxigen la 20°C, sub o presiune de 150 ori mai mare decât cea atmosferică. Calculați volumul acestei cantități de oxigen în condiții normale.

4. Azotul cu masa de 28 g ocupă un volum de 19 l, măsurat la temperatura de 0°C și presiunea de 119437 Pa. Ce volum va ocupa această cantitate de azot în condiții normale?

5. Calculați densitatea relativă după hidrogen a amestecului de gaze, în care părțile de volum ale oxidului de sulf(IV) și oxigenului reprezintă 60% și 40%, respectiv.

6. Volumul unui gaz, acumulat sub apă la 17°C și presiunea de 105937 Pa, este egal cu 624 ml. Masa gazului este de 1,56 g. Calculați masa moleculară relativă a gazului.

7. Masa unui gaz, acumulat sub apă, este egală cu 0,4647 g. Volumul acestui gaz, măsurat la presiunea de 101841 Pa și temperatura 23°C, este egal cu 446 ml. Presiunea vaporilor de apă la această temperatură alcătuiește 2809 Pa. Calculați masele molară și moleculară relativă ale gazului folosind: a) noțiunea de volum molar al gazului; b) ecuația Clapeyrone-Mendeleev.

8. Masa unui balon cu volumul de 222 ml, umplut cu gaz la temperatura de 17°C și presiunea de 100242 Pa, este egală cu 47,876 g,

iar masă aceluiași balon cu aer, în aceleași condiții, este de 47,608 g. Calculați masele molară și moleculară relativă ale gazului. Care este masa unei molecule de gaz?

9. Calculați masele molare ale echivalenților sulfului și metalului, dacă 1,62 g de metal formează 1,74 g oxid și 1,86 g sulfură.

10. Masa molară a echivalentului metalului este 27,9 g/mol. Calculați masa metalului, dacă la interacțiunea cu un acid se elimină hidrogen cu volumul de 224 ml (c.n.).

11. Pentru sedimentarea ionilor clorură conținuți în 0,666 g de sare se consumă 1,088 g nitrat de argint. Calculați masa molară a echivalentului sării inițiale.

12. Pentru neutralizarea unui acid cu masa de 9,0 g se consumă 8,0 g hidroxid de sodiu. Care este masa molară a echivalentului acidului?

13. Alumiuniul cu masa 0,1023 g a fost dizolvat în acid clorhidric. Hidrogenul degajat, cules deasupra apei, ocupă un volum de 137 ml la temperatura 19°C și presiunea de 102728 Pa. Presiunea vaporilor saturați de apă la temperatura dată este de 2064 Pa. Calculați masa molară a echivalentului, gradul de oxidare și echivalentul alumiuniului în această reacție.

14. Calculați masa molară a echivalentului zincului, dacă la interacțiunea metalului cu masa 0,292 g s-a degajat hidrogen cu volumul 109,5 ml, măsurat la temperatura 17°C și presiunea de 98645 Pa.

Sarcini pentru lucrul individual

1. Partea de masă a apei în substanță e 36,06%, a cuprului – 25,48%, a sulfului – 12,82%, a oxigenului – 25,64%. Găsiți formula moleculară a substanței.

2. Un gaz la temperatura de 17°C ocupă un volum de 580 ml. Cum se va schimba volumul gazului la încălzire până la 100°C, dacă presiunea rămâne constantă? La ce temperatură volumul gazului va crește de două ori?

3. Un gaz cu masa 0,111 g ocupă un volum de 20 ml, măsurat la temperatura de 17°C și presiunea de 104 kPa. Determinați masa molară a gazului.

4. Calculați masa vaporilor de tetraclorură de carbon CCl_4 cu volumul de 25,5 ml, aflați la temperatura de 100°C și presiunea de 102000 Pa.

5. Calculați masa azotului cu volumul de 22,4 l, acumulat sub apă la 20°C și presiunea de 98100 Pa. Presiunea vaporilor saturați de apă la această temperatură este de 2338 Pa.

6. Masa dioxidului de carbon ce a umplut un balon la 19°C și presiunea de 102108 Pa este egală cu 0,38 g. Masa acestui balon cu aer, în aceleași condiții, este egală cu 32,48 g, iar cu apă – 235,7 g. Calculați masele molară și moleculară relativă ale gazului după: a) ecuația Clapeyrone-Mendeleev; b) densitatea relativă după aer; c) volumul molar.

7. Calculați masa molară a echivalentului fosforului în oxizi, dacă în primul oxid partea de masă a fosforului e 43,66%, iar în al doilea – 56,55%. Care este gradul de oxidare al fosforului în oxizi? Determinați echivalenții fosforului și formulele oxizilor lui.

8. La barbotarea hidrogenului sulfurat prin soluția ce conține 2,98 g de clorură a unui metal monovalent se obține sulfură cu masa 2,2 g. Determinați masa molară a echivalentului metalului.

9. Partea de masă a unui element în compusul cu sulfurul este egală cu 13,8%. Calculați masa molară a echivalentului elementului respectiv.

10. Determinați masa molară a echivalentului metalului, știind că 14,2 g oxid de metal formează 30,2 g sulfat de acest metal.

11. Determinați masa molară a echivalentului metalului, dacă 0,0584 g de acest metal substituie din acid hidrogenul cu volumul 21,9 ml, cules deasupra apei la temperatura 17°C și presiunea de 100579 Pa. Presiunea vaporilor saturați de apă la 17°C este egală cu 1937 Pa.

12. Metalul cu masa 0,20415 g deplasează din acid hidrogen cu volumul 70 ml (c.n.). Plumbul cu masa 0,6475 g este deplasat din sarea sa de către același metal cu aceeași masă. Determinați masa molară a echivalentului plumbului.

VITEZA REACȚIILOR CHIMICE.

ECHILIBRUL CHIMIC

Pentru rezolvarea sarcinilor practice legate de viteza reacțiilor chimice și echilibrul chimic este necesar:

- a cunoaște noțiunile și legile fundamentale ale cineticii chimice;
- a monitoriza decurgerea reacției chimice prin observare și control;
- a identifica factorii care influențează viteza de reacție și deplasarea echilibrului chimic;
- a colecta, evalua, interpreta și aplica datele experimentale pentru soluționarea problemelor teoretice și practice noi;
- a aplica cunoștințele teoretice în rezolvarea problemelor teoretice și experimentale.

Viteza reacției are importanță atât teoretică, cât și practică. Pentru procesele tehnologice este important ca randamentul reacției să fie înalt și ca viteza reacției să fie cât mai mare.

Vitezele reacțiilor chimice variază în limite largi. Ca exemplu, ruginirea fierului sub influența factorilor atmosferici reprezintă un *proces lent*, care decurge ani de zile, iar reacția de interacțiune a clorului cu hidrogenul la lumină, care durează fracțiuni de secundă, reprezintă o reacție *momentană*.

Noțiunile de reacție „*lentă*” și reacție „*momentană*” caracterizează reacția chimică din punct de vedere calitativ. Pentru ca datele despre viteza reacției să fie aplicate la elucidarea mecanismului reacției sau pentru elaborarea proceselor tehnologice, este necesară descrierea cantitativă a vitezei de reacție. Aceste sarcini alcătuiesc obiectul de studiu al *cineticii chimice*, care studiază desfășurarea reacțiilor chimice în timp și posibilitățile de modificare a ei.

În calitate de caracteristică cantitativă a desfășurării reacțiilor chimice în timp este *viteza de reacție*, definită ca numărul de acte elementare ale reacției, care se produc într-o unitate de timp și de volum (în cazul reacțiilor omogene) sau pe o unitate de suprafață de separare a fazelor (în cazul reacțiilor eterogene).

Viteza reacției se măsoară pe baza variației concentrației unei substanțe reactante (sau a unui produs de reacție) într-o unitate de timp:

$$v = \left| \frac{\Delta C}{\Delta t} \right| (\text{mol/l} \cdot \text{s})$$

Asupra vitezei de reacție influențează un șir de factori: natura și concentrația substanțelor reactante, temperatura, catalizatorul, suprafața de contact (în cazul mediilor eterogene).

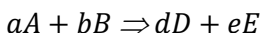
Lucrarea nr. 1

Dependența vitezei de reacție de concentrația substanțelor reactante

Considerații teoretice. Dependența vitezei reacției de concentrația substanțelor reactante este exprimată de *legea acțiunii maselor*:

„Viteza reacției este proporțională cu produsul concentrațiilor substanțelor reactante”.

Pentru o reacție ipotetică, exprimată prin ecuația:



expresia matematică a legii acțiunii maselor este:

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

unde k este o constantă ce caracterizează viteza reacției respective și este numită *constantă de viteză*.

În cazul reacțiilor eterogene, în ecuația legii acțiunii maselor intră numai concentrația substanțelor gazoase și lichide. Concentrația fazei solide se consideră constantă și este inclusă în constanta de viteză.

Studiul vitezei reacției de interacțiune a tiosulfatului de sodiu cu acidul sulfuric

Materiale și utilaje: set cu eprubete, biurete, soluții diluate de tiosulfat de sodiu și acid sulfuric, apă distilată, baghetă de sticlă, cronometru.

Procedeu experimental. La soluția tiosulfatului de sodiu adăugați puțin acid sulfuric. Observați apariția turburelii soluției. Turbureala apare datorită interacțiunii tiosulfatului de sodiu cu acidul sulfuric și reprezintă o suspensie de sulf liber. Reacția decurge conform ecuației:



Timpul care trece de la începutul reacției până la apariția unei turbureli vizibile a soluției depinde de viteza de reacție.

În trei eprubete turnați din biuretă soluție diluată (1 : 200) de tiosulfat de sodiu: în prima eprubetă – 2 ml, în a doua – 4 ml, iar în a treia – 6 ml. La conținutul primei eprubete adăugați 4 ml de apă, iar în a doua eprubetă – 2 ml de apă. Într-o eprubetă turnați din biuretă 2 ml de acid sulfuric diluat și adăugați-i prin agitare în prima eprubetă cu soluție de tiosulfat. Cronometriți exact timpul (în secunde, s) de la adăugarea acidului la soluția de tiosulfat până la apariția turburelii. Efectuați aceleași experimente cu soluțiile din celelalte două eprubete. Înscrieți rezultatele obținute în tabel în forma următoare:

Nr eprubetei	Volumul soluției, ml		Volumul H ₂ O, ml	Timpul apariției turburelii, t , s	$1/t$, s ⁻¹
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ SO ₄			
1	2	2	4		
2	4	2	2		
3	6	2	0		

Reprezentați rezultatele experimentului realizat în formă grafică, prezentând pe axa absciselor volumul de Na₂S₂O₃, iar pe axa ordonatelor – valoarea $1/t$ (s⁻¹).

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și se analizează calculele realizate.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Lucrarea nr. 2

Dependența vitezei de reacție de temperatură

Considerații teoretice. În majoritatea cazurilor, la ridicarea temperaturii viteza reacțiilor crește considerabil. *Jacobus Henricus van't Hoff* a stabilit, că *la ridicarea temperaturii cu fiecare 10 grade viteza majorității reacțiilor chimice crește în medie de 2 – 4 ori*. Această regulă empirică se poate exprima matematic cu ajutorul ecuației:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

unde v_{T_1} și v_{T_2} – vitezele de reacție la temperaturile T_1 și T_2 respectiv, iar γ – coeficientul de temperatură al reacției (indică de câte ori crește viteza de reacție la ridicarea temperaturii sistemului cu fiecare 10°C).

Influența temperaturii asupra vitezei reacției de interacțiune a tiosulfatului de sodiu cu acidul sulfuric

Materiale și utilaje: set cu eprubete, termometru, biurete, soluții diluate de tiosulfat de sodiu și acid sulfuric, apă distilată, pahar Berzelius de 100 ml, baghetă de sticlă, cronometru.

Procedeu experimental. Pentru experiență luați soluții de tiosulfat de sodiu și acid sulfuric de aceleași concentrații ca și în experiența precedentă. Turnați în trei eprubete câte 4 ml soluție de tiosulfat de sodiu și în alte trei eprubete câte 4 ml de acid sulfuric și împărțiți-le în trei perechi: câte o eprubetă de tiosulfat de sodiu și una de acid sulfuric în fiecare pereche.

Notați temperatura aerului în laborator (T_1), amestecați împreună soluțiile primei perechi și observați peste câte secunde va apărea turbureala. A doua pereche de eprubete introduceți-o într-un pahar chimic cu apă încălzită până la o temperatură cu 20°C mai înaltă decât cea din laborator. Temperatura observați-o cu ajutorul termometrului introdus în apa din pahar. Amestecați conținutul eprubetelor și observați peste cât timp va apărea turbureala, ținând eprubeta cu soluția finală în paharul cu apă caldă.

Repetăți experiența cu a treia pereche de eprubete, încălzindu-le în paharul cu apă la temperatura cu 10°C mai înaltă decât cea din laborator. Pentru ajustarea temperaturii adăugați apă de la robinet în paharul folosit în experiența precedentă.

Înscrieți rezultatele obținute în tabel în forma următoare:

Nr. eprubetei	Volumul soluției, ml		Temperatura, $^\circ\text{C}$	Timpul apariției turburelii, t , s	$1/t$, s^{-1}
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			
1	4	4	T_1		
2	4	4	$T_1 + 10$		
3	4	4	$T_1 + 20$		

În baza rezultatelor experimentului realizat construiți graficul ce ilustrează influența temperaturii asupra vitezei de reacție, prezentând pe axa absciselor temperatura de realizare a reacției, iar pe axa ordonatelor – mărimile inverse ale timpului de apariție a turburelii ($1/t$).

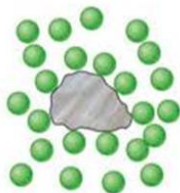
Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și se analizează calculele realizate.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

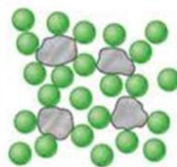
Lucrarea nr. 3

Viteza de reacție în sistemul eterogen

Considerații teoretice. În cazul reacțiilor care decurg în mediu eterogen (substanțele reactante se află în diferite stări de agregare), procesul de interacțiune decurge doar la suprafața de contact între reagenți. Respectiv, la creșterea suprafeței de contact între faze, numărul de acte elementare ale reacției, care se produc într-o unitate de timp pe o unitate de suprafață de separare a fazelor, va crește:



Suprafață mică de contact
între reagenți solid și soluție



Suprafață mare de contact
între reagenți

Materiale și utilaje: set cu eprubete, marmură bucăți, marmură mărunțită, soluție diluată de acid clorhidric, spatulă, pipetă.

Procedeu experimental. Turnați în două eprubete soluție de acid clorhidric (câte 1/4 din volumul lor). În una introduceți o bucătică de marmură, iar în alta – marmură mărunțită aproximativ cu aceeași masă.

Rezultate și discuții. În care eprubetă reacția va avea loc cu viteză mai mare? De ce? Notați și explicați observațiile, scrieți și egalați ecuația reacției ce are loc.

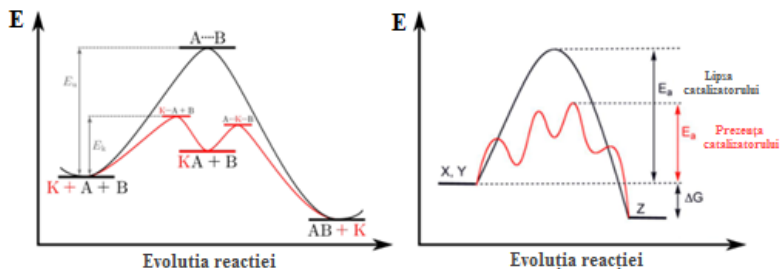
Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării experimentului.

Lucrarea nr. 4

Influența catalizatorului asupra vitezei de reacție

Considerații teoretice. *Catalizator* este numită substanța care mărește viteza reacțiilor chimice, participă activ la reacție, dar la sfârșitul reacției rămâne neschimbată atât calitativ, cât și cantitativ.

Cauza măririi vitezei de reacție în prezența catalizatorului constă în faptul că reacția se desfășoară pe alte căi, energia de activare a cărora este mai mică:



Procesul de mărire a vitezei reacției sub influența catalizatorului se numește *cataliză*. Există două tipuri de cataliză: omogenă și eterogenă. La cataliza omogenă catalizatorul și substanțele reactante se află în aceeași fază. Exemplu: oxidarea în fază gazoasă a SO_2 până la SO_3 în prezența oxizilor de azot gazoși. La cataliza eterogenă catalizatorul și substanțele reactante se află în stări de agregare diferite. Exemplu: oxidarea gazului SO_2 până la SO_3 în prezența V_2O_5 solid pe rol de catalizator.

Cataliza eterogenă

Materialie și utilaje: set cu eprubete, spatulă, soluție de apă oxigenată (peroxid de hidrogen) de 3%, oxid de mangan(IV), surcele, chibrituri.

Procedeu experimental. Descompunerea peroxidului de hidrogen, care la temperatura obișnuită decurge încet, poate fi accelerată prin introducerea catalizatorului.

Turnați în eprubetă 2 – 3 ml soluție de peroxid de hidrogen de 3% și introduceți în eprubetă o surcică mocnindă. Scoateți surcica mocnindă și adăugați cu atenție în aceeași eprubetă puțin bioxid de mangan, după care introduceți din nou în eprubetă surcica mocnindă.

Rezultate și discuții. Notați și explicați observațiile, scrieți și egalati ecuația reacției ce are loc.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării experimentului.

Cataliza omogenă

Materiale și utilaje: set cu eprubete, 3 pipete, soluții de acid sulfuric (2 N), permanganat de potasiu (0,1 N), nitrat de potasiu (0,1 N), zinc metalic.

Procedeu experimental. Turnați într-o eprubetă, pe jumătate, soluție de acid sulfuric, adăugați 3 picături de soluție 0,1 N KMnO_4 , agitați și turnați soluția obținută în trei eprubete. În una adăugați o picătură de soluție nitrat de potasiu, apoi în prima și a doua eprubete introduceți câte o granulă de zinc, iar a treia lăsați-o pentru comparație.

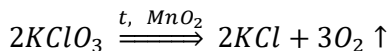
Rezultate și discuții. Scrieți și egalati ecuația reacției ce are loc. Comparați viteza de decolorare a soluțiilor din prima și a doua eprubete. Explicați observațiile.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării experimentului.

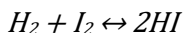
Lucrarea nr. 5

Identificarea factorilor care infleuțează deplasarea echilibrului chimic într-un sistem reversibil

Considerații teoretice. Reacțiile chimice care decurg numai într-o singură direcție și sfârșesc cu consumarea completă a substanțelor inițiale sunt numite *reacții ireversibile*. Spre exemplu:



Totuși, majoritatea reacțiilor chimice, mai ales în fază omogenă, sunt reversibile. Reacțiile care decurg concomitent în două direcții opuse se numesc *reacții reversibile*. Spre exemplu:



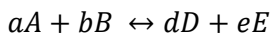
În sistemul respectiv se stabilește un *echilibru chimic*, care se caracterizează prin faptul că numărul de molecule de iodură de hidrogen obținute în rezultatul reacției directe este egal cu numărul de molecule de iodură de hidrogen care se descompun în aceeași unitate de timp în

rezultatul reacției inverse. Respectiv, în starea de echilibru a sistemului, viteza reacției directe este egală cu viteza reacției inverse. Dacă condițiile nu se schimbă, concentrațiile tuturor substanțelor în sistem rămân constante. Astfel de concentrații se numesc *concentrații de echilibru*.

Limita până la care se produce o reacție reversibilă este caracterizată de *constantă de echilibru*, determinată de legea acțiunii maselor (*Cato Guldberg* și *Peter Waage, 1864-1867*):

„Dacă sistemul se află în echilibru, atunci raportul dintre produsul concentrațiilor substanțelor finale și produsul concentrațiilor substanțelor inițiale este o mărime constantă, numită constantă de echilibru”.

Pentru reacția reversibilă care se exprimă prin ecuația:



valoarea constantei de echilibru poate fi calculată conform formulei:

$$K = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

în care [D], [E], [A], [B] sunt concentrațiile molare de echilibru ale substanțelor A, B, D, E.

Echilibrul chimic este un echilibru dinamic. Dacă se modifică condițiile (concentrația substanțelor, temperatura, presiunea, în cazul sistemelor gazoase) ale unui sistem aflat la echilibru, atunci concentrațiile substanțelor din sistem se modifică și echilibrul se dereglează. Procesul variației concentrațiilor substanțelor unui sistem aflat în echilibru se numește *deplasare a echilibrului chimic*.

Deplasarea echilibrului se produce în conformitate cu *principiul Le Châtelier*:

„Dacă se acționează asupra unui sistem care se află în echilibru, modificând una dintre condițiile care determină starea de echilibru (concentrația, temperatura sau presiunea), atunci echilibrul se deplasează în direcția reacției care diminuează (micșorează) această acțiune”.

Influența concentrației asupra echilibrului: adăugarea unei substanțe la un sistem aflat în echilibru duce la deplasarea echilibrului în direcția micșorării concentrației acestei substanțe. Deci, excesul de

substanțe inițiale deplasează echilibrul în sensul reacției directe, iar excesul de substanțe finale – în sensul reacției inverse.

Influența presiunii asupra echilibrului: modificarea presiunii influențează asupra echilibrului reacțiilor numai cu participarea substanțelor gazoase și numai în cazul când cantitățile (volumele) de substanțe gazoase inițiale și finale sunt diferite. În conformitate cu principiul Le Châtelier, mărirea presiunii deplasează echilibrul în direcția reacției însoțite de micșorarea volumului, iar micșorarea presiunii – în direcția mării volumului (ridicarea presiunii deplasează echilibrul în direcția reacției care decurge cu formarea unui număr mai mic de moli de substanțe gazoase, iar micșorarea presiunii – în direcția reacției care decurge cu formarea unui număr mai mare de moli de substanțe gazoase).

Influența catalizatorului asupra echilibrului: catalizatorul nu afectează echilibrul chimic, deoarece el mărește în egală măsură atât viteza reacției directe, cât și viteza reacției inverse.

Influența temperaturii asupra echilibrului. Întrucât constanta de echilibru este legată cu variația energiei Gibbs conform ecuației:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K,$$

iar $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$, reiese că:

$$\ln K = \frac{\Delta S^0}{R} - \frac{\Delta H^0}{RT}$$

În cazul reacțiilor exotermice ($\Delta H < 0$) creșterea temperaturii duce la micșorarea componentei $\Delta H/RT$, care duce la micșorarea constantei de echilibru K . În cazul reacțiilor endotermice ($\Delta H > 0$), odată cu creșterea temperaturii constanta de echilibru crește.

Respectiv, la ridicarea temperaturii, echilibrul chimic se deplasează în direcția reacției endotermice, iar la micșorarea temperaturii – în direcția reacției exotermice.

Lucrarea nr. 6

Studiul influenței concentrațiilor substanțelor reactante asupra echilibrului chimic în baza reacției de interacțiune a clorurii de fier(III) cu tiocianura de amoniu

Materiale și utilaje: set cu eprubete, spatulă, soluții diluate de clorură de fier(III), tiocianură de amoniu (0,01 – 0,02 M), soluții concentrate de clorură de fier(III) și tiocianură de amoniu, clorură de amoniu solidă.

Procedeu experimental. Turnați într-o eprubetă câte 1 – 2 ml soluții de clorură de fier(III) și de tiocianură de amoniu. Soluția obținută o împărțiți în patru eprubete. O eprubetă lăsați-o în calitate de etalon. În a doua eprubetă adăugați 2 – 3 picături de soluție de clorură de fier(III) concentrată, în a treia eprubetă 2 – 3 picături de tiocianură de amoniu concentrată, în a patra eprubetă adăugați puțină clorură de amoniu solidă. Agitați conținutul fiecărei eprubete și însemnați schimbarea intensității culorii soluțiilor.

Rezultate și discuții. Scrieți și egalati ecuația reacției ce are loc. Explicați culoarea roșie a soluției obținute în rezultatul reacției. Pe baza legii acțiunii maselor explicați fenomenele ce au avut loc. Se va deplasa oare echilibrul la diluarea soluțiilor obținute?

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării experimentului.

Lucrarea nr. 7

Studiul influenței temperaturii asupra echilibrului chimic în baza reacției de dimerizare a oxidului de azot(IV)

Materiale și utilaje: vase comunicante (Fig. 22) umplute cu oxid de azot(IV), pahar cu apă fierbinte, pahar cu apă rece, gheață.

Procedeu experimental. Introduceți primul vas într-un pahar cu apă rece, iar cel de-al doilea – într-un pahar cu apă fierbinte. Observați schimbarea culorii gazului în ambele vase. Scoateți vasele din pahare. Cum se va schimba culoarea gazului în acest caz?

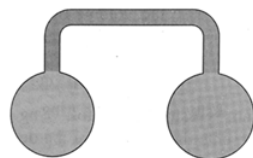
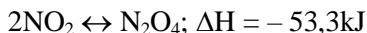


Fig. 22. Vase comunicante.

Schimbați cu locurile vasele: primul în paharul cu apă fierbinte, iar cel de-al doilea – în paharul cu apă rece.

Rezultate și discuții. Dați explicație fenomenului observat, luând în considerare că au loc reacțiile reversibile:



Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării experimentului.

Lucrarea nr. 8

Reversibilitatea deplasării echilibrului chimic

Materiale și utilaje: set cu eprubete, 2 pipete, soluție diluată de cromat de potasiu, soluție de acid sulfuric (2 N), soluție hidroxid de sodiu (2 N).

Procedeu experimental. Într-o eprubetă luați 1 ml de soluție de cromat de potasiu și adăugați cu picătura acid sulfuric. Când soluția va deveni portocalie, adăugați cu picătura soluție de bază. Ce observați? Repetați experiența de câteva ori și convingeți-vă de reversibilitatea echilibrului: $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

Rezultate și discuții. Aplicând principiul Le Châtelier explicați fenomenele ce au avut loc.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării experimentului.

Sarcini de evaluare și autoevaluare

1. Alcătuiți expresia legii acțiunii maselor pentru reacțiile:
 - a) $2\text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{NOCl}_{(g)}$
 - b) $\text{CaCO}_{3(s)} \leftrightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
2. Calculați de câte ori a crescut concentrația oxidului de sulf(IV) în sistemul gazos, $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, dacă viteza reacției directe a crescut de 25 de ori.
3. De câte ori va crește viteza de reacție de ardere a hidrogenului, dacă concentrația hidrogenului va crește de 4 ori?
4. Calculați de câte ori a crescut concentrația hidrogenului în reacția de sinteză a amoniacului, dacă viteza reacției directe a crescut de 64 de ori.

5. Calculați cu câte grade a crescut temperatura, dacă viteza reacției a crescut de 81 de ori ($\gamma = 3$).

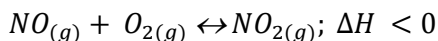
6. Coeficientul de temperatură al unei reacții este egal cu 2,5. Cum se va schimba viteza reacției la ridicarea temperaturii de la 80 până la 130°C?

7. Cum se va schimba viteza reacției: $4\text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$, dacă vom mări de 3 ori:

- concentrația oxigenului;
- concentrația clorurii de hidrogen;
- presiunea?

8. La o anumită temperatură concentrațiile de echilibru ale reagenților în sistemul $2A + B \leftrightarrow 2C$ alcătuiesc: $[A] = 0,04 \text{ mol/l}$; $[B] = 0,06 \text{ mol/l}$; $[C] = 0,02 \text{ mol/l}$. Calculați concentrațiile inițiale ale reagenților.

9. Se dă sistemul aflat la echilibru:



Scrieți expresia pentru constanta de echilibru. Stabiliți în ce direcție se va deplasa echilibrul chimic la:

- micșorarea concentrației oxigenului;
- mărirea temperaturii;
- micșorarea presiunii. *Argumentați răspunsurile.*

10. În sistemul $\text{CO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(g)}$ concentrațiile inițiale CO și Cl_2 sunt egale cu 0,28 și, respectiv, 0,09 mol/l; concentrația de echilibru a lui CO a devenit 0,20 mol/l. Determinați valoarea constantei de echilibru.

11. Concentrațiile inițiale ale oxidului de azot(II) și clorului în sistemul: $2\text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{NOCl}_{(g)}$ constituie 0,5 mol/l și, respectiv, 0,2 mol/l. Determinați valoarea constantei de echilibru, dacă până la momentul de echilibru au reacționat 20% de oxid de azot(II).

12. Calculați constanta de echilibru a reacției de sinteză a amoniacului, știind că în starea de echilibru concentrația amoniacului constituie 0,4 mol/l, a azotului – 0,03 mol/l, a hidrogenului – 0,1 mol/l.

13. În sistemul $\text{FeO}_{(s)} + \text{CO}_{(g)} \leftrightarrow \text{Fe}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$, aflat la echilibru, concentrațiile CO și CO_2 sunt egale corespunzător cu 0,05 și 0,01 mol/l. Calculați concentrațiile de echilibru ale acestor substanțe în

sistem după mărirea temperaturii până la 1000°C, știind că constanta de echilibru la această temperatură are valoarea de 0,5.

14. Calculați valoarea constantei de echilibru a reacției $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$, știind că concentrația inițială N_2O_4 constituie 0,08 mol/l, iar la momentul stabilirii echilibrului a reacționat 50% N_2O_4 .

Sarcini pentru lucrul individual

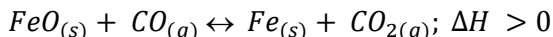
1. Determinați de câte ori va crește viteza reacției directe în sistemul gazos $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$, dacă vom mări presiunea în sistem de 5 ori?

2. De câte ori va crește viteza de reacție de combinare a oxigenului cu hidrogenul, dacă concentrația hidrogenului va crește de 4 ori?

3. De câte ori va crește viteza de reacție la creșterea temperaturii cu 50°C, dacă coeficientul de temperatură este egal cu 2?

4. La 150°C o reacție decurge timp de 16 min. Peste câte minute se va termina reacția la 200°C și la 80°C, dacă coeficientul de temperatură al reacției este egal cu 2,5?

5. Se dă sistemul aflat la echilibru:



Scrieți expresia pentru constanta de echilibru. Stabiliți în ce direcție se va deplasa echilibrul chimic la: mărirea concentrației oxidului de carbon(IV); micșorarea temperaturii; mărirea presiunii. Argumentați răspunsurile.

6. Determinați valoarea constantei de echilibru pentru reacția $A + B \leftrightarrow C + D$, dacă concentrațiile inițiale ale substanțelor A și B sunt egale cu 0,8 mol/l, iar în momentul stabilirii echilibrului au devenit egale cu 0,6 mol/l.

7. În sistemul $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \leftrightarrow COCl_{2(g)}$ concentrațiile inițiale ale monooxidului de carbon și clorului sunt egale cu 0,28 și, respectiv, 0,09 mol/l; concentrația de echilibru a monooxidului de carbon a devenit 0,20 mol/l. Determinați valoarea constantei de echilibru.

8. Determinați partea de masă a clorului molecular descompus în atomi, dacă constanta de echilibru are valoarea de $4,2 \cdot 10^{-4}$, iar concentrația inițială a clorului este 0,04 mol/l.

SOLUȚII. DISOCIAȚIA ELECTROLITICĂ

Pentru rezolvarea sarcinilor practice legate de soluții este necesar:

- a defini noțiunile de soluții și solubilitatea substanțelor;
- a utiliza diverse moduri de exprimare a compoziției soluțiilor și a solubilității substanțelor;
- a prepara soluții cu o anumită concentrație;
- a explica esența procesului de disociație electrolică;
- a descrie tipurile de echilibru în soluții de electroliți;
- a argumenta fenomenul de hidroliză a sărurilor;
- a colecta, evalua, interpreta și aplica datele experimentale pentru soluționarea problemelor teoretice și practice noi;
- a aplica cunoștințele teoretice în rezolvarea problemelor teoretice și experimentale.

Soluția reprezintă un amestec **omogen**, alcătuit din două sau mai multe substanțe, care formează o singură fază (gazoasă, lichidă sau solidă). Substanța care predomină din punct de vedere cantitativ se numește *solvent* (dizolvant), iar substanța care se găsește în cantitate mai mică se numește *solut* (substanță dizolvată).

Lucrarea nr. 1

Determinarea solubilității substanțelor

Considerații teoretice. Proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-un anumit dizolvant se numește *solubilitate*. Cantitativ, solubilitatea reprezintă masa maximală de substanță, care se poate dizolva într-o anumită cantitate de solvent. Solubilitatea substanțelor depinde de temperatură: solubilitatea gazelor scade la creșterea temperaturii, iar solubilitatea substanțelor lichide și solide, de regulă, crește odată cu ridicarea temperaturii.

Soluția care conține cantitatea maximă de substanță dizolvată (la temperatura respectivă) se numește **soluție saturată**. Într-o soluție saturată nu se mai dizolvă o nouă cantitate de substanță adăugată. Soluțiile *nesaturate* / *suprasaturate* conțin, respectiv, o cantitate mai mică / mai mare de substanță comparativ cu soluțiile saturate. Soluțiile suprasaturate pot fi obținute la răcirea cu precauție a soluțiilor saturate la

temperatura ridicată. O particularitate principală a soluțiilor suprasaturate este instabilitatea lor.

Cel mai frecvent, solubilitatea, exprimată prin coeficient de solubilitate, indică masa maximală de substanță, care se dizolvă în 100 g / 100 ml solvent (de regulă, apă) la temperatura dată:

$$S^T = \frac{m_{subst.}}{100 \text{ g (sau 100 ml) solvent}}$$

Se dizolvă reciproc bine substanțele care se aseamănă după natura chimică și structură (substanțele polare se dizolvă în solvenți polari, iar cele nepolare – în solvenți nepolari).

1.1. Determinarea solubilității și a curbei de solubilitate ale dicromatului de potasiu

Materiale și utilaje: eprubetă de 60 cm³, termometru, agitator de sârmă inoxidabilă, pipetă de 10 cm³, biuretă, trepied cu sită metalică, pahar Berzelius de 250 cm³, bec de gaz, cântar electronic, dicromat de potasiu.

Descrierea instalației. Pe sita de pe trepied se plasează paharul Berzelius **1** umplut 2/3 cu apă pentru termostatare, în care se introduce în poziție verticală eprubeta **2** fixată de stativ cu o clemă. În eprubetă se introduce un termometru **3** și sârma inoxidabilă **4**, care joacă rol de agitator (Fig. 23).

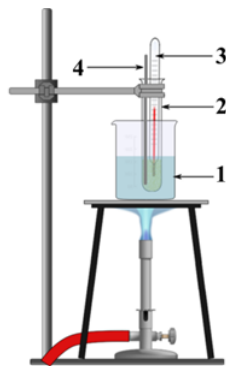


Fig. 23. Instalație pentru determinarea solubilității la o anumită temperatură.

Procedeu experimental. Se cântăresc 6 g dicromat de potasiu, se trec cantitativ într-o eprubetă de 50 cm³ și se adaugă, cu ajutorul cilindrului gradat, 15 cm³ apă distilată. Se introduce în eprubetă termometrul. Eprubeta astfel pregătită se introduce în paharul cu apă pentru termostatare la o anumită temperatură. În acest sens, paharul se încălzește pe o sită metalică cu ajutorul unui bec de gaz. Se continuă încălzirea până la dizolvarea completă, sub agitare continuă. După ce toată cantitatea de K₂Cr₂O₇ s-a dizolvat, se scoate eprubeta din pahar și

se lasă să se răcească încet, agitând-o din când în când. În momentul în care se observă apariția primelor cristale de $K_2Cr_2O_7$, se citește temperatura indicată de termometru și se notează în coloana 3 a tabelului de mai jos.

Masa $K_2Cr_2O_7$, g	Masa H_2O , g	Temperatura de cristalizare, °C	Solubilitatea, g/cm ³

După fixarea temperaturii de cristalizare se adaugă încă 5 cm³ apă distilată în aceeași eprubetă. Dacă apa adăugată produce recristalizarea prin răcire, eprubeta se va încălzi în vasul de termostatare până la dizolvarea cristalelor formate, apoi se procedează din nou ca și mai sus. Se scoate eprubeta din stativ și se răcește cu agitare până la apariția cristalelor de $K_2Cr_2O_7$, când se citește temperatura. Datele se vor nota în tabelul de mai sus. Fiecare determinare se va repeta de trei ori (încălzire până la dizolvare completă și răcire până la temperatura când apar primele cristalite în soluție).

În mod asemănător se procedează cu un nou volum de apă (încă 5 cm³). Din datele notate în tabel se calculează solubilitatea corespunzătoare fiecărei temperaturi și se notează rezultatele în coloana a patra a tabelului. În baza datelor obținute se va trasa curba solubilității $K_2Cr_2O_7$ în funcție de temperatură.

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și se analizează calculele realizate. Din curba solubilității, prin extrapolare, se determină solubilitatea $K_2Cr_2O_7$ la temperaturile 50°C și 60°C.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

1.2. Solubilitatea aerului în apă

Materiale și utilaje: termometru, balon rotund cu fundul plat de 200 – 250 ml, dop de cauciuc perforat, tub de evacuare a gazului, cilindru gradat, eprubetă cu inel din cauciuc, cristalizator.

Descrierea instalației.

Balonașul *1*, fixat pe un stativ metallic, se astupă cu un dop de cauciuc perforat, în care se introduce tubul de evacuare a gazelor *2* și se controlează dacă dopul astupă ermetic balonașul. Capătul tubului se introduce în vasul cu apă *4*. Gazul degajat este colectat în eprubeta *3*, îmbrăcată pe capătul tubului de evacuare a gazului (Fig. 24).

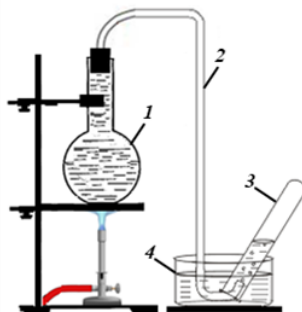


Fig. 24. Instalație pentru măsurarea solubilității aerului în apă.

Procedeu experimental. În balonaș se toarnă apă până la nivelul de jos al dopului, măsurându-i volumul cu un cilindru gradat. Se umple cu apă și tubul de evacuare a gazului, unindu-se cu balonașul în așa mod, încât să nu conțină bule de aer. Apa din balonaș se încălzește și se fierbe până nu se mai degajă bule de gaz. Nivelul apei dezlocuite din eprubeta *3* se fixează cu un inel de cauciuc, egalând nivelul apei din eprubeta *3* și vasul *4*. Când tot aerul dizolvat se va degaja, scoateți tubul de evacuare a gazului din vasul *4* și încetați încălzirea. Volumul aerului degajat se determină turnând apă în eprubeta *3* până la nivelul inelului de cauciuc și măsurând volumul ei cu un cilindru gradat. Fixați și înscrieți indicațiile termometrului în laborator.

Rezultate și discuții. Notați observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și analizați datele colectate după cum urmează:

1. Calculați presiunea parțială a aerului acumulat deasupra apei (presiunea parțială a vaporilor de apă la temperatura realizării experimentului se determină din Tabelul 1 din *Anexe*).
2. Calculați volumul aerului (fără vapori de apă) dizolvat în apă în condițiile experimentului.
3. Calculați volumul aerului (uscăt) dizolvat în 100 ml de apă.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Lucrarea nr. 2

Prepararea soluțiilor cu o anumită concentrație

Considerații teoretice. Compoziția cantitativă a unei soluții – concentrația soluției, care exprimă raportul dintre cantitatea de substanță dizolvată și cantitatea de solvent sau soluție, poate fi exprimată în mai multe moduri.

Partea de masă a substanței în soluție (fracție de masă, concentrație procentuală) indică ce parte (de regulă, în %) din masa soluției reprezintă masa substanței dizolvate:

$$\omega_{\%}(subst.) = \frac{m_{subst.}}{m_{soluției}} \cdot 100\%$$

Concentrația molară (molaritatea) indică ce cantitate (mol) de substanță se conține într-un litru de soluție:

$$C_M = \frac{V_{subst.}}{V_{soluției (l)}} \left[\frac{mol}{l}, M \right]$$

Concentrația molară a echivalentului (concentrația normală sau normalitatea) indică câți mol-echivalenți de substanță dizolvată conține 1 litru de soluție:

$$C_N = \frac{V_e(subst.)}{V_{soluției (l)}} \left[\frac{mol}{l}, N \right]$$

Concentrația molală (molalitatea) indică câți moli de substanță dizolvată se conțin într-un kilogram de solvent:

$$C_M = \frac{V_{subst.}}{m_{solvent (kg)}} \left[\frac{mol}{kg} \right]$$

Fracția molară indică ce parte din numărul total de moli de substanțe din soluție reprezintă numărul de moli de substanță dizolvată:

$$\chi = \frac{V_{subst.}}{V_{subst.} + V_{solvent}}$$

Titrul soluției reprezintă masa substanței dizolvate în 1 ml soluție:

$$T = \frac{m_{subst.}}{V_{soluției (ml)}}$$

Materiale și utilaje: cântar electronic, set de areometre pentru determinarea densității soluțiilor, pahar Berzelius (100 cm³), balon cotat (100 cm³), cilindru gradat (50 cm³), baghetă de sticlă, spatulă, soluție de acid sulfuric concentrat, cristalohidrați Na₂CO₃·10H₂O și CuSO₄·5H₂O.

2.1. Prepararea soluției de carbonat de sodiu

Calculați masa carbonatului de sodiu cristalohidrat $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ necesară pentru prepararea a 20 g de soluție cu partea de masă a Na_2CO_3 de 10% și volumul de apă necesar pentru dizolvarea sării.

Procedeu experimental. Cântăriți masa necesară de sodă, într-un cilindru gradat măsurați volumul calculat de apă, turnați apă în paharul cu sodă și dizolvați sarea agitând cu o baghetă de sticlă și încălzind soluția, dacă este necesar. Soluția obținută turnați-o în vasul comun cu eticheta Na_2CO_3 .

2.2. Prepararea soluției de acid

Determinați cu ajutorul areometrului densitatea soluției de acid sulfuric concentrat. Din Tabelul 2 (*Anexe*) determinați partea (fracția) de masă ce corespunde densității soluției de acid din laborator.

Calculați masa și volumul acidului sulfuric concentrat necesar pentru prepararea soluției cu masa de 50 g și partea (fracția) de masă de 10%. Determinați volumul necesar de apă și măsurați-l cu un cilindru gradat.

Procedeu experimental. Turnați apa într-un pahar (sau balon). Măsurați în alt cilindru volumul calculat de acid și (**A t e n t !**), la agitare permanentă, turnați-l în paharul cu apă. Lăsați soluția obținută să se răcească până la temperatura de cameră, turnați soluția într-un cilindru îngust și fixați, cu ajutorul areometrului, densitatea soluției obținute. Folosindu-vă de Tabelul 2, determinați partea (fracția) de masă a acidului ce corespunde densității fixate și, în așa mod, controlați precizia efectuării experimentului.

Calculați concentrația molară a echivalentului (normală) pentru soluția obținută. Soluția turnați-o în vasul comun cu eticheta H_2SO_4 .

2.3. Prepararea soluției de sulfat de cupru(II)

Calculați masa cristalohidratului $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ necesar pentru prepararea a 50 ml soluție cu concentrația 0,02 N (la calcule luați în considerare că factorul de echivalență pentru sarea anhidră și cristalohidrat este același).

Procedeu experimental. Cântăriți masa necesară de cristalohidrat. Printr-o pâlnie conică transferați cristalohidratul într-un balonaș cotate (50 ml), spălați minuțios pâlnia cu apă distilată (să nu rămână pe ea urme de sare). Dizolvați sarea din balonașul cotate într-o cantitate mică de apă, apoi adăugați apă până la cotă, astupați balonașul cu un dop și amestecați bine soluția.

Soluția obținută în așa mod turnați-o într-un cilindru îngust, cu ajutorul areometrului determinați-i densitatea și calculați partea (fracția) de masă a sulfatului de cupru(II) în această soluție.

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării lucrării și se analizează calculele realizate.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Lucrarea nr. 3 Disociația electrolitică

Considerații teoretice. Se cunoaște că soluțiile apoase ale acizilor, bazelor și sărurilor conduc curentul electric, adică sunt electroliti. La fel, s-a stabilit că presiunea osmotică determinată experimental, precum și scăderea presiunii de vapori saturați, coborârea punctului de îngheț și a celui de fierbere ale soluțiilor acestor substanțe au valori mai mari decât cele calculate după legile lui *Van't Hoff* și *Raoult*. Aceste particularități ale soluțiilor de electroliti au fost explicate în 1887 de savantul suedez *Svante Arrhenius*, care a elaborat *teoria disociației electrolitice*.

Proprietățile generale ale soluțiilor depind nu de natura substanței dizolvate, ci de numărul de particule conținute în soluție. Ideea principală a teoriei lui Arrhenius constă în aceea că moleculele electrolitilor – acizilor, bazelor și sărurilor – în soluție se descompun în ioni, de aceea numărul de particule în soluție este mai mare decât numărul de molecule dizolvate.

Ionii sunt particule care au sarcină electrică: cationi – ioni încărcăți pozitiv și anioni – ioni încărcăți negativ. Soluțiile electrolitilor conduc curentul electric datorită prezenței în soluția lor a ionilor care sunt purtătorii curentului electric.

Disocierea electrolitică depinde atât de natura chimică a electrolitului, cât și de natura solventului. Disociază la dizolvare numai substanțele cu legătura ionică sau covalentă puternic polară. Disocierea electrolitică se produce de asemenea numai la dizolvarea în solvenți polari. De regulă, disocierea este un proces reversibil, ceea ce înseamnă că în soluție există și molecule nedisociate.

Materiale și utilaje: set de eprubete, cleștar pentru eprubetă, soluții diluate de acizi și baze alcaline, soluții de săruri, soluții de indicatori, hârtie de indicator universal.

Procedeu experimental

3.1. Interacțiunea electroliților în soluții apoase

a. Turnați într-o eprubetă 1 – 2 ml de soluție de acid clorhidric și adăugați câteva picături de soluție de nitrat de argint. Ce observați? În același mod încercați acțiunea soluției de nitrat de argint asupra soluțiilor de clorură de sodiu, clorură de cupru(II) și clorură de fier(III), luate fiecare aparte în eprubete. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă ionică. Cu ce ecuație ionică redusă pot fi exprimate toate cele patru reacții?

b. Încercați (în eprubete diferite) acțiunea soluției de nitrat de argint asupra soluțiilor de $KClO_3$ și $CHCl_3$. De ce nu apare sediment?

3.2. Amfoteritatea

a. Turnați într-o eprubetă 1 – 2 ml de soluție de sulfat de zinc și adăugați câteva picături de soluție de hidroxid de sodiu 2 N. Ce observați? Scrieți ecuația reacției în formă ionică.

b. Amestecul de lichid și sediment obținut agitați-l bine și împărțiți-l în două eprubete. În una din eprubete adăugați soluție de acid clorhidric, iar în a doua – exces de soluție de hidroxid de sodiu 2 N. Ce observați? Scrieți ecuațiile reacțiilor respective în formă ionică.

3.3. Schimbarea culorii indicatorilor în soluții acide și baze

a. Luați în eprubete câte 2 – 3 ml de soluții de acizi clorhidric și acetic, hidroxizi de sodiu și de amoniu. Adăugați în fiecare eprubetă câteva picături de fenolftaleină și observați cum se schimbă culoarea. Verificați cum se comportă în soluții acide și bazice metiloranjul, turnesolul și indicatorul universal.

b. Folosind indicatorul universal, determinați valorile pH-ului apei și soluțiilor 0,1 N de acizi: clorhidric, acetic și fosforic; de baze:

hidroxizi de sodiu și de amoniu. Se deosebesc oare valorile pH-ului soluțiilor de acizi tari și slabi de aceeași concentrație? Ce legătură este între concentrația ionilor de hidrogen și pH-ul soluțiilor? Cum se schimbă pH-ul soluțiilor de acizi fosforic, acetic și al hidroxidului de amoniu la adăugarea substanțelor solide de fosfat de sodiu, acetat de sodiu și clorură de amoniu în soluțiile corespunzătoare. Explicați fenomenele observate în baza ecuațiilor reacțiilor respective și constantelor de disociere pentru unii electroliți slabi date în Tablul 3 din *Anexe*.

3.4. Deplasarea echilibrelor ionice

a. Turnați într-o eprubetă 3 ml de acid acetic, iar în alta 5 ml de apă. În ambele eprubete adăugați câte 2 – 3 picături de metiloranj. Lăsați eprubeta cu apă în calitate de etalon, iar în cealaltă eprubetă adăugați puțin acetat de sodiu. Ce observați? Cum se schimbă concentrația ionilor de hidrogen în soluție după ce am adăugat acetat de sodiu? Explicați fenomenul observat în baza ecuației chimice aplicând legea acțiunii maselor.

b. Turnați într-o eprubetă 3 ml de acid clorhidric cu concentrația de 1 M și adăugați în el o granulă de zinc. Când eliminarea hidrogenului va deveni destul de intensivă, adăugați puțin acetat de sodiu solid. Explicați schimbarea vitezei de degajare a hidrogenului. Scrieți ecuația reacției în formele moleculară și ionică.

c. În două eprubete turnați câte 3 ml de soluție de hidroxid de sodiu cu concentrația de 2 M. În una adăugați puțină clorură de amoniu solidă și dizolvați-o prin agitare. În ambele eprubete adăugați câte 1 – 2 ml de soluție de clorură de magneziu. De ce în una din eprubete nu se observă depunerea sedimentului? Explicați acest fenomen în baza ecuațiilor reacțiilor respective.

3.5. Produsul de solubilitate

a. Amestecați într-o eprubetă câte 1 ml de soluții saturate de clorură de stronțiu și suflat de calciu. Ce se întâmplă? Repetați experiența luând câte 1 ml de soluții saturate de clorură de calciu și sulfat de stronțiu. Se va observa formarea sedimentului? Explicați rezultatele experiențelor folosind valorile produsului de solubilitate prezentate în Tabelul 4 din *Anexe*.

b. Turnați într-o eprubetă 1 – 2 ml de soluție de nitrat de plumb(II) și adăugați 2 – 3 ml de soluție de sulfat de sodiu. Separați sedimentul prin decantare, adăugați la el câteva picături de sulfură de amoniu și amestecați cu o baghetă de sticlă. Cum se schimbă culoarea sedimentului? Scrieți ecuațiile reacțiilor.

c. Obțineți în eprubete aparte sedimente de carbonat de calciu și de oxalat de calciu. Decantați soluția, iar la sedimente adăugați soluție de acid acetic. Repetați experiența cu sedimente proaspete înlocuind acidul acetic cu acid clorhidric. Scrieți ecuațiile reacțiilor respective și explicați rezultatele obținute în baza constantelor de disociere ale acizilor din Tabelul 3 și ale produsului de solubilitate din Tabelul 4 din *Anexe*.

3.6. Hidroliza sărurilor

a. Mediul soluțiilor de săruri la hidroliză. Turnați în 4 eprubete câte 1 ml de soluții de sulfat de cupru(II), carbonat de sodiu, clorură de sodiu, clorură de fier(III). Încercați acțiunea lor asupra hârtiei de indicator universal. Explicați observațiile în baza ecuațiilor reacțiilor de hidroliză.

b. Influența temperaturii asupra hidrolizei. Luați într-o eprubetă 1 ml de soluție de acetat de sodiu de 0,5 M și adăugați câteva picături de fenolftaleină. Încălziți lichidul până la fierbere. Cum se schimbă culoarea? Răciți soluția. Ce observați? Explicați fenomenele observate în baza ecuației reacției de hidroliză.

c. Influența diluției asupra hidrolizei. Turnați într-o eprubetă 1 ml de soluție de clorură de stibiu(III) și diluați soluția cu apă. Scrieți ecuația reacției de hidroliză, luând în considerare că în rezultatul reacției se obțin săruri bazice. Soluția cu sediment păstrați-o pentru experiența următoare.

d. Reversibilitatea hidrolizei. La soluția cu sediment din experiența precedentă (c) turnați acid clorhidric până la dizolvarea completă a sedimentului, apoi turnați din nou apă. Explicați fenomenele observate.

e. Hidroliza deplină. La soluția unei sări de aluminiu adăugați soluție de carbonat de sodiu. Ce fenomene observați? Scrieți ecuațiile reacțiilor respective.

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării experimentelor. Se explică fenomenele observate în baza ecuațiilor ionice ale reacțiilor.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Sarcini de evaluare și autoevaluare

1. Soluția apoasă de sulfat de zinc servește în industrie pentru obținerea electrolitică a acestui metal. Solubilitatea în apă a sulfatului de zinc la 30°C este 61,3 g în 100 g apă. Ce masă de apă va fi necesară pentru dizolvarea a 1000 kg de sare la această temperatură?

2. Partea de masă a sulfatului de potasiu în soluția saturată la 10°C este egală cu 8,44%. Determinați solubilitatea sulfatului de potasiu la această temperatură.

3. În 400 ml de apă s-au dizolvat 5,72 g de cristalohidrat de carbonat de sodiu ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Calculați partea de masă și fracția molară, concentrația molară, normală, molalitatea și titrul sării în soluția obținută.

4. În ce masă de apă trebuie de dizolvat 1 m³ de amoniac gazos, măsurat la 12°C și presiunea de 102,6 kPa, pentru ca partea lui de masă în soluție să devină 25%?

5. Oxidul de fosfor(V), obținut la arderea fosforului în oxigen, a fost dizolvat în 500 ml soluție de acid ortofosforic ($\rho = 1,7 \text{ g/cm}^3$ și $\omega = 85\%$). Astfel, partea de masă a acidului a crescut cu 7,6%. Calculați masa fosforului ars.

6. Au fost amestecate 500 ml soluție 3 M de acid sulfuric cu densitatea 1,08 g/cm³ cu 300 g soluție de acid sulfuric cu partea de masă 10%. Calculați partea de masă, concentrația molară a echivalentului și titrul soluției finale.

7. Calculați fracția de masă și titrul soluției de acid sulfuric cu concentrația molară a echivalentului egală cu 0,02 N (densitatea soluției este 1,28 g/ml).

8. Pentru producerea industrială a superfosfatului se folosește soluție în care partea de masă a acidului sulfuric alcătuieste 65% ($\rho = 1,552 \text{ g/cm}^3$). Ce volum de apă și soluție de acid cu partea de masă de

92% ($\rho = 1,824 \text{ g/cm}^3$) se consumă pentru prepararea a unei tone de asemenea soluție?

9. Calculați masa nitratului de potasiu sedimentat în rezultatul răcirii a 200 g soluție saturată la 60° până la 0°C , știind că solubilitatea sării la aceste temperaturi este egală cu 110 g și 15 g, respectiv.

10. Calculați pH-ul soluției de acid clorhidric, dacă în 500 ml soluție se conțin 0,73 g HCl ($\alpha = 1$).

11. Constanta de disociere a NH_4OH este egală cu $1,8 \cdot 10^{-5}$. Care este pH-ul soluției de NH_4OH cu $C_M = 0,1 \text{ M}$?

12. Produsul solubilității BaSO_4 este egal cu $1,1 \cdot 10^{-10}$. Care este solubilitatea sării (în mol/l și g/l) la temperatura dată?

13. Determinați dacă se obține precipitat la amestecarea a 100 ml de soluție de AgNO_3 ($C_M = 10^{-4} \text{ M}$) cu 150 ml de soluție de Na_2S ($C_N = 10^{-5} \text{ N}$)?

Sarcini pentru lucrul individual

1. La o anumită temperatură solubilitatea hidrogenului sulfurat în alcool ($\rho = 0,8 \text{ g/cm}^3$) se exprimă prin raportul volumetric 10:1. Determinați partea de masă a H_2S în această soluție.

2. Solubilitatea KMnO_4 la 20°C este egală cu 6,3 g. Determinați concentrația acestei soluții ($\omega\%$, C_M , C_N , C_m , T).

3. Ce masă de $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ trebuie de adăugat la 800 g de apă pentru ca soluția de ZnSO_4 să fie de 5%?

4. În ce volum de apă trebuie de dizolvat 1 m^3 de clorură de hidrogen (c.n.) pentru a obține o soluție cu partea de masă 20%?

5. Calculați pH-ul soluției de NaOH cu partea de masă 0,5%, dacă $\alpha = 1$ și $\rho = 1 \text{ g/ml}$?

6. Determinați concentrația molară și normală a soluției de acid azotic cu partea de masă de 20,8% ($\rho = 1,12 \text{ g/cm}^3$). Ce masă a acidului se conține în 4 l de asemenea soluție?

7. Produsul solubilității Ag_3PO_4 este egal cu $1,8 \cdot 10^{-18}$. Care va fi solubilitatea Ag_3PO_4 (în mol/l și g/l) într-o soluție de $0,01 \text{ M AgNO}_3$?

8. La ce valoare a concentrației ionului OH^- va începe sedimentarea $\text{Ni}(\text{OH})_2$ din soluția nitratului de nichel(II) cu concentrația de $0,01 \text{ M}$?

REAȚII DE OXIDO-REDUCERE

Pentru rezolvarea sarcinilor practice legate de reacțiile de oxido-reducere este necesar:

- a aplica noțiunile de reacție de oxido-reducere, oxidant, reducător, procese de oxidare și reducere;
- a prognoza proprietățile redox ale substanței reieșind din gradul de oxidare al elementelor;
- a deduce produșii de reacție redox prin observare și experiment;
- a utiliza metoda bilanțului electronic și cea a semireacțiilor pentru stabilirea coeficienților stoichiometrici în reacțiile redox;
- a colecta, evalua, interpreta și aplica datele experimentale pentru soluționarea problemelor teoretice și practice noi;
- a aplica cunoștințele teoretice în rezolvarea problemelor teoretice și experimentale.

Grad de oxidare (stare de oxidare, număr de oxidare) – sarcina electrică *convențională* pe care ar avea atomii în molecule sau ioni, dacă se presupune că cuplurile comune de electroni sunt complet deplasate spre atomii cu electronegativitate mai mare.

Reguli pentru determinarea gradului de oxidare:

a) Suma gradelor de oxidare ale atomilor în moleculă este egală cu zero, iar într-un ion – cu sarcina acestui ion.

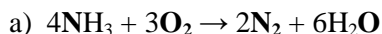
b) Gradul de oxidare al atomilor în moleculele substanțelor simple este egal cu zero.

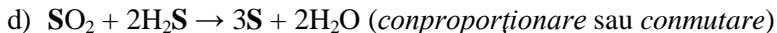
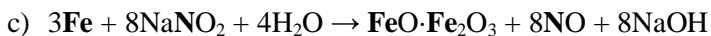
c) În substanțele compuse, atomii de oxigen au grad de oxidare -2 (excepție în peroxizi (-1) (H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2) și OF_2 (+2)); atomii de hidrogen au grad de oxidare +1 (excepție (-1) în hidrurile metalelor active (NaH , CaH_2)).

Reacțiile chimice în procesul cărora are loc *variația gradului de oxidare* al elementelor din componența substanțelor reactante, ca rezultat al transferului de electroni, se numesc **reacții de oxido-reducere** sau **reacții redox**.

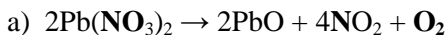
Reacțiile redox pot fi clasificate în următorul mod:

1. Reacții redox intermoleculare (oxidantul și reducătorul intră în componența diferitor substanțe):

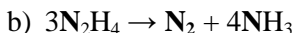
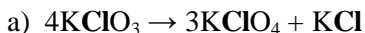




2. Reacții redox intramoleculare (oxidantul și reducătorul intră în componența aceleiași substanțe):



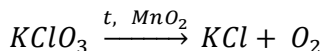
3. Reacții de disproporționare (autooxidare-autoreducere):



La scrierea ecuațiilor reacțiilor redox trebuie să se stabilească în primul rând rolul fiecărui participant la reacție; respectiv se stabilește care sunt oxidantul, reducătorul și mediul de reacție. Apoi, în funcție de potențialul de electrod al speciilor electroactive și de natura și concentrația mediului de reacție se stabilesc produșii de reacție. Ținând cont de gradele de oxidare ale speciilor redox implicate în reacție, se scriu cele două semireacții: reacția de reducere și reacția de oxidare, utilizând una dintre metodele ionoelectronică, electronică sau algoritmică. Pe baza celor două semireacții se stabilesc coeficienții oxidantului și reducătorului – coeficienții de bază sau coeficienții principali, ținându-se cont de faptul că *numărul de electroni cedați de reducător trebuie să fie egal cu numărul de electroni primiți de oxidant*. În cele din urmă se stabilesc coeficienții celorlalte substanțe implicate în reacție – coeficienții secundari, respectiv pentru substanțele care participă prin procese de schimb ionic fără schimb electronic de tip redox. La stabilirea coeficienților secundari, coeficienții de bază se pot modifica, dar raportul dintre ei trebuie să rămână constant.

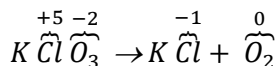
Metoda electronică se poate aplica la orice tip de reacție redox, dar prezintă un dezavantaj: permite stabilirea doar a coeficienților principali, fără a da alte informații asupra sistemului de reacție. Această metodă este indicată la stabilirea coeficienților reacțiilor redox de descompunere în fază solidă sau a reacțiilor intramoleculare.

Spre exemplu:

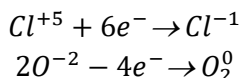


Algoritmul de determinare a coeficienților de bază prin metoda electronică poate fi prezentat succint în următorul mod:

1. Stabilim elementele la care se modifică gradele de oxidare în procesul reacției:



2. Aceste elemente se scriu separat, respectând legea conservării masei, cu scopul determinării numărului de electroni cedați și adionați:

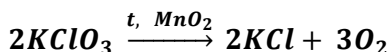


Dacă atomul care participă la procesul redox face parte dintr-o substanță simplă, în schemă se înscrie molecula substanței (O_2 , H_2 , N_2 , O_3 , Br_2 etc.), apoi cu ajutorul coeficienților se egalează numărul de atomi antrenați în cedarea/aditia de electroni.

3. Conform legii conservării sarcinii, numărul de electroni cedați trebuie să fie egal cu numărul de electroni adionați. În scopul egalării lor, stabilim cel mai mic multiplu comun între numărul de electroni cedați și primiți, și, respectiv, determinăm coeficienții stoichiometrici de bază (pentru oxidant și reducător):

Elemente participante la procesul redox	Electroni cedați / acceptați	Cel mai mic multiplu comun	Coeficient de bază
$Cl^{+5} + 6e^- \rightarrow Cl^{-1}$	$+6e^-$	$12e^-$	2
$2O^{-2} - 4e^- \rightarrow O_2^0$	$-4e^-$		3

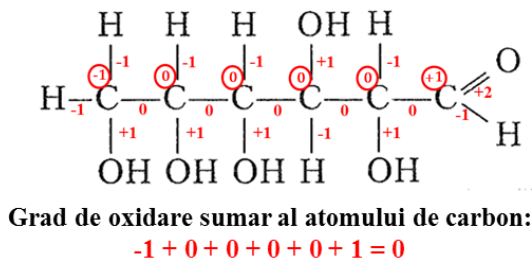
4. Cu ajutorul coeficienților obținuți, egalăm ecuația reacției:



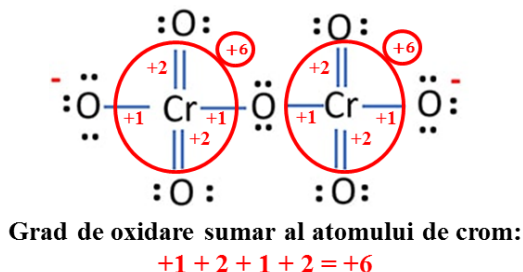
5. Se stabilesc coeficienții celorlalte substanțe implicate în reacție – coeficienții secundari (dacă este cazul, în exemplul de mai sus nu există asemenea substanțe).

În cazul moleculelor organice, în cadrul cărora atomii de carbon formează diverse legături covalente (polare și nepolare) și, respectiv, se află în diferite stări de oxidare, în schema electronică se indică numărul total de atomi de carbon în starea de oxidare sumară. Spre exemplu, în molecula de glucoză ($C_6H_{12}O_6$), gradul de oxidare sumar al celor șase

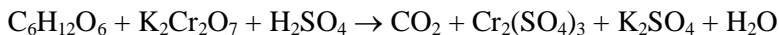
atomi de carbon este egal cu zero, datorită antrenării diferite a acestora în formarea legăturilor chimice:



Exemplu de compus anorganic de acest tip este ionul de dicromat, pentru care în bilanțul electronic se consideră ambii atomi de crom în grad de oxidare +6:



Spre exemplu, pentru ecuația:



schema bilanțului electronic ia forma:

Elemente participante la procesul redox	Electroni cedați / acceptați	Cel mai mic multiplu comun	Coefficient de bază
$6\text{C}^0 - 24e^- \rightarrow 6\text{C}^{+4}$	$-24e^-$	$24e^-$	1
$2\text{Cr}^{+6} + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{+3}$	$+6e^-$		4

Egalând ecuația folosind coeficienții redox de bază obținuți și stabilind coeficienții secundari, obținem:



Metoda ionoelectronică (metoda semireacțiilor) se poate aplica la toate reacțiile redox, atât în soluție, cât și în fază topită, excepție făcând reacțiile de descompunere termică (în fazele solidă, lichidă sau gazoasă) și reacțiile intramoleculare (ca, de exemplu, amestecurile

pirotehnice). În scopul stabilirii coeficienților de reacție prin această metodă, schimbul electronic se face între speciile ionice sau moleculare electroactive existente în sistemul de reacție. Respectiv, schimbul electronic se reprezintă prin două procese iono- sau molecularoelectronice: procesul de reducere a speciei oxidante și procesul de oxidare a speciei reducătoare, cu indicarea transformărilor iono- sau molecularoelectronice care au loc. Apoi, pe baza celui mai mic multiplu comun între numărul electronilor cedați și, respectiv, acceptați se stabilesc coeficienții principali și cei secundari.

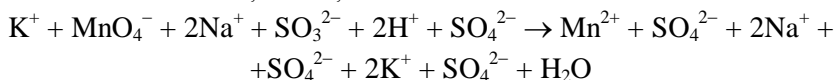
În calitate de exemplu, analizăm modalitatea de stabilire a coeficienților în reacția de reducere a permanganatului de potasiu cu sulfid de sodiu.

Produsele acestei reacții depind de mediul soluției. Astfel, **în mediu acid**, ionii de permanganat se reduc la ioni de mangan(II), conform ecuației:

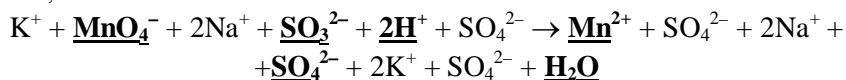


Algoritmul de determinare a coeficienților de bază prin metoda semireacțiilor poate fi prezentat succint în următorul mod:

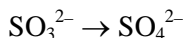
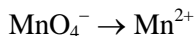
1. Scriem ecuația reacției în formă ionică:



2. Identificăm speciile ionice și moleculare, care participă la reacția redox:

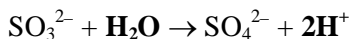
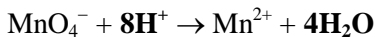


3. Separăm reacția de oxidare și reducere:

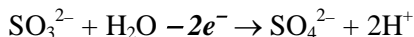
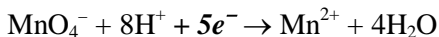


4. În scopul respectării legii conservării masei, se egalează numărul de atomi până la și după reacție. Atomii de oxigen, în mediu acid, se egalează folosind perechea $\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}$. Moleculele de apă se adaugă în acea parte a semireacției, unde este insuficiență de oxigen. Respectiv, în prima din semireacțiile analizate moleculele de apă se adaugă în partea dreaptă a ecuației, iar în cea de-a doua semireacție – în

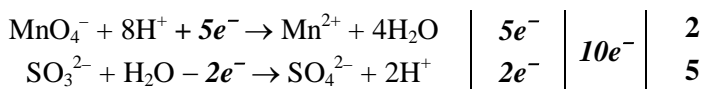
partea stângă. Numărul de atomi de oxigen și hidrogen se egalează cu ajutorul coeficienților potriviți:



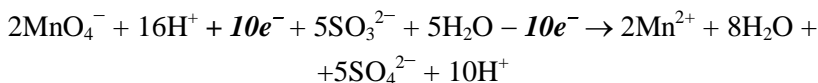
5. Se stabilește numărul de electroni cedați/adiționați de către reducător/oxidant:



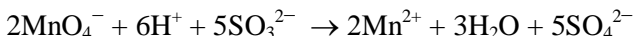
6. În scopul respectării legii conservării sarcinii, se egalează numărul de electroni cedați și adionați analog metodei precedente:



7. Se reunesc ambele semireacții într-o ecuație ionică sumară, ținându-se cont de coeficienți:



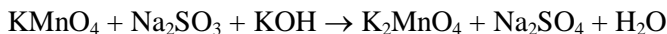
8. Deoarece ecuația chimică egalată este și o ecuație matematică, termenii (ionii, moleculele) care se repetă în partea stângă și dreaptă ale ecuației se reduc. Respectiv, ecuația ionică are forma:



9. Coeficienții de bază astfel obținuți se introduc în ecuația moleculară, apoi se stabilesc coeficienții secundari:

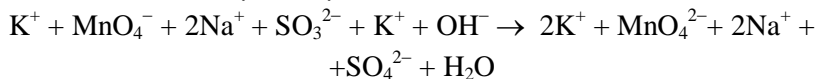


În mediu bazic, ionii de permanganat se reduc la ioni de manganat, conform ecuației:

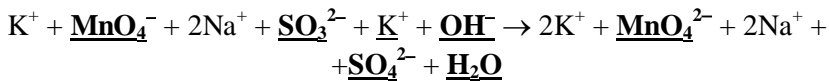


Algoritmul de determinare a coeficienților de bază prin metoda semireacțiilor poate fi prezentat succint în următorul mod:

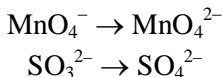
1. Scriem ecuația reacției în formă ionică:



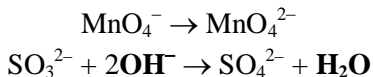
2. Identificăm speciile ionice și moleculare care participă la reacția redox:



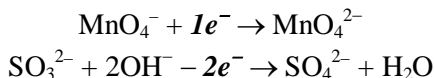
3. Separăm reacția de oxidare și reducere:



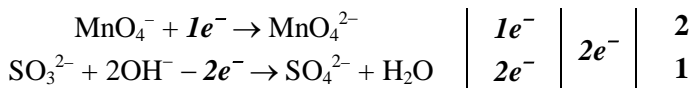
4. În scopul respectării legii conservării masei, se egalează numărul de atomi până la și după reacție. Atomii de oxigen se egalează folosind perechea $\text{OH}^-/\text{H}_2\text{O}$. Moleculele de apă se adaugă în cea parte a semireacției, unde este surplus de atomi de oxigen. Respectiv, în cea de-a doua semireacție (unde se atestă un număr diferit de atomi de oxigen până la și după reacție), moleculele de apă se adaugă în partea dreaptă a ecuației, iar în partea stângă se adaugă ioni de OH^- . Numărul de atomi de oxigen și hidrogen se egalează cu ajutorul coeficienților potriviți:



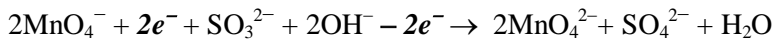
5. Se stabilește numărul de electroni cedați/adiționați de către reducător/oxidant:



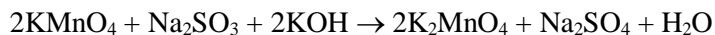
6. În scopul respectării legii conservării sarcinii, se egalează numărul de electroni cedați și adiționați analog metodei precedente:



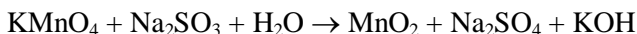
7. Se reunesc ambele semireacții într-o ecuație ionică sumară, ținându-se cont de coeficienți:



8. Coeficienții de bază astfel obținuți se introduc în ecuația moleculară, apoi se stabilesc coeficienții secundari:

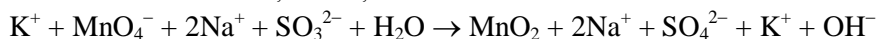


În mediu neutru, ionii de permanganat se reduc la oxid de mangan(IV), conform ecuației:

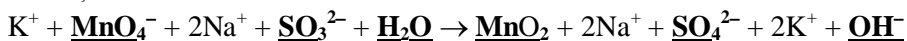


Algoritmul de determinare a coeficienților de bază prin metoda semireacțiilor poate fi prezentat succint în următorul mod:

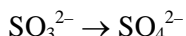
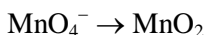
1. Scriem ecuația reacției în formă ionică:



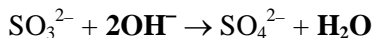
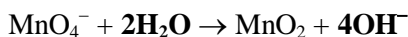
2. Identificăm speciile ionice și moleculare care participă la reacția redox:



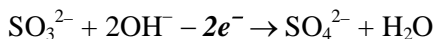
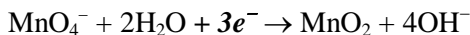
3. Separăm reacția de oxidare și reducere:



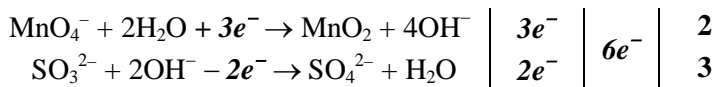
4. În scopul respectării legii conservării masei, se egalează numărul de atomi până la și după reacție. Atomii de oxigen se egalează folosind perechea $\text{OH}^-/\text{H}_2\text{O}$. Moleculele de apă se adaugă în acea parte a semireacției, unde este surplus de atomi de oxigen. Respectiv, în prima din semireacțiile analizate moleculele de apă se adaugă în partea dreaptă a ecuației, iar în cea de-a doua semireacție – în partea stângă. Numărul de atomi de oxigen și hidrogen se egalează cu ajutorul coeficienților potriviți:



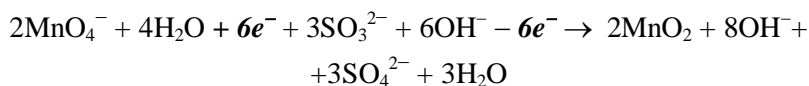
5. Se stabilește numărul de electroni cedați/adiționați de către reducător/oxidant:



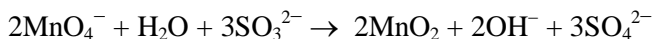
6. În scopul respectării legii conservării sarcinii, se egalează numărul de electroni cedați și adionați analog metodei precedente:



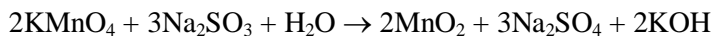
7. Se reunesc ambele semireacții într-o ecuație ionică sumară, ținându-se cont de coeficienți:



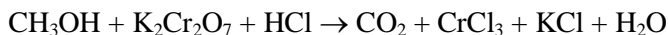
8. Deoarece ecuația chimică egalată este și o ecuație matematică, termenii (ionii, moleculele) care se repetă în partea stângă și dreaptă ale ecuației se reduc. Respectiv, ecuația ionică ia forma:



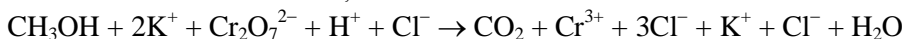
9. Coeficienții de bază astfel obținuți se introduc în ecuația moleculară, apoi se stabilesc coeficienții secundari:



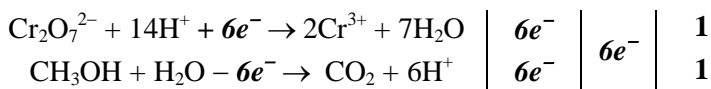
Foarte comodă este aplicarea metodei ionoelectronice pentru reacțiile care decurg în soluții apoase cu participarea **compușilor organici**. Spre exemplu:



Forma ionică a ecuației este:



Alcătuim schema semireacțiilor:



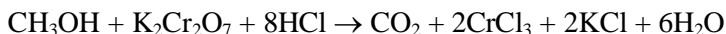
Sumând semireacțiile, obținem:



Reducând termenii asemenea, se obține:



Egalând ecuația moleculară folosind coeficienții redox de bază obținuți și stabilind coeficienții secundari, obținem:

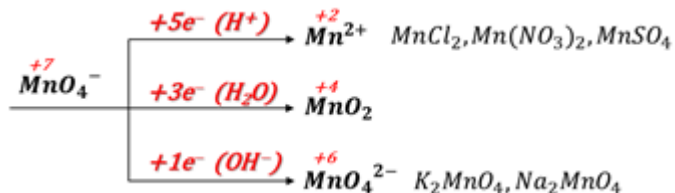


Lucrarea practică nr. 1

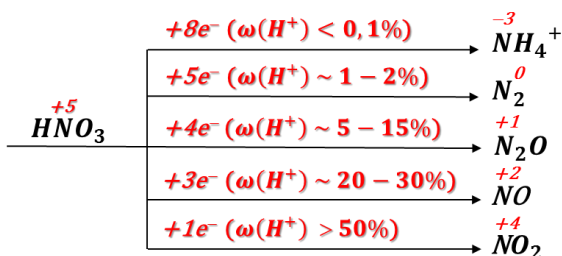
Influența mediului de reacție asupra produșilor redox

Considerații teoretice. Reacțiile redox sunt influențate de o serie de factori, ca: mediul de reacție (respectiv pH-ul soluției, tăria ionică, prezența unor substanțe complexante etc.), concentrația reactanților, temperatura, catalizatorii etc.

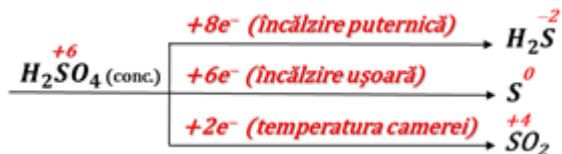
Astfel, spre exemplu, produșii de reducere a permanganatului de potasiu depind de mediul soluției:



În cazul reacțiilor cu participarea acidului azotic, producții de reacție sunt dependenți de concentrația acidului:



Producții de reducere a acidului sulfuric concentrat depind de temperatură:



1.1. Reacții redox în mediu acid

Materiale și utilaje: set de eprubete, cleștar pentru eprubete, soluții diluate de acizi (2 N), soluții de sulfat de fier(II), permanganat de potasiu, hidrogen sulfurat (curent de H₂S din aparatul Kipp) sau acid sulfhidric (soluție apoasă de H₂S), sulfid de sodiu, iodură de potasiu, iodat de potasiu, amidon, bicromat de potasiu, nitrit de sodiu, cupru metalic, soluție de acid azotic concentrat.

Procedeu experimental

a. Într-o eprubetă se introduc 3 ml soluție proaspăt preparată de sulfat de fier(II), peste care se adaugă un volum egal de acid sulfuric 2 N și apoi câteva picături de soluție de permanganat de potasiu. Culoarea violetă a permanganatului dispare datorită reacției care are loc. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

b. Barbotând un curent de H₂S printr-o eprubetă în care se găsesc

3 ml KMnO_4 și 1 ml H_2SO_4 2 N, se observă separarea sulfului coloidal și, totodată, trecerea de la culoarea violetă, caracteristică permanganatului, la incolor, caracteristică manganului în starea de oxidare +2. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

c. La 2 ml soluție sulfid de sodiu se adaugă un volum egal de acid sulfuric 2 N și câteva picături soluție de permanganat de potasiu. Culoarea violetă a permanganatului dispare datorită reacției de oxido-reducere. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

d. La 3 picături de soluție de iodură de potasiu se adaugă 2 ml soluție de acid sulfuric 2 N și 2 – 3 picături de soluție de iodat de potasiu (KIO_3). Îngălbenirea soluției se datorează formării iodului liber, care se poate identifica prin adăugarea soluției de amidon. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

e. Demonstrați experimental că nitritul de sodiu, în mediu acid, are proprietăți reducătoare față de bicromatul de potasiu, conform reacției:



Egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

f. Într-o eprubetă cu strujitură de cupru se adaugă 2 ml acid azotic concentrat. Se observă degajarea unui gaz de culoare brună-roșietică. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

1.2. Reacții redox în mediu neutru

Materiale și utilaje: set de eprubete, cleștar pentru eprubete, soluții de sulfat de cupru(II), permanganat de potasiu, hidrogen sulfurat (curent de H_2S din apartul Kipp), sulfid de sodiu, iodură de potasiu, sulfat de mangan(II), apă de clor, apă de brom, fier metalic sau cui de oțel, hârtie de șmirghel.

Procedeu experimental

a. Într-o soluție de sulfat de cupru(II) se introduce un cui de oțel, care a fost înainte curățat cu hârtie de șmirghel. După un timp se observă depunerea cuprului metalic pe suprafața cuiului. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

b. La 3 ml soluție de iodură de potasiu se adaugă un volum egal de apă de clor. Se observă colorarea soluției în galben-brun datorită formării iodului. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

c. La 5 ml soluție de hidrogen sulfurat se adaugă cu picătura apă de brom. Se observă decolorarea și tulburarea soluției datorită separării sulfului. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

d. La 2 ml soluție de sulfid de sodiu se adaugă câteva picături de permanganat de potasiu. Se observă trecerea culorii de la violet la brun roșcat, datorată reducerii ionului de permanganat la bioxid de mangan, care se depune. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

e. La trei picături soluție de permanganat de potasiu se adaugă câteva picături soluție de sulfat de mangan(II). Se va observa depunerea oxidului de mangan(IV) brun-roșcat. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

1.3. Reacții redox în mediu alcalin

Materiale și utilaje: set de eprubete, cleștar pentru eprubetă, soluții diluate de baze alcaline, soluții de sulfat de crom(III), clorură de mangan(II), permanganat de potasiu, sulfid de sodiu, sulfat de cupru(II), apă de brom.

Procedeu experimental.

a. La 1 ml soluție de $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, obținută în rezultatul reacției dintre o sare de crom(III) și exces de soluție de NaOH 2 N, se adaugă 3 ml apă de brom. După încălzirea soluției, se observă trecerea culorii verzi, datorată $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, în galben, caracteristic cromatului. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

b. La soluție de clorură de mangan(II) se adaugă soluție de hidroxid de sodiu concentrat și apoi apă de brom. Se observă apariția culorii verzi, datorită formării manganatului. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

c. La o soluție de permanganat de potasiu se adaugă câteva picături soluție de sulfid de sodiu și se alcalinizează mediul de reacție cu soluție de hidroxid de potasiu. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

d. Într-o eprubetă se încălzesc până la fierbere amestecul alcătuit din 2 ml sulfat de mangan(II), soluție de hidroxid de potasiu concentrat în exces și 2 ml apă de brom, în prezența câtorva picături soluție de sulfat de cupru(II) drept catalizator. Datorită reacției redox, se observă trecerea de la incolor (sau slab roz) a soluției sării de mangan(II) la

verde, caracteristică manganatului. Scrieți și egalați ecuația reacției. Formulați concluziile.

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării experimentelor. Se explică fenomenele observate în baza ecuațiilor reacțiilor. Ecuațiile reacțiilor se egalează folosind metoda ionoelectronică.

Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

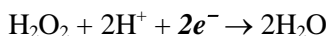
Lucrarea practică nr. 2

Proprietățile redox ale apei oxigenate

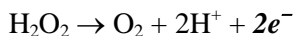
Considerații teoretice. Apa oxigenată (peroxid de hidrogen), H_2O_2 , manifestă proprietăți redox amfotere, datorită gradului de oxidare intermediar (-1) al oxigenului, care în compușii săi poate manifesta gradele de oxidare: -2, -1, 0, +2.

Caracterul redox al peroxidului de hidrogen în mediu acid:

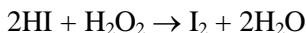
– *acțiunea oxidantă:*



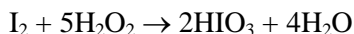
– *acțiunea reducătoare:*



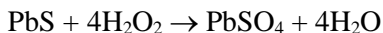
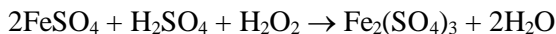
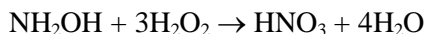
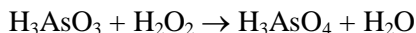
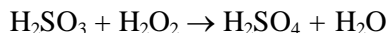
Spre exemplu, apa oxigenată oxidează în mediu acid unii hidracizi:



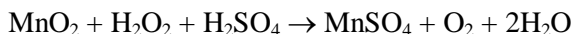
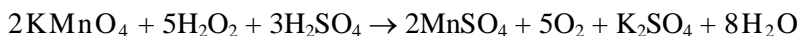
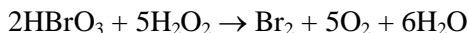
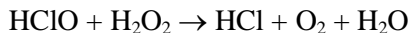
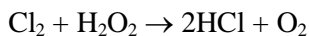
Un exces de H_2O_2 oxidează I_2 la HIO_3 :



H_2O_2 oxidează sulfiții, seleniții, fosfiții, arseniții, NO_2 , N_2H_4 , NH_2OH și alți reducători în mediu acid:

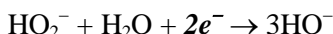


Caracterul reducător al H_2O_2 se manifestă în reacțiile:

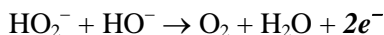


Caracterul redox al peroxidului de hidrogen în mediu bazic:

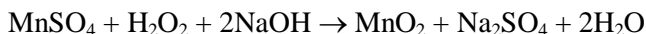
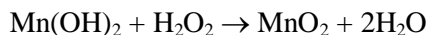
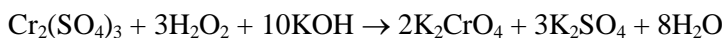
– *acțiunea oxidantă:*



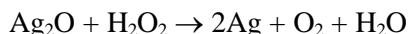
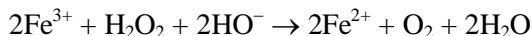
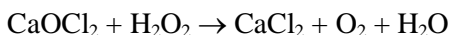
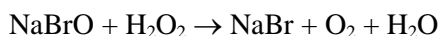
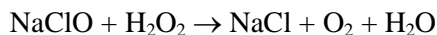
– *acțiunea reducătoare:*



O serie de metale în stări inferioare de oxidare sunt oxidate la stări superioare de către H_2O_2 : $\text{Cr(III)} \rightarrow \text{Cr(VI)}$; $\text{Mn(II)} \rightarrow \text{Mn(IV)}$; $\text{Sn(II)} \rightarrow \text{Sn(IV)}$. Spre exemplu:



Caracterul reducător al peroxidului de hidrogen în mediu alcalin se manifestă în reacțiile:



Materiale și utilaje: set de eprubete, cleștar pentru eprubete, soluții diluate de acizi și baze, strujitură de cupru, cuie de oțel, hârtie de șmirghel, soluție de H_2O_2 de 3%, soluție de hidrogen sulfurat (sau curent de H_2S din aparatul Kipp), soluții de sulfat de fier(II), permanganat de potasiu, sulfat de sodiu, iodură de potasiu, iodat de potasiu, azotat de potasiu, bicromat de potasiu, sulfat de cupru(II), sulfat de mangan(II),

clorură de mangan(II), clorură de fier(III), apă de clor, apă de brom, soluție de amidon.

Procedeu experimental. Caracterul oxidant al apei oxigenate se manifestă atât în mediu acid, cât și în mediu neutru și bazic.

a. La soluția proaspăt preparată de sulfat de fier(II), acidulată cu H_2SO_4 2 N, se adaugă soluție de peroxid de hidrogen. Se observă trecerea culorii verzi-pale a soluției în galben. Scrieți și egalați ecuația reacției. Demonstrați prezența ionilor de fier(III) în soluția finală.

b. Prin soluție de acetat sau nitrat de plumb(II) se trece un curent de hidrogen sulfurat sau soluție de acid sulfhidric. Se observă formarea PbS de culoare neagră. Peste această suspensie se adaugă soluție de H_2O_2 și se încălzește ușor. Se va observa trecerea culorii negre în alb datorită formării PbSO_4 , un precipitat alb. Scrieți și egalați ecuațiile reacțiilor.

c. La o soluție de $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, obținută în rezultatul reacției dintre o sare de crom(III) și exces soluție de KOH 2 N, se adaugă câteva picături de H_2O_2 . Se observă trecerea culorii de la verde intens la galben, la încălzire. Scrieți și egalați ecuația reacției.

d. Într-o eprubetă se toarnă 1 ml soluție de KMnO_4 , 2 ml soluție de H_2SO_4 de 2 N și 2 ml soluție de H_2O_2 . Se observă decolorarea soluției violet. Scrieți și egalați ecuația reacției.

e. La soluția foarte diluată de KMnO_4 se adaugă câteva picături de peroxid de hidrogen. Se observă decolorarea soluției violet și apariția unui precipitat brun-roșietic de MnO_2 . Scrieți și egalați ecuația reacției.

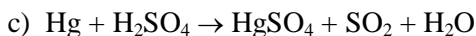
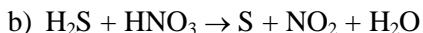
f. Într-o eprubetă cu soluție alcalinizată de AgNO_3 se adaugă soluție de H_2O_2 . Se observă apariția unui precipitat negru de argint metalic. Scrieți și egalați ecuația reacției.

Rezultate și discuții. Se notează observațiile făcute pe parcursul realizării experimentelor. Se explică fenomenele observate în baza ecuațiilor reacțiilor. Ecuațiile reacțiilor se egalează folosind metoda ionoelectronică.

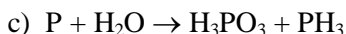
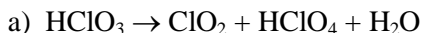
Concluzii. Se notează concluziile făcute în baza realizării lucrării și a rezultatelor obținute.

Sarcini de evaluare și autoevaluare

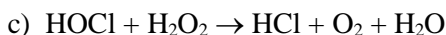
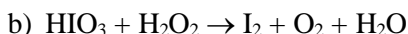
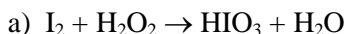
1. Alcătuiți schemele ionoelectronice ale reacțiilor de oxido-reducere:



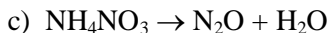
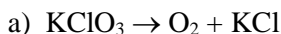
2. Echilibrați următoarele reacții de disproportionare (autooxidare-autoreducere):



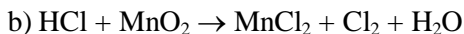
3. Alcătuiți ecuațiile semireacțiilor de oxido-reducere și găsiți coeficienții stoichiometrici la următoarele reacții:



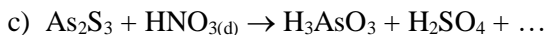
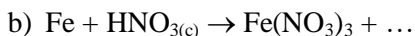
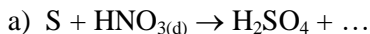
4. Echilibrați următoarele ecuații ale reacțiilor de oxido-reducere intramoleculare:



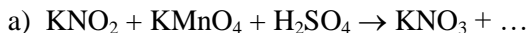
5. Folosind metoda ionoelectronică echilibrați următoarele ecuații redox:

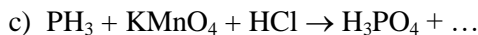
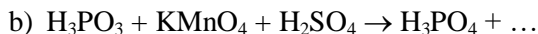


6. Completați ecuațiile redox cu produsele finale și găsiți coeficienții stoichiometrici prin metoda ionoelectronică:

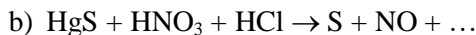
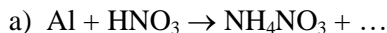


7. Completați produșii de reacție în ecuațiile respective și alcătuiți schemele ionoelectronice:

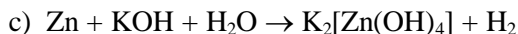
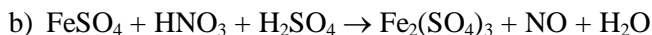
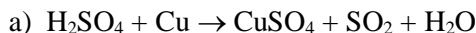




8. Scrieți produșii de reacție și alcătuiți schemele ionoelectronice de bilanț electronic în reacțiile redox:



9. Găsiți coeficienții stoichiometrici prin metoda de semireacții pentru următoarele ecuații ale reacțiilor redox:



10. Scrieți ecuațiile reacțiilor dintre:

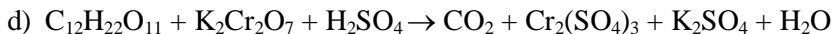
a) carbon și acid azotic;

b) iodură de hidrogen și permanganat de potasiu în mediu acid;

c) iodură de potasiu și dicromat de potasiu în mediu acid.

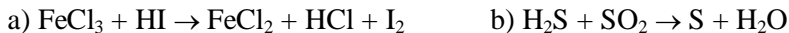
Alcătuiți schemele ionoelectronice și găsiți coeficienții stoichiometrici.

11. Stabiliți coeficienții stoichiometrici prin metoda de semireacții pentru următoarele ecuații ale reacțiilor redox:

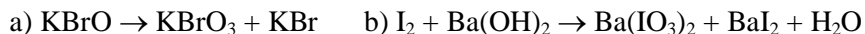


Sarcini pentru lucrul individual

1. Alcătuiți schemele ionoelectronice ale reacțiilor de oxido-reducere:



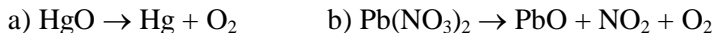
2. Echilibrați următoarele reacții de disproporționare (autooxidare-autoreducere):



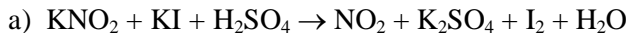
3. Alcătuiți ecuațiile semireacțiilor de oxido-reducere și găsiți coeficienții stoichiometrici la următoarele reacții:



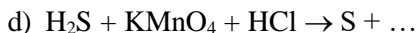
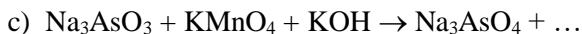
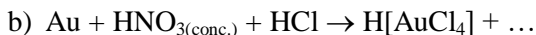
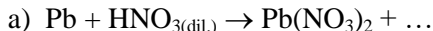
4. Echilibrați următoarele ecuații ale reacțiilor de oxido-reducere intramoleculare:



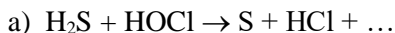
5. Folosind metoda ionoelectronică echilibrați următoarele ecuații redox:



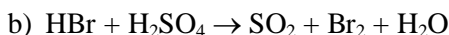
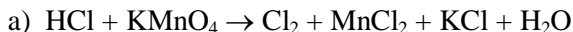
6. Completați ecuațiile redox cu produsele finale și găsiți coeficienții stoichiometrici prin metoda ionoelectronică:



7. Scrieți produșii de reacție și alcătuiți schemele ionoelectronice de bilanț electronic în reacțiile redox:



8. Găsiți coeficienții stoichiometrici prin metoda de semireacții pentru următoarele ecuații ale reacțiilor redox:



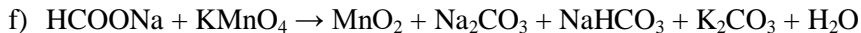
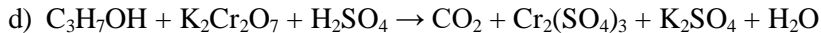
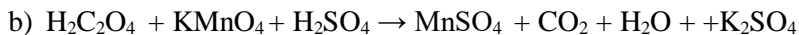
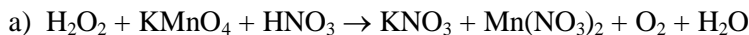
12. Scrieți ecuațiile reacțiilor dintre:

a) sulfură de cadmiu și acid azotic;

b) argint și acid azotic diluat.

Alcătuiți schemele ionoelectronice și găsiți coeficienții stoichiometrici.

13. Stabiliți coeficienții stoichiometrici prin metoda de semireacții pentru următoarele ecuații ale reacțiilor redox:



ANEXE

Tabelul 1

Presiunea vaporilor de apă saturați

Temperatura, °C	Presiunea		Temperatura, °C	Presiunea	
	kPa	mm Hg		kPa	mm Hg
13	1,49	11,2	22	2,64	19,8
14	1,58	11,9	23	2,81	21,1
15	1,68	12,6	24	2,99	22,4
16	1,81	13,6	25	3,17	23,8
17	1,93	14,5	26	3,36	25,2
18	2,07	15,5	27	3,56	26,7
19	2,20	16,5	28	3,75	28,1
20	2,33	17,5	29	3,97	29,8
21	2,49	18,7	30	4,21	31,6

Tabelul 2

Densitatea și partea de masă ale soluțiilor unor acizi și baze

ω, %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NaOH	NH ₃
2	1.0116	1.0091	1.0081	1.0155	1.0207	0.9855
4	1.0250	1.0202	1.0179	1.0330	1.0428	0.9811
6	1.0385	1.0314	1.0278	1.0509	1.0648	0.9730
8	1.0522	1.0427	1.0377	1.0690	1.0869	0.9651
10	1.0661	1.0543	1.0476	1.0873	1.1089	0.9575
12	1.0802	1.0660	1.0576	1.1059	1.1309	0.9502
14	1.0947	1.0780	1.0676	1.1246	1.1530	0.9431
16	1.1094	1.0901	1.0777	1.1435	1.1751	0.9361
18	1.1245	1.1025	1.0878	1.1626	1.1971	0.9294
20	1.1398	1.1150	1.0980	1.1818	1.2192	0.9228
22	1.1554	1.1277	1.1083	1.2014	1.2412	0.9164

24	1.1714	1.1406	1.1185	1.2210	1.2631	0.9102
26	1.1872	1.1536	1.1288	1.2408	1.2848	0.9040
28	1.2031	1.1668	1.1391	1.2609	1.3064	0.8980
30	1.2191	1.1801	1.1492	1.2813	1.3277	0.8920
32	1.2353	1.1934	1.1594	1.302	1.3488	0.8863
34	1.2518	1.2068	1.1693	1.324	1.3697	0.8809
36	1.2685	1.2022	1.1791	1.346	1.3901	
38	1.2855	1.2335	1.1886	1.367	1.4102	
40	1.3028	1.2466	1.1977	1.3881	1.4299	
42	1.3205	1.259		1.410	1.449	
44	1.3386	1.272		1.433	1.468	
46	1.3570	1.285		1.456	1.487	
48	1.3759	1.297		1.479	1.506	
50	1.3952	1.310		1.5024	1.525	
52	1.4149	1.322				
54	1.4351	1.333				
56	1.4558	1.345				
58	1.4770	1.356				
60	1.4987	1.367				
62	1.520	1.377				
64	1.542	1.386				
66	1.565	1.396				
68	1.587	1.405				
70	1.6105	1.413				
72	1.634	1.422				
74	1.657	1.430				
76	1.681	1.437				

78	1.704	1.445				
80	1.7272	1.452				
82	1.749	1.459				
84	1.769	1.465				
88	1.802	1.477				
90	1.8144	1.482				
92	1.8240	1.487				
94	1.8312	1.409				
96	1.8355	1.497				
98	1.8361	1.505				
100	1.8305	1.513				

Tabelul 3

Valorile constantelor de disociere pentru unii electroliți slabi

Formula acidului	Valoarea K_a		Formula bazei	Valoarea K_a	
HNO ₂	$4 \cdot 10^{-4}$		NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	
HBrO	$2,1 \cdot 10^{-9}$		AgOH	$1,1 \cdot 10^{-4}$	
HIO	$2 \cdot 10^{-11}$		Cu(OH) ₂	K ₂	$3,4 \cdot 10^{-7}$
HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$		Fe(OH) ₂	K ₂	$2,1 \cdot 10^{-9}$
HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$		Al(OH) ₃	K ₃	$1,4 \cdot 10^{-9}$
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$		Mn(OH) ₂	K ₂	$4 \cdot 10^{-4}$
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		Cr(OH) ₃	K ₂	$1 \cdot 10^{-10}$
H ₂ S	K ₁	$6 \cdot 10^{-3}$	Pb(OH) ₂	K ₁	$9,6 \cdot 10^{-4}$
	K ₂	$1 \cdot 10^{-14}$		K ₂	$3 \cdot 10^{-8}$
H ₂ SO ₃	K ₁	$1,6 \cdot 10^{-2}$	Zn(OH) ₂	K ₁	$4,4 \cdot 10^{-5}$
	K ₂	$6,3 \cdot 10^{-6}$		K ₂	$1,5 \cdot 10^{-9}$
H ₂ CO ₃	K ₁	$4,5 \cdot 10^{-7}$	Fe(OH) ₃	K ₂	$1,8 \cdot 10^{-11}$
	K ₂	$4,7 \cdot 10^{-11}$		K ₃	$1,4 \cdot 10^{-12}$

Valorile produsului de solubilitate pentru unii compuși anorganici

Compusul	PS	Compusul	PS
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (malahită)	$1,7 \cdot 10^{-34}$
Ag_2CO_3	$1,2 \cdot 10^{-12}$	$\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ (azurită)	$1,1 \cdot 10^{-46}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Cu_2S	$2,5 \cdot 10^{-48}$
$\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$1 \cdot 10^{-10}$	FeCO_3	$3,5 \cdot 10^{-11}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$8 \cdot 10^{-16}$
Ag_3PO_4	$1,3 \cdot 10^{-20}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-39}$
Ag_2S	$2,0 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag_2SO_4	$1,6 \cdot 10^{-5}$	MgCO_3	$2,1 \cdot 10^{-5}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$5,1 \cdot 10^{-33}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$6,0 \cdot 10^{-10}$
AlPO_4	$5,75 \cdot 10^{-19}$	PbCO_3	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCO_3	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbC_2O_4	$4,8 \cdot 10^{-10}$
BaC_2O_4	$1,1 \cdot 10^{-7}$	PbCl_2	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaCrO_4	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$
$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	$6 \cdot 10^{-39}$	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$5 \cdot 10^{-16}$
BaSO_4	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaCO_3	$3,8 \cdot 10^{-9}$	PbSO_4	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaC_2O_4	$2,3 \cdot 10^{-9}$	SrCO_3	$1,1 \cdot 10^{-10}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$5,5 \cdot 10^{-6}$	SrC_2O_4	$1,6 \cdot 10^{-7}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2,0 \cdot 10^{-29}$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$3,2 \cdot 10^{-4}$
CaSO_4	$2,5 \cdot 10^{-5}$	SrSO_4	$3,2 \cdot 10^{-7}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$6,3 \cdot 10^{-31}$	ZnCO_3	$1,45 \cdot 10^{-11}$
CuCO_3	$2,5 \cdot 10^{-10}$	ZnC_2O_4	$2,75 \cdot 10^{-8}$
CuC_2O_4	$3 \cdot 10^{-8}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,2 \cdot 10^{-17}$
CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$	$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	$9,1 \cdot 10^{-33}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

SURSE BIBLIOGRAFICE

1. GULEA, A., SANDU, I., POPOV, M. *Lucrări practice de chimie anorganică*. Chișinău: CE USM, 1994.
2. POP, R., ANDONI, M. *Lucrări practice de chimie generală și anorganică*. Timișoara: „Victor Babeș”, 2015.
3. BOLOCAN-VIAȘU, I., POPESCU, M. *Chimie generală. Lucrări practice de laborator*. Craiova: Sitech, 2012.
4. BOLOCAN-VIAȘU, I., POPESCU, M., BUBULICĂ, M. *Chimie anorganică. Lucrări practice de laborator*. Craiova: Sitech, 2012.
5. *Chimie generală și anorganică. Îndrumar de laborator*. Chișinău: Editura UTM, 2000.
6. БОБКОВА, Л.А., КОРОТЧЕНКО, Н.М. *Лабораторный практикум по общей и неорганической химии*. Томск: Издательский Дом Томского государственного университета, 2015.
7. ДУНАЕВ, С.Ф. *Практикум по общей химии*. Москва: Издательство МГУ, 2005.
8. *Probleme și exerciții de chimie anorganică* / Sub redacția A. Gulea. Chișinău: CE USM, 2000.
9. OPREA, G. *Chimie anorganică. Teorie și aplicații rezolvate*. Cluj Napoca: Risoprint, 2003.
10. VEREJAN, A., HARITONOV, Sv., CERNEGA, L., SUBOTIN, Iu. *Chimie generală și anorganică. Culegere de probleme pentru îndeplinirea lucrărilor de control la specialitățile tehnologice*. Chișinău: Editura UTM, 2006.
11. GUSINA, L., VEREJAN, A., SUBOTIN, Iu. *Chimie prin întrebări, exerciții, probleme*. Chișinău: Editura UTM, 2016.

Aliona COTOVAIA, Nelea POPA, Ion BULIMESTRU

CHIMIE GENERALĂ ȘI ANORGANICĂ
Indicații metodice pentru realizarea lucrărilor de laborator

Redactare – *Ariadna Strungaru*
Asistență computerizată – *Aliona Cotovaia, Nelea Popa*

Bun de tipar 23.05.2022. Formatul 60 x 84 ¹/₁₆
Coli de tipar 6,0. Coli editoriale 3,7.
Comanda 4. Tirajul 50 ex.

Centrul Editorial-Poligrafic al USM
str. Al. Mateevici, 60, Chișinău, MD 2009