MINISTERUL SĂNĂTĂŢII AL REPUBLICII MOLDOVA

UNIVERSITATEA DE STAT DE MEDICINĂ ŞI FARMACIE *„NICOLAE TESTEMIŢANU”*

**Facultatea Farmacie**

**Catedra Chimie Generală**

**Loghin Chistruga**

**Viorica Mîrzac**

**CHIMIE GENERALĂ**

Indicații metodice pentru lucrările practice și de laborator

(pentru studenții facultății Farmacie)

CHIŞINĂU

Centrul Editorial-Poligrafic *Medicina*

2020

Aprobat la ședința:

Catedrei de Chimie Generală (proces verbal nr.9 din 31.01.2020)

Comisiei Metodice de profil "Farmacie" (proces verbal nr. din 2020)

Consiliului de Management al Calității (proces verbal nr. din 2020)

**Autori:**

**Loghin Chistruga**, doctor în științe chimie, conferențiar universitar.

**Viorica Mîrzac**, asistent universitar.

**Recenzenți:**

***Grigore Budu*,** doctor în științe chimie, conferențiar universitar, Catedra chimie generală, USMF "Nicolae Testemițanu".

***Vasile Oprea*,** doctor în științe chimie, conferențiar universitar, Catedra chimie generală, USMF "Nicolae Testemițanu".

Redactor:

Machetare computerizată:

|  |
| --- |
| Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții |

**INTRODUCERE**

 Indicațiile metodice sunt alcătuite în conformitate cu curriculum la disciplina chimia generală și anorganică pentru studenții facultății Farmacie, luând în considerare faptul că în cadrul facultății date la catedra Chimie Generală studenții studiază și alte discipline chimice, cum ar fi chimia fizică si coloidală, chimia analitică, chimia organică, metode fizico-chimice de analiză.

Succesiunea lucrărilor de laborator corespunde ordinii expunerii materialului teoretic în cursul de prelegeri. Fiecare lucrare de laborator conține întrebări, exerciții și probleme. Este pus accentul pe întrebările ce necesită o analiză a faptelor cunoscute, argumentare si explicare. Exercițiile și problemele sunt diferite după formă și grad de complexitate și va oferi posibilitate profesorului să aleagă acel minim, care corespunde programului cursului dat.

 Îndeplinind o anumită lucrare de laborator, studenții trebuie să aibă posibilitatea de a lucra de sine stătător asupra întrebărilor de autocontrol ce le va permite să ia cunoștință de caracterul întrebărilor la tema dată și să-și verifice cunoștințele și deprinderile practice. Fiecare lucrare (de laborator sau seminar) corespunde unui anumit capitol din chimia generală și conține întrebări la tema dată, întrebări de autocontrol și probleme. La unele întrebări și probleme sunt date răspunsuri și lămuriri.

Tabelele și graficele introduse în unele lucrări, anexele și alte materiale informative incluse la sfârșitul indicației date vor fi de ajutor la alcătuirea și argumentarea răspunsului la întrebări și rezolvarea problemelor.

 Studiind cursul de chimie generală și anorganică, studenții trebuie să acumuleze cunoștințe, deprinderi și abilități indicate în continuare.

**Studenții trebuie să cunoască și să înțeleagă:**

1. Scopurile și problemele chimiei generale și anorganice, căile și metodele ei de rezolvare.
2. Rolul și importanta metodelor chimiei generale și anorganice în farmacie, în activitatea practică a provizoriului, cercetătorului în domeniul farmaciei.
3. Capitolele principale, noțiunile și metodele chimiei generale și anorganice.
4. Legătura proprietăților compușilor anorganici cu poziția elementelor în sistemul periodic.
5. Efectuarea calculelor caracteristicilor energetice ale proceselor chimice, determinarea direcției și gradului de desfășurare a lor, metodelor de calcul ale echilibrelor chimice.
6. Bazele teoriei structurii compușilor anorganici și teoriei legăturii chimice.
7. Proprietățile principale ale elementelor chimice și ale compușilor lor.
8. Tipurile principale de compuși anorganici și nomenclatura contemporană a lor.

**Studenții trebuie să poată:**

1. Lucra de sine stătător cu literatura în domeniul chimiei generale și anorganice.
2. Folosi procedeele principale și tehnica îndeplinirii lucrului experimental la chimia generală și anorganică.
3. Utiliza corect în lucrul practic reagenții anorganici principali, solvenții și vesela chimică.
4. Folosi corect nomenclatura compușilor anorganici.
5. Calcula caracteristicile energetice principale ale proceselor chimice.
6. Prepara soluții cu concentrația dată a substanțelor dizolvate.
7. Pronostica posibilitatea decurgerii spontane a proceselor și deplasarea echilibrelor chimice sub influența diferitor factori.

Lucrare practică și de laborator nr. 1

**STRUCTURA ATOMULUI.**

**SISTEMUL PERIODIC AL ELEMENTELOR**

**SI PERIODICITATEA PROPRIETĂŢILOR ELEMENTELOR**

**1. Conținutul temei**

1. Modelele anterioare ale atomului. Modelul atomic al lui Bohr.
2. Modelul cuanto-mecanic al atomului:
	1. cuantificarea energiei

b) ecuația lui Louis de Broglie

c) principiul nedeterminării lui Heisenberg

d) ecuația lui Schrödinger

1. Numerele cuantice ale electronului: principal (n), orbital (l), magnetic (ml), spinul (ms).
2. Structura electronică a atomilor elementelor perioadelor mici. Principiul lui Pauli. Principiul energiei minime. Regula lui Hund.
3. Structura electronică a atomilor elementelor perioadelor mari. Regulile lui Kleckowschi.
4. Fenomenul de „prăbușire” a electronilor.
5. Structura sistemului periodic al elementelor. Elemente *s, p, d* și *f.*
6. Fenomenul de contracție lantanidică.
7. Periodicitatea proprietăților atomilor elementelor:
	1. razele atomilor si ionilor
	2. energia (potențialul) de ionizare
	3. afinitatea pentru electron
	4. electronegativitatea

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Care este esența fizică a fenomenului de periodicitate a proprietăților elementelor?
2. Din care cauză diferența dintre valorile primului și celui de-al doilea potențiale de ionizare la atomul de litiu este mai mare decât la atomul de beriliu?
3. Aranjați în ordinea creșterii afinității pentru electron atomii cu configurațiile: *ns1, ns2, ns2 np5*.
4. Explicați esența fenomenului de contracție lantanidică.
5. In ce constă esența fenomenului de „prăbușire” a electronilor? Argumentați prin exemple.
6. Enumerați numerele cuantice ale electronului și lămuriți esența lor fizică.
7. La care din atomii cu configurațiile: 1) *1s2*, 2) *1s2 2s2 2p2*, 3) *1s2 2s2 2p5*, 4) *1s2 2s2 2p6*, 5) *1s2 2s2 2p6 3s1*, potențialul de ionizare este mai mare și la care cel mai mic?
8. De ce la elementele cu nr. 58-71 (lantanide) valența nu se modifică la creșterea numărului de ordine?
9. Cum se manifestă asemănarea chimiei celor șase elemente ale familiei metalelor platinice?
10. Câte orientări spațiale sunt posibile pentru orbitalii *s, p, d și f*?
11. Câți orbitali se află pe al patrulea nivel electronic și care este numărul maxim de electroni pe ei?
12. Lămuriți consecințele principiului lui Pauli (capacitatea orbitalilor, subnivelelor și nivelelor).
13. Caracterizați proprietățile chimice principale ale elementului cu nr. 52.
14. Din care cauză elementele d ale grupei IB pot avea valență mai mare decât unu?
15. Explicați noțiunile: energia de ionizare, afinitatea pentru electron, electronegativitatea elementelor; și cum se schimbă ele în perioade și grupe?
16. Cum se schimbă caracterul hidroxizilor elementelor perioadei a doua? Explicați acest lucru din punct de vedere al schimbării razelor atomilor și sarcinii atomului central.
17. Ce se numește perioadă din punct de vedere al structurii atomului?
18. Ce variante ale sistemului periodic al elementelor cunoașteți? Ce se află la baza structurii lor?
19. Care este sensul fizic al subgrupei?
20. Câți orbitali vacanți au atomii de bor, aluminiu, calciu?
21. Câte elemente va include perioada a 8-a, dacă ele vor fi cândva descoperite?
22. Care este numărul de ordine al elementului ce va începe perioada a 8-a? Scrieți configurația electronică completă a atomului acestui element.
23. Scrieți configurația electronică completă a elementului cu nr 115.
24. În limitele teoriei structurii atomului, argumentați justiția formulei N=2n2, ce determină capacitatea nivelului electronic.
25. Pot oare două configurații electronice, *1s2 2s2 2p6 3s2* și *1s2 2s2 2p6 3s1 4s1*, corespunde unuia și aceluiași element? Dacă da, numiți acest element.
26. Numiți elementele, în atomii cărora se termină completarea cu electroni a orbitalilor *(n-1)d*.
27. Numiți elementele, în atomii cărora, se termină completarea cu electroni a orbitalilor *ns* și *np*.
28. Se deosebesc oare după energie, formă, și numărul maxim de electroni orbitalii *dxy, dxz, dx²-y²*?
29. Scrieți configurația electronică a atomului de fier și a ionului Fe3+, a atomului de clor și ionului Cl-.
30. Cum se poate explica faptul, că în fiecare din grupele sistemului periodic pentru elementele s și p se observă un salt în schimbarea proprietăților chimice la trecerea de la elementele perioadei a doua la elementele perioadei a treia, și de la elementele perioadei a patra la cele din perioada a cincea?
31. Cum influențează următoarele cazuri de excitare asupra dimensiunilor atomilor: 1) *ns2 → ns1p1*, 2) *ns2p4 → ns2p3d1*?
32. Ce este sarcina efectivă a nucleului atomului?
33. Care din atomii cu configurațiile electronice: 1) *1s22s22p4*, 2) *1s22s22p63s1*, 3) *1s22s22p63s2*, 4) *1s22s22p63s23p1*, are cea mai mare valoare a celui de al doilea potențial de ionizare?
34. Care este formularea contemporană a legii periodicității și care este sensul fizic al ei?
35. Cu ce va fi egală energia fotonului cu lungimea de undă 5500Å?
36. Determinați lungimea de undă a electronului cu viteza de 1,8·108 cm/s.
37. Care este lungimea de undă a corpului cu masa de 70 kg ce se deplasează cu viteza de 1300 cm/s?
38. Numărul de undă ν̃ = 1500 cm-1. Calculați lungimea de undă în *Ǻ, nm, μm.*
39. Numărul de undă ν̃ = 1500 cm-1. Calculați frecvența emanării.
40. Calculați energia electronului pe primul nivel în atomul hidrogenului.
41. La arderea hidrogenului în oxigen conform schemei H2(g) + 1/2O2(g) = H2O(g), în mediul înconjurător se degajă 241,835 kJ energie. Ce masă de substanță se pierde?
42. Admitem că poziția electronului în atom s-a determinat cu o precizie de 0,1Å. Care va fi nedeterminarea în măsurarea vitezei electronului?
43. Determinați energia de iradiere a fotonilor cu lungimea de undă λ = 500 nm (în J, eV și J/mol respectiv).
44. Calculați energia primelor cinci nivele energetice în atomul de hidrogen.

**Rezolvarea problemei 44**

Conform corelației nedeterminării lui Heisenberg 

de unde 

deoarece .

*Δx* – nedeterminarea poziției,

*Δp sau (m·Δυ)* – nedeterminarea momentului particulei,

*h –* constanta lui Planck

 sau ,

astfel 

**Rezolvarea problemei 45**

Energia fotonului este E = h*·ν*

Frecvența va fi



iar energia 

Deoarece 



Pentru a determina energia unui mol de fotoni, energia unui foton trebuie înmulțită la constanta lui Avogadro: 

**Unele unități de măsură în sistemul SI**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Denumirea | Notația | Unitatea |
| Joule | J | *kg·m2/s2* |
| Hertz | Hz | *s-1* |
| Newton | N | *kg·m/s2* |
| Pascal | Pa | *kg/m·s2* |
| Watt | W | *kg·m2/s3* |
| Coulomb | C | *A·s* |
| Ohm | Ω | *kg·m2/(s3·A)* |
| Volt | V | *kg·m2/(s3·A)* |
| \*Permeabilitatea dielectrică | ε0 | *C2/(N·m)* |

\*ε0 = 8,8542·10-12 C2/(N·m)

**Coeficienți de recalculare**

1R = 8,314J/(K·mol) = 1,987 cal/ (K·mol) = 82,05 cm3·atm/(K·mol) = 0,08205 l·atm/(K·mol) = 62,4 l·mm Hg/(K·mol);

1 Faraday = 96487 C/mol = 23062 cal/(V·mol);

1 eV = 23,06 kcal/mol = 1,602·10-12 erg = 1,602·10-19J = 8066 cm-1;

1 J = 6,25·1018 eV;

1 erg = 2,39·10-8 cal = 10-7 J = 1 g·cm2/s2;

1 cal = 4,184 J = 4,184·107 erg;

1 coulomb = 2,9979·109 u.e.s.;

1 atm = 760mm Hg = 101325 N/m2 = 101325 Pa;

1 bar = 106 din/cm2 = 0,987 atm = 100007,8 N/m2 = 1 mm Hg = 133,322 Pa;

1 an = 3,1557·107 s = 5,26·105 min = 8,7658·103 ore = 3,6524·102 zile = 52,178 săptămâni;

1 Å= 10-8 cm = 10-10 m = 0,1 nm = 10-4 μm;

1 u.e.s. = 1 $cm ^{\frac{3}{2}}$ · $g^{\frac{1}{2 }} / s$ .

Lucrare practică și de laborator nr.2

**LEGĂTURA CHIMICĂ ŞI STRUCTURA MOLECULELOR**

**1. Conținutul temei**

1. Legătura chimică. Metoda schemelor de valență (SV).
2. Proprietățile legăturii covalente: orientarea în spațiu, saturabilitatea, multiplicitatea, polarizabilitatea.
3. Hibridizarea orbitalilor atomici. Tipuri de hibridizare cu participarea orbitalilor *s, p, d.*
4. Legături *σ, π* și *δ*. Caracterizarea lor.
5. Tipuri de legături covalente. Legătura ionică. Momentul electric al dipolului moleculei.
6. Interacțiunea moleculelor: de orientare, inducție și dispersare.
7. Dezavantajele metodei SV. Metoda orbitalilor moleculari (OM).

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. În ce constă esența metodei schemelor de valență (SV)?
2. Explicați cum apare legătura dintre atomi în molecula de hidrogen conform metodei (SV).
3. Arătați graficul dependenței energiei în funcție de distanța dintre nuclee în molecula de hidrogen.
4. Demonstrați că la formarea moleculei de hidrogen are loc interpătrunderea norilor electronici ai atomilor.
5. Cum se formează legăturile *σ* și *π* în cazul interpătrunderii norilor electronici de tipul *p*.
6. Arătați schematic formarea legăturilor *σ, π* și *δ* în cazul interpătrunderii norilor electronici de tipul *d.*
7. Din care cauză legătura covalentă posedă proprietatea de orientare în spațiu? Ce urmare are această proprietate?
8. Explicați proprietatea de saturabilitate și multiplicitate a legăturii covalente.
9. În ce constă mecanismul donor-acceptor de formare a legăturii covalente?
10. Când se formează nori electronici hibrizi? Ce tipuri de hibridizări cunoașteți? Dați exemple.
11. Arătați schema formării legăturilor chimice în molecula amoniacului, în care participă numai orbitalii *2p* ai azotului și 1s ai hidrogenului.
12. Arătați schema formării legăturilor chimice în molecula amoniacului, luând în considerare hibridizarea orbitalilor *2s* și *2p* ai atomului de azot (hibridizarea sp3).
13. Care este mecanismul apariției legăturii ionice?
14. De ce legătura ionică este lipsită de orientare în spațiu?
15. Ce este polarizabilitatea legăturii?
16. În ce constă ruperea heterolitică (asimetrică) și homolitică (simetrică) a legăturii polarizate?
17. Ce reprezintă gradul de oxidare al elementului în moleculă?
18. Ce este valența din punct de vedere a structurii atomului?
19. Ce tipuri de molecule covalente cunoașteți? Dați exemple.
20. Care mărime poate caracteriza polaritatea moleculei și legăturii?
21. Cu ce este egal momentul electric al dipolului?
22. Din ce cauză molecula CO2 este nepolară (μ = 0), odată ce legăturile C = O din ea au caracter polar puternic?
23. Explicați cum e posibil de determinat dacă molecula are structură simetrică sau asimetrică după valoarea momentului dipolar?
24. Cum poate fi determinat caracterul legăturii (ionică, covalentă polară, covalentă nepolară) după valoarea electronegativității atomilor?
25. Ce tipuri de interacțiuni dintre molecule cunoașteți? Argumentați prin scheme.
26. Care sunt neajunsurile metodei SV?
27. Care orbitali moleculari se numesc lianți (de legătură) și care antilianţi (de antilegătură)?
28. Care electroni se numesc lianți și care antilianţi?
29. Cum diferă energia electronilor la trecerea lor de pe orbitalii atomici (OA) pe orbitalii moleculari (OM)?
30. Explicați conform metodei OM imposibilitatea existenței moleculei Be2.
31. Momentul dipolar al moleculei PH3 este egal cu 0,18·10-29 С·m. Calculați lungimea dipolului.
32. Arătați schema grafică a apariției legăturilor chimice în molecula CCl4 conform metodei SV.
33. Arătați schema energetică a formării ionului H2+ conform metodei OM.
34. Determinați gradul de oxidare al oxigenului în O2, O3, H2O, Na2O, KO2, KO3 și al sulfului în K2S, K2S2, SO32-, S2O72-, S2O32-.
35. Prin ce se deosebesc noțiunile de „grad de oxidare” și „valență”? Comparați valorile lor pentru azot în următoarele molecule și ioni: NH3, NH4+, N2H62+, HNO3, NO3-.
36. Explicați de pe pozițiile metodei OM posibilitatea existenței ionului molecular He2+.
37. Cum sedetermină multiplicitatea legăturii în metoda OM?
38. Demonstrați că moleculele N2 și COsunt izoelectronice (de pe pozițiile metodei OM).
39. Calculați multiplicitatea legăturii în moleculele H2 și O2.
40. Ce tip de hibridizare a norilor electronici ai atomului central se întâlnesc în moleculele BeCl2, BF3, SiH4?
41. În care din oxizii elementelor perioadei a doua legătura E-O are cel mai puternic caracter ionic?
42. Câte legături *σ* și câte *π* conțin moleculele N2 și CO?
43. Care din particulele H2+,HHe, He­2, He2+, H2-, pot exista în stare liberă din punct de vedere al metodei OM?
44. Care este cauza micșorării unghiului dintre legăturile chimice în molecula H2O (105˚) în comparație cu NH3 (107˚)?
45. Care legătură, O-H sau O-Li, are caracter mai ionic? Argumentați răspunsul.
46. Ce valență maximă pot avea elementele perioadei a doua? Argumentați răspunsul.
47. Determinați momentul dipolar al moleculei HBr, dacă lungimea dipolului ei este egal cu 1,8·10-11 m.
48. Momentele dipolare ale moleculelor H2O și H2S sunt egale respectiv cu 1,84 și 0,94D. Determinați lungimea dipolilor.
49. Care din elementele cu configurațiile nivelului exterior, *3s2 3p2, 5s2 5p4, 6s2 6p5*au valență variabilă pară, și care impară?
50. Argumentați micșorarea momentului dipolar al moleculelor în șirul:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | HF | HCl | HBr | HI |
| μ, D | 1,74 | 1,03 | 0,76 | 0,38 |

1. Care este cauza schimbării lungimii și energiei legăturii în seria:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | O2+ | O2 | O2- | O22- |
| l, nm | 0,112 | 0,121 | 0,130 | 0,148 |
| E, kJ/mol | 628 | 493,24 | 407 | 203 |

**Răspuns la întrebarea 51**

Configurațiile electronice ale particulelor date sunt:

O2+ KK[(σ2p)2(π2p)4(π2p\*)1] Multiplicitatea legăturii = 2,5

O2 KK[(σ2p)2(π2p)4(π2p\*)2] = 2,0

O2- KK[(σ2p)2(π2p)4(π2p\*)3] = 1,5

O22-  KK[(σ2p)2(π2p)4(π2p\*)4] = 1,0

După cum se vede, în seria O2+ – O2 – O2- – O22-, odată cu completarea orbitalilor de antilegătură, multiplicitatea legăturii se micșorează, adică stabilitatea scade. Astfel, odată cu micșorarea multiplicității crește lungimea legăturii și energia ei se micșorează.

**Determinarea momentului dipolar**

Să se determine momentul dipolar al moleculei, dacă se știe că lungimea dipolului ei este egal cu 1,5·10-11 m.

µ = q·l = 1,6·10-19 C·1,5·10-11 m = 2,4·10-30 C·m

Deoarece 1D (un debai) este egal cu 3,33·10-30 C·m,



**Stabilitatea orbitalilor hibrizi\***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Hibridizarea | Stabilitatea orbitalilor | Configurația spațială a orbitalilor | Exemple de compuși |
| sp | 1,93 | liniară | [AuCl2]-, BeCl2 |
| sp2 | 1,99 | trigonal-planară  | BCl3, NO3- |
| sp3 | 2,00 | tetraedrică | CH4, NH4+ |
| dsp2 | 2,69 | pătrată  | [Pt(NH3)4]2+  |
| d2sp3 | 2,92 | octaedrică |  [Co(NH3)6]3+ |
| d3s | 2,95 | tetraedrică | CrO42- |

\*Stabilitatea orbitalei electronului *s* se consideră egală cu 1,0.

Lucrare practică și de laborator nr. 3

**COMPUŞII COMPLECŞI.**

**PREPARAREA ȘI CERCETAREA PROPRIETĂȚILOR LOR**

**1. Conținutul temei**

1. Teoria coordinativă al lui A. Verner.
2. Clasificarea compușilor complecși.
3. Nomenclatura compușilor complecși.
4. Chelați și combinații intracomplexe. Complexoni și complexonați.
5. Capacitatea de formare a compușilor complecși ai elementelor s, p, d și f.
6. Caracterul legăturilor în compușii complecși din punct de vedere al metodei schemelor de valență.

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Care substanțe se numesc coordinative?
2. Ce este generatorul de complex, sfera internă și externă, ionul complex?
3. Care este cifra de coordinare a generatorului de complex? De care factori ea depinde?
4. Ce formă geometrică au compușii complecși cu cifra de coordinare a generatorului de complex, egală cu șase, patru, doi?
5. Ce este hapticitatea liganzilor și cum se clasifică ei după acest indiciu?
6. Cum se clasifică compușii complecși după sarcina ionului complex? Argumentați răspunsul prin exemple.
7. Cum se clasifică compușii complecși după natura liganzilor? Argumentați răspunsul prin exemple.
8. La ce tip de compuși complecși (după ambele clasificări) se referă compușii K2[BeF4] și K2[Be(SO4)2]?
9. Cum se formează denumirea compușilor complecși conform nomenclaturii internaționale?
10. Numiți următorii compuși complecși: K2[Hg(CN)4], [Zn(NH3)4](OH)2, [Pt(NH3)2(H2O)Cl]Cl, [Pt(NH3)2Cl2], K2[OsO2Cl4], K3[Co(CN)6], K5[Mn(CN)6], K2[ZrF6], Na2[Pb(OH)4]. Determinați în acești compuși gradul de oxidare și cifra de coordinare a generatorului de complex.
11. Ce reprezintă chelaţii? Argumentați răspunsul prin exemple și explicați structura lor.
12. Care chelaţi se numesc compuși complecși intramoleculari? Argumentați răspunsul prin exemple.
13. Care substanțe se numesc complexoni? Scrieți formulele acizilor iminodiacetic, nitriltriacetic și etilendiamintetraacetic.
14. Scrieți formulele trilonului B și a compușilor intramoleculari ai lui cu ionii metalelor bi- și trivalente.
15. În ce scopuri se întrebuințează complexonii în medicină?
16. Care elemente chimice și din ce cauză au proprietăți mai pronunțate de formare a compușilor complecși?
17. Cum se schimbă în perioade aptitudinea elementelor de a forma compuși complecși?
18. Care dintre ionii, Ca2+ și Ti2+, are proprietăți mai pronunțate ca generator de complex și din ce cauză?
19. Din punct de vedere a metodei schemelor de valență (SV) explicați mecanismul apariției legăturilor dintre generatorul de complex și liganzi în următorii ioni complecși: [Fe(CN)6]4-, [Ni(CN)4]2-, [Ag(NH3)2]+, [Cr(CN)6]3-, [Fe(CN)6]3-. Ce tip de hibridizare se întâlnește în fiecare caz?
20. Care dintre ionii, [Fe(CN)6]4- și [Fe(CN)6]3-, are proprietăți paramagnetice și de ce? Argumentați răspunsul prin schemele respective.

**3. Lucrare de laborator**

**Prepararea și cercetarea proprietăților compușilor complecși**

1. La soluțiile sărurilor Al3+ și Zn2+ se adaugă soluție de NaOH până la precipitarea hidroxizilor, apoi se picură în continuare soluție de NaOH în exces, până la dizolvarea sedimentelor formate. Se obțin compuși complecși ce conțin ionii [Al(OH)6]3- și [Zn(OH)4]2-.
2. La soluțiile sărurilor Cu2+, Zn2+ și Ni2+ se adaugă soluție apoasă de amoniac până la precipitarea hidroxizilor. Hidroxizii obținuți se dizolvă apoi în exces de soluție apoasă de amoniac. Se formează compuși complecși [Cu(NH3)4](OH)2, [Zn(NH3)4](OH)2 și [Ni(NH3)6](OH)2.
3. La soluțiile sărurilor de Zn2+ și Cd2+ se adaugă cu picătura soluție concentrată de Na2SO3. Se precipită sărurile ZnSO3 și CdSO3. La adăugarea soluției de Na2SO3 ele se dizolvă cu formarea ionilor complecși [M(SO3)2]2-.
4. Pe o sticlă de ceas se amestecă câte o picătură soluții de AgNO3 și NaCl. Se depune precipitat alb, care apoi se dizolvă prin adăugarea a câtorva picături de soluție saturată de NaCl. Se formează ionul complex [AgCl2]-.
5. Pe o sticlă de ceas se amestecă câte o picătură soluții de AgNO3 și NH4OH. Se obține precipitat negru Ag2O, care se dizolvă prin adăugarea a câtorva picături de soluție concentrată de amoniac. Se formează compusul complex [Ag(NH3)2]OH.
6. Într-o eprubetă se introduc 1 ml soluție KMnO4 și 2 ml soluție acid sulfuric, apoi se adaugă 2-3 picături soluție hexacianoferat (II) de potasiu. Ce se observă? Scrieți ecuația reacției luând în considerare că permanganatul de potasiu oxidează Fe(II).
7. La 1 ml soluție ce conține ioni Fe3+ se adaugă 2-3 picături soluție hexacianoferat (II) de potasiu. Ce se observă? Scrieți ecuația reacției.
8. La 1 ml soluție ce conține ioni Fe2+ se adaugă 2-3 picături soluție hexacianoferat (III) de potasiu. Ce se observă? Scrieți ecuația reacției.

Lucrare practică și de laborator nr. 4

**ECHILIBRE ÎN SOLUŢIILE COMPUŞILOR COMPLECŞI.**

**INFLUENȚA CONCENTRAȚIEI SUBSTANȚELOR ASUPRA**

**ECHILIBRULUI CHIMIC ÎN SOLUȚIA COMPUȘILOR COMPLECȘI**

**1. Conținutul temei**

1. Reacții reversibile și ireversibile. Echilibrul chimic.
2. Echilibre în soluțiile compușilor complecși. Constanta de instabilitate.
3. Izomeria compușilor complecși.

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Care reacții se caracterizează prin constanta echilibrului chimic? De care factori depinde constanta de echilibru?
2. Ce este constanta de instabilitate și cum după valoarea ei se apreciază stabilitatea complexului?
3. Pentru ionii complecși [Ag(NH3)2]+ și [Ag(CN)2]- constantele de instabilitate sunt egale respectiv cu 9,31·10-8 și 8,0·10-22. Care ion complex este mai stabil?
4. Constantele de instabilitate ale ionilor complecși [HgCl4]2- și [HgI4]2- sunt egale respectiv cu 8,5·10-16 și 1,5·10-30. În ce direcție se va deplasa echilibrul [HgCl4]2- + 4I- ↔ [HgI4]2- + 4Cl-?
5. În care din soluțiile compușilor complecși, [Ag(NH3)2]Cl sau K[Ag(CN)2], cu aceeași concentrație molară, va fi mai mare concentrația ionilor de argint?
6. Determinați concentrația ionilor de Ag+ în soluția cu c([Ag(NH3)2]NO3) = 0,1 mol/l, în care se conține 1 mol/l de amoniac.
7. Determinați concentrația ionilor de Ag+ și CN- în soluția cu c(K[Ag(CN)2]) = 0,1 mol/l, dacă Kinst[Ag(CN)2]- = 8·10-22.
8. Ce este izomeria de hidratare și izomeria ionică? Aduceți exemple de astfel de izomeri.
9. La ce tip de izomeri se referă compușii complecși [Co(NH3)6][Cr(CN)6] și [Co(CN)6][Cr(NH3)6]?
10. Care substanțe sunt izomeri geometrici? Câți izomeri geometrici sunt posibili pentru complecșii de tipul [AB2X2] (A – generator de complex, B și X – liganzi)? Arătați configurația lor spațială *(cis* și *trans*).
11. Arătați configurația spațială (*cis* și *trans*) a complecșilor octaedrici de tipul [AX4B2] și [AX3B3].
12. Care substanțe se numesc izomeri optici?
13. Ce sunt antipozii optici? Arătați schema antipozilor optici ai ionului complex [CoEn2NH3Cl]2+ (En – etilendiamină). La ce tip de izomeri (*cis* sau *trans*) ei se referă?
14. Arătați configurația *trans* a ionului complex [CoEn2NH3Cl]2+.

**Răspuns la întrebarea 7**

Ionul complex disociază conform schemei:

[Ag(CN)2]- ↔ Ag+ + 2CN-

Conform legii acțiunii maselor constanta de echilibru și constanta de instabilitate va fi:



Notăm  atunci  și c[Ag(CN)2]- = 0,1 – x.

 

Deoarece x<<0, valoarea sa la numitor poate fi neglijată:

 sau 4*x*3 = 8 · 10-23,

de unde  iar 



*x* = 

*2x* ***=*** 

**3. Lucrare de laborator**

**Influența concentrației substanțelor asupra echilibrului chimic**

**în soluția compușilor complecși**

Pentru stabilirea influenței concentrației substanțelor asupra echilibrului chimic, luăm drept exemplu reacția de formare a ionilor complecși ai fierului (III) cu ionii tiocianat SCN-. Reacția decurge în câteva etape:

Fe3+ + SCN- ↔ [Fe (SCN)]2+

[Fe(SCN)]2+ + SCN- ↔ [Fe(SCN)2]+, etc. până la formarea ionilor complecși saturați:

[Fe(SCN)5]2- + SCN- ↔ [Fe(SCN)6]3-.

Ionii complecși [Fe(SCN)]2+, [Fe(SCN)2]+ etc. sunt de culoare roșie, ionii Fe3+ – de culoare galbenă, iar ionii K+, SCN- și Cl- – incolori.

Cu ajutorul cilindrului gradat se introduc într-un pahar 20 ml apă distilată și câte 1-2 picături soluții saturate de FeCl3 și KSCN (sau NH4SCN). Soluția obținută se împarte in patru părți egale în patru eprubete. În prima eprubetă se adaugă 2-3 picături soluție concentrată de FeCl3, în a doua – 2 picături soluție saturată de KSCN, în a treia – câteva cristale de KCl, iar eprubeta a patra se păstrează pentru comparare. În baza principiului Le Chatelier explicați variația culorii soluțiilor din cele trei eprubete. Rezultatele se introduc în tabelul următor:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Substanța adăugată | Variația intensității culorii | Direcția deplasării echilibrului chimic |
|  |  |  |

**Constantele de instabilitate ale unor ioni complecși**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Ionul  | Kinst. | Ionul  | Kinst. |
| [Ag(NH3)2]+[Ag(CN)2]-[Ag(SCN)2]-[AgCl2]-[AgBr2]-[AgI3]2-[Ag(S2O3)2]3-[Ag(CH3COO)2]-[AlF6]3-[AlF4]-[Au(CN)2]-[Au(SCN)2]-[Au(SCN)4]-[AuCl4]-[AuBr2]-[Cd(NH3)6]2+[Cd(NH3)4]2+[Cd(CN)4]2-[CdCl4]2-[CdBr4]2-[CdI4]2-[Co(NH3)6]2+[Co(NH3)6]3+[Co(CN)6]3-[Cu(NH3)4]2+[Cu(NH3)3]2+[Cu(NH3)2]2+[Cu(CN)2]-[Cu(CN)3]2-[Cu(CN)4]3-[Cu(CN)4]2- | 9,31 · 10-88,0 · 10-222,7 · 10-81,76 · 10-57,8 · 10-81,4 · 10-142,5 · 10-142,2 · 10-11,44 · 10-201,8 · 10-185 · 10-391 · 10-231 · 10-425 · 10-224 · 10-137,3 · 10-67,56 · 10-81,41 · 10-199,3 · 10-32 · 10-48 · 10-77,75 · 10-63,1 · 10-331 · 10-642,14 · 10-132,89 · 10-112,24 · 10-81 · 10-242,6 · 10-295 · 10-315 · 10-28 | [CuCl4]2-[CuI2]-[Cu(OH)4]2-[Fe(CN)6]4-[Fe(CN)6]3-[Hg(CN)4]2-[HgCl4]2-[HgBr4]2-[HgI4]2-[Hg(SCN)4]2-[Mg(NH3)4]2+[Mg(NH3)6]2+[Ni(NH3)4]2+[Ni(NH3)6]2+[Ni(CN)4]2-[Zn(NH3)4]2+[Zn(CN)4]2-[Zn(SCN)4]2-[Zn(OH)4]2-[ZnCl4]2-[ZnBr3]-[ZnI4]2- | 6,3 · 10-61,75 · 10-97,6 · 10-171 · 10-241 · 10-314 · 10-428,5 · 10-162 · 10-221,48 · 10-305,9 · 10-2210,92 · 1031,12 · 10-81,86 · 10-91,8 · 10-143,46 · 10-101,3 · 10-175 · 10-23,6 · 10-161,050,0220,0 |

Lucrare practică și de laborator nr. 5

**REACŢII DE OXIDO-REDUCERE ÎN MEDIU ACID, BAZIC ȘI NEUTRU**

**1. Conținutul temei**

1. Reacții de oxido-reducere: oxidare, reducere, oxidant, reducător.
2. Tipuri de reacții redox: intermoleculare, intramoleculare, de disproporţionare (dismutare).
3. Metodele de egalare a reacțiilor de oxido-reducere: metoda bilanțului electronic și metoda semireacţiilor (ion-electronică).
4. Determinarea direcției și gradului de desfășurare a reacțiilor de oxido-reducere după valorile potențialelor standarde de oxido-reducere.

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Care reacții se numesc de oxido-reducere?
2. Explicați procesele de oxidare și reducere. Dați exemple de astfel de procese.
3. Care substanțe se numesc oxidanți și care reducători? Argumentați prin exemple.
4. Care este importanța proceselor de oxido-reducere pentru natura vie?
5. Care reacții de oxido-reducere se numesc intermoleculare? Aduceți exemple.
6. Care reacții de oxido-reducere se numesc intramoleculare? Prezentați exemple.
7. Care reacții redox se numesc de disproporţionare? Argumentați prin exemple.
8. La ce tipuri de reacții de oxido-reducere se referă următoarele reacții:
	1. NH4NO2 = N2 + 2H2O
	2. 3K2MnO4 + 2H2O = 2KMnO4 + MnO2 + 4KOH
9. Cum se egalează reacțiile de oxido-reducere prin metoda bilanțului electronic? Aduceți exemple.
10. Cum se egalează reacțiile de oxido-reducere prin metoda semireacţiilor în medii acid, neutru și bazic? Aduceți exemple.
11. Depind oare reacțiile de oxido-reducere de pH-ul mediului? Alcătuiți ecuațiile reacțiilor de interacțiune dintre soluția de permanganat de potasiu și soluția de sulfit de sodiu în medii acid, neutru și bazic prin metoda bilanțului electronic și prin metoda semireacţiilor.
12. Ionul Cr3+ este reducător, iar NO3- oxidant. E posibilă oare reacția între acești ioni, în rezultatul căreia ionul Cr3+ se va oxida până la ionul de bicromat Cr2O72-, iar NO3- se va reduce până la NO. Argumentați răspunsul.
13. Ce este potențialul de oxido-reducere? Care este mecanismul apariției lui?
14. Cum se determină direcția de desfășurare a reacțiilor de oxido-reducere după valorile potențialelor standarde de oxido-reducere?
15. Avem soluții de clorură de fier (III) și soluțiile halogenurilor de potasiu (KF, KCl, KBr, KI). Care halogenuri, din cele enumerate, vor interacționa cu clorura de fier (III)? De ce? Scrieți ecuația reacției.
16. Cum se determină gradul de desfășurare a reacțiilor de oxido-reducere după valoarea constantei de echilibru?
17. În baza principiului al doilea al termodinamicii, e posibil de determinat direcția și gradul de desfășurare a reacțiilor de oxido-reducere? Dacă da, atunci explicați cum e posibil?
18. Care este legătura dintre potențialul izobar-izotermic și forța electromotoare a elementului galvanic (a reacției redox)?
19. Determinați gradul de desfășurare a reacției MnO4- + 5Fe2+ + 8H+ = Mn2+ + 5Fe3+ + 4H2O, dacă se știe, ca  și .
20. Aduceți exemple de reacții de oxido-reducere intramoleculare și de disproporţionare a acidului azotos sau a sărurilor lui.
21. În ce mediu, acid sau bazic, proprietățile oxidante ale acidului azotos sunt mai pronunțate, dacă:

 NO + H2O + ē = HNO2 + H+ e0o/r = 0,99 V

 NO + 2OH- - ē = NO2- + H2O e0o/r = - 0,46 V?

1. Pe baza valorilor potențialelor de oxido-reducere indicate mai jos, determinați rolul acidului azotos (de oxidant sau reducător) în reacțiile cu ionii de iodură și permanganat?

 HNO2 + H2O - 2ē = NO3- + 3H+ e0o/r = 0,94 V

 HNO2 + H+ + ē = NO + H2O e0o/r = 0,99 V

 2I- - 2ē = I2 e0o/r = 0,54 V

 MnO4- + 8H+ + 5ē = Mn2+ + 4H2O e0o/r = 1,51 V

1. Prin metoda bilanțului electronic egalați următoarele reacții de oxido-reducere:

 CrO3 + HCl(c.) = CrCl3 + Cl2 + H2O

 NaCrO2 + PbO2 +NaOH = Na2CrO4 + Na2PbO2 + H2O

 K2Cr2O7 + C2H5OH + H2SO4 = Cr2(SO4)3 + K2SO4 + CH3CHO + H2O

 CrO42- + H2S + H+ = Cr3+ + S + H2O

 Cr2O72- + I- + H+ = Cr3+ + I2 + H2O

 MnSO4 + PbO2 + HNO3 = HMnO4 + Pb(NO3)2 + PbSO4 + H2O

 K2MnO4 + H2O = KMnO4 + MnO2 + KOH

 K2MnO4 + H2SO4 = KMnO4 + K2SO4 + MnO2 + H2O

 KMnO4 + C2H5OH = CH3CHO + MnO2 + KOH + H2O

1. Prin metoda semireacţiilor egalați următoarele reacții de oxido-reducere. Scrieţi-le sub formă moleculară.

 Mn2+ + BiO3- + H+ = MnO4- + Bi3+ + 7H2O

 MnO4- + I- + H+ = Mn2+ + I2 +H2O

 MnO4- + I- + H2O = MnO2 + I2 + OH-

MnO4- + Fe+2 + H+ = Mn2+ + Fe3+ + H2O

 MnO4- + Al + H+ = Al3+ + Mn2+ + H2O

 PbO2 + I- + H+ = Pb2+ + I2 + H2O

 Bi + NO3- + 4H+ = Bi3+ + NO + H2O

 BiO3- + Cr3+ + H+ = Bi3+ + Cr2O72- + H2O

 AsO2- + I2 + H2O = AsO43- + I- + H+

 S2O82- + Cr3+ + H2O = SO42- + Cr2O72- + H+

BrO3- + I2 = IO3- + Br2

 CrO42- + Br- + H+ = Cr3+ + Br2 + H2O

***Răspuns la întrebarea 10***

1. **In mediu acid**

În partea semireacţiei, cu mai puțini atomi de oxigen, se adaugă H2O, iar în partea cu mai mulți atomi de oxigen, se adaugă ioni de hidrogen H+:

MnO4- + SO32- +H+ = Mn2+ + SO42- + H+

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | MnO4- + 8H+ + 5ē = Mn2+ + 4H2O | 2 |
| SO32- + H2O - 2ē = SO42- + 2H+  | 5 |
| 2MnO4- + 5SO32- + 16H+ + 5H2O = 2Mn2+ + 5SO42- + 10H+ + 8H2O |

 după simplificare:

 2MnO4- + 5SO32- + 6H+ = 2Mn2+ + 5SO42- + 3H2O

1. **În mediu bazic**

În partea semireacţiei, cu mai puțini atomi de oxigen se adaugă ioni de hidroxil OH-, iar în partea opusă – molecule de apă:

K2SO3 + Cl2 + KOH = KCl + K2SO4 + H2O

|  |  |
| --- | --- |
| SO32- + 2OH- - 2ē = SO42- + H2O | 1 |
| Cl2+ 2ē = 2Cl-  | 1 |
| SO32- + Cl2 + 2OH- = SO42- + 2Cl- + H2O |
|  |

1. **Mediu neutru**

a) Se adaugă apă în partea stângă a primei semireacții, dacă sunt mai mulți atomi de oxigen, apoi în a doua semireacție, dacă sunt mai puțini atomi de oxigen, se adaugă ioni de hidroxil (OH-);

KMnO4 + KNO2+H2O = MnO2 + KNO3 + KOH

|  |  |
| --- | --- |
| MnO4- + 2H2O + 3ē = MnO2 + 4OH- | 2 |
| NO2- + 2OH- - 2ē = NO3- + H2O  | 3 |
| 2MnO4- + 3NO2- + 4H2O + 6OH- = 2MnO2 + 3NO3- + 8OH- + 3H2O |

după simplificare:

2MnO4- + 3NO2- +H2O = 2MnO2 + 3NO3- + 2OH-

în formă moleculară:

2KMnO4 + 3KNO2+H2O = 2MnO2 + 3KNO3 + 2KOH

b) Se adaugă apă în partea stângă a semireacției, dacă sunt mai puțini atomi de oxigen, apoi în cealaltă semireacție, dacă sunt mai mulți atomi de oxigen, se adaugă ioni de hidrogen H+:

KMnO4 + MnSO4+H2O = MnO2 + K2SO4 + H2SO4

|  |  |
| --- | --- |
| MnO4- + 4H+ + 3ē = MnO2 + 2H2O | 2 |
| Mn2+ + 2H2O - 2ē = MnO2 + 4H+  | 3 |
| 2MnO4- + 3Mn2+ + 8H+ + 6H2O = 5MnO2 + 12H+ + 4H2O |

după simplificare:

2MnO4- + 3Mn2+ + 2H2O = 5MnO2 + 4H+

în formă moleculară:

2KMnO4 + 3MnSO4+2H2O = 5MnO2 + K2SO4 + 2H2SO4

**3. Lucrare de laborator**

**Reacţii de oxido-reducere în mediu acid, bazic și neutru**

 Reacțiile de oxido-reducere 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. Din toți acești factori vom examina, în special, natura mediului de reacție (pH-ul), deoarece el determină natura produșilor de reacție și, prin urmare este absolut necesar de a cunoaște comportarea oxidanților și reducătorilor în mediile acid, neutru și bazic.

1. **Reacții de oxido-reducere în mediu acid.** Mediul acid în reacții redox este creat de acidul sulfuric diluat (acid tare), deoarece acidul clorhidric manifestă proprietăți reducătoare, iar acidul azotic – oxidante, ceea ce ar putea provoca reacții secundare.
2. Într-o eprubetă se introduc 1 ml soluție permanganat de potasiu, 2 ml soluție acid sulfuric diluat și 1 ml soluție FeSO4. Culoarea violetă a permanganatului dispare datorită reacției ce are loc. Scrieți și egalați ecuația reacției.
3. La 1 ml soluție permanganat de potasiu se adaugă 2 ml soluție de acid sulfuric diluat și 1 ml soluție sulfit de sodiu. Ce se observă? Scrieți și egalați ecuația reacției.
4. La 3 picături soluție de KI adăugați 2 ml soluție de acid sulfuric și 2 – 3 picături soluție de iodat de potasiu (KIO3). Lămuriți cele observate și scrieți ecuația reacției respective.
5. Demonstrați experimental că nitritul de sodiu în mediu acid are proprietăți reducătoare fată de bicromatul de potasiu, conform reacției:

K2Cr2O7 + 3NaNO2 + 4H2SO4 = K2SO4 + Cr2(SO4)3 + 3NaNO3 + 4H2O

1. Într-o eprubetă cu puțină pilitură de cupru se adaugă 2 ml acid azotic concentrat. Ce gaz se degajă? Scrieți ecuația reacției. În cazul dat acidul azotic este oxidant și mediu de reacție. Câte molecule de acid azotic, necesare pentru reacție, servesc ca oxidant?
2. **Reacții de oxido-reducere în mediu neutru**
3. Într-o eprubetă turnați 2 ml soluție de sulfat de cupru și introduceți un cui de oțel, curățat în prealabil cu hârtie de șmirghel. După 5 minute se observă depunerea cuprului metalic pe suprafața cuiului. Scrieți ecuația reacției.
4. La 2 ml soluție de iodură de potasiu se adaugă 2 ml soluție apă de clor. Ce se observă? Scrieți ecuația reacției.
5. La 2 ml soluție permanganat de potasiu adăugați 3-4 picături soluție sulfit de sodiu. Explicați fenomenul observat și scrieți ecuația reacției.
6. La trei picături soluție de permanganat de potasiu adăugați câteva picături soluție de sulfat de mangan. Ce substanță se depune? Scrieți ecuația reacției.
7. **Reacții de oxido-reducere în mediul bazic.** Pentru crearea mediului bazic se folosesc soluțiile hidroxizilor metalelor alcaline.
8. La 1 ml soluție clorură de mangan (II) adăugați 2 ml soluție hidroxid de sodiu și apoi 2-3 picături soluție apă de brom. Din ce cauză apare culoarea verde a soluției? Scrieți și egalați ecuația reacției.
9. La 1 ml soluție permanganat de potasiu adăugați 2 ml soluție de hidroxid de sodiu și 3-4 picături soluție de sulfit de sodiu. Explicați schimbările observate și scrieți ecuația reacției.

**Potențiale standard de oxido-reducere ale unor sisteme**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Forma oxidantăși redusă | Procesul electrochimic | e0, V |
| F2/2F- | F2 + 2ē Untitled-1 2F- | 2,870 |
| Cl2/2Cl- | Cl2 + 2ē Untitled-1 2Cl- | 1,359 |
| Br2/2Br- | Br2 + 2ē Untitled-1 2Br- | 1,065 |
| I2/2I- | I2 + 2ē Untitled-1 2I- | 0,535 |
| Fe3+/Fe2+ | Fe3+ + ē Untitled-1 Fe2+ | 0,77 |
| Sn4+/Sn2+ | Sn4+ + 2ē Untitled-1 Sn2+ | 0,15 |
| Fe2+/Fe | Fe2+ + 2ē Untitled-1 Fe | - 0,440 |
| Zn2+/Zn | Zn2+ + 2ē Untitled-1 Zn | - 0,763 |
| Al3+/Al | Al3+ + 3ē Untitled-1 Al | - 1,662 |
| Li+/Li | Li+ + ē Untitled-1 Li | - 3,045 |
| Pb2+/Pb | Pb2+ + 2ē Untitled-1 Pb | - 0,126 |
| Ag+/Ag | Ag+ + ē Untitled-1 Ag | 0,799 |
| Cu2+/Cu | Cu2+ + 2ē Untitled-1 Cu | 0,337 |
| 2H+/H2 (pH = 7) | 2H+ + 2ē Untitled-1 H2 | - 0,414 |
| 2H+/H2 (pH = 0) | 2H+ + 2ē Untitled-1 H2 | 0,000 |
| SO42-/SO32- | SO42- + H2O + 2ē Untitled-1 SO32- + 2OH- | - 0,93 |
| SO42-/SO32- | SO42- + 2H+ + 2ē Untitled-1 SO32- + H2O | 0,17 |
| SO42-/S | SO42- + 8H+ + 6ē Untitled-1 S + 4H2O | 0,36 |
| H2SO3/S | H2SO3 + 4H+ + 4ē Untitled-1 S + 3H2O | 0,45 |
| MnO4-/MnO42- | MnO4- + ē Untitled-1 MnO42- | 0,564 |
| MnO4-/MnO2 | MnO4- + 2H2O + 3ē Untitled-1 MnO2 +4OH- | 0,588 |
| MnO4-/Mn2+ | MnO4- + 8H+ + 5ē Untitled-1 Mn2+ + 4H2O | 1,51 |
| NO3-/NO2 | NO3- + 2H+ + ē Untitled-1 NO2 + H2O | 0,79 |
| NO3-/NH4+ | NO3- + 10H+ + 8ē Untitled-1 NH4+ +3H2O | 0,92 |
| NO3-/HNO2 | NO3- + 3H+ + 2ē Untitled-1 HNO2 + H2O | 0,94 |
| NO3-/NO | NO3- + 4H+ + 3ē Untitled-1 NO + 2H2O | 0,96 |
| CrO42-/Cr(OH)3 | CrO42- + 4H2O + 3ē Untitled-1 Cr(OH)3 + 5OH- | - 0,13 |
| Cr2O7 2-/2Cr3+ | CrO72- + 14H+ + 6ē Untitled-1 2Cr3+ + 7H2O | 1,33 |
| PbO2/Pb2+ | PbO2 + 4H+ +2ē Untitled-1 Pb2+ + 2H2O | 1,455 |
| S2O82-/2SO42- | S2O82- + 2ē Untitled-1 2SO42- | 2,01 |
| Fe(OH)3/Fe(OH)2 | Fe(OH)3 + ē Untitled-1 Fe(OH)2 | - 0,93 |

Lucrare practică și de laborator nr.6

**ENERGETICA REACŢIILOR CHIMICE**

**DETERMINAREA ENTALPIEI DE NEUTRALIZARE**

**1. Conținutul temei**

1. Sarcinile termodinamicii chimice. Tipuri de sisteme termodinamice. Energia internă.
2. Primul principiu al termodinamicii. Termochimia. Legea lui Hess și consecințele ei. Entalpia. Entalpii standard.
3. Al doilea principiu al termodinamicii. Entropia. Entropii standard. Energia Gibbs. Criteriul de decurgere spontană a proceselor termodinamice.

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Ce este termodinamica chimică și ce probleme ea rezolvă?
2. Ce se numește sistem termodinamic? Ce tipuri de sisteme termodinamice cunoașteți? La ce tipuri de sisteme termodinamice se referă organismul uman?
3. Ce este energia internă? Se poate oare determina valoarea absolută a ei?
4. În ce constă esența primului principiu al termodinamicii?
5. Ce este entalpia și entalpia standard? Ce tipuri de entalpii cunoașteți?
6. Ce studiază termochimia? Prin ce se deosebesc ecuațiile termochimice?
7. Formulați legea lui Hess. Care sunt consecințele ei? Ce importanță are această lege pentru biochimie și medicină?
8. Ce reprezintă entalpiile de formare, de ardere, de dizolvare și de neutralizare?
9. Care este esența principiului al doilea al termodinamicii? Ce este entropia, entropia standard?
10. Ce este probabilitatea termodinamică și care este legătura ei cu entropia?
11. Care sunt particularitățile proceselor ce decurg spontan? Ce este capacitatea de lucru a sistemului și cum ea se schimbă pe parcursul decurgerii spontane a proceselor?
12. Ce este lucrul util și care este legătura lui cu factorul entalpic și entropic?
13. Ce este energia Gibbs? Ce metode de determinare a ei cunoașteți? Ce este energia Gibbs standard?
14. Cum se va schimba energia internă a sistemului pe parcursul reacției N2(g) + O2(g) = 2NO(g), dacă în rezultatul ei se absoarbe 180, 58 kJ de căldură?

[Uf > Ui și ΔU > 0]

1. Cum se va schimba energia internă a sistemului pe parcursul reacției H2(g) + ½ O2(g) = H2O(g), având în vedere caracterul ei exotermic?
2. Cum diferă efectele termice Qp și Qv la temperatura de 300 K pentru procesul H2(g) = 2H(g)?

[Qp – Qv = 2,49 kJ]

1. În care din reacțiile de mai jos diferența între valorile Qp și Qv va fi cea mai mare?
	1. C(s) + ½O2(g) = CO(g),
	2. C(s) + O2(g) = CO2(g),
	3. 2C(s) + 3H2(g) = C2H6(g).
2. Determinați variația entalpiei reacției Al2O3(s) + 3SO3(g) = Al2(SO4)3(s) reieșind din următoarele date:

 a)  ΔH = -1673,67 kJ

 b)  ΔH = -394,80 kJ

 c)  ΔH = -3431,78 kJ

1. Determinați entalpia de formare din substanțe simple a amoniacului gazos, cunoscând că:

a) 4NH3(g) + 3O2(g) = 2N2(g) + 6H2O(l) ΔHo = -1529,04 kJ

b) H2(g) + ½ O2(g) = H2O(l) ΔHo = -285,49 kJ

[ΔHNH3 = -45,98 kJ]

1. Determinați variația entropiei la topirea a 54 g de argint, dacă se știe că temperatura de topire a argintului este 9600C, iar căldura de topire a lui este 104,5 kJ/mol.

[4,22 J/mol·K]

1. Fără a efectua calcule determinați semnul ΔS pe parcursul următoarelor reacții:
2. 2P(s) + 5/2O2(g) = P2O5(s)
3. (NH4)2Cr2O7(s) = N2(g) + Cr2O3(s) + 4H2O(g)
4. Pentru reacția 2A2(g) + B2(g) = 2A2B(g), ΔSo < 0. Înseamnă oare aceasta ca reacția din punct de vedere termodinamic este imposibilă?
5. Determinați variația potențialului izobar-izoterm al reacției CaO(s) + CO2(g) = CaCO3(s) în condiții standard, dacă se cunoaște, că  -394,01 kJ/mol,  -601,92 kJ/mol și  -1127,68 kJ/mol.

[-131,75 kJ]

1. În ce direcție va decurge reacția C6H12 = 3C2H4, dacă la temperatura de 7270C  401,61 kJ/mol și 113,86 kJ/mol?

[Spre dreapta]

1. Care din reacțiile de mai jos este mai preferabilă din punct de vedere termodinamic:
	1. Sn(s) + O2(g) = SnO2(s)
	2. Sn(s) + ½O2(g) = SnO(s),

dacă se știe că  -285,91 kJ/mol și  -579,77 kJ/mol?

1. Calculați valoarea lui Kp în condiții standard pentru sistemul PCl5(g) ↔ PCl3(g) + Cl2(g), dacă ΔGo298 = 250 kJ. Formulați concluzia despre stabilitatea termodinamică a PCl5 în condițiile date.
2. Pentru reacția C + H2O ↔ CO + H2 la 980 K, ΔHo298 = 131,3 kJ și ΔSo298 = 0,134 kJ/mol·K. Determinați constanta de echilibru a reacției la temperatura dată.

**Rezolvarea problemei 20**

Pentru procesele transformărilor de fază

la P = const ΔS = $\frac{ΔH}{T}$

la V = const ΔS = $\frac{ΔU}{T}$

ΔS = $n \frac{ΔH}{T}$ = $\frac{m ΔH }{M T}$

Deci, 

**Rezolvarea problemei 27**

ΔGo980 = ΔHo298 – T · ΔSo298,

ΔGo980 = 131,3 – 980 · 0,131 = 0,

ΔGo980 = -2,303RT lg K, deci 0 = -2,303 RT lg K

deci, lgK = 0, iar K = antilg(0) = 1.

**3. Lucrare de laborator**

**Determinarea entalpiei de neutralizare**

Reacția de neutralizare poate fi reprezentată prin următoarea ecuație termochimică:

*H3O+(l) + OH-(l) = 2H2O(l)* ΔH0298 = -57,22 kJ/mol

Este evident, că entalpia de neutralizare a acizilor slabi și bazelor slabe va fi într-o măsură oarecare mai mică decât entalpia de neutralizare a acizilor tari și bazelor tari, deoarece sărurile formate din acizi slabi cu baze slabe hidrolizează după reacția inversă cu formarea acizilor și bazelor slabe inițiale.

Determinarea experimentală a entalpiilor diferitor reacții se efectuează în aparate speciale numite calorimetre. În cel mai simplu caz calorimetrul reprezintă un vas ce constă din două pahare unul exterior și altul interior. Paharul exterior se acoperă cu un capac din sticlă organică cu trei găuri: pentru pâlnie, agitator și termometru.

La amestecarea soluțiilor de acizi și baze, de rând cu reacția de neutralizare, are loc diluarea acidului și bazei. Din acest motiv, efectul termic al procesului de neutralizare măsurat cu ajutorul calorimetrului este o mărime sumară:

ΔH = ΔHneutr + ΔHdil.b. + ΔHdil.a., (1)

unde ΔHneutr – entalpia de neutralizare; ΔHdil.b. – entalpia de diluare a bazei; ΔHdil.a. – entalpia de diluare a acidului.

Pentru neutralizare se recomandă de luat exces de bază. Dacă concentrația inițială a acidului e de multe ori mai mare decât concentrația bazei, apoi mărimea ΔHdil.b. poate fi neglijată, și atunci:

ΔH = ΔHneutr. + ΔHdil.a.  (2)

Pentru determinarea entalpiei reacției de neutralizare e nevoie de determinat în primul rând constanta calorică a calorimetrului, apoi entalpia de diluare a acidului concentrat și entalpia de neutralizare a acidului cu bază.

Constanta calorică a calorimetrului poate fi determinată prin metoda de calcul și reprezintă suma produselor capacităților calorice ale pârților componente ale aparatului și soluției, care participă în schimbul de căldură, și masele lor:

 K = Σ mici sau K = m1·c1 + m2·c2 (3)

unde m1 – masa paharului calorimetric, kg;

m2 – masa soluției, kg;

c1 – capacitatea calorică specifică a sticlei, egală cu 0,75 kJ/K·kg;

c2 – capacitatea calorică specifică a soluției, egală cu 4,20 kJ/K·kg.

Capacitatea termică specifică a calorimetrului poate fi determinată și experimental, dizolvând o sare, pentru care este cunoscută valoarea entalpiei de dizolvare (de exemplu,  = -35,65 kJ/mol;  = 35,62 kJ/mol). Prin metoda experimentală constanta calorimetrului se determină după formula:

 (4)

unde m(A) – masa sării, de exemplu, a clorurii de potasiu;

M(A) – masa molară a sării;

Δt – variația temperaturii, care se determină pe cale grafică;

K – mărime constantă pentru calorimetrul dat și pentru volumul dat de soluție.

Metoda grafica de determinare a variației temperaturii Δt constă în următoarele. Tot procesul calorimetric se împarte în trei perioade: perioada preliminară – 5 minute; perioada principală, ce corespunde decurgerii procesului termochimic (neutralizarea, oxidarea, dizolvarea sării); perioada finală – 5 minute.

Amestecând apa (sau soluția) în calorimetru, se urmărește temperatura peste fiecare 30 secunde, care variază în rezultatul schimbului de căldură cu mediul înconjurător. Când variațiile de temperatură fiecare 30 secunde vor fi aceleași, se începe a fixa temperatura (la fel peste fiecare 30 secunde). Se efectuează 10 măsurări (perioada preliminară), iar la a 11-a măsurare se începe procesul cu efectul termic (adăugarea acidului, dizolvarea sării, etc.) fără a opri cronometrul și continuând măsurările temperaturii, agitând în continuu soluția (perioada principală). Dacă temperatura se modifică foarte repede, ea poate fi fixată cu o exactitate de 0,10C. După terminarea perioadei principale, când schimbarea temperaturii va fi uniformă (perioada finală), se mai fac 10 măsurări peste fiecare 30 secunde.

Conform datelor obținute se construiește graficul dependenței t = f(τ) pe hârtie milimetrică. Pe axa absciselor se indică timpul τ, iar pe axa ordonatelor – temperatura t. Dacă procesul este exotermic, se obține curba ABDE, unde AB – perioada preliminară, BD – principală, DE – finală. Dreptele AB și DE se extrapolează și timpul perioadei BD se împarte în jumătate (punctul C). Din punctul C se ridică perpendiculara până la intersecția cu ambele prelungiri a dreptelor AB și DE. Segmentul KF, exprimat în grade, arată schimbarea reală a temperaturii Δt, în conformitate cu corecția la schimbul de căldură.

1. **Determinarea capacității termice specifice a calorimetrului**

În paharul calorimetric se toarnă 300 ml de apă distilată, se astupă cu un capac dotat cu pâlnie, agitator și termometru. Amestecând apa cu ajutorul agitatorului se notează indicațiile termometrului peste fiecare 30 secunde timp de 5 minute. Se adaugă în paharul calorimetrului 4 g KNO3 (prealabil cântărit la balanța tehnică) și continuând amestecarea, se scriu indicațiile termometrului peste fiecare 30 secunde până la dizolvarea completă a sării. Apoi se continuă amestecarea și se mai adaugă încă 10 indicații ale termometrului, peste fiecare 30 secunde. Datele obținute se introduc în tabelul 1.

Tabelul 1.

Datele experimentale pentru determinarea Δt

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Numărul măsurărilor | Timpul de la începutul experienței, *min*. | Temperatura, *0C*, la determinarea |
| K | ΔHdil.a. | ΔHsum. |
|  |  |  |  |  |

Conform datelor obținute se construiește graficul dependenței temperaturii de timp și apoi se determină Δt din grafic. Capacitatea termică specifică a calorimetrului se determină după formula (4).

**b) Determinarea entalpiei de diluare a acidului**

În paharul calorimetric se toarnă 300 ml de apă distilată și se astupă cu capacul dotat cu pâlnie, agitator și termometru. Amestecând conținutul paharului calorimetrului cu agitatorul se notează indicațiile termometrului peste fiecare 30 secunde (10 măsurări). În momentul celei de a 11-a măsurări în pahar se adaugă 15 ml soluție de acid clorhidric cu c(HCl) = 3 mol/l. Agitând în continuare soluția, se prelungește înscrierea indicațiilor termometrului. Când valoarea temperaturii va deveni constantă se vor mai nota încă 10 indicații ale termometrului peste fiecare 30 secunde. Datele obținute se introduc în tabelul 1.

Se construiește graficul dependenței temperaturii de timp și se determina Δt, apoi entalpia de diluare a acidului după formula:



unde c(fechiv. (HCl) HCl) este concentrația molară a echivalentului acidului clorhidric, mol/l;

V(HCl) – volumul acidului clorhidric, l.

**c) Determinarea entalpiei sumare**

Soluția din paharul calorimetric se aruncă, paharul se spală cu apă distilată și în el se toarnă 300 ml soluție de hidroxid de potasiu cu c(KOH) = 0,2 mol/l. În continuare experiența se efectuează ca și cea precedentă. Datele obținute se introduc în tabelul 1.

Se construiește graficul dependenței temperaturii de timp și se determină Δt, apoi entalpia sumară după formula:



**d) Determinarea entalpiei de neutralizare**

Folosind ecuația (2) se determină entalpia reacției de neutralizare:

ΔHneutr. = ΔHsum. – ΔHdil. a

Lucrare practică și de laborator nr.7

**ECHILIBRUL CHIMIC.**

**INFLUENŢA DIFERITOR FACTORI ASUPRA ECHILIBRULUI CHIMIC**

**1. Conținutul temei**

1. Legea echilibrului chimic. Constante de echilibru Kc, Kp, Ka și legătura dintre ele.
2. Ecuația lui Van’t Hoff și importanța ei pentru determinarea funcțiilor ΔH0 și ΔS0.
3. Principiul deplasării echilibrului chimic (principiul Le Chatelier - Braun).

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Care lege permite deducerea constantei de echilibru?
2. Care substanțe, inițiale sau finale, vor predomina la starea de echilibru, dacă a) K<<1 și b) ΔG0298<<0?
3. Se va schimba oare corelația dintre concentrațiile de echilibru în sistemul N2O4(g) ↔ 2NO2(g) în funcție de faptul care din substanțe va fi luată în calitate de substanță inițială, N2O4 sau NO2?
4. Influențează oare prezența catalizatorului asupra constantei de echilibru?
5. În ce direcție se va deplasa echilibrul chimic în următoarele sisteme reversibile:

a) 2H2(g) + O2(g) ↔ 2H2O(g) ΔH < 0

b) 2HCl(g) ↔ H2(g) + Cl2(g) ΔH > 0

c) Fe3O4(s) + CO(g) = 3FeO(s) + CO2(g) ΔH < 0

la a) mărirea presiunii, b) la mărirea temperaturii?

1. Cum se poate diminua descompunerea lui NO2, ce are loc conform reacției

2NO2(g) ↔ 2NO(g) + O2(g), ΔH > 0?

1. La o temperatură oarecare concentrațiile de echilibru ale reactanților și produșilor reacției reversibile 2NO(g) + O2(g) ↔ 2NO2(g) au constituit: c(NO) = 0,04 mol/l; c(O2) = 0,06 mol/l; c(NO2) = 0,02 mol/l. Determinați constanta de echilibru și concentrațiile inițiale ale NO și O2.

[K = 4,16; ci (NO) = 0,06 mol/l; ci (O2) = 0,07 mol/l]

1. Reacția 2NO(g) + Cl2(g) ↔ 2NOCl(g) decurge într-un vas cu capacitatea de 5 l. Componența amestecului la echilibru constituie: 15g NO; 35,5g Cl­2 și 32,75g NOCl. Determinați constanta de echilibru a reacției și concentrațiile inițiale ale NO și Cl2.

[K = 10; c(NO) = 0,2 mol/l; c(Cl2) = 0,15 mol/l]

1. Determinați constanta de echilibru a reacției C + H2O ↔ CO + H2 la 980 K, dacă la 298 K ΔG = 0.

 [K = 1]

1. Determinați concentrațiile de echilibru ale reactanților și produșilor în reacția CO(g) + H2O(g) ↔ CO2(g) + H2(g), dacă Kc = 1 la temperatura de 8000C și până la reacție s-au amestecat 3 mol de CO și 4 mol de H2O.

[ce(CO) = 1,3 mol/l; ce(H2O) = 2,3 mol/l; ce(CO2) = ce(H2) = 1,7 mol/l]

1. Exprimați constanta de echilibru a reacției N2(g) + 3H2(g) ↔ 2NH3(g) prin constantele de echilibru ale reacțiilor:

a) N2(g) + O2(g) = 2NO(g), K1

b) H2(g) + ½O2(g) = H2O(g), K2

c) 2NH3(g) + O2(g) = 2NO(g) + 3H­2O(g), K3

 [K = K1·K23·1/K3]

1. Constanta echilibrului chimic a reacției reversibile N2(g) + O­2(g) = 2NO(g) la o temperatură oarecare este egală cu 1. În ce raport de volume trebuie de amestecat azotul și oxigenul, pentru ca până la echilibru să reacționeze doar 25% de azot?

[12:7]

**Rezolvarea problemei 12**

Notăm concentrațiile inițiale ale azotului și oxigenului prin x și y respectiv.

Dacă reacția decurge într-un vas închis și raportul volumelor gazelor sunt proporționale raportului molar al lor, mărimile x și y vor fi proporționale volumelor azotului și oxigenului.

Conform condițiilor problemei au reacționat 25% de azot, ce constituie, 0,25·x mol. Conform ecuației reacției cu această cantitate de substanță a azotului va reacționa 0,25·x mol de oxigen și se va forma 0,5·x mol de NO.

Deci, concentrațiile de echilibru ale substanțelor vor fi:

c(N2) = x – 0,25·x = 0,75·x mol/l;

c(O2) = y – 0,25·x mol/l;

c(NO) = 0,5·x mol/l.

Constanta de echilibru: 

 

de unde 0,75(y – 0,25x) = 0,25x

Rezolvând ecuația obținem raportul volumelor azotului și oxigenului.

x : y = 12 : 7

**3. Lucrare de laborator**

**Influenţa diferitor factori asupra echilibrului chimic**

**A. Influența concentrației substanțelor**

1. Introduceți în 2 eprubete câte 3 ml de acid acetic, iar în alta 3 ml de apă distilată. Adăugați în toate trei eprubete câte o picătură soluție de metiloranj (sau roșu de metil). Eprubeta cu apă și o eprubetă cu acid acetic servesc pentru comparare, iar într-o eprubetă cu acid acetic adăugați 1g acetat de sodiu și agitați. Ce se observă? Cum se modifică concentrația ionilor de hidrogen în soluție după adăugarea sării? Explicați fenomenul observat pe baza legii acțiunii maselor.

2. Introduceți într-o eprubetă 3 ml soluție acid clorhidric cu c(HCl) = 1 mol/l și o bucățică de zinc metalic. Când eliminarea hidrogenului va deveni destul de intensivă adăugați 1-2 g de acetat de sodiu. Lămuriți schimbarea vitezei de eliminare a hidrogenului. Scrieți ecuația reacției sub formă moleculară și ionică.

3. Turnați în două eprubete câte 2 ml soluție hidroxid de sodiu cu c(NaOH) = 1 mol/l. În una din ele adăugați aproximativ 2 g clorură de amoniu și agitați conținutul eprubetei până la dizolvarea completă a sării. Apoi în ambele eprubete adăugați câte 1 ml soluție de clorură de magneziu. De ce în una din eprubete nu se observă formarea precipitatului? Explicați fenomenul pe baza schimbării concentrației ionilor de hidroxil.

4. Introduceți în două eprubete câte 6-8 picături soluție de amoniac cu c(NH3) = 0,1 mol/l și câte o picătură soluție alcoolică de fenolftaleină. În una din eprubete adăugați câteva cristale de NH4Cl, amestecați cu un bețișor de sticlă și comparați intensitatea culorii soluțiilor în ambele eprubete. Scrieți ecuația reacției de ionizare a NH3·H2O și explicați cum se deplasează echilibrul de ionizare în soluția amoniacului și cum se schimbă concentrația ionilor de hidroxil la adăugarea ionilor de amoniu.

**B. Influența temperaturii**

În două eprubete introduceți câte 3 ml soluție de amidon, adăugați câte 2 picături soluție de iod cu c(I2) = 0,05 mol/l și agitați. Iodul formează cu amidonul un compus de culoare albastră:

I2 + amidon ↔ iodamidon

Una din eprubete o păstrați pentru comparare, iar cealaltă o încălziți la baia de apă până dispare culoarea, apoi o lăsați să se răcească. Ce ați observat? Este acest proces exo- sau endotermic? Formulați concluzia despre efectul termic al reacției de obținere a iodamidonului și explicați cum influențează mărirea și micșorarea temperaturii asupra deplasării echilibrului chimic în procesul cercetat.

Lucrare practică și de laborator nr.8

**CINETICA CHIMICĂ. INFLUENŢA CONCENTRAȚIEI REACTANȚILOR**

**ASUPRA VITEZEI REACȚIEI CHIMICE**

**1. Conținutul temei**

1. Obiectul cineticii chimice. Noțiuni de viteză a reacției.
2. Postulatul de bază a cineticii chimice. Constanta de viteză a reacției. Ordinul reacției.
3. Reacții simple și compuse. Molecularitatea. Noțiuni de mecanism al reacției.
4. Ecuațiile cinetice a reacțiilor de ordinul zero, unu și doi. Perioada de înjumătățire (semidezagregare).

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Ce studiază cinetica chimică?
2. Ce este viteza reacției chimice?
3. Ce este molecularitatea reacțiilor? Aduceți exemple de reacții mono-, bi- și trimoleculare.
4. Ce se numește mecanism al reacției?
5. Care este sensul fizic a constantei vitezei de reacție?
6. Ce este și cum se determină ordinul reacției?
7. Cum se determină constanta vitezei reacției de ordinul zero și unu prin metoda grafică?
8. Ce este perioada de înjumătățire și cum ea se determină pentru reacțiile de ordinul întâi?
9. Scrieți expresiile dependenței vitezei reacției de concentrația reactanților pentru reacțiile:
	1. A(g) + 2B(g) = C(g);
	2. 2A(l) + B(g) = C(g);
	3. A(l) + 2B(l) = C(l);
	4. A(sol) + 2B(sol.) = C(sol.).
10. Viteza reacției chimice 2NO(g) + O2(g) = 2NO2(g) la concentrațiile reactanților c(NO) = 0,3 mol/l și c(O2) = 0,15 mol/l, este egală cu 1,2 · 10-3 mol/(l·s). Determinați constanta vitezei de reacție.

[8,9·10-2 l2/(mol2·s)]

1. Reacția decurge conform ecuației H2(g) + I2(g) = 2HI(g). La o temperatură oarecare constanta de viteză a acestei reacții este egală cu 0,16. Concentrațiile inițiale ale reactanților sunt: c(H2) = 0,04 mol/l; c(I2) = 0,05 mol/l. Calculați viteza inițială a reacției și viteza ei către momentul de timp când concentrația hidrogenului se va micșora de două ori.

[V1 = 3,2·10-4; V2 = 9,6·10-5]

1. De câte ori trebuie de mărit presiunea amestecului gazos pentru ca viteza reacției trimoleculare 2NO(g) + O2(g) = 2NO2(g) să se mărească de 1000 de ori?

[de 10 ori]

1. De câte ori trebuie de mărit concentrația substanței A, pentru ca la micșorarea concentrației substanței B de 4 ori viteza reacției 2A(g) + B(g) = C(g) să rămână aceeași?

[de 2 ori]

1. Poate oare ca dependența vitezei reacției 2MnO-4 + 5S2- + 16H+ = 2Mn2+ + 5S + 8H2O de concentrație să se exprime prin formula: ? Argumentați răspunsul.
2. Constanta vitezei unei reacții de ordinul întâi este egală cu 4,6·10-3 s-1. Determinați timpul pe parcursul căruia cantitatea inițială de substanță de va consuma până la 1/5.
3. Cum se va schimba viteza reacției 2NO + Cl2 = 2NOCl, dacă concentrația NO se va mari de 3 ori?

**Rezolvarea problemei 12**

Notăm la presiunea inițială: cNO = a mol/l și = b mol/l.

Atunci viteza reacției va fi: v1 = k · a2 · b.

La mărirea presiunii de x ori, concentrația reactanților la fel se va mări de x ori:

cNO = a·x mol/l și = b·x mol/l.

După mărirea presiunii, viteza reacției va fi:

v2 = k · (ax)2 · (bx) = k· a2 · b · x3.

Conform condițiilor problemei v2 = 1000 · v1,

deci: k · a2 · b · x3 = 1000 · k · a2 · b,

de unde 

**3. Lucrare de laborator**

**Influenţa concentrației reactanților asupra vitezei reacției chimice**

Tiosulfatul de sodiu se descompune în soluție la acțiunea acidului sulfuric conform următoarei ecuații sumare:

Na2S2O3 + H2SO4 = Na2SO4 + SO2 + S+ H2O

Reacția consta din următoarele stadii:

S2O32- + 2H+ → H2S2O3 (*rapid*)

H2S2O3 → H2SO3 + S (*lent*)

H2SO3 → SO2 + H2O (*rapid*)

------------------------------------

S2O32- + 2H+ → S + SO2 + H2O

Viteza procesului sumar este determinată de stadiul al doilea (cel mai lent).

În cinci eprubete se măsoară din biuretă soluție de tiosulfat de sodiu cu c(Na2S2O3) = 0,1 mol/l și apă (volumele sunt indicate în tabelul prezentat în continuare). În alte cinci eprubete se măsoară din biuretă câte 5 ml soluție de acid sulfuric cu c(H2SO4) = 1 mol/l. Se amestecă câte două soluții pregătite de Na2S2O3 și H2SO4 (prima soluție se adaugă în a doua) și se fixează timpul până la apariția opalescenței albe în fiecare eprubetă. Rezultatele obținute se înscriu în următorul tabel:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Volumul, ml |  | τ, s |  |
| Na2S2O3 (a) | H2O (b) | H2SO4 (c) |
| 12345 | 43210 | 55555 |  |  |  |

În această experiență și în următoarea se măsoară nu viteza de reacție, ci intervalul de timp între începutul reacției și rezultatul ei vizibil. Este evident că acest interval de timp este invers proporțional cu viteza de reacție și de aceea mărimea l/τ este numită viteză convențională de reacție vcon.

Conform datelor experimentale se construiește graficul dependenței vitezei de descompunere a tiosulfatului de sodiu de concentrația lui. Pe baza acestei dependențe scrieți concluzia despre ordinul acestei reacții.

Lucrare practică și de laborator nr.9

**CINETICA CHIMICĂ. INFLUENŢA TEMPERATURII ASUPRA VITEZEI**

**REACȚIEI CHIMICE. DETERMINAREA ENERGIEI DE ACTIVARE**

**1. Conținutul temei**

* + - 1. Dependența vitezei reacției chimice de temperatură. Regula lui Van’t Hoff.
			2. Ecuația lui Arrhenius. Energia de activare.
			3. Metodele de determinare a energiei de activare:

a) metoda grafică

b) metoda matematică

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Ce este energia de activare și cum ea se determină prin metoda grafică și prin metoda de calcul?
2. Coeficientul de temperatură al vitezei unei oarecare reacții este egal cu 3. Cum se va schimba viteza acestei reacții la mărirea temperaturii de la 80 până la 1300C?

[se va mări de 243 ori]

1. Energia de activare a unei reacții constituie 83,6 kJ/mol, iar a altei reacții – 167,2 kJ/mol. Pentru care din aceste reacții și din ce cauză, coeficientul de temperatură va fi mai mare?
2. Constanta vitezei reacției la 200C este egală cu 9,2·10-4 s-1, iar la 400C cu 2,75·10-3s-1. R = 8,314 J/mol·K. Calculați energia de activare a acestei reacții.
3. Determinați coeficientul de temperatură a vitezei reacției, dacă constanta vitezei ei la 1000C este egală cu 6·10-4, iar la 1500C – cu 7,2·10-2 l/mol·s.
4. În ce direcție va deplasa echilibrul reacției A(g) + 2B(g) = 2C(g) + Q kJ, dacă presiunea se va mări de 3 ori, iar temperatura cu 200C? Coeficientul de temperatură al vitezei reacției exotermice este egal cu 2, iar acelei endotermice – cu 3. Argumentați răspunsul.

[spre dreapta]

1. Cu câte grade trebuie de mărit temperatura pentru ca viteza reacției să crească de 5 ori? Coeficientul de temperatură al vitezei de reacție este egal cu 1,8.
2. De câte ori se va mări viteza reacției la 298K, dacă energia de activare a ei în prezența catalizatorului se va micșora de 4 ori?

**Rezolvarea problemei 6**

Pentru substanțele gazoase mărirea presiunii este echivalentă cu mărirea concentrației.

Astfel, la mărirea presiunii de 3 ori, viteza reacției directe v1 = k1 · cA · c2B va crește de 27 de ori: v1 = k1 · 3cA · (3cB)2 = 27 · k1 · cA · c2B,

iar viteza reacției inverse va crește de 9 ori: v2 = k2 · (3cc)2 = 9 · k2 · c2c.

Mărirea temperaturii cu 200C va mări suplimentar viteza reacției directe de 4 ori:

v2 = v1 · $γ^{\frac{Δt}{10}}$ = v1 · 22 = 4 · v1,

iar a reacției inverse – de 9 ori: v2 = v1 · 32 = 9 · v1.

Deci, viteza reacției directe va crește de 27 · 4 = 108 ori, iar viteza reacției inverse – de 9 · 9 = 81 ori.

Prin urmare, echilibrul reacției se va deplasa spre dreapta.

**3. Lucrare de laborator**

**Influenţa temperaturii asupra vitezei reacției chimice.**

**Determinarea energiei de activare**

1. **Dependența vitezei reacției de temperatură**

În trei eprubete numerotate se măsoară cu ajutorul biuretei (sau pipetei) câte 5 ml soluție de tiosulfat de sodiu cu c(Na2S2O3) = 0,1 mol/l, iar în alte trei – câte 5 ml soluție de acid sulfuric cu c(H2SO4) = 1,0 mol/l. Toate eprubetele (cu H2SO4 și Na2S2O3) se introduc într-un pahar cu apă și peste 5-7 minute, măsurând temperatura apei din pahar se amestecă conținutul unei perechi de eprubete cu H2SO4 și Na2S2O3 și se fixează timpul până la apariția tulburării.

După aceasta, se adaugă în pahar puțină apă fierbinte astfel ca temperatura apei din pahar să se mărească aproximativ cu 100C. Se mențin la această temperatură alte două perechi de eprubete cu soluții de H2SO4 și Na2S2O3 timp de 5-7 minute, apoi se amestecă conținutul lor (unei perechi) și se determină la fel timpul până la apariția tulburării.

Experiența cu ultima pereche de eprubete se efectuează la o temperatură cu aproximativ 200C mai înaltă decât cea inițială. Rezultatele se înscriu în următorul tabel:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| t, 0C |  | τ, s | vcon.= 1/τ, s-1 | lg υ |
|  |  |  |  |  |

Se construiește graficul dependenței vitezei reacției de temperatură și se determină caracterul acestei dependențe.

1. **Determinarea energiei de activare**

Se construiește graficul dependenței lgυ = f(l/T), se determină tangenta unghiului de înclinare a dreptei obținute și se determină energia de activare după formula:

Ea = -2,303 R tg α

Lucrare practică și de laborator nr.10

**SOLUŢIILE**

**PREPARAREA SOLUȚIILOR CU CONCENTRAȚIA DATĂ**

**1. Conținutul temei**

* 1. Soluții ca sisteme termodinamice. Termodinamica dizolvării.
	2. Modurile de exprimare a concentrației soluțiilor:
1. partea de masă;
2. partea de volum;
3. fracția molară;
4. concentrația molară;
5. concentrația molară a echivalentului;
6. concentrația molală.
	1. Echivalentul. Factorul de echivalență și determinarea lui.

**2. Рrobleme pentru lucru individual**

1. Determinați masa apei, necesară pentru prepararea soluției cu masa de 30 g cu partea de masă a substanței dizolvate, egală cu 5%.
2. În soluția cu volumul de 500 cm3 (ρ = 1,2 g/cm3) se conține substanță dizolvată cu masa de 100 g. Determinați partea de masă a substanței dizolvate.
3. Calculați masa clorurii de calciu, ce se conține în soluția cu volumul de 70 cm3 cu ω(CaCl2) = 15% (ρ = 1,15 g/cm3).
4. Ce mase de apă și CuSO4·5H2O sunt necesare pentru prepararea soluției cu masa de 3 kg cu ω(CuSO4) = 15%?
5. Care este partea de masă a sulfatului de sodiu în soluția, obținută prin dizolvarea a 2 mol de Na2SO4·10H2O în 1000 g de apă?
6. S-a amestecat soluție cu masa de 300 g cu partea de masă a substanței dizolvate, egală cu 25% cu o masă oarecare de soluție cu partea de masă a aceleași substanțe, egală cu 3%. S-a obținut soluție cu partea de masă a substanței dizolvate, egală cu 15%. Determinați masa soluției a doua.
7. Ce masă de apă trebuie de adăugat la soluția cu masa de 500 g cu partea de masă a substanței dizolvate, egală cu 45% pentru a obține soluție cu partea de masă a aceleași substanțe egală cu 20%?
8. Determinați masa soluției cu ω(CaCl2) = 30% și masa apei, necesare pentru prepararea soluției cu masa de 500 g cu ω(CaCl2) = 7%.
9. Ce volum de soluție de acid sulfuric cu ω(H2SO4) = 95,6% (ρ = 1,84 g/cm3) trebuie de adăugat la soluția cu volumul de 1000 cm3 cu ω(H2SO4) = 40% (ρ = 1,307 g/cm3) pentru a obține soluție cu ω(H2SO4) = 50% (ρ = 1,4 g/cm3)?
10. Ce volum de apă trebuie de adăugat la soluția de clorură de sodiu cu volumul de 300 ml (ρ = 1,1972 g/cm3) pentru a obține soluție cu densitatea 1,0707 g/cm3?
11. Ce masă de apă trebuie de înlăturat prin vaporizare din soluția de clorură de calciu cu masa de 200 g cu ω(CaCl2) = 5% pentru a obține soluție cu ω(CaCl2) = 16%?
12. La soluția de carbonat de sodiu cu volumul de 100 ml (ρ = 1,146 g/cm3) s-a adăugat soluție de acid clorhidric cu volumul de 74 ml (ρ = 1,068 g/cm3). În rezultatul reacției s-au degajat 3,4 l CO2 (c.n.). Care sunt părțile de masă a substanțelor în soluțiile inițiale și cea finală?
13. Care va fi cantitatea de substanță a acidului sulfuric în soluția cu volumul de 10 l cu c(H2SO4) = 0,3 mol/l?
14. Care este concentrația molară a soluției cu ω(H2SO4) = 51,15% (ρ = 1,41 g/cm3)?
15. Ce volum de soluție a substanței A cu c(A) = 0,5 mol/l e nevoie pentru a obține soluție cu volumul de 400 ml cu c(A) = 0,1 mol/l?
16. Care va fi concentrația molară a soluției, obținută prin adăugarea soluției de clorură de sodiu cu volumul de 150 ml cu c(NaCl) = 3,2 mol/l la soluția cu volumul de 300 ml cu c(NaCl) = 0,5 mol/l?
17. În ce raport de volume trebuie de amestecat soluțiile uneia și aceleași substanțe cu concentrațiile molare 2,0 și 0,3 mol/l pentru a obține soluție cu concentrația molară egală cu 1,5 mol/l?
18. Care este concentrația molară a echivalentului soluției obținute prin amestecarea unui litru soluție de clorură de fier (III) cu  cu 5 l de aceeași soluție cu ?
19. Determinați concentrația molară a echivalentului soluției de acid sulfuric, obținută prin amestecarea a 100 ml soluție cu ω(H2SO4) = 96% (ρ = 1,84 g/cm3) cu 100 ml de apă.
20. Ce volum de soluție de hidroxid de sodiu cu c(NaOH) = 2 mol/l trebuie de adăugat la soluția cu volumul de 3 l cu c(NaOH) = 0,19 mol/l pentru a obține soluție cu c(NaOH) = 0,2 mol/l?
21. Determinați concentrația molală a soluției cu ω(K2SO4) = 10% (ρ = 1,81 g/cm3). Calculați concentrația molară și concentrația molară a echivalentului ale soluției date.
22. În ce masă de apă trebuie de dizolvat 50 g de glucoză pentru a obține soluție cu concentrația molală egală cu 0,5 mol/kg?
23. Determinați fracțiile molare ale glucozei și apei în soluția cu ω(C6H12O6) = 20%.
24. Determinați fracțiile molare ale clorurii de sodiu și apei în soluția cu c(NaCl) = 0,703 mol/l (ρ = 1,027 g/cm3).

**Rezolvarea problemei 6**

Masa substanței dizolvate în prima soluție va fi m1·ω1, iar în a doua m2·ω2. Masa substanței în amestec va fi m1ω 1 + m2ω2, unde m1 și m2 sunt masele soluțiilor inițiale. Pe de altă parte, masa substanței în amestec va fi ω(m1 + m2). Atunci,

 (1)

de unde  (2)

Din ecuația (2) se poate deduce ecuația diluării soluției date. Deoarece pentru apă ω2 = 0, apoi ecuația (2) poate fi, scrisă astfel:

,

unde m2 este masa apei necesară pentru diluare.

Dacă notăm suma m1 + m2 = m, apoi

 sau 

Ecuația precedentă poate fi scrisă astfel:

 sau  (3),

deci masa și concentrația soluțiilor inițială și diluată sunt invers proporționale.

Pentru rezolvarea acestei probleme trebuie de transformat ecuația (1) în felul următor:

m1ω + m2ω = m1ω1 + m2ω2,

m2ω – m2ω2 = m1ω1 – m1ω, sau

m2(ω –ω2) = m1(ω1 –ω),

de unde

 (4)

Ecuația (4) se folosește atunci când ω1 > ω > ω2. Dacă ω2 > ω > ω1, atunci ecuația (4) are forma



Din ecuația (4) avem:



**Rezolvarea problemei 7**

**Metoda 1.** Din ecuația (3) aflăm masa soluției finale:



m(H2O) = 1125 – 500 = 625 g.

**Metoda 2.** Masa apei care trebuie adăugată la m grame de soluție cu concentrația ω1 pentru prepararea soluției mai diluate cu concentrația ω2 poate fi determinată după ecuația:

; 

**Metoda 3.** Determinăm masa substanței dizolvate în 500 g de soluție:

m(A) = m1 · ω1 = 500 · 0,45 = 225g.

deoarece , masa apei



**Rezolvarea problemei 10**



**Rezolvarea problemei 16**

**Metoda 1.**



**Metoda 2.**

Folosim regula amestecării:

3,2 c – 0,5

 c ; ,

0,5 3,2 - c

de unde 150 (3,2 – c) = 300 (c – 0,5),

iar 

***Metoda 3.*** Aflăm cantitatea de substanță în soluțiile inițiale:





Cantitatea de substanță sumară n = 0,48 + 0,15 = 0,63 mol

Volumul amestecului va fi 



**Rezolvarea problemei 20**

**Metoda 1.**





de unde 

**Metoda 2.** Pentru a afla raportul V1/V2 putem folosi regula amestecării:

 2,0 0,2 – 0,19 

 0,2

0,19 2,0 – 0,2

În continuare se determină V1 ca în prima metodă.

**Metoda 3.** Concentrația molară a amestecului obținut din două soluții cu concentrațiile molare ale aceleași substanțe diferite se determină folosind ecuația:

,

sau c1(NaOH) · V1 + c2(NaOH) · V2 = c(NaOH) · (V1 + V2).





de unde 

iar .

**3. Lucrare de laborator**

**Prepararea soluției de acid sulfuric cu concentrația molară dată**

Cu ajutorul areometrului măsurați densitatea soluției inițiale și folosind datele din tabel calculați partea de masă a soluției de H2SO4. Apoi calculați volumul soluției inițiale de H2SO4, necesar pentru prepararea soluției cu concentrația dată.

Exemplu. Preparați 250 ml soluție de acid sulfuric cu c(H2SO4) = 0,5 mol/l din soluția cu concentrația dată.

 1. Presupunem că densitatea soluției inițiale de acid, măsurată cu ajutorul areometrului, este egală ρ1 = 1,075 g/ml. Datele din tabel mai apropiate de această valoare sunt 1,069 și 1,083 g/ml, ce corespund părților de masă ale acidului, egale cu 10 și 12 % respectiv.

Astfel, la schimbarea părții de masă a acidului cu 2% densitatea soluției s-a schimbat cu 0,014 g/ml (1,083 – 1,069 = 0,014). Valoarea densității soluției de cercetat se deosebește de valoarea mai mică din tabel cu 0,006 g/ml (1,075 – 1,069 = 0,006), ce corespunde schimbării părții de masă cu:



Deci, partea de masă a acidului sulfuric în soluția inițială este egală cu 10 + 0,86 = 10,86%.

Tabelul 1

**Densitatea soluțiilor apoase ale unor acizi, baze și a clorurii de calciu la 15oC (g/ml)**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ω, % | H2SO4 | HCl | KOH | NaOH | CaCl2 |
| 12468101214161820 | -1,0131,0271,0401,0551,0691,0831,0981,1121,1271,143 | -1,0091,0191,0291,0391,0491,0591,0691,0791,0831,100 | -1,0161,0331,0481,0651,0821,1001,1181,1371,1561,176 | -1,0231,0461,0691,0921,1151,1371,1591,1811,2131,225 | 1,0071,0151,0321,0491,0661,0831,1011,1201,1391,1581,177 |

2. Calculăm volumul soluției inițiale V1 necesar pentru prepararea a 250 ml soluție cu c(H2SO4) = 0,5 mol/l.

1. Masa H2SO4 în soluția inițială va fi:

m1 (H2SO4) = ω1·V1·ρ1 (1)

1. Cantitatea de substanță a H2SO4 în această soluție:

 (2)

1. Cantitatea de substanță a H2SO4 în soluția inițială trebuie să fie egală cu cantitatea de substanță a H2SO4 în soluția finală, prin urmare

n1(H2SO4) = n2(H2SO4) = c2(H2SO4) · V2 (3)

1. Egalăm ecuațiile (2) și (3):

,

de unde 

Deci, pentru prepararea soluției date sunt necesare 105 ml soluție inițială de acid și 145 ml de apă (250 - 105).

În balonul cotat cu capacitatea de 250 ml turnați apă distilată (aproximativ ¼ din volumul ei) și adăugați 105 ml soluție inițială de acid, apoi aduceți nivelul soluției în balon până la cotă, adăugând apă și agitând mereu soluția obținută.

Măsurați cu areometru densitatea soluției obținute, calculați partea de masă a acidului în soluția dată, apoi concentrația molară și concentrația molară a echivalentului:

 și 

Lucrare practică și de laborator nr.11

**PROPRIETĂŢILE SOLUŢIILOR.**

**DETERMINAREA PRESIUNII OSMOTICE A SOLUȚIEI DE ZAHĂR**

**1. Conținutul temei**

1. Proprietățile coligative ale soluțiilor diluate de neelectroliți.
2. Legea lui Raoult și consecințele ei.
3. Osmoza. Presiunea osmotică a soluțiilor diluate de neelectroliți.
4. Proprietățile coligative ale soluțiilor diluate de electroliți. Coeficientul izotonic.
5. Echilibre în soluțiile electroliților slabi. Legea diluției lui Ostwald.
6. Tezele de bază ale teoriei soluțiilor electroliților tari. Activitatea. Factorul de activitate. Tăria (forța) ionică a soluției.

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Enumerați proprietățile coligative ale soluțiilor. De care factori ele depind?
2. Formulați legea lui Raoult. Ce importantă practică ea are?
3. Care sunt consecințele legii lui Raoult? Cu ce este egală micșorarea temperaturii de îngheț și ridicarea temperaturii de fierbere a soluțiilor?
4. Ce este crioscopia și ebulioscopia?
5. Ce este osmoza și presiunea osmotică?
6. Scrieți formulele pentru determinarea presiunii osmotice a soluțiilor de neelectroliți și electroliți?
7. Ce este coeficientul izotonic și care este corelația dintre el și gradul de disociere al electrolitului?
8. Ce este plasmoliza și hemoliza?
9. Care soluții se numesc izotonice, hipertonice și hipotonice?
10. Ce prezintă soluția fiziologică și în ce scopuri ea se întrebuințează în medicină?
11. Ce este gradul de disociere și de ce factori el depinde?
12. Cum se clasifică electroliții după valoarea gradului de disociere? Aduceți exemple.
13. Ce este constanta de disociere a electroliților slabi și de ce factori ea depinde?
14. În ce constă esența legii diluției lui Ostwald? Deduceți expresia matematică a ei.
15. Din care cauză soluțiile electroliților tari nu se supun legii acțiunii maselor?
16. Ce este activitatea electrolitului? În ce cazuri se folosește concentrația electrolitului în locul activității?
17. Care formulă permite determinarea coeficientului de activitate?
18. Ce este tăria (forța) ionică a soluției și cum ea se determină?
19. Cum se poate de mărit (micșorat) gradul de disociere al acidului acetic?
20. Va fi egală oare concentrația ionilor de hidrogen în soluțiile diferitor acizi monobazici cu aceeași concentrație molară?
21. Cum se va schimba gradul de disociere în soluția unui electrolit slab la încălzirea îndelungată a ei?
22. Scrieți expresiile doar pentru constantele de disociere posibile ale următoarelor substanțe: HCl, NaOH, H2S, K2SO4, NH4OH?
23. Exprimați constanta globală de disociere a acidului fosforic prin constantele de disociere ale etapelor intermediare.
24. De ce valoarea constantei următoarei etape de disociere a electroliților slabi este mai mică, decât cea precedentă?
25. Calculați concentrația efectivă a ionilor Cu2+ și SO42- în soluția sulfatului de cupru cu c(½CuSO4) = 0,1 mol/l, dacă gradul de disociere aparent al sării este egal cu 40 %.
26. Determinați gradul de disociere al acidului acetic în soluția sa cu c(CH3COOH) = 0,02 mol/l.  = 1,8·10-5.
27. Aflați concentrația ionilor de hidrogen și a ionilor de sulfură în soluția H2S cu c(H2S) = 0,01 mol/l.
28. Gradul de disociere al acidului formic în soluția sa cu c(HCOOH) = 0,1 mol/l este egal cu 0,05. Determinați constanta de disociere a acidului și valoarea pKa.
29. Determinați tăria ionică a soluției de clorură de fier (III) cu c(FeCl3) = 0,1 mol/l.
30. Aflați tăria ionică a soluției, coeficientul de activitate și activitatea ionilor în soluția azotatului de calciu cu c(Ca(NO3)2) = 0,1 mol/l.
31. Care va fi temperatura de îngheț a soluției de glucoză cu ω(C6H12O6) = 3%?  = 1,86 kg·K/mol.
32. Cu câte grade se va ridica temperatura de fierbere, dacă în 100 g de apă se vor dizolva 9 g de glucoză?
33. Cu câte grade va scădea temperatura de îngheț a benzenului, dacă în 100 g de benzen se vor dizolva 4 g de naftalină C10H8?
34. Ce masă de zahăr C12H22O11 trebuie de dizolvat în 100 g de apă pentru a micșora temperatura ei de îngheț cu 1oC?
35. În 250 ml de soluție apoasă se conține 0,66 g de uree (NH2)2CO. Presiunea osmotică a acestei soluții la 300 K este egală cu 111,1 kPa, iar R = 8,314 l·kPa/K·mol. Determinați masa molară a ureei.
36. În ce masă de apă trebuie de dizolvat 23g de glicerină C3H8O3 pentru a obține soluție cu temperatura de fierbere egală cu 373,104 K?  = 0,51 kg·K/mol.
37. Ce masă de glucoză C6H12O6 trebuie de dizolvat în 200 g de apă pentru a obține soluție, temperatura de fierbere a căreia va fi mai mare decât temperatura de fierbere a apei cu 1,2 K?  = 0,51 kg·K/mol.
38. Temperatura de solidificare a benzenului constituie 278,5 K, iar soluția ce conține 6,15 g de nitrobenzen în 400 g de benzen îngheață la temperatura de 277,86 K. Determinați masa molară a nitrobenzenului.  = 5,12 kg·K/mol.
39. Soluția cu volumul de 1 l conține 3,75 g de formaldehidă. Presiunea osmotică a acestei soluții la 0oC este egală cu 2,8 atm. Determinați masa molară a aldehidei formice.
40. La 50oC presiunea vaporilor soluției, ce conține în 200 g de alcool etilic 23 g de substanță dizolvată, este egală cu 207,7 mm Hg. Presiunea vaporilor alcoolului pur la aceeași temperatură este egală cu 219,8 mm Hg. Determinați masa molară a substanței dizolvate.
41. pH-ul soluției de acid cianhidric cu c(HCN) = 0,1 mol/l este egal cu 5,1. Aflați constanta și gradul de disociere a acidului.

**Rezolvarea problemei 40**

Micșorarea presiunii vaporilor de alcool este egală:

 Δp = 219,8 – 207,2 = 12,6 mm Hg

Cantitatea de substanță a alcoolului:

 n (C2H5OH) = $\frac{200}{46}$ = 4,35 mol



Δp = p(C2H5OH) ·



12,6 =



de unde n(A) = = 0,25 mol



iar M(A) = = = 92 g/mol.

**3. Lucrare de laborator**

**Determinarea presiunii osmotice a soluției de zahăr**



Pentru determinarea presiunii osmotice a unei soluții se pregătește instalația necesară. În calitate de celulă se poate folosi un flacon din sticlă cu fundul tăiat, iar în calitate de membrană semipermeabilă – hârtie de celofan. Această hârtie se întinde pe deschizătura celulei, apăsând puternic marginile ei spre partea opusă a pereților celulei. După aceasta hârtia se fixează bine folosind un inel din cauciuc.

Hârtia de celofan se înmoaie, introducând celula în paharul cu apă. Apoi celula se astupă cu un dop de cauciuc, prin care trece un tub de sticlă cu înălțimea de 50-60 cm și diametrul 0,6-0,7 cm. Celula se fixează cu ajutorul unui stativ metalic, apoi se introduce în paharul cu apă.

În prealabil tubul de sticlă se umple cu soluție concentrată de zahăr colorată cu fuxină. Apoi se introduce tubul prin orificiul dopului de cauciuc, urmărind ca în celulă să nu rămână nici o bulă de aer. Peste un timp oarecare, lichidul începe a se ridica prin tub în sus. Se fixează nivelul inițial și final al lichidului în tub. În momentul stabilirii echilibrului presiunea osmotică este egală cu presiunea hidrostatică a coloanei de lichid, care se determină după formula:

Posm. ≈ Phidr. = hρg,

unde ρ – densitatea soluției,

h – înălțimea, la care s-a ridicat lichidul în tub,

g – accelerația căderii libere, egală cu 9,8 m/s2.

Concentrația osmotică se calculează după formula:

Cosm. = $\frac{P\_{osm.}}{RT}$

 R = 8,314 J/mol·K,

 R = 0,08205 l·atm/mol·K

Lucrare practică și de laborator nr.12

**TĂRIA ACIZILOR ŞI BAZELOR.**

**DETERMINAREA pH-ul SOLUŢIILOR APOASE**

**1. Conținutul temei**

1. Teoria acizilor și bazelor conform concepțiilor lui Arrhenius.
2. Teoria protolitică a lui Bronsted şi Lowry.
3. Teoria electronică a lui Lewis.
4. Tăria acizilor și bazelor.
5. Disocierea (ionizarea) apei. Produsul ionic al apei.
6. Exponentul de hidrogen și de hidroxil – măsura cantitativă a acidității și bazicităţii soluțiilor apoase.

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Ce se numește acid și bază conform teoriei lui Arrhenius?
2. Care sunt neajunsurile teoriei lui Arrhenius?
3. Ce se numește acid și bază conform teoriei protolitice a lui Bronsted – Lowry?
4. Ce tipuri de acizi și baze cunoașteți conform teoriei protolitice? Aduceți exemple de astfel de acizi și baze, de baze și acizi conjugați lor.
5. Care reacții se numesc protolitice? Aduceți exemple de astfel de reacții.
6. Scrieți ecuațiile reacțiilor de ionizare a amoniacului și acidului acetic în apă.
7. Ce se numește acid și bază conform teoriei lui Lewis?
8. De ce reacțiile de formare a compușilor complecși pot fi privite ca reacții acido-bazice conform teoriei lui Lewis?
9. Ce se numesc acizi moi și aspri, baze moi și aspri (principiul lui Pirson). Aduceți exemple de astfel de acizi și baze.
10. Care sunt neajunsurile teoriei lui Lewis?
11. Ce este constanta de aciditate (bazicitate) și cum după valoarea ei se poate aprecia tăria acizilor și bazelor?
12. Ce este exponentul tăriei acizilor și bazelor?
13. Cum se schimbă tăria acizilor neoxigenați în perioade și grupe?
14. Ce factori influențează asupra tăriei acizilor anorganici oxigenați?
15. Cum se clasifică acizii anorganici oxigenați după valoarea pKa?
16. De ce depinde tăria acizilor anorganici oxigenați?
17. Care acizi sunt mai tari: HCl (pK = -7) sau HI (pK = -10); H3PO4 (pK = 2,1) sau HOI (pK = 11,0); H2SO4 (K = 10-3) sau H3PO2 (K = 10-2)?
18. Care este corelația dintre pH și POH în apă, în soluțiile apoase de electroliți?
19. Poate oare exponentul de hidrogen al soluțiilor apoase avea următoarele valori: pH = 0; pH > 0; pH < 0; pH = 14; pH > 14?
20. De câte ori concentrația ionilor de hidroxil în soluția cu pH = 12 este mai mare decât concentrația ionilor de hidrogen?

[de 1010 ori]

1. Cum se va schimba concentrația ionilor de hidrogen dacă pH-ul soluției se va micșora de la 9 până la 6; se va mări de la 4 până la 8?

[se va mări de 103 ori; se va micșora de 104 ori]

1. Calculați pH-ul soluției de hidroxid de bariu cu ω(Ba(OH)2) = 0,171%, considerând disocierea deplină, iar densitatea soluției egală cu 1 g/cm3.

[pH = 12,3]

1. Ce volum de apă trebuie de adăugat la 200 ml soluție de acid clorhidric cu pH = 2, pentru a schimba valoarea pH-lui cu o unitate?

[1800 ml]

1. Cu cât se va schimba pH-ul soluției de acid acetic cu c(CH3COOH) = 0,2 mol/l după diluarea soluției de 2 ori? 

[se va mări cu 0,15]

1. S-au amestecat volume egale de soluții a doi acizi tari cu pH = 1 și pH = 2. Determinați pH-ul soluției obținute.

[pH = 1,26]

1. S-au amestecat volume egale de soluții a două baze tari cu pH =12 și pH = 11. Determinați pH-ul soluției obținute.

[pH = 11,26]

1. S-au amestecat volume egale de soluții a unui acid tare cu pH = 2 și a unei baze tari cu pH = 11. Determinați pH-ul soluției obținute.

[pH = 2,35]

1. S-au amestecat 50 ml soluție de bază cu pH = 12 și 150 ml soluție de acid cu pH = 3. Determinați pH-ul soluției obținute.

[pH = 11,24]

1. În ce raport de volume trebuie de amestecat soluția unui acid tare cu pH = 3 și soluția unei baze cu pH = 12 pentru a obține soluție cu pH = 10?

[9:1]

1. În ce raport de volume trebuie de amestecat soluția unui acid tare cu pH = 5 și soluția unei baze tari cu pH = 9 pentru a obține soluție cu pH = 8?

[9:11]

1. Determinați concentrația molară și concentrația molară a echivalentului soluției de acid sulfuric cu pH = 2,2.

[ și mol/l]

1. Ce masă de acid acetic trebuie de adăugat la 2 l de soluție a lui cu pH =3,5 pentru a micșora pH-ul până la 3? 

[6 g]

1. Determinați pH-ul soluției, obținută prin adăugarea a 0,5 l de apă la 1,5 l de acid azotos cu pH = 2. 

[pH = 2,06]

**Rezolvarea problemei 29**

Notăm Va = x l, iar Vb = y l.

În x l soluție de acid se conține  mol H+,

iar în y l de bază –  mol OH-.

Soluția finală trebuie să conțină 10-4 mol ioni OH- (deoarece pH = 10).

(y · 10-2 – x · 10-3) mol ioni OH- rămân după reacția de neutralizare.

Alcătuim proporția:

() mol OH- se conține în (x + y) l soluție

10-4 mol OH- ----------------------1 l,

de unde (x + y) · 10-4 = (y · 10-2 – x · 10-3),

Rezolvând ecuația obținem raportul x : y = 9 : 1

**Rezolvarea problemei 32**

În soluția inițială pH = 3,5 , iar 

 

De unde x = 5,69 · 10-3 mol/l. x – concentrația acidului în soluția inițială.

În soluția finală pH = 3 și 

Atunci 1,8·10-5 =  de unde y = 5,5·10-2 mol/l.

Deci la 1 l soluție trebuie de adăugat 5,5·10-2 – 5,69·10-3 = 5·10-2 = 0,05 mol, iar la 2 l – 0,1 mol CH3COOH.

m (CH3COOH) = n·M = 0,1·60 = 6 g.

**3. Lucrare de laborator**

**Determinarea pH-ul soluțiilor apoase**

1. **Măsurarea pH-lui soluțiilor apoase cu ajutorul electrodului de sticlă**

O metodă importantă de măsurare a pH-lui mediului este cea potenţiometrică, care e bazată pe măsurarea diferenței de potențiale dintre electrodul indicator și cel standard, introduși în soluția de cercetat. Determinarea pH-lui mediului se efectuează cu ajutorul electrozilor indicatori (de măsurare), potențialul cărora depinde de activitatea (concentrația) ionilor de hidrogen în soluție.

Un astfel de electrod este cel de sticlă și este folosit cel mai des în practică. Electrodul de sticlă prezintă un tub de sticlă, ce se termină în partea de jos cu o bilă din sticlă foarte subțire (grosimea 0,0001mm). Bila conține soluție de acid clorhidric cu c(HCl) = 0,1 mol/l, în care este introdus un fir de argint acoperit cu clorură de argint greu solubilă. Între membrana de sticlă și soluția, în care este introdus electrodul, are loc schimbul de ioni. Ionii de Na+ din sticlă sunt înlocuiți cu ionii de H+. Drept urmare, se stabilește un echilibru determinat de concentrația acestor ioni în sticlă și soluție: H+ (soluție) ↔ H+ (sticlă). Deci potențialul electrodului de sticlă depinde de activitatea ionilor de hidrogen în soluție.

Pentru măsurarea pH-lui mediului cu ajutorul electrodului de sticlă se alcătuiește un circuit electrochimic din electrodul de argint de tipul 2 (electrod de referință) și cel de sticlă. Forța electromotoare a acestui circuit se măsoară cu ajutorul aparatelor numite potențiometre, ionometre sau pH-metre.

Practic se procedează în felul următor: pH-metrul se introduce în rețeaua electrică și se pregătește pentru lucru în conformitate cu indicațiile expuse în instrucțiunea aparatului. Apoi într-un pahar cu capacitatea 50 ml se trec 20-30 ml soluție de cercetat. În această soluție se introduc electrozii circuitului dat și se măsoară pH-ul așa cum este indicat în instrucțiune. La măsurarea pH-lui cu ajutorul ionometrului universal „ЭВ - 74” trebuie de apăsat butonul „±”. Această metodă de măsurare a pH-lui se numește potenţimetrică, deoarece, în realitate, cu ajutorul pH-metrului se măsoară forța electromotoare a circuitului, valoarea căreia la rândul ei este determinată de valoarea potențialului, ce apare la electrodul indicator (de sticlă).

În lucrarea dată se măsoară pH-ul diferitor soluții propuse de profesor, se calculează valorile pOH,  şi , iar datele obținute se introduc în tabel.

1. **Măsurarea pH-lui soluțiilor apoase cu ajutorul indicatorilor**

Se toarnă în câteva eprubete soluții propuse de profesor, și cu ajutorul hârtiei de indicator universal se măsoară pH-ul lor, apoi se calculează valorile pOH,  şi , iar datele obținute se introduc în următorul tabel:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Soluția de cercetat | pH | , mol/l | pOH | , mol/l |
|  |  |  |  |  |

Aranjați soluțiile cercetate într-un șir în ordinea măririi acidității lor.

Lucrare practică și de laborator nr.13

**INTERACȚIUNEA SĂRURILOR CU APA (HIDROLIZA SĂRURILOR)**

**1. Conținutul temei**

1. Interacțiunea diferitor tipuri de săruri cu apa. Ecuațiile reacțiilor de hidroliză a lor.
2. Constanta și gradul de hidroliză. Influenţa diferitor factori asupra gradului de hidroliză.
3. Deducerea formulelor pentru determinarea constantei și gradului de hidroliză a sărurilor formate din:
	1. acid slab cu bază tare;
	2. bază slabă cu acid tare;
	3. acid slab cu bază slabă.
4. Rolul hidrolizei în procesele biochimice. Hidroliza ATP ca sursă universală de energie în organismul viu.

**2. Întrebări și probleme pentru lucru individual**

1. Scrieți ecuațiile reacțiilor de hidroliză sub formă moleculară și ionică a sărurilor CuSO4, Fe(NO3)3, Na2CO3, K3PO4.
2. Aduceți exemple de săruri, care practic hidrolizează complet.
3. Se poate oare considera, că reacția neutră a mediului apos a sării demonstrează lipsa hidrolizei? În ce cazuri soluțiile apoase ale sărurilor formate din acid tare cu bază tare pot avea pH<7?
4. Cum se explică faptul, că soluția apoasă a fosfatului de sodiu are mediul bazic, de dihidrogenofosfat – slab acid, iar de hidrogenofosfat – slab bazic?
5. Explicați din ce cauză soluția apoasă de hidrogenocarbonat de sodiu are mediu slab bazic, iar soluția apoasă de dihidrogenofosfat de sodiu – slab acid, cu toate că ambele sunt săruri ale acizilor slabi?
6. E posibil oare de prezis, care din soluțiile apoase cu aceeași concentrație molară de FeCl3 și Fe(NO3)3, va avea valoarea pH-lui mai mică?
7. Care va fi mediul de reacție a soluțiilor apoase ale sărurilor CH3COONH4, (NH4)2CO3, NH4HCO3, (NH4)2S? Argumentați răspunsul.
8. Din ce cauză la amestecarea soluțiilor apoase a sulfatului de aluminiu și sulfurii de sodiu, cât si a soluțiilor azotatului de aluminiu și carbonatului de potasiu formează precipitat una și aceeași substanță? Argumentați răspunsul prin reacțiile respective în forme moleculare și ionice.
9. Folosind valorile constantelor de disociere a acizilor corespunzători, apreciați neefectuând calcule, care din săruri hidrolizează mai puternic în mediu apos:

HCOOK CH3COOK KCN KNO2 KClO KBrO



1. Cum depinde gradul de hidroliză de concentrația soluției, de temperatură, de adăugarea acizilor și bazelor?
2. Exprimați constantele de hidroliză a sărurilor CuCl2 și Na2SO3 prin produsul ionic al apei și constantele de disociere ale electroliților.
3. Determinați constanta de hidroliză, gradul de hidroliză a sării și pH-ul soluției de acetat de sodiu cu concentrația molară 0,1 mol/l.

[kh = 5,55·10-10; αh = 7,45·10-5; pH = 8,87]

1. Determinați gradul de hidroliză al sării și pH-ul soluției de carbonat de potasiu cu concentrația molară a echivalentului 0,1 mol/l, luând în considerație numai prima etapă a hidrolizei (k1 = 4,45·10-7).
2. Determinați pH-ul soluției, obținute la dizolvarea completă a 2,14 g clorură de amoniu în 500 ml de apă. Neglijați schimbarea volumului.

[pH = 5,2].

1. Comparați valorile pH-ului în soluțiile carbonatului de sodiu (luând în considerare doar prima treaptă de hidroliză) și hidrogenocarbonatului de sodiu cu concentrațiile molare 0,1 mol/l.

[11,7; 9,7]

1. Cum se va schimba gradul de hidroliză, dacă soluția de acetat de sodiu cu concentrația molară 0,1 mol/l va fi încălzită de la 25 până la 600C? La aceste temperaturi: 

[de 3 ori]

**Răspuns la întrebarea 4**

În soluția Na3PO4 hidrolizează ionii PO43-. Ecuația primei etape de hidroliză:

PO43- + H2O ↔ HPO42- + OH- (mediu bazic)

 

Prin urmare hidroliza decurge simțitor. Stadiile ulterioare pot fi neglijate.

Ionii formați  disociază într-o măsură mică (K = 1,26·10-12).

În soluția Na2HPO4 hidrolizează ionii HPO42-:

HPO42- + H2O ↔ H2PO4- + OH- (mediu bazic)



Deci în comparație cu ionii PO43-, ionii HPO42- hidrolizează într-o măsură mai mică și mediul soluției este mai puțin bazic. Disocierea ionilor H2PO4- și HPO42- nu se va lua în considerație din cauza valorilor mici a constantelor de disociere a lor.

În soluția NaH2PO4 trebuie de luat în considerare posibilitatea decurgerii a două procese – hidroliza ionilor H2PO4- și disocierea lor:

H2PO4‑ + H2O ↔ H3PO4 + OH-



H2PO4- ↔ H+ + HPO42-, K = 6,31·10-8

Valorile acestor două constante constată predominarea procesului de disociere, ce asigură mediul slab acid al soluției date.

**Rezolvarea problemei 12**



Gradul de hidroliză se poate calcula, folosind relația ,

de unde 

Pentru determinarea pH-lui soluției e necesar de aflat concentrația ionilor de hidroxil în soluție, folosind constanta sau gradul de hidroliză:

 sau 

Folosind gradul de hidroliză:







**3. Lucrare de laborator**

**Interacțiunea sărurilor cu apa (hidroliza sărurilor)**

1. **Mediul soluțiilor sărurilor la hidroliză.**

Turnații în 4 eprubete aparte câte 1ml soluții de sulfat de cupru (II), carbonat de sodiu, clorură de sodiu și clorură de fier (III). Verificați acțiunea lor asupra hârtiei de indicator universal. Scrieți ecuațiile reacțiilor de hidroliză pentru sărurile care hidrolizează.

1. **Influenta diluării asupra hidrolizei.**

Introduceți într-o eprubetă 1 ml soluție de clorură de stibiu (III) (nu mai mult) și diluați soluția cu apă. Scrieți ecuația reacției de hidroliză, având în vedere, că în rezultatul hidrolizei se formează săruri bazice. Eprubeta cu conținutul ei păstrați-o pentru experiența următoare.

1. **Reversibilitatea hidrolizei.**

Într-o eprubetă turnați 1 ml soluție din experiența precedentă și adăugați cu picătura soluție de acid clorhidric până la dizolvarea completă a precipitatului (evitați excesul de acid), după ce iarăși adăugați apă distilată și agitați. Explicați fenomenele observate.

1. **Hidroliza totală.**

La 2 ml soluție nitrat de aluminiu adăugați 1 ml soluție de carbonat de sodiu. Ce se observă? Convingeți-vă că precipitatul obținut nu este carbonat, ci hidroxid de aluminiu. Scrieți ecuația reacției corespunzătoare.

1. **Influența temperaturii asupra hidrolizei**.

Turnați în două eprubete câte 1 ml soluție de acetat de sodiu cu c(CH3COONa) = 0,5 mol/l și adăugați câte 1-2 picături soluție de fenolftaleină în fiecare eprubetă. Încălziți conținutul unei eprubetei până la fierbere și comparați culorile eprubetelor. Cum se schimbă culoarea. Răciți soluția care a fost încălzită. Ce se observă? Explicați fenomenele observate.

**ÎNTREBĂRI PENTRU LUCRĂRILE DE TOTALIZARE**

**LA CHIMIA GENERALĂ PENTRU STUDENȚII ANULUI I**

**FACULTATEA FARMACIE**

* 1. Structura atomului. Modelul cuanto-mecanic al atomului:
		1. Cuantificarea energiei
		2. Ecuația lui Louis de Broglie
		3. Principiul indeterminării lui Heisenberg
		4. Ecuația lui Schrödinger
	2. Numerele cuantice ale electronului: principal (n), orbital (l), magnetic (ml), spinul (ms).
	3. Structura electronică a atomilor elementelor perioadelor mici. Principiul lui Pauli. Principiul energiei minime. Regula lui Hund.
	4. Fenomenul de „prăbușire” a electronilor.
	5. Structura sistemului periodic al elementelor. Elementele *s, p, d* și *f*.
	6. Fenomenul de contracție lantanidică.
	7. Periodicitatea proprietăților atomilor elementelor:
		1. Razele atomilor și ionilor
		2. Energia (potențialul) de ionizare
		3. Afinitatea spre electron
		4. Electronegativitatea.
	8. Legătura chimică. Metoda schemelor de valență (SV).
	9. Proprietățile legăturii covalente: orientarea în spațiu, saturabilitatea, multiplicitatea, polarizabilitatea.
	10. Hibridizarea orbitalilor atomici. Tipuri de hibridizare cu participarea orbitalilor *s, p, d*.
	11. Legături *σ , π* și *δ*. Caracteristica lor.
	12. Tipuri de legături covalente. Legătura ionica. Momentul electric al dipolului moleculei.
	13. Interacțiunea moleculelor: de orientare, inducție, dispersare.
	14. Dezavantajele metodei SV. Metoda orbitalilor moleculari (OM).
	15. Compușii complecși. Teoria coordinativă al lui A. Verner.
	16. Clasificarea compușilor complecși.
	17. Nomenclatura compușilor complecși.
	18. Chelaţi și combinații intracomplexe. Complexoni și complexonaţi.
	19. Capacitatea de formare a compușilor complecși ai elementelor *s, p, d, f*.
	20. Caracterul legăturilor în compușii complecși din punct de vedere al metodei schemelor de valență.
	21. Echilibre în soluțiile compușilor complecși. Constanta de instabilitate.
	22. Izomeria compușilor complecși.
	23. Reacții de oxido-reducere: oxidare, reducere, oxidanți, reducători.
	24. Tipuri de reacții de oxido-reducere: intermoleculare, intramoleculare, de disproporţionare (dismutare).
	25. Metodele de egalare a reacțiilor de oxido-reducere: metoda bilanțului electronic și metoda ion electronică (semireacţiilor).
	26. Determinarea direcției și gradului de desfășurare a reacțiilor de oxido-reducere după valorile potențialelor standard de oxido-reducere.
	27. Energetica reacțiilor chimice și biochimice. Tipuri de sisteme termodinamice. Energia internă.
	28. Entalpia. Entalpii standard. Termochimia. Legea lui Hess și consecințele ei.
	29. Entropia. Entropii standard. Energia Gibbs. Criteriul desfășurării spontane a proceselor termodinamice.
	30. Reacții reversibile și ireversibile. Echilibrul chimic.
	31. Legea echilibrului chimic. Constante de echilibru kc, kp şi ka şi legătura dintre ele.
	32. Ecuația lui Van’t Hoff și importanta ei pentru determinarea funcțiilor ΔH˚ și ΔS˚.
	33. Principiul deplasării echilibrului chimic (principiul Le Chatelier-Braun).
	34. Cinetica chimică. Noțiuni de viteza reacției.
	35. Postulatul de bază a cineticii chimice. Constanta de viteză a reacției. Ordinul reacției chimice.
	36. Reacții simple și compuse. Molecularitatea reacțiilor. Noțiuni de mecanismul reacției chimice.
	37. Ecuațiile cinetice ale reacțiilor de ordinul zero, unu și doi. Perioada de înjumătățire (semidezagregare).
	38. Dependența vitezei reacției de temperatură. Regula lui Van’t Hoff. Ecuația lui Arrhenius. Energia de activare și metodele de determinare a ei.
	39. Soluții ca sisteme termodinamice. Termodinamica dizolvării.
	40. Modurile de exprimare a concentrației soluțiilor:
		1. Partea de masă
		2. Partea de volum
		3. Fracția molară
		4. Concentrația molară
		5. Concentrația molară a echivalentului
		6. Concentrația molală.
	41. Echivalentul. Factorul de echivalență și determinarea lui.
	42. Proprietățile coligative ale soluțiilor diluate de neelectroliți.
	43. Legea lui Raoult și consecințele ei.
	44. Osmoza. Presiunea osmotică a soluțiilor diluate de neelectroliți.
	45. Proprietățile coligative ale soluțiilor diluate de electroliți. Coeficientul izotonic.
	46. Echilibre în soluțiile electroliților slabi. Legea diluției lui Ostwald.
	47. Tezele de bază ale teoriei soluțiilor electroliților tari. Activitatea. Factorul de activitate. Tăria (forța) ionică a soluției.
	48. Teoriile acizilor și bazelor. Teoria lui Arrhenius.
	49. Teoria protolitică a lui Bronsted și Lowry.
	50. Teoria electronică a lui Lewis. Acizi și baze moi și aspre.
	51. Tăria acizilor și bazelor. Constante de aciditate și bazicitate. Exponentul tăriei acizilor și bazelor.
	52. Disocierea (ionizarea) apei. Produsul ionic al apei.
	53. Exponentul de hidrogen și de hidroxil - măsura cantitativă a acidității și bazicităţii soluțiilor apoase.
	54. Interacțiunea sărurilor cu apa. Hidroliza sărurilor.
	55. Dependența hidrolizei de diferiți factori (temperatură, diluție, concentrație etc.).
	56. Rolul hidrolizei in procesele biochimice. Hidroliza ATP ca sursă universală de energie in organismul viu.

Totalizarea I – întrebările 1 – 26

Totalizarea II – întrebările 27 – 38

Totalizarea III – întrebările 39 – 56

**Anexă**

 ***Tabelul 1***

 **Valoarea unor constante**

Constanta universală a gazelor: R = 8,314 J/(K·mol)

 1,987 cal/(K·mol)

 8,314·107 erg/(K· mol)

 0,08205·103 cm3·atm/(K·mol)

 62,41· (mm·Hg)/ (K·mol)

Constanta lui Avogadro NA = 6,0225·1023 mol-1

Constanta lui Faraday F = 96486,7C·1023 mol-1

 23062 cal/(V·mol)

Constanta lui Boltzmann k = 1,3805·10-23J·K-1

Presiunea atmosferica normala P = 101325 Pa

 760 mm Hg

 1 atm

Masa protonului Mp = 1,6725·10-27 kg

Masa electronului Me = 9,1096·19-31 kg

Sarcina electronului e = 1,602·10-19 C

**Valorile produsului ionic al apei**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| t0, C | KH2O | pKH2O | pH-ulmediului neutru |
| 01825374050 | 1,139·10-165,702·10-151,008·10-142,47·10-142,88·10-145,474·10-14 | 15,9414,2414,0013,6113,5413,26 | 7,947,127,006,806,776,63 |

**Constantele de disociere a unor acizi slabi la 298K**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Acidul | Ka | pKa |
| HFHCNHNO2H2S\*H2CO3\*H3BO3\*H3PO4H2PO4-CH3COOHC6H5COOHHCOOHClCH2COOHC6H5OHH2C2O4\* | 1·10-34,9·10-104·10-45,7·10-87,3·10-77,3·10-107,5·10-36,2·10-81,75·10-56,3·10-51,77·10-41,36·10-31,3·10-106,5·10-2 | 3,009,313,407,246,389,142,137,214,764,203,752,879,981,19 |

Pentru acizii marcați sunt indicate numai primele constante de disociere

***Tabelul 4***

 **Constantele de disociere a unor baze slabe la 298K**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Baza | Kb | PKb |
| AmoniacAnilinaCofeinaCocainaMetilaminaEtilaminaMorfinaNovocainaPiridinaUreea | 1,8·10-53,8·10-104,1·10-42,57·10-54,38·10-45,6·10-47,4·10-77·10-61,71·10-91,5·10-14 | 4,759,423,395,593,363,256,135,168,7713,82 |

**Tabelul logaritmilor pentru calculul pH-ului**

|  |  |
| --- | --- |
| Numere |  0 1 2 3 4 5 6 7 8 9  |
| 123456789 | 000 041 079 114 146 176 204 230 255 279 301 322 342 362 380 398 415 431 447 462477 491 505 519 532 544 556 568 580 591602 613 623 634 644 653 663 672 681 690699 708 716 724 732 740 748 756 763 771778 785 792 799 806 813 820 826 833 839845 851 857 863 869 875 881 887 892 898903 909 914 919 924 929 935 940 945 949 954 959 964 968 973 978 982 987 991 996 |

Exemple de calcul a concentrației ionilor de hidrogen si a pH-ului:

**Exemplul 1.**

c(H+) = 2,8·10-3 mol/l

pH = -lg 2,8·10-3 = -(lg 2,8 + lg 10-3) = -(0,447 - 3) = 2,553

**Exemplul 2.**

pH = 7,39

c(H+) = antilg (-pH) = antilg (-7,36) = antilg 8,64 = 4,4·10-8 mol/l

**CUPRINS**

|  |  |
| --- | --- |
| Introducere …………………………………………………………………………….. | 3 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 1.** Structura atomului. Sistemul periodic al elementelor și periodicitatea proprietăților atomilor …………………………………… | 4 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 2.** Legătura chimică și structura moleculelor …… | 7 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 3.** Compușii complecși. Prepararea și cercetarea proprietăților lor. ............................................................................................................... | 10 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 4.** Echilibre în soluțiile compușilor complecși. Influența concentrației substanțelor asupra echilibrului chimic în soluția compușilor complecși. ………............................................................................................................. | 12 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 5.** Reacții de oxido-reducere în mediul acid, bazic și neutru …...................................……………………………………………………… | 15 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 6.** Energetica reacțiilor chimice. Determinarea entalpiei de neutralizare ……………………………………………………………….… | 20 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 7.** Echilibrul chimic. Influenţa diferitor factori asupra echilibrului chimic …………………………………………………………….… | 25 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 8.** Cinetica chimică. Cercetarea influenței concentrației reactanților asupra vitezei reacției chimice ……........................................... | 27 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 9.** Cinetica chimică. Influența temperaturii asupra vitezei reacției chimice. Determinarea energiei de activare……………………………… | 29 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 10.** Soluțiile. Prepararea soluțiilor cu concentrația dată …………………………............................................................................................. | 31 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 11.** Proprietățile soluțiilor de neelectroliți și electroliți. Determinarea presiunii osmotice a soluției de zahăr. ……………………….. | 38 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 12.** Tăria acizilor și bazelor. Determinarea pH-ul soluțiilor apoase. ................................................................................................................ | 41 |
| **Lucrare practică și de laborator nr. 13.** Interacțiunea sărurilor cu apa (hidroliza sărurilor) ……………………………………………........................................................ | 44 |
| Întrebări pentru lucrările de totalizare la chimia generală pentru studenții anului I Facultatea farmacie …………………………………………………….……………..… | 47 |
| Anexă ………………………………………………………………..…………….……. | 49 |