

VYSOKÉ UČENÍ TECHNICKÉ V BRNĚ

BRNO UNIVERSITY OF TECHNOLOGY

FAKULTA CHEMICKÁ
ÚSTAV CHEMIE MATERIÁLŮ

FACULTY OF CHEMISTRY
INSTITUTE OF MATERIALS SCIENCE

NÁPOVĚDA K TESTŮM Z ANORGANICKÉ CHEMIE
TVORBA E-LEARNINGOVÝCH STUDIJNÍCH MATERIÁLŮ

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE
BACHELOR'S THESIS

AUTOR PRÁCE
AUTHOR

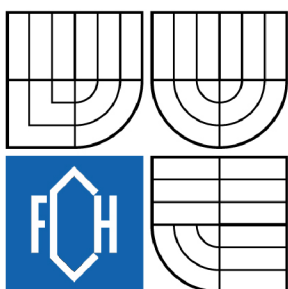
RADEK STRAKA

BRNO 2008



VYSOKÉ UČENÍ TECHNICKÉ V BRNĚ

BRNO UNIVERSITY OF TECHNOLOGY



FAKULTA CHEMICKÁ
ÚSTAV CHEMIE MATERIÁLŮ

FACULTY OF CHEMISTRY
INSTITUTE OF MATERIALS SCIENCE

NÁPOVĚDA K TESTŮM Z ANORGANICKÉ CHEMIE TVORBA E-LEARNINGOVÝCH STUDIJNÍCH MATERIÁLŮ

HINTS FOR INORGANIC CHEMISTRY TESTS
E-LEARNING STUDY MATERIALS PROCESSING

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE
BACHELOR'S THESIS

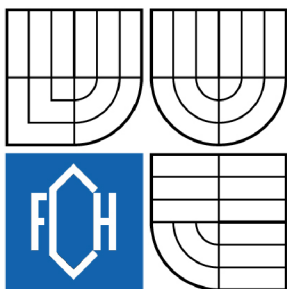
AUTOR PRÁCE
AUTHOR

RADEK STRAKA

VEDOUCÍ PRÁCE
SUPERVISOR

RNDr. LUKÁŠ RICHTERA, Ph.D.

BRNO 2008



Vysoké učení technické v Brně
Fakulta chemická
Purkyňova 464/118, 61200 Brno 12

Zadání bakalářské práce

Číslo bakalářské práce
Ústav
Student(ka)
Studijní program
Studijní obor
Vedoucí bakalářské práce
Konzultanti bakalářské práce

FCH-BAK0164/2007
Ústav chemie materiálů
Straka Radek
Chemie a chemické technologie (B2801)
Technická chemie (2802R007)
RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D.

Akademický rok: **2007/2008**

Název bakalářské práce:

Nápověda k testům z anorganické chemie
Tvorba e-learningových studijních materiálů

Zadání bakalářské práce:

Tvorba doplňujícího výukového materiálu pro Praktikum z anorganické chemie II. K testovým otázkám bude vypracována krátká nápověda, umožňující studentům v případě špatné odpovědi okamžité nastudování a pochopení dané problematiky. Jako zdroj informací bude využívána dostupná odborná literatura a internet.

Předpokladem pro vytvoření těchto výukových materiálů je minimální znalost HTML.

Termín odevzdání bakalářské práce: 30.5.2008

Bakalářská práce se odevzdává ve třech exemplářích na sekretariát ústavu a v elektronické formě vedoucímu bakalářské práce. Toto zadání je přílohou bakalářské práce.

Radek Straka
student(ka)

RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D.
Vedoucí práce

Ředitel ústavu

V Brně, dne 1.12.2007

doc. Ing. Jaromír Havlica, CSc.
Děkan fakulty

ABSTRAKT

E-learning je rychle se rozvíjející způsob vzdělávání užívající k vytváření, přenosu a poskytování informací multimediálních a komunikačních technologií. Smyslem bakalářské práce je tvorba studijních materiálů ve formě nápověd k testům z anorganické chemie. S těmito testy přicházejí povinně do styku studenti prvního ročníku Chemické fakulty na VUT v Brně v předmětu Praktikum z anorganické chemie II.

Práce je rozdělena do 6 kapitol, přičemž prvních pět je zaměřeno obecně na problematiku e-learningu. Šestá kapitola tvoří praktickou část obsahující vybrané nápovědy z jednotlivých testů. Zbývající nápovědy jsou pro značnou celkovou rozsáhlost (cca 600 nápověd) přiloženy na médiu.

ABSTRACT

E-learning is an educational way which uses multimedia and communication technologies for making, transferring and offering materials for studying. The aim of this bachelor thesis is making educational materials using the form of hints for inorganic chemistry tests. The first year students come into the contact with these tests compulsorily in the Inorganic chemistry laboratories II on Faculty of chemistry of Brno University of technology.

The thesis contains six parts. First five parts are set to general view of e-learning and last sixth part obtains chosen hints for inorganic chemistry tests. Next hints are appended on CD for its considerable size (cca 600 hints).

KLÍČOVÁ SLOVA

e-learning, testy, nápovědy, studijní materiál

KEYWORDS

e-learning, tests, hints, study material

STRAKA, R. Náповěda k testům z anorganické chemie Tvorba e-learningových studijních materiálů. Brno: Vysoké učení technické v Brně, Fakulta chemická, 2008. 38 s. Vedoucí bakalářské práce RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D.

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci vypracoval samostatně a že všechny použité literární zdroje jsem správně a úplně citoval. Bakalářská práce je z hlediska obsahu majetkem Fakulty chemické VUT v Brně a může být využita ke komerčním účelům jen se souhlasem vedoucího bakalářské práce a děkana FCH VUT.

.....
podpis studenta

Tímto chci poděkovat panu RNDr. Lukáši Richterovi, Ph.D. za příkladné a profesionální vedení bakalářské práce a za poskytnutí cenných rad při jejím vypracovávání. Dále chci vyjádřit dík paní RNDr. Boženě Kábelové za cenné připomínky k bakalářské práci a v neposlední řadě své rodině, která mě po celou dobu studia plně podporuje. Děkuji!

OBSAH

ABSTRAKT.....	3
ABSTRACT.....	3
KLÍČOVÁ SLOVA.....	3
KEYWORDS.....	3
1. ÚVOD.....	6
2. CÍL PRÁCE.....	7
3. E-LEARNING.....	8
3.1 CO JE TO E-LEARNING?	8
3.2 VÝHODY A NEVÝHODY E-LEARNINGU	8
3.3 POJETÍ E-LEARNINGU.....	9
3.4 STANDARDY V E-LEARNINGU	9
3.4.1 IMS Global Learning Consortium Inc.	10
3.4.2 IEEE Institute of Electrical and Electronics Engineers.....	10
3.4.3 ADL Scorm Advanced Distributed Learning Initiative.....	10
3.4.4 W3C The World Wide Web Consortium	10
4. SYSTÉMY ŘÍZENÉHO VZDĚLÁVÁNÍ (LMS).....	11
4.1 FUNKCE LMS SYSTÉMŮ	11
4.2 PŘEHLED	11
4.2.1 České LMS systémy.....	12
4.2.2 Zahraniční LMS systémy	12
4.2.3 Microsoft Class Server - Microsoft Learning Gateway.....	12
4.2.4 Open Source systémy.....	13
4.2.5 Sakai project.....	14
4.3 EVALUACE LMS SYSTÉMŮ	14
4.3.1 Návrh vlastních kritérií.....	14
4.3.2 Zdroje pro výběr systému	15
4.4 IMPLEMENTACE LMS SYSTÉMŮ	15
4.5 STAV V ČESKÉ REPUBLICE	16
4.5.1 Současný stav.....	16
4.5.2 Meziuniverzitní spolupráce.....	17
5. MOODLE	18
5.1 CO JE TO MOODLE?	18
5.2 MOODLE NA VUT [10].....	18
6. PRAKTICKÁ ČÁST.....	20
6.1 ÚVOD DO PROBLEMATIKY	20
6.2 PROSTŘEDÍ WEBU	20
6.2 STATISTIKA	23
6.3 PŘÍKLADY NÁPOVĚD K TESTŮ Z ANORGANICKÉ CHEMIE	25
7. ZÁVĚR.....	32
8. LITERATURA.....	33
9. SEZNAM ZKRATEK.....	38

1. ÚVOD

Konec devadesátých let minulého století s sebou přinesl velký rozvoj technické a informační technologie, která se postupně začleňovala do všech odvětví aktivit člověka. Tento trend se projevil i ve formě vzdělávání a zisku informací pod pojmem e-learning. Historie elektronického vzdělávání sahá až na konec 20. století, ale teprve pomocí internetu, který se dostal více do popředí zájmu v devadesátých letech minulého století, došlo k nejprudšímu rozvoji elektronického vzdělávání a využití informačních a komunikačních technologií ke vzdělávacím účelům. Elektronické vzdělávání se zpočátku uplatňovalo v podobě prezentací a aplikačních programů vznikajících pro daný účel. Postupně ovšem rostla snaha o vytvoření uceleného vzdělávacího systému s elektronickou podporou. Od počátku 21. století bylo vytvořeno mnoho systémů řízeného vzdělávání označovaných obvykle zkratkou LMS (Learning Management Systems). Obsahem těchto systémů jsou objekty v multimediální formě, sloužící k výuce.

Téma e-learningu je, pro neustálý rozvoj technologií, stále čerstvé a nové. Dochází u něj k nepřetržitému vývoji, proto i definice pojmu e-learning se často odlišují. Níže jsou uvedeny některé z možných definic pojmu e-learning.

E-learning je výuka s využitím výpočetní techniky a internetu [1].

E-learning je v podstatě jakékoli využívání elektronických materiálních a didaktických prostředků k efektivnímu dosažení vzdělávacího cíle s tím, že je realizován zejména, ale nejenom prostřednictvím počítačových sítí. V českém prostředí je spojován zejména s řízeným studiem v rámci LMS [2].

E-learning je vzdělávací proces, využívající informační a komunikační technologie k tvorbě kurzů, k distribuci studijního obsahu, komunikaci mezi studenty a pedagogy a k řízení studia [3].

E-learning je forma vzdělávání využívající multimediální prvky - prezentace a texty s odkazy, animované sekvence, video snímky, sdílené pracovní plochy, komunikaci s lektorem a spolužáky, testy, elektronické modely procesů, atd. v systému pro řízení studia (LMS) [4].

2. CÍL PRÁCE

Teoretická část je zaměřena na obecné seznámení se se současnou problematikou „elektronického vzdělávání“ jako všeobecným vzdělávacím trendem dnešní doby, používanými standardy, na nichž e-learning pracuje, jeho rozšířenosti ve vzdělávací sféře a také dostupnosti literatury k problematice e-learningu.

Praktická část bakalářské práce je zaměřena na tvorbu studijního materiálu pro praktická cvičení z anorganické chemie, jimiž procházejí studenti prvního ročníku na FCH VUT v Brně. Podstatou tvorby nápověd k testům z anorganické chemie je poskytnutí možnosti nastudování a rozšíření si znalostí k problematikám, se kterými se studenti seznámí v praktických cvičeních v podobě jednotlivých úloh, které jsou v laboratořích prováděny. Student má možnost si na webových stránkách test procvičovat podle potřeby a poté, pomocí systému Moodle, provede test „na čisto“, kde je po odeslání odpovědi okamžitě ohodnocen.

3. E-LEARNING

3.1 Co je to e-learning?

Komunikace je jednou ze základních potřeb člověka a její usnadňování využitím techniky prochází neustálým vývojem. E-learning je přímo spjatý s počítači, takže jeho historii lze začít sledovat od konce 60. let, kdy již bylo možné pracovat s počítači, které ovšem byly velkých rozměrů. V roce 1971 firma Intel vyvinula první mikroprocesor, což umožnilo vyrábět počítače menší, dnes již dobře známé PC (personal computer). V 80. letech se započal rozvoj vzdělávání prostřednictvím počítače tzv. formou Computer-based training. Používání telekomunikačních technologií, jak je známe dnes, se datuje do 90. let 20. století, kdy bylo zahájeno budování celosvětové sítě Internetu [5].

Elektronické vzdělávání, anglicky zkráceně e-learning, vzniklo přirozeným vývojem zapojení informačních a komunikačních technologií do vzdělávání. Tyto technologie procházejí v dnešní době neustálým, dosti rychlým vývojem. Proto neexistuje ustálená definice pojmu e-learning, ale definic je celá řada. Obvykle je e-learning chápán jako velice široký pojem zahrnující nejenom přípravu multimediálních studijních materiálů a jejich elektronické publikování, ale i vlastní plánování a řízení průběhu vzdělávacího procesu. Pojetí významu slova e-learning se může tedy různit, ale cílem elektronického vzdělávání je využívání pro jeho efektivitu, jednoduchost a jednoduchou dostupnost pro studenty.

3.2 Výhody a nevýhody e-learningu

E-learning, jako každý systém, má své výhody i nevýhody. Záleží nejspíše na subjektivním názoru, s jak propracovaným systémem elektronického vzdělávání člověk přichází do styku, co od e-learningu očekává a do jaké míry splňuje požadavky uživatele. Jisté zdroje za největší přínos e-learningu považují vyšší efektivnost výuky [5]. Jako další výhodu nelze opomenout možnost přístupu k informacím, v případě dobrých podmínek, z jakéhokoli místa a v jakoukoli dobu. Studijní materiál může být průběžně upravován a zdokonalován a to jak vyučujícím, tak studenty, na základě jejich poznatků. Snadná přenositelnost mezi vzdělávacími institucemi a jejich jednoduché přizpůsobení konkrétním požadavkům je také výhodou. Nelze opomenout materiální podstatu věci. Při elektronické formě studia odpadá potřeba tisku materiálů. V neposlední řadě e-learningový způsob výuky usnadňuje vzdělávání lidem s jistou formou zdravotního postižení.

Tato otázka má ovšem odlišné úhly pohledu. Pro pohybově postižené osoby je e-learning vhodný, není ovšem tak vhodný pro osoby sluchově postižené. Tím se dostáváme k nevýhodám e-learningu. E-learning vyžaduje pro správnost chodu systému jisté zkušenosti a kvalifikovanost při tvorbě multimediálních materiálů. S tímto faktem souvisí i míra kompatibility, které je potřeba dosáhnout mezi kurzy z odlišných systémů. Tyto nevýhody jsou více technického rázu. Nutno brát také na zřetel pedagogickou stránku věci, kterou je změna orientace na předávání informací na místo osvojování myšlenkových postupů. Získávají se dílčí informace a nedochází k získávání obecných poznatků. Dále dochází ke snižování sociální komunikace.

3.3 Pojetí e-learningu

Pojetí e-learningu není dosud ustálené. V praxi se setkáváme s několika vyjádřeními i základních pojmů. Na problematiku lze nahlížet z více pohledů. Pedagogické pojetí chápe e-learning jako nástroj pro zlepšení kvality vzdělávání za použití multimediálních technologií. Elektronická média slouží k obohacení výuky, zvýšení obraznosti a internet je nástroj pro snazší získávání studijních materiálů, informací a propojení vzdělávací komunity [6]. Jiný pohled na věc má technické pojetí. Technické pojetí, jinými slovy také síťové pojetí, nahlíží na věc z pohledu používané technologie ve výukovém procesu a přenosu informací. Používané technologie jsou např. WBT (Web Based Training) a CBT (Computer Based Training). WBT je založeno na používání webových technologií ve vzdělávání a CBT je vzdělávání podporované počítačem. Obě technologie jsou součástí většího celku Technology-based Learning, jehož podstatou je využívání technologií obecně při vzdělávání [5]. V USA je tímto způsobem chápán celý e-learning. K dnešním trendům vzdělávacího procesu za využití informační technologie patří především tzv. blended learning. Tento trend v sobě zahrnuje vzdělávání ve třídách, vzdělávání tříd s podporou WBT a také individuální vzdělávání s využitím technologií. Elektronické vzdělávání probíhá pomocí e-kurzů, což je i základním prvkem e-learningu. Kurz obsahuje bloky z různých předmětů, které jsou uspořádány tak, aby bylo dosaženo požadovaných cílů vzdělávání. E-kurzy obvykle obsahují kombinaci psaného textu doplněného grafickými prvky, animacemi, prověřujícími testy, videi atd. Tvorba e-kurzů je náročná záležitost, ve které se musí skloubit vhodné pedagogické postupy a znalosti technických nástrojů pro tvorbu e-kurzů. Realizátory e-kurzů jsou proto specialisté. Manažer tvoří strategii studijních materiálů. Vývojář navrhuje, realizuje projekt a udržuje vytvořené materiály. Tutor přímo vede výuku v on-line kurzu. E-kurzy jsou navíc doplněny dalšími vzdělávacími prostředky jako jsou prezentace, výtahy z přednášek, slovníky, úkoly, které se souhrnně nazývají vzdělávací objekty.

3.4 Standardy v e-learningu

V oblasti e-learningu a e-learningového vzdělávání stále více vzrůstá nutnost respektovat jisté standardy. Ty umožňují zachovat kompatibilitu vzdělávacího obsahu v rámci více různých softwarových produktů (tzv. interoperabilitu). Zohlednění standardů je základní podmínkou výběru softwarových produktů pro e-learning. Existují i tzv. prestandardy a standardy HTML a XHTML.

Jeden z prvních standardů HTML je používán většinou firem a vzdělávacích institucí. Standard HTML umožňuje snadno zobrazit online definovaný vzdělávací obsah. V současnosti se stále více využívá standardu vyšší úrovně - XHTML, který pracuje s rozšiřitelným značkovacím jazykem XML. Mezi jeden z prvních standardů patří AICC (standard profesní organizace Aviation Industry CBT Committee). Standard velmi přísně a konkrétně určuje, jak má fungovat výměna výukových materiálů mezi kurzy a systémy, jak se mají uchovávat data o výsledcích apod.

V dnešní době existují čtyři standardizační skupiny IMS, ADL, IEEE a W3C (viz. níže).

3.4.1 IMS Global Learning Consortium Inc.

Standard IMS propojuje v rámci IMS Global Learning Consortium přibližně 150 organizací s cílem navrhovat standardy pro výměnu dat v oblasti e-learningu založené na značkovacím jazyce XML [6].

3.4.2 IEEE Institute of Electrical and Electronics Engineers

Další respektovaný standard zaměřený na standardizaci e-learningu v Evropě. Přístup ke standardům IEEE je placený, proto se často využívají reprodukovatě v podobě vyšších standardů, např. SCORM [6].

3.4.3 ADL Scorm Advanced Distributed Learning Initiative

ADL je standardizační skupina zřízena ministerstvem obrany USA. Hlavním úkolem této skupiny je podpora distančního vzdělávání, tvorba kvalitních výukových materiálů aj. Hlavním úkolem ADL však bylo tvořit prostředníka mezi průmyslovými a akademickými konsorcií (IMS, IEEE, AICC) a obecnými standardizačními organizacemi (W3C, ISO). Výsledkem byl standard Sharable Content Object Reference Model (SCORM). SCORM umožňuje kvalitní vícerozměrnou interoperabilitu, postavenou na jazyce XML. Standard SCORM se neustále vyvíjí [7].

3.4.4 W3C The World Wide Web Consortium

Jedná se o světovou standardizační skupinu, jejíž počátky sahají až do poloviny 20. století. Standardizační skupina spojuje práci a názory přední světové technologické společnosti. Ke dni 27. dubna 2008 má W3C 421 členů, kterými jsou např. společnosti Apple, Inc., American University, IBM Corporation a mnoho dalších. Politikou skupiny W3C je rozšíření webu ve všech přístrojích, pro každého, kdekoli a kdykoli s různými způsoby interakce [8].

Prvořadou podmínkou pro zavádění e-learningové výuky na vysoké školy je kompatibilita uvedených standardů s LMS systémem.

4. SYSTÉMY ŘÍZENÉHO VZDĚLÁVÁNÍ (LMS)

4.1 Funkce LMS systémů

LMS (Learning Management Systems) nebo-li systémy řízeného vzdělávání jsou jedním z nástrojů, které e-learning používá k dosažení svých cílů. Jde o informační systém, který v sobě integruje nástroje pro elektronickou výuku. Systém zahrnuje publikování, vytváření studijních materiálů, komunikační nástroje a vše, co s výukou souvisí. Ať se jedná o zapisování studentů do jednotlivých kurzů, evidenci dosažených výsledků nebo vytváření virtuálních tříd. V současné době existují komerční i volně dostupné LMS systémy. Mezi nabízenými systémy jsou odlišnosti a záleží na uživateli, pro který ze systémů se rozhodne. Jednoznačně určit, který je lepší nelze. Velice často je systém propojen s informačním systémem univerzity, což je základem pro správné fungování virtuálního vzdělávání.

Definice virtuálního vzdělávacího prostředí není pevně ustálena. Setkáváme se proto s několika používanými názvy a zkratkami, např. LMS (Learning Management System), LCMS (Learning Content Management System) nebo VLE (Virtual Learning Environment). To jsou ovšem jen některé z mnoha a patří k nejpoužívanějším. Jednotlivé systémy nelze považovat za ekvivalentní, přestože jsou si velmi blízké. Prvotní LMS systém kladl velký důraz na administrativní nástroje a technické doplňky výuky, které ovšem nebyly dostatečně přizpůsobivé a flexibilní. Navazující LCMS systém se věnuje již dostatečně vzdělávacímu obsahu. V současnosti se vzhledem k ostře neohrazenému přechodu od LMS k LCMS často oba termíny spojují. Protože v českém prostředí bývá prozatím nejčastěji používána zkratka LMS, bude nadále užívána i v tomto textu.

4.2 Přehled

V celosvětovém měřítku dnes existuje nepřehledné množství LMS systémů. Najdeme zde velké renomované systémy vyvinuté velkými firmami (např. IBM), ale i jednoúčelové aplikace. Pro potřeby vysokých škol se obecně příliš nehodí systémy, které byly vyvinuty speciálně pro vzdělávání zaměstnanců firem. Z hlediska vzdělávacího zájmu můžeme systémy rozdělit do pěti kategorií podle místa a způsobu vývoje [6]:

- české LMS systémy
- zahraniční komerční LMS systémy
- Microsoft Class Server- Microsoft Learning Gateway
- Open Source System
- Sakai project

4.2.1 České LMS systémy

V českém prostředí je vyvíjeno několik LMS systémů. Zřejmě nejstarším je LMS Barborka, vyvíjený na FEI VŠB-TU v Ostravě, existující od roku 1983. V dnešní době jsou převážně praktikovány tři přístupy pro realizaci LMS systému na univerzitách. Prvním je vývoj vlastního LMS systému, se kterým se setkáváme především na fakultách s orientací na informační technologii. Druhým přístupem je implementace (realizace) komerčního LMS systému. Třetí přístup je kombinací předešlých dvou, jelikož komerční firmy své produkty školám nejen prodávají, ale usilují také o partnerství v oblasti vývoje. Českými LMS systémy se budeme podrobněji zabírat v kapitole 4.5.

4.2.2 Zahraniční LMS systémy

Tabulka 1 uvádí některé z komerčních zahraničních LMS systémů s internetovými adresami, na nichž je možné získat bližší informace o systémech. Nejvýznamnějšími jsou systém Learning Space firmy IBM Lotus, systém BlackBoard stejnojmenné firmy a systém WebCT. Systém Learning Space je zaveden i na českých univerzitách, a to na Ostravské univerzitě nebo MFF UK v Praze jako portál Telmate. Systém WebCT je používán na univerzitě v Hradci Králové [6].

Tabulka 1- Příklady zahraničních LMS systémů

Název	Webová adresa
BlackBoard	http://www.blackboard.com
eCollege	http://www.ecollege.com
Knowledge	http://www.onlinelearning.co.nz
Knowledgesoft	http://www.knowledgesoft.com
Learn Online	http://www.learnonline.org.uk
Learning Space	http://www.lotus.com
Macromedia Breeze	http://www.macromedia.com
Prometheus	http://company.blackboard.com/prometheus
VCampus	http://www.vcampus.com
Virtual-U	http://virtualu.cs.sfu.ca/vuweb.new/new.html
WBT	http://www.wbtsystems.com
WebCT	http://www.webct.com

4.2.3 Microsoft Class Server - Microsoft Learning Gateway

Microsoft Class Server poskytuje systém pro on-line vzdělávání a řízení výuky. Microsoft Class Server je kombinací produktů Microsoft. S jeho využitím lze vytvořit systém obsahující funkce charakteristické pro LMS systém- Microsoft Learning Gateway.

Jedná se o vzdělávací portál běžící na Windows 2003 Server, v němž je integrován Microsoft Class Server, poskytující systém pro on-line vzdělávání a hodnocení studentů. Portál dále zajišťuje e-mailové služby, správu osobních informací a hodnocení studentů. Tato služba je přístupná prostřednictvím webového prohlížeče a služby Outlook Web Access. Spolupráci v reálném čase pomocí rychlého zasílání zpráv (Instant Messaging) zajišťuje Microsoft Live Communication Server. Spolu s Microsoft Office 2003 je Instant Messaging integrovanou součástí portálu a poskytuje informace o prezenci. Microsoft Internet Security and Acceleration (ISA) Server slouží k bezpečnému provozu celého portálu. Jako primární databázi řešení lze použít Microsoft SQL Server, ve kterém jsou uloženy především veškeré webové stránky a informace o dosažených studijních výsledcích.

Celý systém se od klasických LMS systémů odlišuje tím, že se jedná spíše o konglomerát produktů firmy Microsoft a funkce nejsou uceleny do jednoho prostředí. Další věcí je, že díky široké škále produktů se více hodí pro velké školy. Nelze pominout také značné nároky na hardware, a že systém není typu Open Source, takže není volně poskytován.

4.2.4 Open Source systémy

Open Source systémy mají řadu příznivců i odpůrců. Výhodou je možnost kopírování, používání a upravování softwaru těchto systémů. Ty jsou ovšem kompenzovány časem stráveným při zavádění, následné údržbě a rozvíjení systému. Nedocentitelnou výhodou je ovšem poskytnutí svobody při implementaci těchto systémů a jejich dalšímu rozvoji. Open Source systémů je velké množství. V České republice se ujaly dva Open Source systémy uvedeny v Tabulce 2 [6].

Tabulka 2- Příklady Open Source LMS systémů používaných v ČR

ILIAS	FI MU
Moodle	FF MU v Brně PedF MU v Brně MFF UK UK Lékařská fakulta v Plzni Slezská univerzita v Opavě UTB Zlín VŠB- TU Ostrava FCH VUT v Brně + další vysoké, střední i základní školy

Z přehledu je zřejmé, že systém Moodle se stal nejpoužívanějším LMS systémem na našich univerzitách. Tato skutečnost je dána dostupností systému, ale také nenáročnou obsluhou a užíváním ze strany studentů, či autorů kurzů [6].

4.2.5 Sakai project

Sakai project je nejnovějším projektem na vytvoření Open Source LMS systému a má značnou perspektivu. Jedná se o společný projekt asi 50 světových univerzit v čele s University of Michigan, Indiana University, MIT, Stanford, Harvard University a dále uPortal Consortium, Open Knowledge Initiative s podporou Andrew W. Mellon Foundation. Výsledkem činnosti je open source klient / server Collaboration and Learning Environment (CLE) software. Tvůrci uvádějí, že vycházeli z toho nejlepšího, co na univerzitách vzniklo. Předpokladem využití projektu je studium světových trendů tvorby komplexních univerzitních portálů v rámci meziuniverzitní spolupráce.

4.3 Evaluace LMS systémů

Při hodnocení LMS systémů je vhodné systémy zkombinovat a posuzovat podle kritérií, které zohledňují požadavky uživatele. Pro hodnocení systému lze také použít nástroje a informace, které jsou dostupné na internetu.

4.3.1 Návrh vlastních kritérií

Při návrhu vlastních kritérií se obvykle kombinují požadavky vyplývající z charakteru vytvářených kurzů a požadavky, které na LMS systém kladou účastníci e-learningového vzdělávání dle jednotlivých rolí (administrátor, autor, učitel a student).

Charakter kurzu lze posoudit podle základních paradigmat (vzorů) e-learningu. Těmi jsou [6]:

- Paradigma e-learningu jako e-readingu (kurz je založen především na prezentaci učebních materiálů a publikování vzdělávacích objektů)
- Paradigma celebrity profesor (kurz bývá postaven na osobnosti vedoucího kurzu, komunikačních prostředcích a možnosti on-line komunikace)
- Paradigma konstruktivismu (kurz má za cíl vytvořit z účastníků určitou virtuální komunitu, v rámci níž jsou znalosti aktivně konstruovány a vytvářeny, studenti na sebe navzájem reagují pod vedením vedoucího kurzu)

Jednotlivé postupy jsou navzájem kombinovány. Záleží na množství a různorodosti vytvářených kurzů a v neposlední řadě na požadavcích studenta a požadavcích vedoucího kurzu.

4.3.2 Zdroje pro výběr systému

Nejznámějším zdrojem pro hodnocení a výběr LMS systému je server EduTools (<http://www.edutools.info>). Server poskytuje kompletní a nezávislé hodnocení. Hodnocení LMS systémů je prováděno v šesti krocích [6]:

- Výběr LMS systému, který se hodnotí
- Doplnění výběru o produkt, který nebyl dosud na EduTools hodnocen
- Výběr vlastností, které jsou pro uživatele důležité
- Přidání dalších kritérií výběru
- Přiřazení váhy jednotlivým vlastnostem
- Posouzení výsledku hodnocení

Existují i další kritéria, z hlediska vlastností, které nás uživatele zajímají. Ty server EduTools nevyhodnocuje, je ovšem dobré je do hodnocení zahrnout [6] (zdroj informací [9]).

- Cena LMS
- Pedagogická hodnota LMS
- Technologické řešení LMS
- Spolupráce e-komunity
- Lokalizace do národního jazyka
- Perspektiva dalšího vývoje

4.4 Implementace LMS systémů

Realizace a začátky e-learningového způsobu vzdělávání na českých univerzitách byl zpočátku chápán jako snaha nadšenců a odborníků na informatiku o zavedení nějakého LMS systému. Odborníci dávali přednost převážně tvorbě vlastního systému, jiní volili finančně nenáročné systémy domácí produkce. Výsledkem těchto snah byla nekompatibilita systémů, kterých bylo na jedné univerzitě k dispozici více a také neefektivnost využití systému.

Při zavádění systému je především problematická komplexní připravenost na širší využití e-learningu v praxi. Institucionální a organizační řešení v rámci vzdělávací instituce je prvořadým problémem, na jehož řešení vznikají často na univerzitách samostatná pracoviště. Ty sledují trendy, propagaci a připravenost instituce na využití elektronického vzdělávání. Další problematikou je i technická a finanční připravenost. Finanční řešení zavádění e-learningového způsobu výuky na školách je častým tématem diskuzí. V současné době je využíváno vícezdrojové financování, přičemž hlavními zdroji jsou fondy EU a zdrojové fondy v rámci ministerstev ČR.

Všechny dosud zmíněné problematiky zavádění e-learningu byly ovšem technického a organizačního rázu. Dalším klíčovým problémem je však skutečnost samotného vzdělávacího procesu. Pedagogové na univerzitách nejsou zatím metodicky a dovednostně vybaveni. Řešením mohou být vzdělávací kurzy pedagogů v oblasti informačních, komunikačních a multimediálních

technologií. Tento úkol je proto v současné době prioritou na většině pracovištích. Celkově se usiluje o zvýšení PC gramotnosti pedagogů.

Implementace LMS systému na univerzitách zahrnuje několik etap [6]:

- Analýza vhodných LMS systémů a návaznost na informační systém školy
- Výběr LMS systému a návrh technického řešení
- Vývoj potřebných doplňků a rozhraní
- Implementace řešení a testování

Klíčovým krokem je analýza a výběr LMS systému, při kterém se zohledňují určitá fakta. Při výběru se zohledňují požadavky na systém, integrace do současného systému školy, počet uživatelů, technické požadavky a možnosti univerzity. Dále také možnost dlouhodobého vývoje a ekonomické hledisko. Integrace do již fungujícího informačního systému univerzity je důležitá především pro distanční a kombinovanou formu studia, kdy výuka některých předmětů probíhá prostřednictvím e-kurzů.

4.5 Stav v České republice

4.5.1 Současný stav

V oblasti e-learningu dosud nedošlo k širší spolupráci mezi vysokými školami, což vede k vynakládání spousty práce a financí na výběr různých LMS systémů, i když v ověřovací fázi rozvoje by posloužily i volně dostupné Open Source systémy. Na univerzitách existují i odlišné zkušenosti, znalosti a výsledky e-learningové výuky, díky nimž jej některé univerzity stále odmítají. Přes dosavadní potíže se rozvoj e-learningu na českých vysokých školách zrychluje. K tomu dopomáhají i konference a semináře, které jsou vysokými školami pořádány, a to i za mezinárodní účasti. V dnešní době na univerzitách existují skupiny odborníků, které se zapojují do mezinárodních projektů a zahajují i vlastní výzkum. Situace financování e-learningové výuky se lepší za pomoci grantových agentur, což v minulosti také nebylo pravidlem. V dnešní době je podpora elektronického vzdělávání trendem, na který se snaží nastoupit většina škol. Jak uvádí Tabulka 2 v kapitole 4.2.4, nejužívanějším Open Source systémem na českých univerzitách je systém Moodle a ILIAS. Další české LMS systémy uvádí Tabulka 3.

Tabulka 3- Přehled vybraných českých LMS systémů [6]

System	Autor	Implementace
Barborka	FEI VŠB-TU Ostrava	FEI VŠB-TU Ostrava (2004) Univerzita Palackého Olomouc (2004)
eDoceo	Trask solutions s.r.o.	VŠE Praha (2001) Univerzita Pardubice (2001)

		Univerzita J. E. Purkyně, Ústí n. Labem (2002)
EDEN	RENTEL a.s.	MFF Univerzita Karlova Západočeská Univerzita Plzeň FaME Univerzita Tomáše Bati ve Zlíně VŠB TU EkF Ostrava UJEP Ústí nad Labem VFU v Brně
ELIS	PEF MZLU Brno	PEF MZLU Brno
iTutor	Kontis s.r.o.	VŠB-TU Ostravská univerzita Slezská univerzita
MultiPes	Gerstnerova labor. FEL ČVUT	Gerstnerova laboratoř FEL ČVUT
Unifor	Net-University s.r.o.	EF ZČU Plzeň

4.5.2 Meziuniverzitní spolupráce

E-learning nebyl příliš podporován grantovými agenturami, ale dochází ke zlepšení v oblasti financování. V této souvislosti je nutno zmínit především projekt Spolupráce vysokých škol při tvorbě standardizovaných multimediálních vzdělávacích pomůcek (SMVP). Cílem projektu je zlevnění a zkvalitnění tvorby a užití multimediálních vzdělávacích pomůcek vyhovujících vzdělávacím standardům. Dosažení tohoto stavu probíhá realizací dílčích cílů, jimiž jsou [6]:

- Další rozvoj distribuované digitální knihovny vzdělávacích materiálů DILLEO
- Tvorba a údržba portálů e-learningového vzdělávání
- Ověření multimediálních vzdělávacích pomůcek v praxi v rámci kurzů
- Širší zapojení vysokých škol do procesu tvorby multimediálních vzdělávacích pomůcek a podpora rozvoje e-learningu na vysokých školách

Návrh projektu v roce 2005 navazuje na schválený projekt z roku 2004, na jehož řešení se dosud podílely tři univerzity (Ostravská univerzita, Univerzita Hradec Králové a Slezská univerzita v Opavě). V roce 2005 k projektu nově přistoupili UK v Praze, ČVUT v Praze a ZČU v Plzni. Tyto univerzity předkládají vlastní rozvojové projekty s odkazem na spolupráci s tímto projektem. Práce na projektu se dále zúčastní jako subdodavatelé i MU v Brně, VŠB-TU v Ostravě, VUT v Brně a MZLU v Brně.

5. MOODLE

5.1 Co je to Moodle?

Moodle je zkratka pro Modular Object-Oriented Dynamic Learning Environment. Do češtiny lze Moodle přeložit jako modulové objektivně orientované dynamické vzdělávací prostředí. Jedná se o software sloužící pro správu webových stránek a podporu výuky prostřednictvím on-line kurzů. Moodle patří k LCMS systémům, který je jednak vhodný pro distanční formu výuky a také jako doplněk a elektronická podpora prezenční formy výuky. Systém Moodle je výhodný z hlediska nenáročnosti na uživatele i používání. Pro práci s Moodle uživateli stačí jakýkoliv prohlížeč webových stránek. Moodle patří do skupiny Open Source systémů, které jsou poskytovány uživatelům zdarma, což pomohlo k jeho velkému rozšíření mezi uživateli. Statistiky uveřejněné na oficiálních stránkách Moodle (<http://moodle.org>) uvádí, že ke dni 22. května 2008 je systém používán 20 359 760 uživateli po celém světě a je v něm registrováno 1 934 082 kurzů. Existují ovšem i servery neregistrované, na které se statistika nevztahuje. Jeho velká rozšířenost nabízí možnost zisku velikého množství studijních materiálů.

5.2 Moodle na VUT [10]

Statistika na oficiálních stránkách Moodle ke dni 22. května 2008 uvádí, že v systému Moodle na VUT v Brně je zaregistrováno 41 305 uživatelů a 19 223 kurzů. Systém Moodle byl na FCH VUT v Brně implementován koncem roku 2005. Hlavním zohledněným faktorem při výběru systému byla možnost propojení Moodle se stávajícím informačním systémem školy. Systém je propojen s informačním systémem VUT a může tak využívat některá data týkající se databáze uživatelů a předmětů. Na základě tohoto propojení mají vyučující práva editovat kurzy, jichž jsou garanti a pro studenty jsou dostupné kurzy, které mají zapsány v elektronickém indexu.

Do systému se lze přihlásit pomocí VUTlogin a VUT heslo, které jsou přiděleny zaměstnanci i studentovi. Neautorizovaní zájemci se mohou přihlásit do kurzu jako hosté.

V systému funguje jistá hierarchie uživatelů. Učitel a student mají odlišné možnosti se systémem nakládat. Tyto role jsou nastavovány na základě údajů informačního systému VUT. Garant předmětu je v hierarchii na prvním místě. Garant může např. k předmětu přiřazovat učitele a libovolnou osobu jako studenta. Další v hierarchii je učitel, který má možnost vytvořit kurz, sledovat odevzdané práce studentů a hodnotit je. Nejnižší v hierarchii stojí student, kterému jsou zobrazeny kurzy, v nichž je nahlášen. Ke každému předmětu jsou tedy na základě informačního systému VUT přiřazeni učitelé a studenti a další libovolné osoby mohou být do předmětu přidány.

Po úspěšném přihlášení se objeví úvodní strana, která je přizpůsobena konkrétnímu uživateli. Studenti zde mají výběr nahlášených kurzů, do kterých mohou vstupovat a čerpat vložené informace vyučujícími.

Větší pravomoce má v systému Moodle vyučující, který kurz sám tvoří a dále upravuje.

Možnosti vyučujícího při tvorbě kurzu a jednotlivé kroky v systému jsou následující:

- Přihlášení
- Zobrazení úvodní strany (primárně se vyučujícímu zobrazují ty předměty, jichž je garantem)
- Správa kurzu (zobrazí se po zvolení daného kurzu a zde může vyučující pracovat na nastavení kurzu)
- Nastavení kurzu (nastavují se parametry daného kurzu, nastavuje se celkový řád kurzu)
- Úprava kurzu (nastavený kurz je rozčleněn do bloků podle specifikace nastavení a do jednotlivých bloků lze vkládat studijní materiál, sestavuje se tak samotný kurz)
- Vkládání souborů a odkazů (Moodle je databázový soubor, nejdříve se musí soubor do Moodle tedy importovat a do kurzu se poté vkládá odkaz na soubor)
- Moduly činnosti (Moodle obsahuje moduly činnosti, z nichž lze daný kurz vystavět). Moduly činnosti jsou: anketa, chat, fórum, poznámky, průzkum, přednáška, balíky SCORM, slovník, testy, wiki, workshop, úkol

System Moodle je v současnosti nejrozšířenějším Open Source systém pro výuku za podpory komunikačních a informačních technologií na vysokých školách v České republice, ale nejen na nich. K tomuto stavu přispívá největším podílem fakt, že Moodle je systém poskytován uživatelům zdarma.

6. PRAKTICKÁ ČÁST

6.1 Úvod do problematiky

Smyslem praktické části bakalářské práce je tvorba studijních materiálů, které budou k dispozici studentům 1. ročníku Fakulty chemické na Vysokém učení technickém v Brně od akademického roku 2008/09. Studijní materiály jsou vypracovány formou nápověd k již existujícím testům z anorganické chemie. Testovací verze testů je v systému Moodle, zatímco cvičná verze, která obsahuje i nápovědy je volně dostupná na webových stránkách FCH VUT v Brně, konkrétně na osobních stránkách RNDr. Lukáše Richtery, Ph.D. (<http://www.fch.vutbr.cz/home/richtera>). S těmito testy přicházejí do styku povinně studenti v rámci předmětu Praktikum z anorganické chemie II.

Testy mají za úkol prověřit vědomosti studentů z problematik, se kterými přicházejí do styku během dvanácti praktických cvičení v laboratoři. Studenti jsou pomocí testů prozkoušeni, zda jsou k práci v laboratoři dostatečně připraveni a vědí o možných nebezpečích, která mohou nastat špatnou manipulací s často nebezpečnými chemikáliemi.

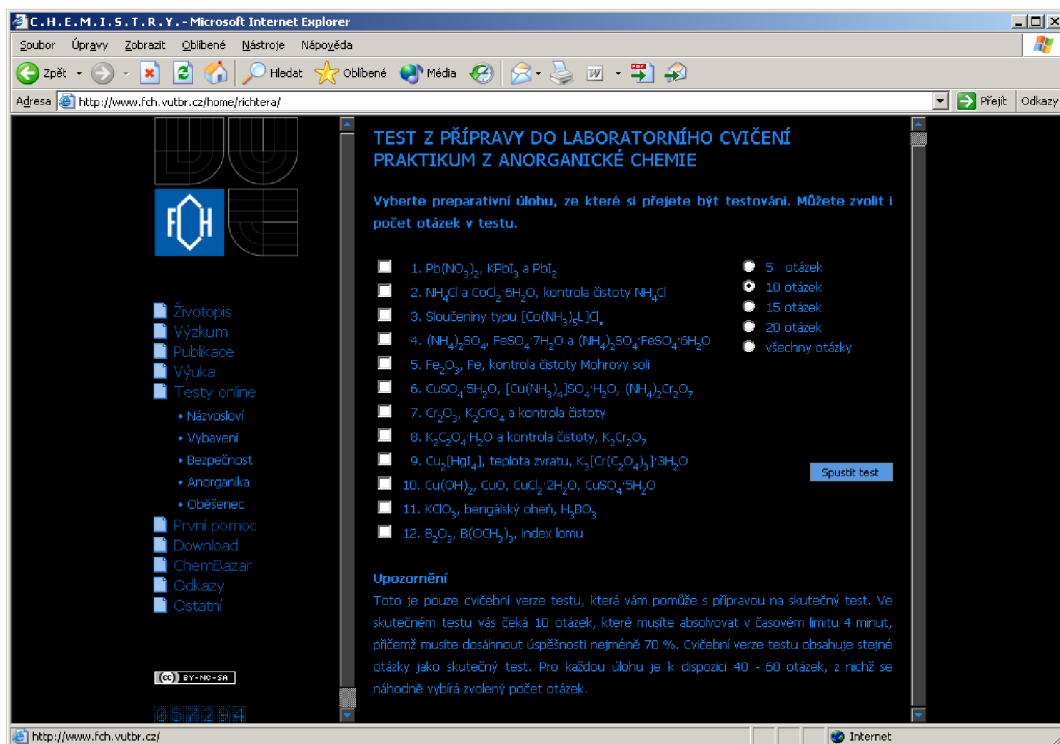
Vytvořené nápovědy slouží jako rozšiřující výukový materiál, který dává studentům možnost si nastudovat základní, logické a nezbytné informace k dané problematice. Nápověda je, pokud to otázka umožňuje, doplněna obrázky pro snazší vizuální zapamatování. Nápovědy obsahují také seznam literatury, ze které byl text nápovědy čerpán a slouží studentům jako vodítko, kde si mohou o řešené problematice více nastudovat. Nápovědy jsou psány za účelem poskytnout v textu o přijatelné délce maximum informací a vystihnout podstatu problematiky.

Tištěná verze bakalářské práce obsahuje jen vybrané ukázky vypracovaných nápověd. Zbylé nápovědy jsou, pro značnou rozsáhlost, přiloženy k bakalářské práci na přenosném mediu.

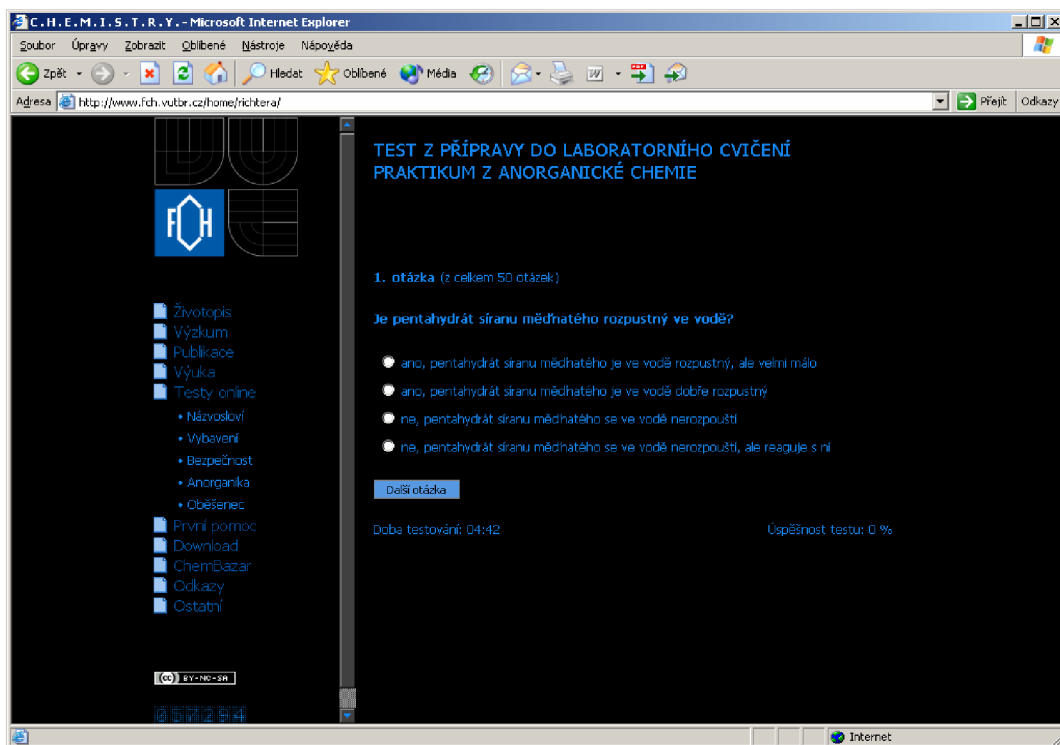
Nápovědy k testům z anorganické chemie byly prezentovány na Konferenci o elektronické podpoře výuky SCO 2008 pořádané Masarykovou univerzitou v Brně v červnu 2008.

6.2 Prostředí webu

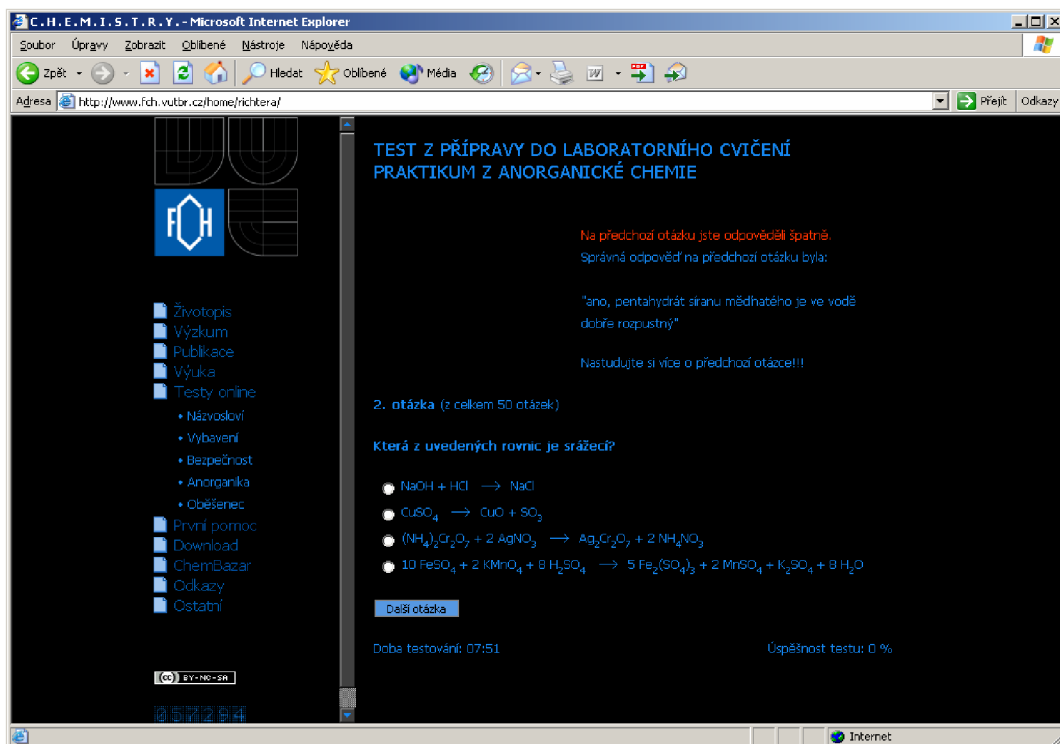
Verze testů přístupná na webových stránkách FCH VUT v Brně slouží jako testovací verze. Studenti mohou formou cvičných testů studovat jednotlivé problematiky před absolvováním testu v systému Moodle. Z cvičných testů nejsou vedeny záznamy. Studenti tak mohou prostřednictvím testů a nápověd studovat podle potřeby a dosažené výsledky nejsou nikde prezentovány. Další výhodou je, že cvičná verze testů nevyžaduje připojení k internetu. Procvičování a osvojování si problematiky pomocí testů a nápověd lze provádět v offline režimu. Testy tak mohou být umístěny např. na přenosném disku nebo mediu. V systému Moodle jsou nakonec prověřeny vědomosti týkající se problematiky. Student musí být při plnění testu v Moodle připojen na kompetentním počítači. Test je ochráněn heslem a po odeslání odpovědi je okamžitě vyhodnocen a student obodován.



Obr. 1- Nabídka okruhů a počtu otázek, Volba Spuštění testu



Obr. 2- Otázka s nabídnutými možnostmi odpovědi

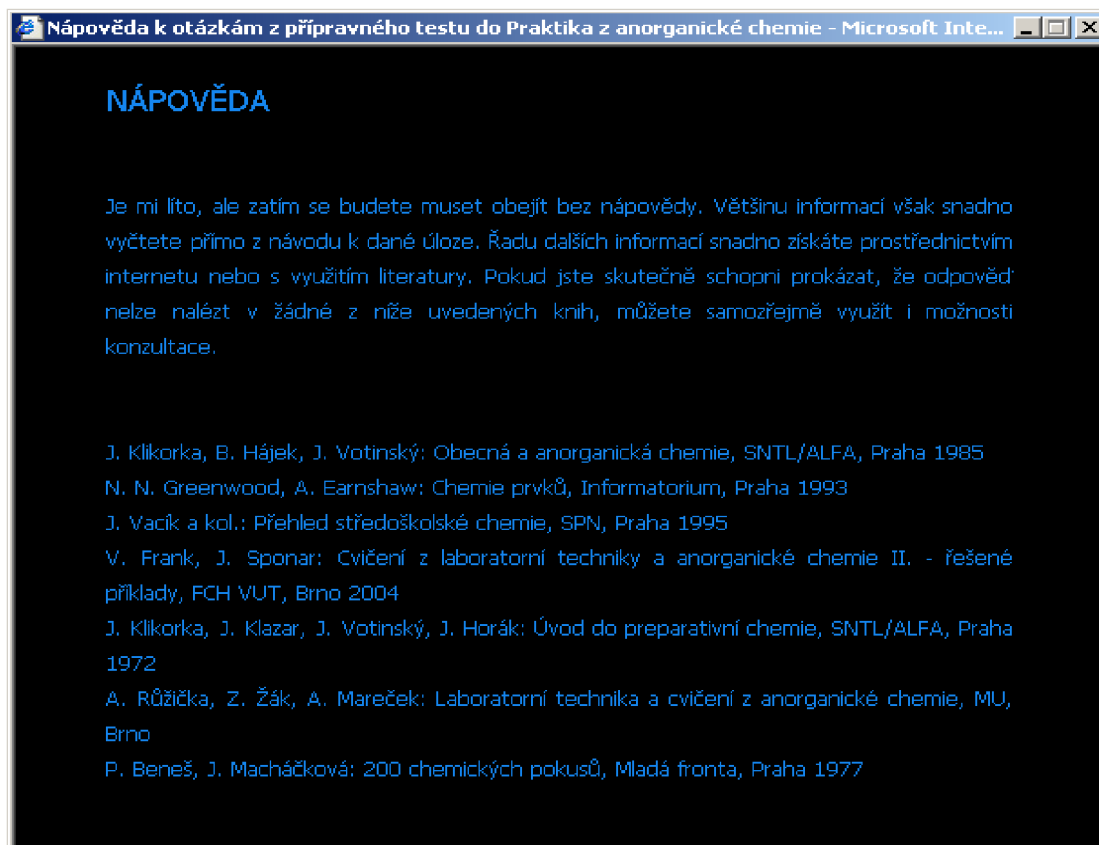


Obr. 3- Zvolení špatné odpovědi

Testy z přípravy do laboratorního cvičení Praktikum z anorganické chemie II jsou situovány v sekci *Anorganika*. Po vstupu do této sekce se zobrazí seznam dvanácti úloh, z nichž lze vybrat úlohu zaměřenou na problematiku, která nás zajímá. Dále se návštěvníkovi stránek nabízí výběr počtu otázek. Po výběru okruhu otázek a jejich počtu lze zvolit *Spustit test* (viz. Obr. 1).

Po spuštění testu se zobrazí konkrétní otázka a čtyři možnosti pro odpověď, z nichž pouze jedna je správná (viz. Obr. 2). Po zvolení odpovědi a stisknutí volby *Další otázka* se zobrazí, zda bylo na otázku odpovězeno správně nebo špatně. V případě špatné odpovědi (viz. Obr. 3) se zobrazí odpověď správná a je nabídnuta možnost zvolit *Nápovědu* a nastudovat si o problematice více. Pokud je otázka zodpovězena správně, je oznámeno, že na předchozí otázku bylo odpovězeno správně, ale i přesto je možnost nastudovat nápovědu. Formát nápověd je v bakalářské práci uveden ve stávajícím stavu (viz. Obr. 4). Nápověda obsahuje vlastní text doplněný případně obrázkem a literárními zdroje.

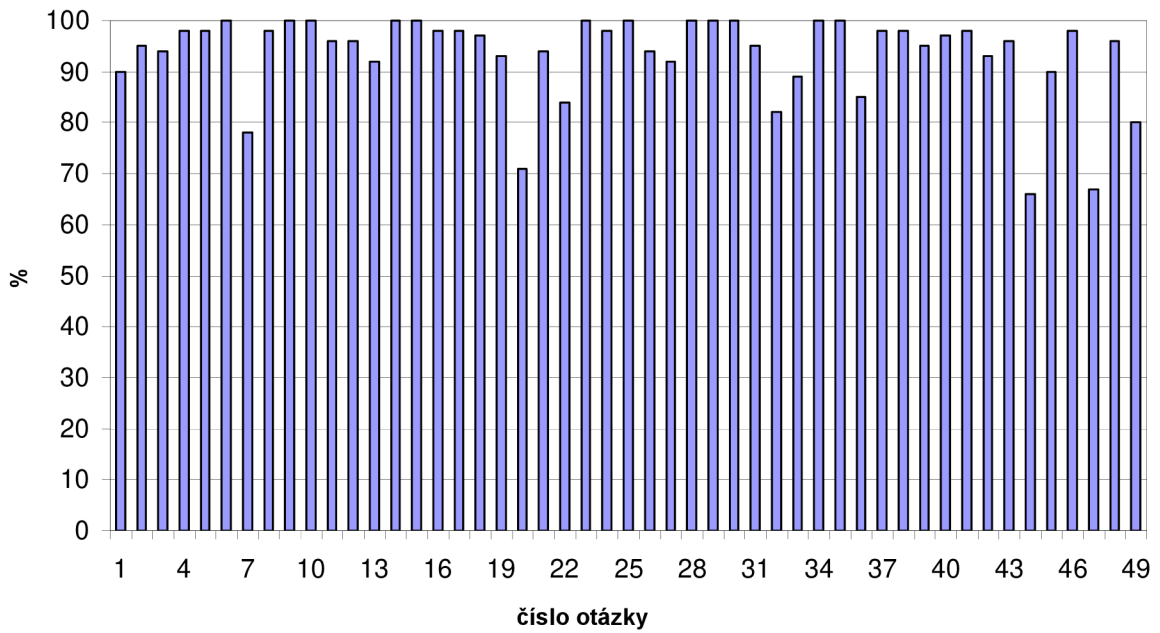
Při skládání testu v programu Moodle je doba na zhotovení testu omezena. Proto je i při procvičování na webových stránkách viditelná časomíra, která informuje, jak dlouho je test již spuštěn. Při provádění testu je člověk informován, kolik otázek test obsahuje celkem, kterou otázkou právě provádí a jaké dosáhl úspěšnosti v %.



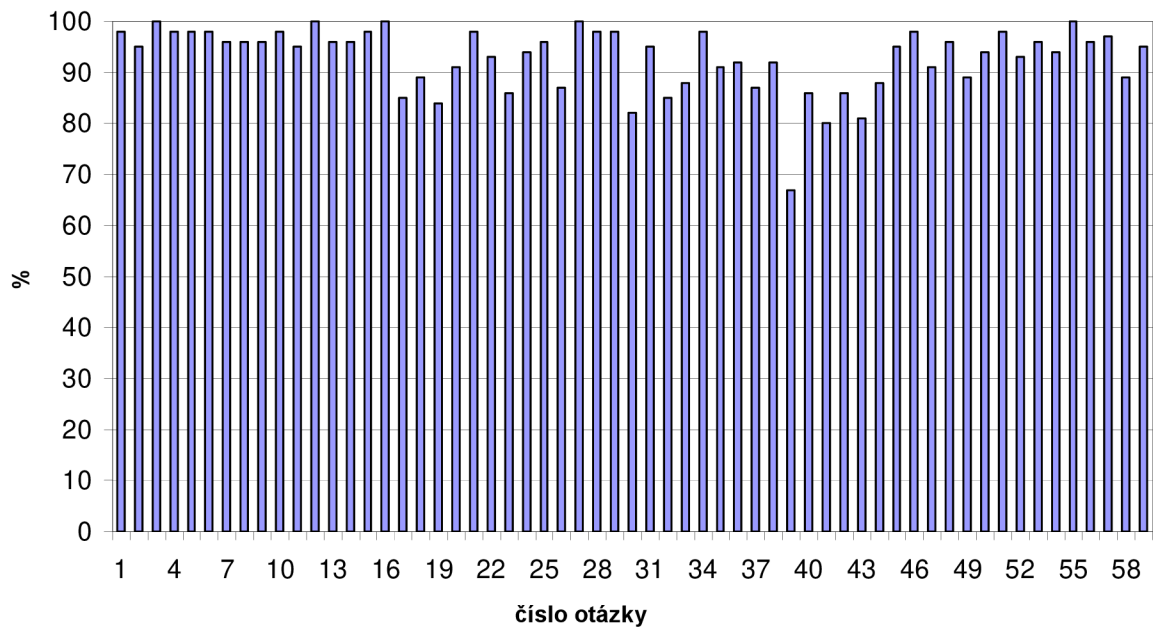
Obr. 4- Nápověda

6.2 Statistika

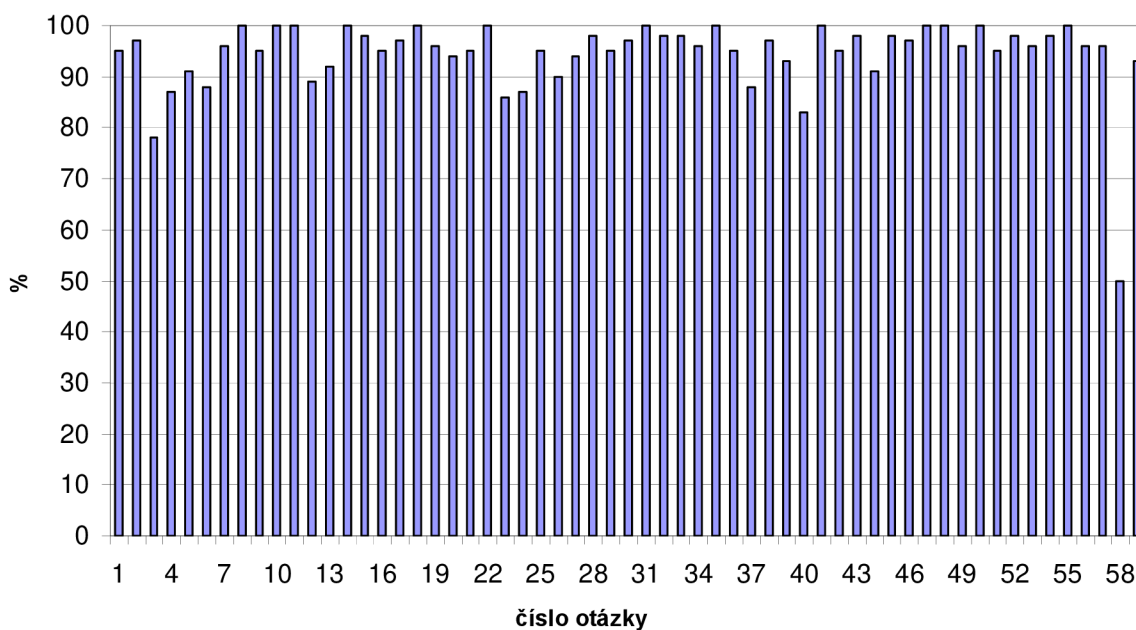
Pro zjištění úspěšnosti plnění testů v Moodle studenty 1. ročníku v akademickém roce 2007/08 mi byla k dispozici položková analýza vypracovaných testů. Analýza byla využita pro sestavení grafů a zjištění procentuální úspěšnosti odpovědí u jednotlivých otázek. Grafy obsahují počet studentů vyjádřený procenty, kteří zodpověděli danou otázku správně. Tato analýza mi dopomohla k určení otázek, které studentům činily největší problémy a mít možnost se při tvorbě nápověd se na tyto otázky zaměřit. Pro názornost jsou uvedeny vybrané grafy úspěšností z úloh 1 (zaměřena na problematiku dusičnanu olovnatého, trijodoolovnatanu draselného a jodidu draselného), úlohy 4 (zaměřena na problematiku síranu amonného, hexahydrátu síranu železnatého a Mohrovy soli) a úlohy 5 (zaměřena na problematiku oxidu železitého, železa a kontroly čistoty Mohrovy soli).



Obr. 5-Graf procentuální úspěšnost odpovědi v úloze 1



Obr. 6- Graf procentuální úspěšnosti odpovědi v úloze 4



Obr. 7- Graf procentuální úspěšnosti odpovědi v úloze 5

Vybrané grafy ukazují, že úspěšnost odpovědí je ve většině případů vyrovnaná, ale existují konkrétní otázky, které činí studentům problémy. Z grafu na Obrázku 5 je např. patrné, že s otázkou č. 7 v úloze 1 mají studenti problémy, protože správně odpovědělo pouze necelých 80 % studentů. Tato otázka je uvedena i jako příklad mezi vybranými nápovědami. Statistika ovšem ukazuje, že byly i otázky problematičtější (viz. Obr. 7- otázka č. 58). Otázka zněla Co je to meniskus? A úspěšnost byla pouhých 50 %. Právě tyto otázky byly středem zájmu při vypracovávání a cílem nápovědy je poskytnout studentům informace k jejich pochopení.

6.3 Příklady nápověd k testům z anorganické chemie

Následující kapitola obsahuje vybrané příklady nápověd, které byly vypracovány k testům z anorganické chemie. Jednotlivé nápovědy obsahují číslo úlohy a pojmenování problematiky, jíž se úloha zabývá. Dále nápověda uvádí otázku s nabídnutými čtyřmi možnostmi, z nichž správná odpověď je v tomto dokumentu řazena vždy jako možnost A na prvním místě a je graficky označena. Nápovědu tvoří samotný text, který je v případě potřeby a pokud to otázka umožňuje, doplněna obrázkem nebo vzorcem. Dále je přiložena literatura, ze které byly informace pro nápovědu získány.

Úloha 1 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{K}[\text{PbI}_3]$, PbI_2

Otázka č. 2 Je dusičnan olovnatý rozpustný ve vodě?

- ▶ A: ano, dusičnan olovnatý je ve vodě dobře rozpustný
- B: ano, ale při rozpouštění se okamžitě rozkládá
- C: ne, dusičnan olovnatý se ve vodě nerozpouští
- D: ano, ale z roztoku se vylučuje hydroxid olovnatý

Nápověda Dusičnan olovnatý $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ je ve vodě velmi dobře rozpustný. Jeho rozpustnost s rostoucí teplotou roste. Při teplotě $0\text{ }^\circ\text{C}$ je rozpustnost dusičnanu olovnatého $39,84\text{ g}$ ve 100 g vody a při teplotě $100\text{ }^\circ\text{C}$ $126,94\text{ g}$ dusičnanu olovnatého ve 100 g vody [9]. Hodnoty rozpustnosti se mohou v jednotlivých zdrojích odlišovat. Rozpustnost při $100\text{ }^\circ\text{C}$ je $133,1\text{ g}$ ve 100 g vody [7].

Literatura 7, 8, 9

Otázka č. 2 k úloze 1 byla vybrána jako názorná z otázek zaměřených na rozpustnost a vlivu teploty na rozpustnost. Cílem je informovat na závislost změny rozpustnosti při měnící se teplotě.

Úloha 1 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{K}[\text{PbI}_3]$, PbI_2

Otázka č. 7 Jak reaguje olovo s koncentrovanou kyselinou dusičnou?

- ▶ A: za vzniku dusičnanu olovnatého, oxidu dusičitého a vody
- B: za vzniku dusičnanu olovnatého, oxidu dusnatého a vody
- C: za vzniku dusitanu olovnatého, oxidu dusného a vody
- D: za vzniku dusitanu olovičitého, oxidu dusitého a vody

Nápověda Olovo reaguje s koncentrovanou kyselinou dusičnou podle rovnice $\text{Pb} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Koncentrovaná kyselina dusičná má silné oxidační účinky, proto vzniká oxid dusíku, ve kterém je dusík, pro oxidy, v nejvyšším možném oxidačním stupni. Se zředěnou kyselinou dusičnou vzniká pouze oxid dusnatý. Nevzniká oxid olovičitý, protože ten je v kyselém prostředí ještě silnější oxidační činidlo než kyselina dusičná.

Literatura 5

Otázka č. 7 k úloze 1 byla vybrána jako ukázka otázek zaměřených na reakci kovů s kyselinami a vlivem koncentrace kyseliny na průběh reakce. Uvedení otázky také podpořila položková analýza (viz. výše), protože úspěšnost při této otázce činila pouze 80 %.

Úloha 1 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{K}[\text{PbI}_3]$, PbI_2

Otázka č. 21 Jak vysvětlíte změnu zbarvení z hnědočervené na bezbarvou při kondenzaci oxidu dusičitého?

- ▶ A: dochází ke kondenzaci na bezbarvý dimer
- B: není to pravda, ke změně zbarvení vůbec nedochází
- C: oxid dusičitý se rozkládá na oxid dusnatý
- D: důvodem je vznik atomárního dusíku

Nápověda Dochází ke kondenzaci na bezbarvý dimer podle rovnice $2 \text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$. Při nízkých teplotách je molekula tvořena převážně dimerní kapalnou formou N_2O_4 . S rostoucí teplotou je molekula tvořena více plynnou monomerní formou NO_2 .

Literatura 8

Otázka č. 21 k úloze 1 byla vybrána jako ukázka otázek zaměřených na problematiku vizuálních změn látek v důsledku podmínek a vnějších vlivů.

Úloha 2 NH_4Cl , $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ a kontrola čistoty NH_4Cl

Otázka č. 17 Jakým způsobem stanovujeme čistotu chloridu amonného?

- ▶ A: argentometrickou titrací
- B: rentgenovou difrakcí
- C: elementární analýzou
- D: stanovením teploty tání

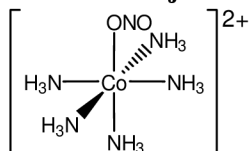
Nápověda Chlorid amonný se stanovuje argentometrickou titrací podle Mohra. Princip argentometrické titrace je ve vzniku málo rozpustných stříbrných solí, konkrétně bílé sraženiny AgCl a červenohnědé sraženiny Ag_2CrO_4 . Jako odměrný roztok se používá AgNO_3 a jako indikátor CrO_4^{2-} .

Literatura 7, 16

Otázka č. 17 k úloze 2 byla vybrána jako ukázka otázek zaměřených na kontrolu čistoty daných látek. Nápověda poskytuje základní informace z oboru analytické chemie a popisuje principiálně titrace, kterých je ke stanovení čistoty použito.

Úloha 3 Sloučeniny typu $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{L}]\text{Cl}_x$

Otázka č. 20 Na obrázku je vzorec:



- ▶ A: kationtu pentaammin-nitritokobaltitého
- B: kationtu pentaammin-aquakobaltitého
- C: kationtu pentaammin-chlorokobaltitého
- D: kationtu pentaammin-nitrokobaltitého

Nápověda Na obrázku je vzorec kationtu pentaammin-nitritokobaltitého. Jedná se o komplexní ion složený z pěti neutrálních ligandů $-\text{NH}_3$ (ammin), jednoho záporného ligandu $-\text{ONO}$ (nitrito) a centrálního atomu kobaltu v oxidačním stupni +III.

Literatura 7

Otázka č. 20 k úloze 3 byla vybrána jako ukázka otázek se zaměřením na názvosloví sloučenin a jejich popisu.

Úloha 4 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ a $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Otázka č. 30 Kolik gramů plynného síranu amonného ($M_r = 130$) vznikne z $22,4 \text{ dm}^3$ amoniaku za normálních podmínek?

- ▶ A: vznikne 65 g síranu amonného
- B: vznikne 130 g síranu amonného
- C: vznikne 260 g síranu amonného
- D: ze zadaných údajů nelze určit

Nápověda Reakce vzniku síranu amonného je popsána rovnicí $2 \text{ NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Za normálních podmínek 1 mol plynu má vždy objem $22,4 \text{ dm}^3$. To znamená, že reaguje 1 mol amoniaku, ze kterého vznikne 0,5 molu síranu amonného, což je patrné z poměru látkových množství (viz. rovnice). Z jednoho molu amoniaku by vzniklo 130 g plynného síranu, z 0,5 molu tedy vznikne polovina, 65 g síranu amonného.

Literatura Zdroj není uveden, protože se jedná o výpočetní příklad

Otázka č. 30 k úloze 4 byla vybrána jako ukázka otázek zaměřených na výpočty. Otázka má pomoci, jak logicky určit přibližnou navážku a množství vznikající látky.

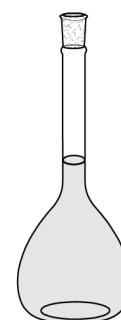
Úloha 5 Fe_2O_3 , Fe, kontrola čistoty Mohrovy soli

Otázka č. 53 Co to znamená, když máme navážku soli kvantitativně převést do odměrné baňky?

- ▶ A: znamená to, že je třeba velmi pečlivě spláchnout z lodičky i z nálevky veškerou stanovovanou látku tak, aby se dostala do odměrné baňky
- B: znamená to, že je třeba velmi pečlivě opláchnout veškerou látku, která ulpěla na použité lodičce a nálevce tak, aby se nedostala do odměrné baňky
- C: znamená to zcela běžný postup, kdy není třeba zvýšené pečlivosti neboť malá množství stanovované pevné látky nehrají při stanovení žádnou významnou roli
- D: znamená to, že máme pokud možno všechnu látku nasypat pomocí kornoutku z filtračního papíru do odměrné baňky

Nápověda

Znamená to, že je třeba velmi pečlivě spláchnout z lodičky i z nálevky veškerou stanovovanou látku tak, aby se dostala do odměrné baňky (viz. obrázek). Odměrná baňka je laboratorní pomůcka ze skla, která má ryskou přesně stanoven objem. Proto se používá pro přípravu roztoků o „přesné“ koncentraci a je nutné dbát na velkou přesnost. Přesnou koncentraci připraveného roztoku určíme titrací roztokem o známé přesné koncentraci.



Literatura 2

Otázka č. 53 k úloze 5 byla vybrána jako ukázka otázek zaměřených na konkrétní práci a manipulaci s chemikáliemi v laboratoři. Otázka je doplněna obrázkem laboratorního vybavení, které se k danému úkonu používá

Úloha 6 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Otázka č. 1 Co je to modrá skalice?

- ▶ A: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- B: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- C: $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- D: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Nápověda Modrá skalice je triviální název pro pentahydrát síranu měďnatého. Vzorec soli je $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Bezvodý síran měďnatý je bílá krystalická látka, která přijímáním vody modrá a vzniká hydrát.



Literatura 27

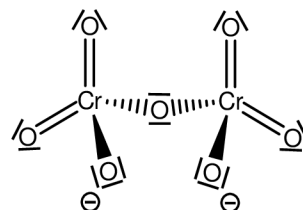
Otázka č. 1 k úloze 6 byla vybrána jako ukázka otázek týkajících se triviálních názvů některých sloučenin a jejich tvar. Nápověda je doplněna o názorný obrázek pro snazší vizuální zapamatování.

Úloha 7 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Otázka č. 30 Jak lze popsat prostorovou strukturu dichromanového aniontu?

- ▶ A: tvar $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ si lze představit jako útvar vzniklý ze dvou tetraedrů se společným vrcholem, v němž leží můstkový atom kyslíku
- B: tvar $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ si lze představit jako útvar vzniklý ze dvou oktaedrů se společným vrcholem, v němž leží můstkový atom kyslíku
- C: tvar $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ si lze představit jako útvar vzniklý ze dvou trigonálních pyramid se společnou hranou, v níž leží oba atomy chromu
- D: tvar $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ si lze představit jako útvar vzniklý ze dvou tetraedrů se společnou stěnou, v níž leží tři atomy kyslíku

Nápověda Dichromanový anion je tvořen dvěma tetraedry CrO_4 , které mají společný vrchol, v němž je atom kyslíku. Vazebný úhel Cr-O-Cr má velikost 126° . Preferování tetraedrické koordinace před oktaedrickou lze u dichromanového anionu přisoudit malému poloměru Cr^{VI} . Tetraedrická koordinace také usnadňuje tvorbu dvojných vazeb mezi Cr a O, kterými se omezuje možnost společného sdílení kyslíkových atomů.



Literatura 8

Otázka č. 30 k úloze 7 byla vybrána jako ukázka otázek zaměřených na prostorovou strukturu sloučenin a iontů. Nápověda je doplněna názorným vzorcem pro snazší vizuální zapamatování.

Úloha 8 $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ a kontrola čistoty, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Otázka č. 24 Proč je třeba maximální opatrnosti při práci s krystalickým dichromanem?

- ▶ A: dichromany jsou velmi toxické a prokázaně karcinogenní látky, je třeba zamezit vdechování jejich prachu a potřísnění pokožky jejich roztoky
- B: dichromany jsou velmi nebezpečné, protože je lze přivést k explozi i nepatrným mechanickým impulsem
- C: dichromany mohou při nadýchání způsobit edém plic a krvácení do mozku
- D: dichromany jsou velmi nebezpečné oxidanty, které ve styku s organickou látkou okamžitě prudce vzplanou

Nápověda Dichromany jsou prokázaně karcinogenní látky toxické při jakémkoli způsobu vnitřního podání i styku s pokožkou. Dichromany jsou oxidující látky s leptajícími účinky.



Literatura 46

Otázka č. 24 k úloze 8 byla vybrána jako ukázka otázek zaměřených na nebezpečí při práci s určitými chemikáliemi a čemu se při práci s nimi vyvarovat. Dále jsou v nápovědě uvedeny rizikové vlastnosti těchto látek a jejich nepříznivé vlivy na člověka a prostředí. Nebezpečnost látek je doložena výstražnými piktogramy jako vizuální doplněk nápovědy.

7. ZÁVĚR

Práce je zaměřena na problematiku elektronického vzdělávání, které je v dnešní době nedílnou součástí vzdělávacího procesu na vysokých školách a nejen na nich. Pro elektronické vzdělávání se ujal zkrácený název e-learning. Díky neustálému vývoji e-learningu se doposud neujednotila definice tohoto pojmu, ale obecně lze e-learning popsat jako způsob výuky podporovaný multimediálními a komunikačními technologiemi. Přestože má e-learning, kromě řady výhod, i nevýhody, tak se všeobecně ujímá a postupně se rozšiřuje do vysokých škol v České republice. Pro podporu, rozšíření a objevení dalších přívrženců elektronického vzdělávání je v České republice pořádána řada konferencí, na nichž jsou prezentovány příspěvky týkající se e-learningu. Jednou z nich je např. konference SCO pořádána Masarykovou univerzitou, kde byla prezentována i tato práce pod názvem Tvorba nápověd k testům z anorganické chemie.

Tvorba nápověd k testům z anorganické chemie je podstatou praktické části bakalářské práce. Vypracované nápovědy mají splňovat úlohu studijního materiálu převážně pro studenty 1. ročníku Chemické fakulty VUT v Brně, ale nejen pro ně. Testy a tím i nápovědy mohou díky veřejnému přístupu na internetu sloužit jako vzdělávací materiál v oboru anorganické chemie komukoli. Nápovědy jsou zaměřeny na dílčí problematiky, se kterými se setkávají studenti 1. ročníku v rámci předmětu Praktikum z anorganické chemie II. Problematiky jsou členěny do 12 úloh a testy slouží jako studijní materiál z připravenosti k práci v laboratoři anorganické chemie. Nápovědy slouží jako rozšiřující studijní materiál, který si mohou studenti nastudovat ve fázi přípravy do laboratoří. Nápovědy studenty seznamují s problematikami, kterými jsou např. názvosloví anorganických sloučenin, průběh chemických reakcí, struktura a vlastnosti anorganických sloučenin, rizika při práci s nebezpečnými chemikáliemi a také s problematikami výpočtového charakteru (rozpuštnost látek, výpočet množství látky pro přípravu anorganických sloučenin atd.) Věřím, že vytvořené nápovědy poslouží účelu, s jakým byly vypracovány a budou nedílnou součástí studijních materiálů do laboratorních praktik z anorganické chemie na Chemické fakultě VUT v Brně.

8. LITERATURA

Literární zdroje jsou citovány zvláště pro teoretickou a praktickou část proto, aby uvedená literatura v praktické části odpovídala literatuře uváděné u nápověd na CD.

Zdroje citovány v teoretické části:

1. Korviny P.: *Moodle (nejen) na OPF*. OPF 2005
2. Kopecký K.: *Základy e-learningu*. Net University s.r.o., UP v Olomouci, 2005
3. Wagner J.: *Nebojme se eLearningu*. Česká škola, 2005
4. Virtuální Ostravská univerzita, 2005
5. Nocar D., Hoblíková I., Snášelová L., Všetulová M.: *E-learning v distančním vzdělávání*. 1. vydání, UP v Olomouci, Olomouc 2004
6. Weiter M.: *E-learning a využití eLearningových technologií při výuce fyzikálního praktika*. VUT v Brně, Brno 2004
7. Kopecký K.: <<http://www.net-university.cz/standardy.php>>
8. World Wide Web Consortium: *w3c*[online]. 2008, last modified 25th of March 2008 [cit. 5.5.2008]. Dostupné z: <<http://www.w3.org>>
9. Květoň K., *sborník příspěvků ze semináře Belcom '04: e-learning v české a slovenské republice*, s. 19, ČVUT v Praze, 2004 republice, s. 19, ČVUT v Praze, 2004
10. Weiter M.: *Moodle na VUT, průvodce pro začínající uživatele*. Verze 1.0., Brno 2006

Zdroje citovány v praktické části:

1. Klikorka J., Hájek B., Votinský J.: *Obecná a anorganická chemie*. 2. nezměněné vydání, SNTL, Praha 1989
2. Kábelová B., Pilátová I., Hanáková Z.: *Laboratorní technika II*. 1. vydání, VUT Brno, VUTIUM, Brno 1999
3. Greenwood N. N., Earnshaw A.: *Chemistry of the Elements*. 2nd edition, ELSEVIER, University of Leeds, U.K., 1997
4. Jursík F.: *Anorganická chemie nekovů*. 1. vydání, VŠCHT v Praze, Praha 2001
5. Jursík F.: *Anorganická chemie kovů*. 1. vydání, VŠCHT v Praze, Praha 2001
6. Toužín J.: *Stručný přehled chemie prvků*. 1. vydání, MU v Brně, Brno 2001
7. Pilátová I., Kábelová B., Richtera L.: *Praktikum z anorganické chemie*. 1. vydání, VUT v Brně, Brno 2006
8. Greenwood N. N., Earnshaw A.: *Chemie prvků*. INFORMATORIUM, Praha 1993
9. Březina F., Mollin J., Pastorek R., Šindelář Z.: *Chemické tabulky anorganických sloučenin*. SNTL, Praha 1986
10. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Chemical and other safety information, Nitric oxide*[online]. 2006, last modified 26th of October 2006 [cit. 1.3.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/NI/nitric_oxide.html>
11. Wikipedia: *Xantoproteinová reakce*[online]. 2008, poslední revize 15.1.2008 [cit. 1.3.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Xantoproteinov%C3%A1_reakce>

12. Wikipedia: *Bilkovina*[online]. 2008, poslední revize 14.2.2008 [cit. 1.3.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/B%C3%Adlkovina>>
13. Wikipedia: *Kyselina dusičná*[online]. 2008, poslední revize 13.10.2007 [cit. 1.3.2008]. Dostupný z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_dusi%C4%8Dn%C3%A1>
14. Wikipedia: *Aceton*[online]. 2008, poslední revize 13.1.2008 [cit. 10.3.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Aceton>>
15. Wikipedia: *Ethery*[online]. 2008, poslední revize 19.12.2007 [cit. 10.3.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Ethery>>
16. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Srážecí titrace*. studijní materiály pdf
17. The free dictionary by Farlex: *Salmiac*[online]. 2008, poslední revize neuvěděna [cit. 10.3.2008]. Dostupné z: <<http://encyclopedia.thefreedictionary.com/Salmiac>>
18. Wikipedia: *Chlorid amonný*[online]. 2008, poslední revize 25.11.2007 [cit. 10.3.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_amonn%C3%BD>
19. Koloidní stříbro[online], poslední revize 22.3.2007 [cit. 25.4.2008]. Dostupné z: <<http://www.strebro.com>>
20. Dusičnan stříbrný[online], poslední revize 21.4.2008 [cit. 25.4.2008]. Dostupné z: <<http://www.eurochem.cz>>
21. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Hydrogen peroxide*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 30.4.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/HY/hydrogen_peroxide_30pc.html>
22. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Ammonium hydroxide*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 30.4.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/AM/ammonium_hydroxide.html>
23. Wikipedia: *Ethanol*[online]. 2008, poslední revize 1.4.2008 [cit. 1.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Ethanol>>
24. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Ethyl alcohol*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 1.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/ET/ethyl_alcohol.html>
25. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Ammonium carbonate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 8.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/AM/ammonium_carbonate.html>
26. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Ammonium bicarbonate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 8.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/AM/ammonium_bicarbonate.html>
27. Wikipedia: *Síran železnatý*[online]. 2008, poslední revize 18.3.2008 [cit. 8.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%ADran_%C5%BEeleznat%C3%BD>
28. Wikipedia: *Skalice*[online]. 2008, poslední revize 8.2.2008 [cit. 8.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Skalice>>
29. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Gravimetrie*, studijní materiály .pdf
30. Leccos: *Síran barnatý*[online]. 2008, poslední revize 14.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupný z: <http://leccos.hu.cz/index.php/clanky/siran_barnaty>
31. Wikipedia: *Baryum*[online]. 2008, poslední revize 23.2.2008.[cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Baryum>>

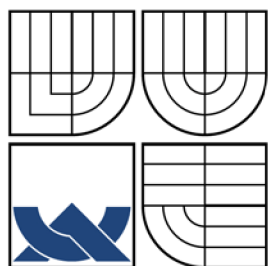
32. Seznam encyklopedie: *Železo*[online]. 2008, poslední revize 5.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://encyklopedie.seznam.cz/heslo/184013-zelezo>>
33. Seznam encyklopedie: *Dekantace*[online]. 2008, poslední revize 16.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://encyklopedie.seznam.cz/heslo/34913-dekantace>>
34. Wikipedia: *Termit*[online]. 2008, poslední revize 15.4.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <[http://cs.wikipedia.org/wiki/Termit_\(chemie\)](http://cs.wikipedia.org/wiki/Termit_(chemie))>
35. Wikipedia: *Aluminotermická reakce*[online]. 2008, poslední revize 12.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Aluminotermie>>
36. Wikipedia: *Železo*[online]. 2008, poslední revize 10.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/%C5%Bdelezo>>
37. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Oxidačně-redukční reakce*, studijní materiály .pdf
38. Wikipedia: *Bod ekvivalence*[online]. 2008, poslední revize 29.11.2007 [cit. 11.5.2008]. Dostupný z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Bod_ekvivalence>
39. Hlaváč J.: *Základy technologie silikátů*. 2. vydání upravené, SNTL, Praha / Bratislava 1988
40. Velebil D.: *Geologie, mineralogie, dolování minerálů*[online]. 2008, poslední revize 12.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupný z: <<http://www.velebil.net/clanky/pestovani-kryystalu/modra-skalice>>
41. Wikipedia: *Síran měďnatý*[online]. 2008, poslední revize 25.4.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%ADran_m%C4%9B%C4%8Fnat%C3%BD>
42. Wikipedia: *Konverze*[online]. 2008, poslední revize 13.4.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Konverze>>
43. Kacík J., Barthová J., Pacák J., Strauch B., Svobodová M., Zemánek F.: *Přehled středoškolské chemie*. 2. vydání, SPN Praha, 1999
44. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Srážecí reakce*, studijní materiály .pdf
45. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Potassium chromate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 13.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/PO/potassium_chromate.html>
46. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Potassium dichromate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 13.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/PO/potassium_dichromate.html>
47. Wikipedia: *Chroman draselný*[online]. 2008, poslední revize 9.5.2008 [cit. 15.5.2008]. Dostupný z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Chroman_draseln%C3%BD.JPG>
48. Smetak1: *Dějiny alkoholu*[online]. 2007, poslední revize 20.4.2008 [cit. 15.5.2008]. Dostupné z: <http://dejinyalkoholu.blogspot.com/2007_12_01_archive.html>
49. Mangl, O.: *Ondřej Mangl/Galerie*[online]. 2007, poslední revize 13.11.2007 [cit. 19.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Wikipedista:Ond%C5%99ej_Mangl/galerie>
50. Polysacharidy[online]. 2007, poslední revize 3.10.2007 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <<http://www.biotox.cz/naturstoff/chemie/ch-sach-poly.html>>
51. Wikipedia: *Škrob*[online]. 2008, poslední revize 13-5-2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/%C5%A0krob>>

52. ABZ slovník cizích slov: *Klatrát*[online]. 2007, poslední revize 3.10.2007 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <<http://slovník-cizich-slov.abz.cz/web.php/slovo/klatrat>>
53. Wikipedia: *Jod*[online]. 2008, poslední revize 23.12.2007 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Jod_pevny.jpg>
54. Wikipedia: *Kyselina šťavelová*[online]. 2008, poslední revize 7.5.2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_%C5%A1%C5%A5avelov%C3%A1>
55. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Oxalic acid*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/OX/oxalic_acid.html>
56. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Oxalic acid dihydrate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/OX/oxalic_acid_dihydrate.html>
57. ABZ slovník cizích slov: *Inkongruence*[online]. 2008, poslední revize 21.3.2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <<http://slovník-cizich-slov.abz.cz/web.php/slovo/inkongruence>>
58. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Oxidačně-redukční titrace*. Studijní materiál .pdf
59. Ecosond: *Žihání*[online]. 2008, poslední revize 19.4.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <<http://www.ecosond.cz/slovník-zihani.html>>
60. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Copper II chloride*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/CO/copper_II_chloride.html>
61. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Mercury II chloride*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/ME/mercury_II_chloride.html>
62. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Sulfur dioxide*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/SU/sulfur_dioxide.html>
63. Wikipedia: *Parts per million*[online]. 2008, poslední revize 14.5.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Ppm>>
64. Wikipedia: *Oxid siřičitý*[online]. 2008, poslední revize 7.5.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_si%C5%99i%C4%8Dit%C3%BD>
65. ABZ slovník cizích slov: *Termokolor*[online]. 2008, poslední revize 17.4.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <<http://slovník-cizich-slov.abz.cz/web.php/slovo/termokolor>>
66. Wikipedia: *Koordinační číslo*[online]. 2008, poslední revize 11.1.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Koordina%C4%8Dn%C3%AD_%C4%8D%C3%ADslo>
67. Wikipedia: *Dehydratace*[online]. 2008, poslední revize 9.5.2008 [22.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Dehydratace>>
68. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Cooper II sulfate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit.22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/CO/copper_II_sulfate.html>
69. Wikipedia: *Kyselina chlorovodíková*[online]. 2008, poslední revize 19.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_chlorovod%C3%ADkov%C3%A1>

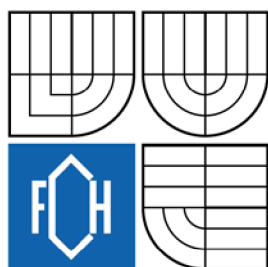
70. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Hydrochloric acid*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/HY/hydrochloric_acid.html>
71. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Sodium chloride*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/SO/sodium_chloride.html>
72. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Potassium chlorate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/PO/potassium_chlorate.html>
73. Wikipedia: *Sacharóza*[online]. 2008, poslední revize 20.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Sachar%C3%B3za>>
74. Wikipedia: *Disociační konstanta*[online]. 2008, poslední revize 17.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Disocia%C4%8Dn%C3%AD_konstanta>
75. Wikipedia: *Disociace*[online]. 2008, poslední revize 21.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Disociace>>
76. Wikipedia: *Kyselina boritá*[online]. 2008, poslední revize 11.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_borit%C3%A1>
77. ABZ slovník cizích slov: *Hygroskopie*[online]. 2008, poslední revize 21.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <<http://slovník-cizich-slov.abz.cz/web.php/slovo/hygroskopie>>
78. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Methyl alcohol*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/ME/methyl_alcohol.html>
79. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Trimethyl borate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/TR/trimethyl_borate.html>
80. Wikipedia: *Index lomu*[online]. 2008, poslední revize 16.4.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Index_lomu>

9. SEZNAM ZKRATEK

LMS (Learning Management System)	system řízeného vzdělávání kladoucí důraz na administrativní nástroje a technické doplňky
WBT (Web Based Training)	vzdělávání podporováno počítačem
CBT (Computer Based Training)	vzdělávání podporováno počítačem
HTML (Hypertext Markup Language)	jeden z prvních používaných standardů
XHTML	standard vyšší úrovně než HTML pracující s rozšířitelným značkovacím jazykem XML
XML (Extensible Markup Language)	obecný jazyk pro vytváření dokumentů obsahující alespoň částečně strukturovaná data
AICC (Aviation Industry CBT Committee)	jeden z prvních standardů organizace Aviation Industry CBT Committee
SCORM (Sharable Content Object Reference Model)	standard umožňující kvalitní vícerozměrnou interoperabilitu postavenou na jazyce XML
IBM (International Business Machines Corporation)	přední světová společnost v oboru informačních technologií
LCMS (Learning Content Management System)	Nástupce LMS systémů věnující větší pozornost na vzdělávací obsah
VLE (Virtual Learning Environment)	softwarový systém navržený pro podporu vzdělávání
CLE (Collaboration and Learning Environment software)	volně dostupný Sakai systém vyvinut řadou světových organizací
EU	Evropská unie
PC (Personal Computer)	osobní počítač
MOODLE (Modular Object-Oriented Dynamic Learning Environment)	software sloužící pro správu webových stránek a podporu výuky



VYSOKÉ UČENÍ TECHNICKÉ V BRNĚ
BRNO UNIVERSITY OF TECHNOLOGY



FAKULTA CHEMICKÁ
ÚSTAV CHEMIE MATERIÁLŮ

FACULTY OF CHEMISTRY
INSTITUTE OF MATERIALS SCIENCE

NÁPOVĚDA K TESTŮM Z ANORGANICKÉ CHEMIE TVORBA E-LEARNINGOVÝCH STUDIJNÍCH MATERIÁLŮ

HINTS FOR INORGANIC CHEMISTRY TESTS
E-LEARNING STUDY MATERIALS PROCESSING

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE
BACHELOR'S THESIS

AUTOR PRÁCE
AUTHOR

RADEK STRAKA

VEDOUCÍ PRÁCE
SUPERVISOR

RNDr. LUKÁŠ RICHTERA, Ph.D.

BRNO 2008

NÁPOVĚDY K TESTŮM Z ANORGANICKÉ CHEMIE

Seznam testů:

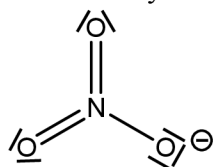
1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{K}[\text{PbI}_3]$ a PbI_2
2. NH_4Cl a $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, kontrola čistoty NH_4Cl
3. Sloučeniny typu $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{L}]\text{Cl}_x$
4. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ a $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
5. Fe_2O_3 , Fe , kontrola čistoty Mohrovy soli
6. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
7. Cr_2O_3 , K_2CrO_4 a kontrola čistoty
8. $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ a kontrola čistoty, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
9. $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$, teplota zvratu, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
10. $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuO , $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
11. KClO_3 , bengálský oheň, H_3BO_3
12. B_2O_3 , $\text{B}(\text{OCH}_3)_3$, index lomu

Nápořvědy jsou řazeny vzestupně od úlohy 1 po úlohu 12 jako jeden dokument. Každá nápořvěda je označena způsobem **číslo testu / číslo otázky** (např. 1/001). Nápořvěda obsahuje vlastní text, který je případně doplněn obrázky nebo vzorci sloučenin. Dále je u nápořvěd uvedena zdrojová literatura (pokud se nejedná o otázku početního nebo názvoslovného rázu) číslována podle seznamu, který je uveden na konci souboru.

1/001

Jaký vzhled a barvu má dusičnan olovnatý?

Dusičnan olovnatý je bezbarvá krystalická látka. Dusičnanový anion má planární strukturu. Délka vazby N-O je 127 pm.



Zdroj: literatura č. 7, 8

1/002

Je dusičnan olovnatý rozpustný ve vodě?

Dusičnan olovnatý, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ je ve vodě velmi dobře rozpustný. Jeho rozpustnost s rostoucí teplotou roste. Při teplotě 0 °C je rozpustnost dusičnanu olovnatého 39,84 g ve 100g vody a při teplotě 100 °C 126,94 g dusičnanu olovnatého ve 100 g vody [9]. Hodnoty rozpustnosti se mohou v jednotlivých zdrojích odlišovat. Rozpustnost při 100 °C je 133,1 g ve 100 g vody [7].

Zdroj: literatura č. 7, 8, 9

1/003

Je dusičnan olovnatý rozpustný v ethylalkoholu?

Ne, dusičnan olovnatý $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se v ethanolu nerozpouští.

Zdroj: literatura č. 8, 9

1/004

Proč nelze přesně určit teplotu tání dusičnanu olovnatého (tabelovaná hodnota t.t. 450-470 °C)?

Při zahřívání nad 350 °C se dusičnan olovnatý rozkládá za vzniku PbO , NO_2 a O_2 podle rovnice $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + 2 \text{NO}_2 + 1/2 \text{O}_2$. Termická stálost solí oxokyselin (i dusičnanů) je závislá na bazicitě kovu. S rostoucí atomovou hmotností kovu teplota tání roste.

Zdroj: literatura č. 8

1/005

K čemu využijete v této úloze aparaturu, kterou vidíte na obrázku?

Aparatura obsahuje zpětný chladič, varnou baňku a kahan, jímž směs v baňce zahříváme. Při práci s kahanem se pracuje s otevřeným ohněm. Aparatura musí tudíž obsahovat nehořlavé látky. V této úloze aparatura slouží pro výrobu $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ale obecně se používá při reakci kapalné látky s látkou většinou tuhou.



Zdroj: literatura č. 7

1/006

Za jakých podmínek dochází k rozkladu dusičnanu olovnatého na PbO , NO_2 a O_2 ?

Ke vzniku PbO , NO_2 a O_2 dochází při zahřívání nad 400 °C. Rozklad dusičnanu olovnatého popisuje rovnice $2 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + 2 \text{PbO} + \text{O}_2$.

Zdroj: literatur č. 8

1/007

Jak reaguje olovo s koncentrovanou kyselinou dusičnou?

Olovo reaguje s koncentrovanou kyselinou dusičnou podle rovnice $\text{Pb} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Koncentrovaná kyselina dusičná má silné oxidační účinky, proto vzniká oxid dusíku, ve kterém je dusík, pro oxidy, v nejvyšším možném oxidačním stupni. Se zředěnou kyselinou dusičnou vzniká pouze oxid dusnatý. Nevzniká oxid olovičitý, protože ten je v kyselém prostředí ještě silnější oxidační činidlo než kyselina dusičná.

Zdroj: literatura č. 5

1/008

Při reakci olova s koncentrovanou kyselinou dusičnou nevzniká:

Při reakci olova s koncentrovanou kyselinou dusičnou nevzniká sulfid olovnatý, protože se v žádné sloučenině nevyskytuje síra. Reakci olova s koncentrovanou kyselinou dusičnou popisuje rovnice $\text{Pb} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Jedná se o iontovou reakci. Sulfid olovnatý lze v laboratoři připravit srážením sulfanem z okyselených vodných roztoků olova.

Zdroj: literatura č. 5, 8

1/009

Jak se projevují silné oxidační účinky kyseliny dusičné při reakci s kovy?

Kyselina dusičná reaguje i s ušlechtilými kovy. Ve zředěných roztocích je kyselina dusičná silně disociována a při reakci s kovy se chová jako typická silná kyselina. Silné roztoky napadají většinu kovů, méně koncentrované roztoky povrch kovů pasivují. Spolu s kyselinou chlorovodíkovou tvoří tzv. lučavku královskou, která rozpouští i zlato a platinové kovy. Kyselina dusičná se dále ve světě používá také jako oxidovadlo raketových paliv.

Zdroj: literatura č. 8

1/010

Reaguje kyselina dusičná podobně jako s olovem i s jinými kovy?

Ano, podobně reaguje např. s mědí a stříbrem. Reakci koncentrované kyseliny dusičné s mědí popisuje rovnice $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Koncentrovaná kyselina dusičná tyto kovy oxiduje, při reakci se zředěnou kyselinou se tvoří na povrchu film oxidu daného kovu.

Zdroj: literatura č. 8

1/011

Co je to pasivace kovů kyselinou?

Pasivace kovů kyselinou je tvorba vrstvy oxidu kovu na povrchu kovu, která zabraňuje další reakci s kyselinou. Schopnost pasivovat kovy má např. zředěná kyselina dusičná, která pasivuje např. Al, Fe, Cr, Cu.

Zdroj: literatura č. 8

1/012

Proč železo nereaguje s kyselinou dusičnou?

Protože se železo pasivuje. Kyselina dusičná je významné oxidační činidlo schopné oxidovat kovy (s výjimkou některých ušlechtilých kovů) i nekovy. Produktem její redukce jsou vždy, v závislosti na koncentraci, NO nebo NO₂.

Zdroj: literatura č. 4

1/013

Je pravda, že se vzrůstající teplotou klesá rozpustnost dusičnanu olovnatého ve vodě?

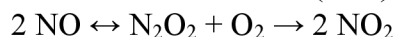
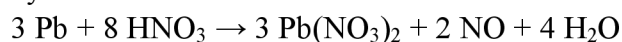
Ne. Dusičnan olovnatý je ve vodě dobře rozpustná látka a se vzrůstající teplotou roste i rozpustnost. Při teplotě 0 °C je rozpustnost dusičnanu olovnatého 39,84 g ve 100 g vody a při teplotě 100 °C 126,94 g dusičnanu olovnatého ve 100 g vody.

Zdroj: literatura č. 4, 9

1/014

Proč musíme reakci olova s kyselinou dusičnou provádět v digestoři?

Reakci olova se zředěnou kyselinou dusičnou provádíme v digestoři, protože při reakci vzniká oxid dusnatý, který je při inhalaci jedovatý. Oxid dusnatý navíc působením molekulového kyslíku oxiduje na oxid dusičitý, který je také velmi toxický. Reakci olova s koncentrovanou kyselinou dusičnou a oxidací oxidu dusnatého na oxid dusičitý popisují rovnice:



Zdroj: literatura č. 7, 8

1/015

Proč olovo před reakcí s kyselinou dusičnou rozklepáváme na tenké plíšky?

V úloze dochází k úplnému rozpuštění olova, proto granule rozklepáváme, aby docházelo ke styku olova a kyseliny dusičné na co největším povrchu a rozpuštění tak bylo urychleno.

1/016

Jaký vzhled a vlastnosti má olovo?

Olovo je modrošedý, nízkotavitelný, tažný a kujný měkký kov lesklý na řezu. Je velmi těžký, a toxický. Olovo a jeho sloučeniny působí chronické otravy, hromadí se v kostech, játrech a ledvinách. Ve sloučeninách se vyskytuje v oxidačních stavech Pb²⁺ a Pb⁴⁺.

Zdroj: literatura č. 8

1/017

Je olovo pro člověka nebezpečné?

Ano, olovo a jeho sloučeniny působí chronické otravy, hromadí se v kostech, játrech a ledvinách. Při vdechnutí jsou nebezpečné i nepatrné stopy olova. Při práci v laboratoři se veškeré zbytky olovnatých sloučenin slévají do sběrných lahví.

Zdroj: literatura č. 4

1/018

Proč nevytlváme filtrát po $Pb(NO_3)_2$ do odpadu, ale do označené lahve?

Protože kontaminace životního prostředí olovem je nežádoucí a olovnaté sloučeniny jsou škodlivé jak člověku, tak životnímu prostředí. Olovo a jeho sloučeniny působí chronické otravy, hromadí se v kostech, játrech a ledvinách. Při vdechnutí jsou nebezpečné i nepatrné stopy olova. Z hlediska životního prostředí je olovo velmi toxické pro vodní organismy.

1/019

Jakou barvu má oxid dusnatý?

Oxid dusnatý, NO, je bezbarvý, monomerní plyn.

Zdroj: literatura č. 8

1/020

Jak je možné, že při reakci olova s kyselinou dusičnou pozorujeme vznik hnědočervených dýmů, když vznikajícím plynem je bezbarvý oxid?

Při reakci olova se zředěnou kyselinou dusičnou vzniká bezbarvý oxid dusnatý. Oxid dusnatý ovšem okamžitě oxiduje působením kyslíku na hnědý oxid dusičitý.

zdroj: literatura č. 8

1/021

Jak vysvětlíte změnu zbarvení z hnědočervené na bezbarvou při kondenzaci oxidu dusičitého?

Dochází ke kondenzaci na bezbarvý dimer podle rovnice $2 NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$. Při nízkých teplotách je molekula tvořena převážně dimerní kapalnou formou N_2O_4 . S rostoucí teplotou je molekula tvořena více plynnou monomerní formou NO_2 .

zdroj: literatura č. 8

1/022

Jak vysvětlíte změnu zbarvení z hnědočervené na bezbarvou při kondenzaci oxidu dusičitého?

Důvodem je kondenzace oxidu dusičitého na dimer podle rovnice reakce $2 NO_2 \rightarrow N_2O_4$. Dimerní forma je bezbarvá kapalina stálá při nižších teplotách. S rostoucí teplotou je molekula oxidu více tvořena monomerní plynnou formou.

Zdroj: literatura č. 8

1/023

Proč pokožka potřísněná kyselinou dusičnou zežloutne?

Kyselina dusičná sráží bílkoviny (xanthoproteinová reakce). Poleptání se projevuje charakteristickým zežloutnutím zasažených míst. Při styku s pokožkou dochází k nitraci aromatického jádra aminokyseliny za vzniku žlutých nitrosloučenin.

Zdroj: literatura č. 11, 12, 13

1/024

K čemu dochází při reakci kyseliny dusičné s bílkovinami?

Dochází k tzv. xantoproteinové reakci, která je používaná pro důkaz bílkovin. Bílkovina se smísí s kyselinou dusičnou a zahřívá se k bodu varu. Po zahřátí vzniká žluté zbarvení. Název pochází z řeckého slova xantos - žlutý. Při styku s pokožkou dochází k nitraci aromatického jádra aminokyseliny za vzniku žlutých nitrosloučenin.

Zdroj: literatura č. 11, 12, 13

1/025

Podle jaké rovnice probíhá vznik dusičnanu olovnatého v této úloze?

Vznik dusičnanu olovnatého v této úloze popisuje rovnice $3 \text{Pb} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$. Dusičnan olovnatý se připravuje rozvařením olovnatých plíšků v kyselině dusičné.

Zdroj: literatura č. 7

1/026

Odhadněte, kolik gramů olova je potřeba na přípravu 5 g dusičnanu olovnatého, jestliže uvažujete $A_r(\text{Pb}) = 210$, $M_r(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 330$.

Příprava dusičnanu olovnatého reakcí olova se zředěnou kyselinou dusičnou popisuje rovnice $3 \text{Pb} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$. Olovo a dusičnan olovnatý jsou ve stechiometrickém poměru 1:1. Pro přípravu 330 g dusičnanu olovnatého je tedy zapotřebí 210 g olova. Při zachování poměru a z výpočtu trojčlenkou vyplývá, že pro přípravu 5 g dusičnanu olovnatého je zapotřebí asi 3 g olova, přesně 3,18 g.

1/027

Jakou barvu má plynný oxid dusičitý?

NO_2 , oxid dusičitý, je hnědý, paramagnetický plyn.

Zdroj: literatura č. 8

1/028

Sloučeninu se vzorcem $K[\text{PbI}_3] \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ správně nazýváme:

Sloučenina se nazývá dihydrát trijodoolovnatanu draselného. Dihydrát trijodoolovnatanu draselného je látka světležluté barvy. Reakcí s vodou se komplex rozpadá za vzniku jodidu olovnatého.

Zdroj: literatura č. 7

1/029

Vzorec dihydrátu trijodolovnatanu draselného je:

Dihydrát trijodolovnatanu draselného má vzorec $K[PbI_3] \cdot 2 H_2O$. Jedná se o látku světležluté barvy a reakcí s vodou se rozpadá za vzniku jodidu olovnatého.

Zdroj: literatura č. 7

1/030

Co je to dehydratace?

Dehydratace znamená odnímání vody nebo-li sušení. K sušení se v laboratoři používají zařízení, např. sušárny, exsikátory, infralampy atd. Dehydrataci lze také provádět tzv. sušidly, jimiž jsou hygroskopické látky, např. $CaCl_2$, $CuSO_4$, které tvoří hydráty. Jiná sušidla dehydratují látky chemickou reakcí, např. P_4O_{10} , CaO . Poslední skupinou jsou látky, které poutají vodu fyzikální adsorcí (silikagely, molekulová síta, Al_2O_3).

Zdroj: literatura č. 2

1/031

Jak se liší dehydratace od dehydrogenace?

Dehydratace je ztráta vody (voda= latinsky hydros) a dehydrogenace je ztráta vodíku (vodík= latinsky hydrogenium).

1/032

Jakým způsobem lze získat bezvodý $K[PbI_3]$?

Bezvodého trijodolovnatanu draselného dosáhneme srážením roztoku $K[PbI_3] \cdot 2H_2O$ v acetonu diethyletherem. Dihydrát trijodolovnatanu draselného je rozpustný v acetonu a dochází k odštěpení vody. V diethyletheru je dihydrát nerozpustný, proto dochází k jeho vysrážení. Aceton i diethylether jsou běžná organická rozpouštědla. Aceton patří mezi karbonylové sloučeniny, konkrétně se jedná o keton. Diethylether patří do skupiny etherů.

Zdroj: literatura č. 14, 15

1/033

Jakou barvu má bezvodý $K[PbI_3]$?

Bezvodý trijodidolovnatan draselný vzniká srážením dihydrátu této látky v acetonu diethyletherem za odštěpování vody. Podstata látky se nemění, proto je i bezvodý trijodolovnatan draselný světležlutá látka.

1/034

Jak se nazývá zařízení na obrázku?

Zařízení se nazývá exsikátor. Exsikátor je z tlustostěnného skla a dá se vzduchotěsně uzavřít, některé typy i vakuovat. Slouží pro sušení látek. Exsikátor je rozdělen na horní a dolní část, přičemž do dolní části exsikátoru se vkládá sušící látka. Pro dokonalé uzavření exsikátoru se plochy dotyku zpravidla natírají vazelinou a otevírání exsikátoru se provádí posouváním horní části.

Zdroj: literatura č. 2

1/035

Zařízení na obrázku lze použít:

Zařízení se nazývá exsikátor a slouží pro vysoušení látek nebo k jejich uchování v suché atmosféře. Exsikátor je rozdělen na horní a dolní část, přičemž do dolní části exsikátoru se vkládá sušící látka.

Zdroj: literatura č. 2

1/036

Co vzniká při reakci bezvodého $K[PbI_3]$ s vodou?

Reakcí trijodolovnatanu draselného s vodou vzniká jodid olovnatý. Vznik jodidu olovnatého popisuje rovnice $K[PbI_3] \rightarrow PbI_2 + KI$. Jodid olovnatý, stejně jako další halogenidy olovnaté, je ve vodě rozpustný velmi málo. Při 100 °C se ve 100 g vody rozpouští pouze 4,70 g $PbBr_2$, 3,30 g $PbCl_2$ a 0,46 g PbI_2 .

Zdroj: literatura č. 7, 9

1/037

K čemu se běžně v laboratoři používá bezvodý chlorid vápenatý?

Bezvodý chlorid vápenatý se používá jako sušidlo. Je to hygroskopická látka, která látku vysušuje a sama tvoří hydrát. Sušidla lze rozdělit podle způsobu vázání vody na:

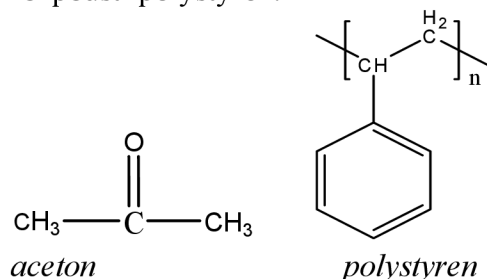
- hygroskopické látky vytvářející při sušení hydráty (sušidla tohoto typu jsou např. KOH, $CaCl_2$, $CuSO_4$ aj.)
- látky odstraňující vodu z látek chemickou reakcí (např. CaO, P_4O_{10} aj.)
- látky poutající vodu fyzikální adsorpcí (Al_2O_3 , silikagel a molekulová síta)

Zdroj: literatura č. 2

1/038

Proč nelze při filtraci acetonového roztoku použít polystyrenovou vodní vývěvu?

Polystyrenovou vývěvu nelze pro filtraci acetonového roztoku použít, protože aceton rozpouští polystyren.



Zdroj: literatura č. 14

1/039

Jaká je rozpustnost PbI_2 ve studené a v teplé vodě?

Rozpustnost PbI_2 je obecně velmi nízká a s rostoucí teplotou mírně roste. Při $0\text{ }^\circ\text{C}$ má rozpustnost hodnotu 44 mg ve 100 g H_2O , při $100\text{ }^\circ\text{C}$ 460 mg ve 100 g H_2O . PbI_2 je velmi stabilní látka s teplotou varu $400\text{ }^\circ\text{C}$ a teprve při $860\text{--}900\text{ }^\circ\text{C}$ se rozkládá.

Zdroj: literatura č. 8, 9

1/040

Jaký vzhled má PbI_2 ?

PbI_2 tvoří oranžověžluté krystalky s hexagonální vrstevnatou mřížkou. Jedná se o velmi stabilní látku. Teplota varu má hodnotu $400\text{ }^\circ\text{C}$ a rozkládá se při teplotě $860\text{--}900\text{ }^\circ\text{C}$. Jodid olovnatý je fotovodivá látka, která se rozkládá při ozáření zeleným světlem ($\lambda_{\text{max}} = 494,9\text{ nm}$).

Zdroj: literatura č. 8

1/041

Který z halogenidů olovnatých je nejméně rozpustný?

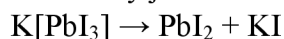
Nejméně rozpustný je jodid olovnatý. Rozpustnost PbF_2 při $20\text{ }^\circ\text{C}$ je 64 mg ve 100 g. Chloridu olovnatého se rozpustí při $20\text{ }^\circ\text{C}$ 990 mg na 100 g vody, bromidu olovnatého 870 mg ve 100 g vody a jodidu olovnatého pouze 70 mg ve 100 g při $0\text{ }^\circ\text{C}$.

Zdroj: literatura č. 8, 9

1/042

Bezvodý $\text{K}[\text{PbI}_3]$ je citlivým reagens na vlhkost. Jak se tato vlastnost projevuje?

Tato vlastnost se projevuje vznikem žlutého PbI_2 . Trijodoolovnatán draselný reakcí s vodou dává žlutý jodid olovnatý.



Zdroj: literatura č. 7

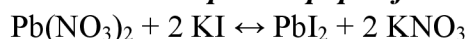
1/043

Jaký je princip efektního pokusu nazývaného někdy jako zlatý déšť, alchymistův podvod nebo zlato z vody?

Principem pokusu je, že oranžověžluté krystalky PbI_2 se vylučují z chladnoucího nasyceného roztoku. To souvisí s rozpustností jodidu olovnatého. Při klesající teplotě roztoku klesá i rozpustnost (410 mg ve 100 cm^3 při $100\text{ }^\circ\text{C}$, 44mg ve 100 cm^3 při $0\text{ }^\circ\text{C}$), tudíž je-li roztok nasycen při $100\text{ }^\circ\text{C}$, obsahuje 410 mg jodidu, který se při snižování teploty vody vylučuje z roztoku.

1/044

Která rovnice správně popisuje reakci jodidu draselného s dusičnanem olovnatým?



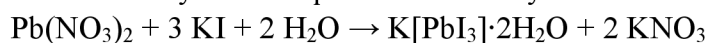
Reakce je typu podvojně záměny, nebo-li konverze, metateze. Při této reakci se mění pouze poloha iontů.

Zdroj: literatura č. 1

1/045

Která rovnice popisuje přípravu dihydrátu trijodolovnatanu draselného v této úloze?

$K[PbI_3] \cdot 2H_2O$ vzniká reakcí dusičnanu olovnatého s jodidem olovnatým ve vodném prostředí. Jedná se o hydrát komplexní sloučeniny. Je to světležlutá krystalická látka citlivá na vodu.



Zdroj: literatura č. 7

1/046

Jak reaguje olovo se zředěnou kyselinou dusičnou?

Zředěná kyselina dusičná je silně disociována na ionty a reakcí s olovem vzniká dusičnan olovnatý, oxid dusný a voda. Reakci olova se zředěnou kyselinou dusičnou popisuje rovnice $3 Pb + 8 HNO_3 \rightarrow 3 Pb(NO_3)_2 + 2 NO + 4 H_2O$. Jedná se o redoxní rovnici, kdy se projevují silné oxidační účinky kyseliny dusičná na olovo (reaguje i s ušlechtilými kovy).

Zdroj: literatura č. 7, 8

1/047

Která rovnice popisuje termický rozkladu dusičnanu olovnatého?

Dusičnan olovnatý se termicky rozkládá při zahřívání nad $400\text{ }^\circ\text{C}$. Rozklad popisuje rovnice $2 Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2 PbO + 4 NO_2 + O_2$

zdroj: literatura č. 8

1/048

Odhadněte, kolik gramů olova beze zbytku zreaguje se 120,0 g 50% kyseliny dusičné;

$A_r(Pb) = 210$, $M_r(HNO_3) = 60$.

Reakci olova s kyselinou dusičnou popisuje rovnice $3 Pb + 8 HNO_3 \rightarrow 3 Pb(NO_3)_2 + 2 NO + 4 H_2O$. Olovo s kyselinou dusičnou reaguje ve stechiometrickém poměru 3:8. Z hodnot molekulových hmotností vyplývá, že $210 \cdot 3 = 630$ g olova by zcela zreagovalo s $60 \cdot 8 = 480$ g kyseliny dusičné. Poměr reagujících látek je stále stejný, takže se 120 g HNO_3 by zreagovalo asi 160 g olova v případě 100 % HNO_3 . S 50 % kyselinou zcela zreaguje poloviční množství olova, tedy asi 80 g.

1/049

Jak reaguje olovo s koncentrovanou kyselinou dusičnou?

Koncentrovaná kyselina dusičná při reakci s olovem dává oxid dusičitý a zředěná pouze oxid dusnatý. Reakci olova s koncentrovanou kyselinou dusičnou popisuje rovnice:



Zdroj: literatura č. 8

2/001

Co je to salmiak?

Salmiak je chlorid amonný NH_4Cl . Historie vývoje triviálního názvu pro chlorid amonný praví, že pro amoniak se používal název sal ammoniac, z něhož byl název salmiak odvozen.

Zdroj: literatura č. 17

2/002

Vyberte, která rovnice správně popisuje reakci amoniaku a chlorovodíku:

Chlorid amonný vzniká reakcí „zředěného“ roztoku kyseliny chlorovodíkové se „zředěným“ amoniakem. Jedná se o neutralizaci. Reakci popisuje rovnice $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$. Při reakci v plynném stavu se páry NH_3 a HCl slučují za vzniku bílého dýmu jemně rozptýleného NH_4Cl , který se usazuje na nádobách.

Zdroj: literatura č. 7

2/003

Co se stane, necháme-li vedle sebe otevřené lahve s koncentrovanými roztoky amoniaku a kyseliny chlorovodíkové?

Páry NH_3 a HCl se začnou slučovat a bude vznikat bílý dým jemně rozptýleného chloridu amonného NH_4Cl , který se usazuje na nádobách. Reakci popisuje rovnice $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

Zdroj: literatura č. 7

2/004

Je chlorid amonný rozpustný ve vodě?

Ano, chlorid amonný je ve vodě dobře rozpustný. Jeho rozpustnost je asi 29,4 g ve 100 g H_2O při 0 °C, 55,2 g ve 100 g při 60 °C a při 100 °C asi 77,3 g ve 100 g H_2O .

Zdroj: literatura č. 7

2/005

Jaký vzhled má chlorid amonný?

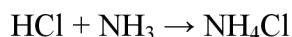
Chlorid amonný je bezbarvá krystalická polymorfní látka velmi dobře rozpustná ve vodě. Rozkládá se asi při 340 °C a taje při 520 °C. Snadno sublimuje.

Zdroj: literatura č. 7

2/006

Jak lze v laboratoři snadno a bezpečně připravit chlorid amonný?

Chlorid amonný se snadno připraví reakcí vodných roztoků amoniaku a chlorovodíku. Jedná se o neutralizační reakci a popisuje ji rovnice:



Zdroj: literatura č. 7

2/007

K čemu se v praxi používá salmiak?

Salmiak je bezbarvá krystalická látka a používá se při pájení pro čištění pájecího hrotu a pájených kontaktů a jako elektrolyt v suchých bateriových člancích. Používá se také v dýmovnicích.

Zdroj: literatura č. 17

2/008

Co je to sublimace?

Sublimace je přímý přechod látky z pevného skupenství do plynného, aniž by látka roztála. Sublimací se vyznačuje chlorid amonný, který má teplotu varu ($t_v = 340^\circ\text{C}$) nižší než teplotu tání ($t_t = 520^\circ\text{C}$).

Zdroj: literatura č. 7

2/009

Je provedení sublimace chloridu amonného snadné nebo obtížné?

Sublimace u chloridu amonného probíhá velmi snadno, protože teplota varu má podstatně nižší hodnotu než teplota tání ($t_v = 340^\circ\text{C}$, $t_t = 520^\circ\text{C}$). Sublimace je přímý přechod látky z pevného skupenství do plynného, aniž by látka roztála.

Zdroj: literatura č. 7

2/010

Jestliže smísíme roztok amoniaku a kyselinu chlorovodíkovou a vzniklý roztok reaguje slabě zásaditě, kterou látku musíme opatrně přidat, aby vznikl neutrální roztok?

Musíme přidat malé množství kyseliny. Hodnota pH se udává na stupnici 1-14.

Kyselé roztok.....pH < 7

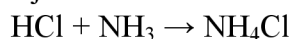
Neutrální roztok.....pH = 7

Zásaditý roztok.....pH > 7

2/011

Kolik molů chloridu amonného vznikne reakcí 1 molu plynného amoniaku a 1 molu plynného chlorovodíku?

Molární množství chlorovodíku, amoniaku a chloridu amonného je v poměru 1:1:1. Proto z jednoho molu chlorovodíku nebo amoniaku vznikne 1 mol chloridu amonného.



Zdroj: literatura č. 7

2/012

Kolik gramů chloridu amonného přibližně vznikne reakcí 1 molu plynného amoniaku a 1 molu plynného chlorovodíku, jestliže předpokládáme, že $M_r(\text{HCl}) = 36$ a $M_r(\text{NH}_3) = 17$?

Z rovnice vzniku chloridu amonného $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ vyplývá, že z 1 molu amoniaku a 1 molu chlorovodíku vzniká 1 mol chloridu amonného. Molární hmotnost chloridu amonného je rovna součtu molárních hmotností amoniaku a chlorovodíku,

$M_r(\text{NH}_4\text{Cl}) = 36 + 17 = 53$ a jeden mol chloridu amonného váží 53 g.

2/013

Kolik gramů amoniaku je třeba na přípravu 53 g salmiaku za předpokladu, že $Mr(HCl) = 36$ a $Mr(NH_3) = 17$?

Z rovnice vzniku salmiaku, $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$ vyplývá, že molární hmotnost salmiaku se rovná součtu molárních hmotností amoniaku a chlorovodíku, $Mr(NH_4Cl) = 36 + 17 = 53$. Na přípravu 53 g salmiaku je tedy potřeba 17 g amoniaku.

2/014

Při ředění koncentrovaného 30% vodného roztoku amoniaku ($\rho = 0,892 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) vodou vznikne roztok:

Ředěním daného roztoku vodou vzniká roztok o hustotě vyšší než $0,892 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ a menší než $1,000 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Voda má hustotu přibližně $1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, proto se jejím přidáváním k roztoku o nižší hustotě hustota roztoku zvyšuje, ale nikdy nepřekročí hodnotu 1, což odpovídá hustotě čisté vody.

2/015

Odhadněte kolik cm^3 20% roztoku kyseliny chlorovodíkové ($\rho = 1,1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) je třeba na přípravu 53 g chloridu amonného za předpokladu, že $Mr(HCl) = 36$ a $Mr(NH_4Cl) = 53$?

Na přípravu 53 g salmiaku bude třeba asi 160 cm^3 20% kyseliny chlorovodíkové. Při výrobě salmiaku, popsaného rovnicí $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$, je poměr látkových množství salmiaku a chlorovodíku 1:1, proto je na přípravu 53 g salmiaku potřeba 36 g chlorovodíku. Hustota udává, že v 1 cm^3 roztoku je 1,1 g chlorovodíku, 36 g HCl bude tedy obsaženo přibližně $32,5 \text{ cm}^3$ 100% roztoku. 20% roztoku musí být pětinasobek, tedy přibližně 160 cm^3 .

2/016

Odhadněte kolik gramů salmiaku vznikne reakcí 360 cm^3 20% roztoku kyseliny chlorovodíkové ($1,1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) s 100 cm^3 30% roztoku amoniaku ($0,9 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) za předpokladu, že $Mr(HCl) = 36$, $Mr(NH_3) = 17$ a $Mr(NH_4Cl) = 53$?

Kyselina chlorovodíková je v nadbytku, takže množství vzniklého salmiaku závisí na množství amoniaku vstupujícího do reakce. Hustota amoniaku udává, že 1 cm^3 obsahuje 0,9 g 100% amoniaku, takže ve 100 cm^3 obsahuje 90 g NH_3 . Ve 30% roztoku je k dispozici asi třikrát méně, přesně 27 g amoniaku. Poměr molární hmotnosti amoniaku a jeho množství je asi $2/3$ a stejný poměr platí u salmiaku, protože látková množství jsou v poměru 1:1. Vydělením molární hmotnosti tímto poměrem tedy získáme množství vzniklého salmiaku, tedy asi 85 g.

2/017

Jakým způsobem stanovujeme čistotu chloridu amonného?

Chlorid amonný se stanovuje argentometrickou titrací podle Mohra. Princip argentometrické titrace je ve vzniku málo rozpustných stříbrných solí, konkrétně bílé sraženiny $AgCl$ a červenohnědé sraženiny Ag_2CrO_4 . Jako odměrný roztok se používá $AgNO_3$ a jako indikátor CrO_4^{2-} .

Zdroj: literatura č. 7, 16

2/018

Jaký je princip stanovení chloridů dle Mohra?

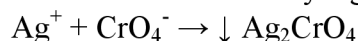
Principem stanovení chloridů dle Mohra je argentometrická titrace. Jedná se o srážecí titraci, při které vznikají málo rozpustné stříbrné soli Ag^+ . Jako činidlo se používá například AgNO_3 . Stanovení chloridů popisuje rovnice $\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl}$

Zdroj: literatura č. 7, 16

2/019

Jakým způsobem je indikován bod ekvivalence při stanovení chloridů dle Mohra?

K roztoku se přidává činidlo K_2CrO_4 a nepatrný nadbytek Ag^+ iontů je indikován vznikem červenohnědé sraženiny Ag_2CrO_4 nad sraženinou AgCl . Jedná se o srážecí titraci.

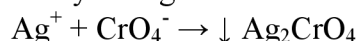


Zdroj: literatura č. 16

2/020

Jaký indikátor využíváme při argentometrickém stanovení chloridů dle Mohra?

Při indikaci chloridů dle Mohra se používá 5% roztok K_2CrO_4 , který indikuje nepatrný nadbytek Ag^+ . Bod ekvivalence je indikován tvorbou červenohnědé sraženiny Ag_2CrO_4 .

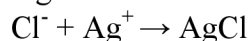


Zdroj: literatura č. 16

2/021

Je chlorid stříbrný rozpustný ve vodě?

Ne, chlorid stříbrný je v podstatě nerozpustný. Tvorba chloridu stříbrného je podstatou argentometrického stanovení chloridových iontů dle Mohra.



Zdroj: literatura č. 7, 16

2/022

Jakou barvu má roztok dusičnanu stříbrného?

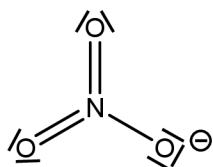
Roztok AgNO_3 je bezbarvá kapalina. Používá se jako titrační činidlo při argentometrickém stanovení chloridů dle Mohra. Princip argentometrické titrace je ve vzniku málo rozpustných stříbrných solí Ag^+ .

Zdroj: literatura č. 16

2/023

Jaký tvar zaujímá dusičnanový ion?

NO_3^- má planární strukturu, v níž atomy kyslíku leží ve vrcholech rovnostranného trojúhelníku.



zdroj: literatura č. 8

2/024

Z roztoku dusičnanu stříbrného se může po čase vylučovat jemná černá sraženina. Jaké je její složení resp. původ?

Z roztoku se vylučuje koloidní vysrážené stříbro, jehož barva je černá. Již v první polovině 18. století německý fyzik zjistil, že pomocí tohoto jevu a šablony lze zhotovit obrázek, což znamenalo první poznatky ve vývoji fotografie.

Zdroj: literatura č. 8

2/025

Jaký specifický účinek mají koloidní roztoky stříbra?

Koloidní roztok stříbra má bakteriostatický a germicidní účinek. Zabraňuje růstu mikrobů. Je bezpečné, netoxické, působí jako antibiotikum, zabíjí více než 650 patogenů, ničí houby a plísně, zabíjí parazity, pomáhá rozvoji buněk, neshromažďuje se, nedráždí sliznici, nevytváří závislost, neobsahuje volné radikály.

Zdroj: literatura č. 19

2/026

K čemu se v minulosti používal dusičnan stříbrný?

AgNO_3 se v minulosti používal k vypalování bradavic. Při styku dusičnanu draselného s bílkovinami dochází ke koagulaci, rozleptává a rozrušuje organické tkáně.

Zdroj: literatura č. 20

2/027

Bylo naváženo 10,0 g technického salmiaku a titrací v něm bylo zjištěno 3,5 g chloridů. Odhadněte procentuelní čistotu technického NH_4Cl za předpokladu, že $M_r(\text{HCl}) = 36$, $M_r(\text{NH}_3) = 17$ a $M_r(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53$?

Salmiak vzniká přímou reakcí amoniaku a chlorovodíku podle rovnice $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$. Poměr látkových množství všech látek je 1:1:1. Z hodnot molárních hmotností vyplývá, že na výrobu 53 g salmiaku je potřeba 36 g chlorovodíku. Tento poměr stále platí, takže na výrobu 10 g salmiaku je potřeba asi 6,8 g HCl. Kdyby výsledný salmiak obsahoval 6,8 g chloridů, jeho čistota by byla 100%. Obsahuje ovšem jen 3,5 g chloridů, čistota je tedy 50%.

2/028

Pro stanovení chloridů dle Mohra bylo pro titraci naváženo 6,0 g znečištěného NH_4Cl a zjištěné množství chloridů činilo 3,6 g. Kolik gramů chloridu amonného za předpokladu, že $M_r(\text{HCl}) = 36$, $M_r(\text{NH}_3) = 17$ a $M_r(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53$, vzorek obsahuje?

Poměr látek při výrobě salmiaku je 1:1:1 ($\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$). Znečištěný salmiak obsahuje 3,6 g chloridů, což je 10krát méně než je hodnota molární hmotnosti HCl, musí i vzorek obsahovat desetinu molární hmotnosti salmiaku, tedy 5,3 g.

2/029

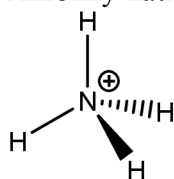
Při stanovení čistoty chloridu amonného bylo naváženo 10,0 g znečištěného NH_4Cl a bylo zjištěno, že obsahuje 8,5 g čistého NH_4Cl . Kolik procent nečistot vzorek obsahuje?

Pokud vzorek chloridu amonného má hmotnost 10 g a obsahuje 8,5 g čistého salmiaku, musí tedy obsahovat 10 g - 8,5 g nečistot, tedy 1,5 g. 10 g vzorku je 100%, 1,5 g nečistot je tedy 15%.

2/030

Jaká je struktura amonného iontu?

Amonný kation zaujímá tvar pravidelného tetraedru.



Zdroj: literatura č. 8

2/031

Jestliže při argentometrickém stanovení čistoty chloridu amonného byl zjištěný obsah chloridů nižší, než by odpovídalo teoretickému a přesto bylo stanovení provedeno bezchybně, který z uvedených důvodů je možným vysvětlením?

- A: Stanovovaný chlorid amonný nebyl řádně vysušený a obsahoval vodu.
- B: Stanovovaný chlorid amonný obsahoval větší množství chlorovodíku
- C: Při sušení chloridu amonného část chloru vytékala
- D: Při sušení chloridu amonného vytékala část amoniaku

Vliv na obsah chloridů má fakt, že chlorid amonný nebyl řádně vysušený a obsahoval vodu.

2/032

Jestliže při argentometrickém stanovení čistoty chloridu amonného byl zjištěný obsah chloridů vyšší, než by odpovídalo teoretickému a přesto byla titrace provedena bezchybně, který z uvedených důvodů je možným vysvětlením?

- A: Došlo k chybě při navažování vzorku a ve vzorku se vyskytuje v nadbytku kyselina chlorovodíková
- B: Stanovovaný chlorid amonný nebyl zcela suchý
- C: Splachování navážky do odměrné baňky nebylo kvantitativní
- D: Po navážení část chloridu amonného ještě před ředěním odsublimovala

Vliv na obsah chloridů v chloridu amonném má fakt, že došlo k chybě při navažování vzorku a vzorek obsahuje nadbytek kyseliny chlorovodíkové.

2/033

Jaký je správný vzorec hexahydrátu chloridu kobaltnatého?

Vzorec hexahydrátu chloridu kobaltnatého je $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Jedná se o sůl, jejíž podstatou není hydrát, jak tomu nasvědčuje vzorec, ale správný tvar chloridu kobaltnatého je $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$.

Zdroj: literatura č. 7

2/034

Jak bychom správně měli formulovat chlorid kobaltnatý?

Správný tvar chloridu kobaltnatého je $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$. Chlorid kobaltnatý a jeho vodný roztok ve skutečnosti obsahují komplexní kation hexaaquakobaltnatý, který je růžový a má oktaedrickou strukturu. $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

Zdroj: literatura č. 7

2/035

Jaké zbarvení má hexahydrát chloridu kobaltnatého?

$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ tvoří tmavě červené krystaly. Se změnami obsahu vody mění svou barvu.

Zdroj: literatura č. 7

2/036

Jaké zbarvení má bezvodý chlorid kobaltnatý?

Bezvodý CoCl_2 tvoří modré krystaly. Při postupné hydrataci mění svou barvu.

Zdroj: literatura č. 7

2/037

Jakou charakteristickou vlastnost má bezvodý chlorid kobaltnatý?

Bezvodý chlorid kobaltnatý je silně hygroskopický. Samotný chlorid kobaltnatý obsahuje komplexní kation hexaaquakobaltnatý $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Často se vyskytuje ve formě hydrátů.

Zdroj: literatura č. 7

2/038

K čemu se využívá barevné změny, která provází hydrataci chloridu kobaltnatého?

Přidává se do silikagelu jako indikátor vlhkosti. Bezvodý CoCl_2 tvoří modré krystaly. Dihydrát chloridu kobaltnatého je fialový a hexahydrát tvoří tmavě červené krystaly.

Zdroj: literatura č. 7

2/039

Je chlorid kobaltnatý rozpustný ve vodě?

Ano, chlorid kobaltnatý je ve vodě vysoce rozpustný. 126 g chloridu kobaltnatého se rozpustí ve 100 cm³ studené vody a asi 191 g CoCl_2 ve 100 cm³ horké vody. Chlorid kobaltnatý je rozpustný i v alkoholech.

Zdroj: literatura č. 7

2/040

Je hexahydrát chloridu kobaltnatého rozpustný ve vodě?

Ano, hexahydrát chloridu kobaltnatého je ve vodě velmi dobře rozpustný. 126 g chloridu kobaltnatého se rozpustí ve 100 cm³ studené vody a asi 191 g CoCl₂ ve 100 cm³ horké vody. Chlorid kobaltnatý je rozpustný i v alkoholech.

Zdroj: literatura č. 7

2/041

Je hexahydrát chloridu kobaltnatého rozpustný v ethanolu?

Ano, hexahydrát chloridu kobaltnatého je v ethanolu dobře rozpustný. CoCl₂·6H₂O je velmi dobře rozpustný i ve vodě. 126 g chloridu kobaltnatého se rozpustí ve 100 cm³ studené vody a asi 191 g CoCl₂ ve 100 cm³ horké vody.

Zdroj: literatura č. 7

2/042

Zásaditým uhličitanem kobaltnatým rozumíme:

CoCO₃·2Co(OH)₂·H₂O. Uhličitan kobaltnatý je nerozpustný ve vodě. V roztoku vytváří podvojně sloučeniny. Zásadité uhličitanu vznikají při srážení kobaltnaté soli roztokem alkalického uhličitanu.

2/043

Odhadněte, kolik gramů zásaditého uhličitanu kobaltnatého (Mr= 320) je třeba pro přípravu 46 g hexahydrátu chloridu kobaltnatého (Mr= 230)?

Přípravu hexahydrátu chloridu kobaltnatého ze zásaditého uhličitanu kobaltnatého popisuje rovnice CoCO₃·2Co(OH)₂·H₂O + 6 HCl + 11 H₂O → 3 CoCl₂·6H₂O + CO₂. Z jednoho molu zásaditého uhličitanu (320 g) vznikají tři moly hexahydrátu (690 g). Při zachování poměru je pro přípravu 46 g hexahydrátu zapotřebí asi 21 g zásaditého uhličitanu.

2/044

Která rovnice popisuje vzniku hexahydrátu chloridu kobaltnatého ze zásaditého uhličitanu kobaltnatého?

CoCO₃·2Co(OH)₂·H₂O + 6 HCl + 12 H₂O → 3 CoCl₂·6H₂O + CO₂. Hexahydrát chloridu kobaltnatého je tmavě červená krystalická, která vzniká rozpouštěním zásaditého uhličitanu kobaltnatého v kyselině chlorovodíkové.

Zdroj: literatura č. 7

2/045

Která rovnice popisuje přípravu zásaditého: uhličitanu kobaltnatého v této úloze?



Zásadité uhličitanu vznikají při srážení kobaltnaté soli roztokem alkalického uhličitanu ve vodném prostředí..

Zdroj: literatura č. 7

2/046

Odhadněte, kolik gramů $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ musíme navážít, jestliže máme pro reakci použít 18 g $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Předpokládejte, že $M_r(\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 290$ a $M_r(\text{Co}(\text{NO}_3)_2) = 180$.

Z hodnot molekulových hmotností vyplývá, že pro přípravu 180 g dusičnanu kobaltnatého musíme navážít 290 g hexahydrátu této soli. Jestliže máme pro reakci použít 10krát menší množství dusičnanu než je jeho molekulová hmotnost, musíme navážít i 10krát menší množství hexahydrátu dusičnanu kobaltnatého, tedy 29 g.

3/001

Proč není kationt Co^{3+} ve vodném prostředí stálý?

Ve vodném prostředí, pokud se nejedná o kyselý roztok, se vyskytuje ve formě komplexního kationu $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, který má silně oxidační účinky. Díky tomu se kation $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ve vodném roztoku rozkládá a oxiduje vodu za vývoje kyslíku.

Zdroj: literatura č. 8

3/002

Jaké koordinační okolí má atom kobaltu v komplexech typu $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{L}]\text{Cl}_x$?

Komplexní sloučeniny kobaltu typu $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{L}]\text{Cl}_x$ mají okolí atomu oktaedrické. Komplexy s amoniakem jsou dosti kineticky inertní a substituční reakce probíhají velmi pomalu. Dají se proto z hlediska kinetiky studovat konvenčními analytickými metodami. Komplexy s amoniakem mají velký význam pro svůj obrovský počet (nejrozsáhlejší studovaná skupina komplexů).

Zdroj: literatura č. 8

3/003

Jaké činidlo lze použít k oxidaci Co^{2+} na Co^{3+} v amoniakálním prostředí?

Na oxidaci kobaltnatých sloučenin na kobaltité lze použít H_2O_2 . Jako oxidační činidlo lze použít vzdušný kyslík, ale oxidace probíhá podstatně delší dobu než při použití peroxidu vodíku.

Zdroj: literatura č. 3, 8

3/004

Která rovnice popisuje oxidaci $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ pomocí peroxidu vodíku v přítomnosti amoniaku?

Oxidaci kobaltnatých solí pomocí peroxidu vodíku v přítomnosti amoniaku popisuje rovnice $2\text{Co}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + 12\text{NH}_3 \rightarrow 2[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + 2\text{OH}^-$. Jedná se o redoxní reakci, kdy peroxid funguje jako oxidační činidlo solí kobaltu. Vzniká komplexní hexaaminkobaltitý kation.

Zdroj: literatura č. 3, 8

3/005

Z jaké sloučeniny se běžně vychází při přípravě pentaammin koordinačních sloučenin Co^{3+} a proč?

Při přípravě pentaammin koordinačních sloučenin Co^{3+} se vychází z $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, který je snadno dostupný a stálý. Chloridy kobaltu jsou snadno rozpustné ve vodě a z vodných roztoků se vylučují v podobě krystalohydrátů. CoCl_2 má uplatnění jako indikátor, zda má silikagel ještě sušící účinky.

Zdroj: literatura č. 8

3/006

Jakou barvu má 30% roztok peroxidu vodíku?

30% vodný roztok H_2O_2 je bezbarvý. Vyrábí se destilací při sníženém tlaku a další nízkotlakou destilací lze získat až 85% roztok H_2O_2 .

Zdroj: literatura č. 3, 8

3/007

Na co je třeba dbát při práci s 30% roztokem peroxidu vodíku?

30% vodný roztok H_2O_2 je toxický, způsobuje poleptání a má dráždivé účinky. Je škodlivý při inhalaci, přijímání v potravě i při styku s kůží. Při styku s očima způsobuje poranění, až slepotu.

Zdroj: literatura č. 21

3/008

Jaký tvar má molekula vody?

Molekula vody má lomený tvar. V plynné fázi je vazebný úhel $104,5^\circ$ a délka vazeb $95,7\text{pm}$. V kapalně fázi je malé množství (2 až 3) sousedních molekul vody propojeno vodíkovými můstky, což je příčina dosti malé hustoty ve srovnání s jinými kapalinami tvořenými molekulami s obdobnou velikostí a hmotností.

Zdroj: literatura č. 3, 8

3/009

Jaký tvar má molekula peroxidu vodíku?

Molekula H_2O_2 je lomená a atomy neleží v rovině. Tvar molekuly je odlišný u peroxidu vodíku v pevném a plynném skupenství. V plynné fázi molekula vykazuje delší vazbu O-O a kratší vazbu O-H. Dále menší vazebný úhel O-O-H a větší vazebný úhel mezi jednotlivými rovinami, které tvoří atomy vodíku.

zdroj: literatura č. 3

3/010

Ve strukturním vzorci amoniaku:

Atom dusíku má ve valenční sféře 5 elektronů. Tři jsou využity pro σ -vazbu s vodíky a dva tvoří volný elektronový pár. Dusík je trojvazný prvek.



3/011

Jaký tvar molekula amoniaku zaujímá?

Molekula amoniaku má tvar trigonální pyramidy. Atom dusíku má ve valenční sféře 5 elektronů. Tři jsou využity pro σ -vazbu s vodíky a dva tvoří volný elektronový pár. Dusík je trojvazný prvek.



3/012

Jaké je přibližné pH koncentrovaného roztoku amoniaku?

pH koncentrovaného roztoku amoniaku je silně alkalické, blíží se hodnotě pH= 14. Amoniak, díky přítomnosti volného elektronového páru na atomu dusíku, se chová jako Lewisova báze a s kyselinami (adicí protonu) tvoří amonné soli.

Zdroj: literatura č. 4

3/013

Jaká je reakce vodného roztoku peroxidu vodíku?

Reakce vodného roztoku peroxidu vodíku je kyselá, pH je přibližně 3. Peroxid vodíku má povahu slabé kyseliny, která disocijuje, podobně jako voda, pouze do prvního stupně za vzniku hydrogenperoxidového aniontu. Ve srovnání s vodou je však kyselinou silnější.

Zdroj: literatura č. 4

3/014

Proč není vodný roztok peroxidu vodíku stabilní?

Vodný roztok peroxidu vodíku se rozkládá na vodu a kyslík. $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Oxidační stupeň $-I$ umožňuje peroxidu vodíku vystupovat jako oxidační i redukční činidlo. Rozklad peroxidu vodíku je disproportionační reakce, kyslík se oxiduje a redukuje současně.

Zdroj: literatura č. 4

3/015

Jak je možné vodný roztok peroxidu vodíku stabilizovat?

Vodný roztok peroxidu vodíku lze stabilizovat např. kyselinou sírovou nebo močovinou.

3/016

Jakých pravidel je třeba dbát při práci s koncentrovaným roztokem amoniaku?

Roztok má silně leptavé účinky. Roztok amoniaku je extrémně škodlivý při styku s očima, způsobuje vážně poškození zraku. Je toxický, škodlivý při vdechnutí a při styku s kůží. Způsobuje destrukci sliznic.

Zdroj: literatura č. 22

3/017

Je amoniak nebezpečný?

Ano, jeho roztok má silně leptavé účinky, páry mohou vážně poškodit zrak a způsobit edém plic, což je nahromadění tekutiny z krve v plicích. Je toxický, škodlivý při vdechnutí a při styku s kůží. Způsobuje destrukci sliznice.

Zdroj: literatura č. 22

3/018

Čeho se využívá při přípravě pentaamminkobaltitých sloučenin z hexaamminkobaltitého kationtu?

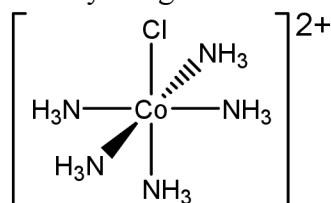
Jeden ze šesti ligandů v $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ může být snadno substituován ligandem jiným. Komplexy s amoniakem jsou jednou z nejrozšířenější skupinou komplexů právě pro variabilitu záměny ligandu amoniaku za anion nebo neutrální ligand.

Zdroj: literatura č. 8

3/019

Na obrázku je vzorec:

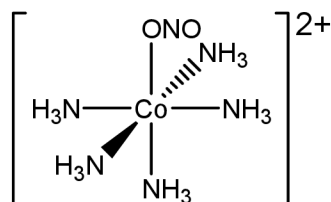
Kation pentaammin-chlorokobaltitý. Jedná se o komplexní ion složený ze šesti zaporných iontových ligandů a centrálního atomu kobaltu v oxidačním stupni +III.



3/020

Na obrázku je vzorec:

Na obrázku je vzorec kationtu pentaammin-nitritokobaltitého. Jedná se o komplexní ion složený z pěti neutrálních ligandů $-\text{NH}_3$ (ammin), jednoho záporného ligandu $-\text{ONO}$ (nitrito) a centrálního atomu kobaltu v oxidačním stupni +III.



3/021

Na obrázku je vzorec:

Kationtu pentaammin-aquakobaltitého. Jedná se o komplexní ion složený z pěti neutrálních ligandů NH_3 , jednoho neutrálního ligandu H_2O a centrálního atomu kobaltu v oxidačním stupni +III.

3/022

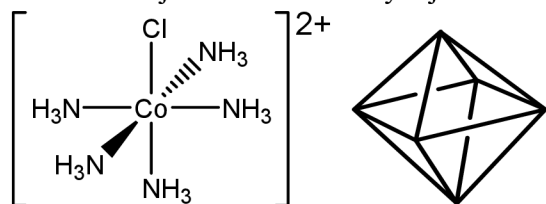
Na obrázku je vzorec:

Kationtu pentaammin-nitrokobaltitého. Jedná se o komplexní ion složený z pěti neutrálních ligandů NH₃, jednoho záporného ligandu NO₂ a centrálního atomu kobaltu v oxidačním stupni +III.

3/023

Kation [Co(NH₃)₅Cl]²⁺ zaujímá tvar:

Kation pentaammin-chlorokobaltitý zaujímá tvar oktaedru. Čtyři ligandy tvoří s centrálním atomem Co jednu rovinu a zbývající dva ligandy tvoří vrcholy oktaedru.

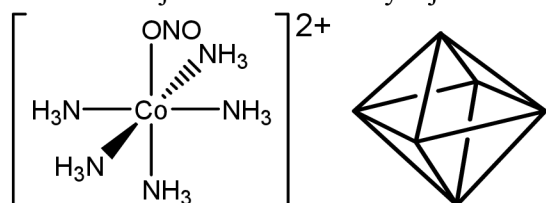


Zdroj: literatura č. 7

3/024

Kation [Co(NH₃)₅ONO]²⁺ zaujímá tvar:

Kation pentaammin-nitritokobaltitý zaujímá tvar oktaedru. Čtyři ligandy tvoří s centrálním atomem Co jednu rovinu a zbývající dva ligandy tvoří vrcholy oktaedru.

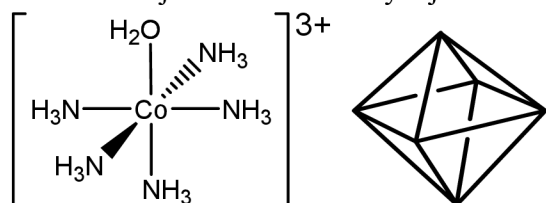


Zdroj: literatura č. 7

3/025

Kation [Co(NH₃)₅H₂O]³⁺ zaujímá tvar:

Kation pentaammin-aquakobaltitý zaujímá tvar oktaedru. Čtyři ligandy tvoří s centrálním atomem Co jednu rovinu a zbývající dva ligandy tvoří vrcholy oktaedru.

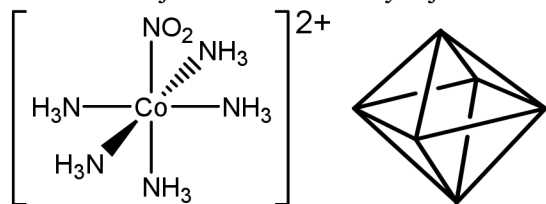


Zdroj: literatura č. 7

3/026

Kation $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]^{2+}$ zaujímá tvar:

Kation pentaammin-nitrokobaltitý zaujímá tvar oktaedru. Čtyři ligandy tvoří s centrálním atomem Co jednu rovinu a zbývající dva ligandy tvoří vrcholy oktaedru.



Zdroj: literatura č. 7

3/027

Jaký je správný název $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$?

Jde o chlorid pentaammin-chlorokobaltitý. Komplex $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ je tvořen komplexním kationtem $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$, jehož náboj je kompenzován dvěma chloridovými ionty. Komplexní kation je oktaedrický, centrálním atomem je atom kobaltu v oxidačním stavu +III, na nějž je koordinováno pět molekul amoniaku a jeden chloridový ion.

Zdroj: literatura č. 7

3/028

Jaký je správný název $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Cl}_2$?

Jde o chlorid pentaammin-nitritokobaltitý. Komplex $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Cl}_2$ je tvořen komplexním kationtem $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]^{2+}$, jehož náboj je kompenzován dvěma chloridovými ionty. Komplexní kation je oktaedrický, centrálním atomem je atom kobaltu v oxidačním stavu +III, na nějž je koordinováno pět molekul amoniaku a jeden nitritový ion.

Zdroj: literatura č. 7

3/029

Jaký je správný název $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$?

Jde o chlorid pentaammin-aquakobaltitý. Komplex $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$ je tvořen komplexním kationtem $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]^{3+}$, jehož náboj je kompenzován třemi chloridovými ionty. Komplexní kation je oktaedrický, centrálním atomem je atom kobaltu v oxidačním stavu +III, na nějž je koordinováno pět molekul amoniaku a jeden aqua ion.

Zdroj: literatura č. 7

3/030

Jaký je správný název $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Cl}_2$?

Jde o chlorid pentaammin-nitrokobaltitý. Komplex $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Cl}_2$ je tvořen komplexním kationtem $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]^{2+}$, jehož náboj je kompenzován dvěma chloridovými ionty. Komplexní kation je oktaedrický, centrálním atomem je atom kobaltu v oxidačním stavu +III, na nějž je koordinováno pět molekul amoniaku a jeden nitroniový ion.

Zdroj: literatura č. 7

3/031

Jaký vzhled má chlorid pentaammin-chlorokobaltitý $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$?

Chlorid pentaammin-chlorokobaltitý je fialověčervená krystalická látka. Kation $[Co(NH_3)_5Cl]^{2+}$ zaujímá oktaedrický tvar. Chlorid pentaammin-chlorokobaltitý patří do rozsáhlé skupiny komplexních sloučenin s amoniakem.

Zdroj: literatura č. 7, 8

3/032

Jakou barvu má chlorid pentaammin-nitritokobaltitý $[Co(NH_3)_5ONO]Cl_2$?

Chlorid pentaammin-nitritokobaltitý je oranžověskořicová krystalická látka. Kation $[Co(NH_3)_5ONO]^{2+}$ zaujímá oktaedrický tvar. Ve vodném roztoku se postupně přeměňuje na vazebný izomer chlorid pentaammin-nitrokobaltitý.

Zdroj: literatura č. 7

3/033

Jakou barvu má chlorid pentaammin-aquakobaltitý $[Co(NH_3)_5H_2O]Cl_3$?

Chlorid pentaammin-aquakobaltitý je temněčervená krystalická látka. Kation $[Co(NH_3)_5H_2O]^{3+}$ zaujímá oktaedrický tvar.

Zdroj: literatura č. 7

3/034

Jakou barvu má chlorid pentaammin-nitrokobaltitý $[Co(NH_3)_5NO_2]Cl_2$?

Chlorid pentaammin-nitrokobaltitý je okrová krystalická látka. Kation $[Co(NH_3)_5NO_2]^{2+}$ zaujímá oktaedrický tvar. Jedná se o vazebný izomer chloridu pentaammin-nitritokobaltitého, který se ve vodném prostředí mění na chlorid pentaammin-nitrokobaltitý, který je mnohem více rozpustný ve vodě než $[Co(NH_3)_5ONO]Cl_2$.

Zdroj: literatura č. 7

3/035

Jaká je rozpustnost chloridu pentaammin-chlorokobaltitého $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$?

Chlorid pentaammin-chlorokobaltitý je rozpustná ve vodě a nerozpustná v alkoholech.

Zdroj: literatura č. 7

3/036

Jaká je rozpustnost chloridu pentaammin-nitritokobaltitého $[Co(NH_3)_5ONO]Cl_2$ ve vodě?

Rozpustnost chloridu pentaammin-nitritokobaltitého ve vodě je velmi malá. Ve vodném roztoku izomeruje na chlorid pentaammin-nitrokobaltitý, jehož rozpustnost je mnohem vyšší.

Zdroj: literatura č. 7

3/037

Jaká je rozpustnost chloridu pentaammin-aquakobaltitého $[Co(NH_3)_5H_2O]Cl_3$?

Chlorid pentaammin-aquakobaltitý je látka dobře rozpustná ve vodě, ale špatně rozpustná v kyselině chlorovodíkové. Chlorid pentaammin-aquakobaltitý se rozkládá při 70°C.

Zdroj: literatura č. 7

3/038

K čemu dochází při zahřátí chloridu pentaammin-aquakobaltitého $[Co(NH_3)_5H_2O]Cl_3$ na 70 °C?

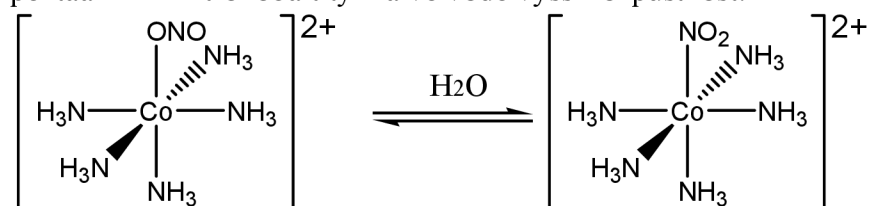
Při zahřátí chlorid pentaammin-aquakobaltitý nad teplotu 70°C dochází k jeho rozkladu.

Zdroj: literatura č. 7

3/039

Je ve vodném roztoku $[Co(NH_3)_5ONO]Cl_2$ stabilní?

Ne. Chlorid pentaammin-nitritokobaltitý je ve vodě málo rozpustný a ve vodném roztoku izomeruje na chlorid pentaammin-nitrokobaltitý, což jsou vazebné izomery a chlorid pentaammin-nitrokobaltitý má ve vodě vyšší rozpustnost.



Zdroj: literatura č. 7

3/040

Jestliže smísíme 10 cm³ zředěného roztoku amoniaku a 15 cm³ zředěné kyseliny chlorovodíkové a roztok reaguje slabě alkalicky, kterou látku musíme přidat, aby měl roztok neutrální pH?

Pokud roztok reaguje alkalicky, hodnota $pH > 7$. Musíme tedy přidat kyselinu chlorovodíkovou, aby pH nabylo hodnoty $pH = 7$. Kyselý roztok vykazuje hodnotu $pH < 7$.

3/041

Proč při reakci amoniaku s kyselinou chlorovodíkovou nepoužíváme koncentrované roztoky?

V obou případech se jedná o nebezpečné látky s leptajícími účinky. Reakce by při použití koncentrovaných roztoků probíhala příliš prudce a systém by se silně zahřival. Kyselinu chlorovodíkovou přidáváme navíc velmi pomalu, aby docházelo k plynulému srážení vznikající látky.

Zdroj: literatura č. 7

3/042

Který z uvedených vzorců přísluší ethylalkoholu?

Ethylalkohol, jinak také ethanol, má vzorec $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$. Jedná se o druhý nejnižší alkohol. Nejčastější použití ethanolu je v alkoholických nápojích, dále se používá v lékařství jako rozpouštědlo.

Zdroj: literatura č. 23

3/043

Lze ethylalkohol pojmenovat i jinak?

Ethylalkohol, jinak také ethanol, se vyrábí alkoholovým kvašením sacharidů, proto se mu také lidově říká líh nebo alkohol.

Zdroj: literatura č. 23

3/044

Hrozí při práci s ethylalkoholem nějaké nebezpečí?

Ano, ethylalkohol je vysoce hořlavý a dráždivý. Dráždí oči a pokožku. Bezpečí při inhalaci par ethanolu. Je snadno zápalný, proto je klasifikován jako hořlavina 1. třídy. Teplota vznícení u ethanolu je $366\text{ }^\circ\text{C}$.

Zdroj: literatura č. 24

3/045

Proč je třeba při práci s ethanolem vysoké opatrnosti?

S ethanolem nesmíme manipulovat v blízkosti otevřeného ohně, je vysoce hořlavý. Jedná se o hořlavinu 1. třídy s teplotou vznícení o hodnotě $366\text{ }^\circ\text{C}$. Pokud pracujeme s ethanolem, nesmí být v blízkosti žádné možné zdroje zapálení.

Zdroj: literatura č. 24

3/046

Jaký je rozdíl mezi nitro- a nitrito- izomery?

Jedná se o tzv. vazebnou izomerii, skupina nitro ($-\text{NO}_2$) se váže přes atom dusíku, skupina nitrito ($-\text{ONO}$) se váže prostřednictvím atomu kyslíku. Nitrito izomery jsou méně stabilní a mají tendenci přecházet do stabilnější formy nitro sloučenin. Vazebné izomery jsou odlišitelné infračervenou spektroskopií.

Zdroj: literatura č. 3

3/047

Jak je k atomu kobaltu koordinována skupina NO_2 a jak ONO v komplexech $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Cl}_2$ resp. v $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Cl}_2$?

Skupina NO_2 je k atomu kobaltu koordinována atomem dusíku, následujícím způsobem: Co-NO_2 a v nitrito komplexech se skupina ONO koordinuje k atomu kobaltu atomem kyslíku, následujícím způsobem: Co-O-N=O . Jedná se o vazebné izomery, z nichž nitrito izomery jsou méně stabilní a mají tendenci přecházet na izomer nitro.

Zdroj: literatura č. 3

3/048

Odhadněte, kolik gramů $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$ ($M_r = 270$) připravíme z 5,0 g $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ($M_r = 250$)?

Z poměrů molárních hmotností daných látek vidíme, že chloridu pentaammin-aquakobaltitého vznikne více než 5 g, protože poměr molárních hmotností je větší než 1. Stejný poměr bude platit u jakýchkoliv hmotností. Když tímto poměrem vynásobíme známou navážku 5 g, dostaneme přibližně 5,4 g požadované látky.

3/049

Kolik gramů $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Cl}_2$ ($M_r = 260$) připravíme ze 2,0 g $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ($M_r = 250$)?

Z poměrů molárních hmotností daných látek vidíme, že chloridu pentaammin-nitritokobaltitého vznikne více než 2 g, protože poměr molárních hmotností je větší než 1. Když tímto poměrem vynásobíme známou navážku 2 g, dostaneme přibližně 2,1 g požadovaného chloridu pentaammin-chlorokobaltitého.

3/050

Kolik gramů $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Cl}_2$ připravíme ze 3,0 g $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Cl}_2$?

Protože se jedná o izomery, mají tedy stejný sumární vzorec i molární hmotnost, tak ze 3 g chloridu pentaammin-nitrokobaltitého připravíme opět 3 g chloridu pentaammin-nitritokobaltitého v případě 100% výtěžku.

3/051

Jaká je přibližně koncentrace 6 M kyseliny chlorovodíkové ($M_r = 36$; $\rho = 1,1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$)?

6 M roztok znamená, že 1 litr roztoku má hmotnost 1 100 g a obsahuje 6 molů kyseliny chlorovodíkové. Z molární hmotnosti dále vyplývá, že 6 molů HCl obsahuje $36 \cdot 6 = 216$ g chlorovodíku. Hmotnost 1 100 g činí 100 % a hmotnost 216 g je přibližně 20%. Koncentrace kyseliny je asi 20 %.

3/052

Odhadněte, kolikamolární je 36% kyselina chlorovodíková ($M_r = 36$; $\rho = 1,2 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$)?

Z hodnoty hustoty vyčteme, že 100% roztok HCl by obsahoval 1200 g chlorovodíku. 36% roztok tedy obsahuje asi větší třetinu, přesně 432 g chlorovodíku. Dále z hodnoty molární hmotnosti víme, že 1 mol obsahuje 36 g HCl. 432 g chlorovodíku je tedy obsaženo ve 12 M roztoku kyseliny chlorovodíkové.

3/053

Odhadněte, jakou molární koncentraci má 26% vodný roztok amoniaku ($M_r = 17$; $\rho = 0,9 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$)?

Z hodnoty hustoty vyčteme, že litr 100% roztoku by obsahoval 900 g amoniaku. 26% roztok tedy obsahuje asi menší třetinu, přesně 234 g amoniaku. Dále z hodnoty molární hmotnosti víme, že 1 mol obsahuje 17 g amoniaku. 234 g amoniaku je tedy obsaženo asi v 14 M roztoku.

3/054

Kolikamolární je roztok amoniaku, jestliže na neutralizaci 20 cm³ 3 M roztoku HCl bylo spotřebováno 40 cm³ vodného roztoku amoniaku?

Kyselina chlorovodíková a amoniak reagují v ekvimolárním poměru. Pokud bylo na neutralizaci 20 cm³ HCl spotřebováno 40 cm³ NH₃, tedy dvakrát více, musí být koncentrace amoniaku dvakrát menší než koncentrace HCl, tedy 1,5 M.

4/001

Jaká sloučenina vzniká při reakci amoniaku s kyselinou sírovou?

Reakcí amoniaku s kyselinou sírovou vzniká síran amonný. Jedná se o reakci kyseliny a zásady, tedy neutralizaci. Síran amonný je bezbarvá krystalická látka s romboickou krystalickou mřížkou. Vznik síranu amonného popisuje rovnice $2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

zdroj: literatura č. 7

4/002

Která rovnice správně popisuje průběh reakce vodného roztoku amoniaku s kyselinou sírovou?

Reakcí vodného roztoku amoniaku a kyseliny sírové vzniká síran amonný. Reakci popisuje rovnice $2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Síran amonný je bezbarvá krystalická látka s romboickou krystalickou mřížkou.

zdroj: literatura č. 7

4/003

Proč není vhodné použít pro přípravu (NH₄)₂SO₄ 96% roztok kyseliny sírové?

Reakce by probíhala příliš prudce a hrozilo by i rozstříknutí reakční směsi. Kyselina sírová je velmi silná a již při jejím ředění s vodou se uvolňuje značné množství tepla.

zdroj: literatura č. 8

4/004

Proč při reakci amoniaku s kyselinou sírovou nepoužíváme koncentrované roztoky?

Reakce by probíhala příliš prudce, protože amoniak i kyselina sírová jsou silnými zástupci kyselin a zásad.

zdroj: literatura č. 8

4/005

Jak se zachováte, potřísníte-li si oblečení kyselinou sírovou?

Oblečení okamžitě odložíme a okamžitě neutralizujeme. Kyselina sírová napadá vlákna a často bývá pozdě a oblečení se nezachrání.

Zdroj: literatura č. 7

4/006

Jaká je koncentrace komerčně běžně dodávané kyseliny sírové?

Komerčně běžně dodávaná kyselina sírová má koncentraci 95-98 %. Kyselina sírová tvoří s vodou azeotropickou směs a destilací nelze získat 100%ní kyselinu sírovou. Při koncentraci kyseliny sírové 95 až 98% také dochází k minimální korozi oceli a železných materiálů, protože se na povrchu tvoří vrstva bezvodého FeSO_4 . Dále při koncentraci běžně dodávané kyseliny sírové nedochází k nežádoucímu tuhnutí produktu. Další formou kyseliny sírové může být tzv. oleum, což je 25 až 65 % roztok SO_3 v H_2SO_4 .

Zdroj: literatura č. 8

4/007

Jaké pH má koncentrovaný roztok kyseliny sírové?

pH koncentrované kyseliny je blízké 0. Kyselina sírová patří mezi velmi silné kyseliny, které zcela disociují.

4/008

Co je to oleum?

Oleum je 25 až 65%ní roztok oxidu sírového v kyselině sírové. Oleum se také někdy nazývá tzv. dýmavá kyselina sírová a umožňuje přepravovat H_2SO_4 v kovových cisternách.

Zdroj: literatura č. 8

4/009

Jakou koncentraci má běžně komerčně dodávaný roztok amoniaku?

Běžně se dodává o koncentraci asi 25%. Amoniak je silná zásada, která má v chemickém průmyslu velký význam. V kapalném stavu se používá jako rozpouštědlo.

Zdroj: literatura č. 8

4/010

Jaká rizika hrozí při práci s koncentrovaným roztokem amoniaku?

Koncentrovaný roztok amoniaku má silně leptající účinky. Je velmi nebezpečný při styku s kůží, při styku s očima může způsobit až slepotu. Při vdechování výparů může dojít až k destrukci sliznic a edému plic.

Zdroj: literatura č. 22

4/011

Je amoniak zdraví nebezpečný?

Ano, jeho roztok má silně leptavé účinky, páry mohou poškodit zrak a způsobit edém plic a destrukci sliznic.

Zdroj: literatura č. 22

4/012

Jakou barvu má koncentrovaný vodný roztok amoniaku?

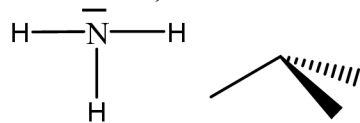
Koncentrovaný roztok amoniaku je bezbarvý. Díky polaritě vazby N-H jsou v kapalném amoniaku jednotlivé molekuly propojeny vodíkovými můstky, proto má amoniak nízkou teplotu varu -34°C .

Zdroj: literatura č. 4

4/013

Ve strukturním vzorci amoniaku:

Jsou na atomu dusíku navázány tři atomy vodíku. Délka vazby N-H je 102 pm a vazebný úhel H-N-H $107,8^{\circ}$ a molekula má tvar trigonální pyramidy.



Zdroj: literatura č. 4

4/014

Jaký tvar molekula amoniaku zaujímá?

Molekula amoniaku zaujímá tvar trigonální pyramidy, kdy na atom dusíku jsou navázány tři atomy vodíku. Délka vazby N-H je 102 pm a vazebný úhel H-N-H má velikost $107,8^{\circ}$.



Zdroj: literatura č. 4

4/015

Jaké je přibližné pH koncentrovaného roztoku amoniaku?

Amoniak je silná zásada, tedy hodnota pH koncentrovaného amoniaku se blíží 14. pH nabývá hodnot od 0 do 14. Při $\text{pH} < 7$ se jedná o kyselé roztoky, při $\text{pH} = 7$ jde o neutrální roztok a při $\text{pH} > 7$ jsou roztoky zásadité.

4/016

Jestliže smísíme 10 cm³ zředěného roztoku amoniaku a 15 cm³ zředěné kyseliny sírové a roztok reaguje slabě kyselé, kterou látku musíme přidat, aby měl roztok neutrální pH?

Musíme přidat malé množství zásady, tedy amoniaku. pH nabývá hodnot od 0 do 14. Při $\text{pH} < 7$ se jedná o kyselé roztoky, při $\text{pH} = 7$ jde o neutrální roztok a při $\text{pH} > 7$ jsou roztoky zásadité.

4/017

Odhadněte, jakou molární koncentraci má 26% vodný roztok amoniaku ($M_r = 17$; $\rho = 0,9 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$)?

Z hodnoty hustoty vyčteme, že litr 100% roztoku by obsahoval 900 g amoniaku. 26% roztok tedy obsahuje asi menší třetinu, přesně 234 g amoniaku. Dále z hodnoty molární hmotnosti víme, že 1 mol obsahuje 17 g amoniaku. 234 g amoniaku je tedy obsaženo asi v 14 M roztoku.

4/018

Kolikamolární je roztok amoniaku, jestliže na neutralizaci 20 cm³ 3 M roztoku H₂SO₄ bylo spotřebováno 40 cm³ vodného roztoku amoniaku?

Kyselina sírová s amoniakem reaguje v poměru 1:2. Na neutralizaci je kyseliny sírové je potřeba 2x více amoniaku. Pokud byla spotřeba amoniaku 2x větší než je objem kyseliny sírové, znamená to, že se jedná o roztoky o stejné molární koncentraci, tedy 3 M.

4/019

Koncentrace amoniaku 3500 mg·m⁻³ způsobuje okamžitou smrt. Jestliže se při reakci uvolnili do nevětrané laboratoře o rozměrech 20 × 10 × 5 metru asi 4 kg amoniaku, způsobí jeho koncentrace v této laboratoři okamžitou smrt?

Ano, jedná se o smrtelnou dávku. Velikost místnosti je 1000 m³, tudíž při úniku 4 kg amoniaku do prostoru je v místnosti koncentrace 4000 mg·m⁻³, což je dávka větší než smrtelná.

4/020

Koncentrace amoniaku 3500 mg·m⁻³ způsobuje okamžitou smrt. Odhadněte, zda dosáhne amoniak této koncentrace v uzavřeném a nevětraném skladu o rozměrech 5 × 5 × 4 metry, jestliže se v této místnosti rozlije lahev s 1 litrem 25% amoniaku (ρ = 0,9 g·cm⁻³)? Předpokládejte, že z koncentrovaného roztoku amoniaku se uvolní 100 % obsaženého amoniaku.

Z hodnoty hustoty je zřejmé, že při rozbití 1 litru 100% roztoku se do místnosti uvolní 900 g amoniaku. V případě 25% roztoku se uvolní čtyřikrát méně, tedy 225 g amoniaku. Místnost má rozlohu 100 m³. Uvolnilo se tedy 2 250 mg amoniaku na 1 m³, což není smrtelná dávka. Přesto by ale měl i krátkodobý pobyt v takto zamořené místnosti fatální následky.

4/021

Jakou barvu mají krystaly (NH₄)₂SO₄?

Síranový aniont je bezbarvý, amonné kationt rovněž, lze tedy předpokládat, že krystaly síranu amonného jsou bezbarvé.

Zdroj: literatura č. 7

4/022

Jsou amonné soli, jako např. NH₄HCO₃ nebo (NH₄)₂CO₃, toxické?

Nejsou. Používají se jako kypřící látky (E500). Toxické jsou v případě nitrožilního podání a to při koncentraci (NH₄)₂CO₃ LD₅₀ 96 mg·kg⁻¹ a NH₄HCO₃ LD₅₀ 245 mg·kg⁻¹. LD₅₀ je dávka způsobující smrt 50% jedinců.

Zdroj: literatura č. 25 , 26

4/023

Která rovnice popisuje termický rozklad síranu amonného?

Síran amonný se při zahřívání nad 350 °C rozkládá na amoniak a hydrogensíran amonný. Teplota tání síranu amonného je doprovázeno rozkladem, který popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{NH}_3$

Zdroj: literatura č. 7

4/024

K čemu dochází při zahřívání vodného roztoku síranu amonného?

Při zahřívání roztoku síranu amonného nad 350 °C dochází k rozkladu síranu amonného na amoniak a hydrogensíran amonný. Rozklad popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{NH}_3$.

Zdroj: literatura č. 7

4/025

Je síran amonný rozpustný ve vodě?

Síran amonný je ve vodě velmi dobře rozpustný. S rostoucí teplotou roste i rozpustnost. Ve studené vodě se rozpustí asi 70 g ve 100 g vody a v horké vodě je to až 103,8 g ve 100 g.

Síran amonný je nerozpustný v ethanolu.

Zdroj: literatura č. 7

4/026

Rozpouští se síran amonný v ethanolu?

Ne, síran amonný je v ethanolu nerozpustný. Ve vodě je ale jeho rozpustnost velmi dobrá a s rostoucí teplotou vody roste i rozpustnost. Rozpustnost je asi 70 g ve 100 cm³ studené vody a 103,8 g ve 100 cm³ horké vody.

Zdroj: literatura č. 7

4/027

Proč je třeba reakční směs amoniaku a kyseliny sírové chladit?

Reakce kyseliny sírové s amoniakem je značně exotermická a uvolňuje se velké množství tepla. Proto je potřeba reakční směs chladit. Neutralizační reakcí kyseliny sírové s amoniakem vzniká síran amonný. Reakci popisuje rovnice : $2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Zdroj: literatura č. 7

4/028

Když se po nanesení kapky zkoumaného roztoku na univerzální indikátorový papírek objeví modré zbarvení, znamená to že:

Roztok je zásaditý. Zbarvení indikátorového papírku a k němu odpovídající hodnota pH je uvedena na obalu indikátorových papírků. Hodnota pH je uváděna na stupnici 0-14. Hodnota pH < 7 značí kyselý roztok, pH = 7 má neutrální roztok a při hodnotě pH > 7 se jedná o roztok zásaditý. Neutrální pH se na indikátorovém papírku projevuje velice světle žlutou barvou a silně kyselá pH červeně.

4/029

Jestliže při neutralizaci postupně přidáváme koncentrovaný roztok amoniaku k 50 cm³ zředěné kyseliny sírové a roztok má kyselou reakci, znamená to:

Musíme přidat další amoniak, protože dokud je reakce kyselá, tak v roztoku je nadbytečná kyselina, která dosud nezreagovala. Amoniak je zásada, hodnotu pH zvyšuje. Neutrální roztok má hodnotu pH= 7, kyselé roztoky pH< 7, proto musíme přidávat amoniak dokud nedosáhneme hodnoty pH odpovídající neutrálnímu roztoku.

4/030

Kolik gramů plynného síranu amonného (Mr= 130) vznikne z 22,4 dm³ amoniaku za normálních podmínek?

Reakce vzniku síranu amonného je popsána rovnicí: $2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Za normálních podmínek 1 mol plynu má vždy objem 22,4 dm³. To znamená, že reaguje 1 mol amoniaku, ze kterého vznikne 0,5 molu síranu amonného, což je patrné z poměru látkových množství (viz. rovnice). Z jednoho molu amoniaku by vzniklo 130 g plynného síranu, z 0,5 molu tedy vznikne polovina, 65 g síranu amonného.

4/031

Jaký je vzorec zelené skalice?

Zelená skalice je heptahydrát síranu železnatého. Vzorec je $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Jedná se o modrozelenou krystalickou látku.

Zdroj: literatura č. 7

4/032

Jaké soli označujeme jako skalice?

Skupinovým triviálním názvem skalice označujeme některé hydratované krystalické sírany. Známý jsou zelená skalice, nebo-li $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, modrá skalice $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, bílá skalice $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, manganatá skalice $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, kobaltnatá skalice $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ a nikelnatá skalice $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 28

4/033

Která reakce správně vystihuje reakci železa se zředěným roztokem kyseliny sírové?

Železo se zředěnou kyselinou sírovou reaguje za vzniku heptahydrátu síranu železnatého, nebo-li triviálně zelené skalice, a vodíku. Reakci popisuje rovnice $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$.

Zdroj: literatura č. 7

4/034

Proč železné hobliny vaříme ve vodě s přidavkem odmašťovacího prostředku?

Železné hobliny, které slouží k výrobě heptahydrátu síranu železnatého, triviálně zelené skalice, vznikají jako odpad při obrábění železa a jsou znečištěny minerálními oleji, jejichž

emulze se v praxi při obrábění železa používají. Proto je nutné je před samotnou reakcí důkladně očistit v horké vodě se saponátem a poté promýt tekoucí vodou.

Zdroj: literatura č. 7

4/035

Kolik gramů železa ($A_r = 56$) je třeba na přípravu 140 g zelené skalice ($M_r = 280$)?

V molekule zelená skalice, nebo-li heptahydrátu síranu železnatého, je železo obsaženo v počtu jednoho atomu. Pokud tedy připravujeme poloviční množství skalice, než je její molekulová hmotnost, budeme i železa potřebovat poloviční množství než je jeho atomová hmotnost, tedy 28 g.

4/036

Jaký je rozdíl mezi bílou a zelenou skalicí?

Bílá skalice je heptahydrát síranu zinečnatého $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, zelená skalice je heptahydrát síranu železnatého $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Bílá skalice je bezbarvá krystalická látka, zelená skalice je modrozelená krystalická látka.

Zdroj: literatura č. 28

4/037

Odhadněte, kolik cm^3 20% kyseliny sírové ($M_r = 98$, $\rho = 1,1$) je třeba na úplné rozpuštění 112 g železa ($A_r = 56$)?

Reakcí železa s kyselinou sírovou a vodou vzniká heptahydrát síranu železnatého. Látková množství železa a kyseliny sírové jsou v poměru 1:1. Pokud rozpouštíme 112 g železa, tedy dvojnásobek jeho atomové hmotnosti, bude potřeba dvojnásobek molekulové hmotnosti, tedy 196 g 100 % kyseliny sírové. 20 % kyseliny je zapotřebí pětkrát více, tedy 980 g. To představuje $980 : 1,1 = 891 \text{ cm}^3$ 20 % H_2SO_4 .

4/038

Jak zabráníme oxidaci Fe^{2+} na Fe^{3+} při reakci železa s kyselinou sírovou?

Po skončení reakce musí zůstat malá část železa nerozpuštěna.

Zdroj: literatura č. 7

4/039

Je síran železnatý rozpustný v ethanolu?

Síran železnatý je rozpustný v ethanolu i methanolu. Nerozpouští se však v jiných organických rozpouštědlech jako je aceton a pyridin.

Zdroj: literatura č. 7

4/040

Je síran železnatý na vzduchu stabilní?

Ne. Heptahydrát síranu železnatého, triviálním názvem zelená skalice, se při styku se vzduchem povléká vrstvou zásaditého síranu železitého.

Zdroj: literatura č. 7

4/041

Jakou barvu mají hydratované ionty Fe^{2+} a jakou Fe^{3+} ?

Kation $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$ má světle zelenou barvu. Kation $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ má světle růžovou až světlefialovou barvu.

Zdroj: literatura č. 8

4/042

Co způsobuje změnu zbarvení železitých solí na žlutou, resp. hnědou barvu?

Žluté či hnědé zbarvení souvisí se vznikem hydrolytických produktů vznikajících při rozpouštění železitých solí ve vodě. Hydrolytické produkty způsobují znečištění solí. Tvorbě hydrolytických produktů lze zabránit při krystalizaci nízkým pH. Hydrolýzou železitých solí vznikají např. halogenidy železité v podobě hydrátů ($FeBr_3 \cdot 6H_2O$, $FeCl_3 \cdot 6H_2O$) a také asi nejznámější síran železitý, který je znám v podobě šesti různých hydrátů (např. zelená skalice $FeSO_4 \cdot 7H_2O$)

Zdroj: literatura č. 8

4/043

Jak je možné zabránit tvorbě žlutých a hnědých hydrolytických produktů při rozpouštění nebo při krystalizaci železitých solí?

Zabránit tvorbě hydrolytických produktů lze nízkou hodnotou pH roztoku. pH musí být upraveno přidáním kyseliny téměř na hodnotu 0. Při vyšším pH dochází k hydrolýze a vzniklé hydrolytické produkty znečišťují roztok. Hydrolýzou železitých solí vznikají např. halogenidy železité v podobě hydrátů ($FeBr_3 \cdot 6H_2O$, $FeCl_3 \cdot 6H_2O$) a také asi nejznámější síran železitý, který je znám v podobě šesti různých hydrátů (např. zelená skalice $FeSO_4 \cdot 7H_2O$)

Zdroj: literatura č. 8

4/044

Co je to aquakation?

Aquakation je komplexní částice, tvořená daným kationtem, v jehož koordinační sféře se nacházejí vázané molekuly vody. Ligand H_2O (aqua) podobně jako např. ligand NH_3 (ammin) patří do skupiny neutrálních ligandů. Ligand H_2O je základní stavení jednotkou železitých solí, vzniklých hydrolýzou, v podobě hexaaquaželezitého kationtu $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$.

4/045

Jakou strukturu má kationt $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$?

Kation hexaaquaželeznatý zaujímá tvar oktaedru. Jedná se o komplexní částici tvořenou centrálním Fe^{2+} kationtem, v jehož oktaedrické koordinační sféře je navázáno 6 molekul vody.



4/046

Dle platných názvoslovných principů se $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ nazývá:

Kation hexaaquaželeznatý. Hexaaquaželeznatý kation je tvořen centrálním kationem Fe^{2+} a v jeho koordinační sféře je navázáno 6 molekul vody v podobě neutrálních ligandu H_2O . Komplexnímu kationtu tak dává náboj pouze kation železnatý.

4/047

Vyskytují se v krystalové mřížce $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ izolované kationty Fe^{2+} ?

Ne. V monoklinické krystalické mřížce heptahydrátu síranu železnatého se vyskytují komplexní kationty $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, nejsou-li přítomny žádné koordinace schopné ligandy. Hexaaquaželeznatý kation má světle zelenou barvu. Železnaté soli se obvykle připravují ve vodném roztoku rozpouštěním kovového železa nebo redukcí příslušných železitých solí.

Zdroj: literatura č. 8

4/048

Co rozumíme pod pojmem matečný roztok?

Jako matečný roztok označujeme např. roztok, který získáme smícháním všech chemikálií použitých v daném pokusu v daném prostředí, nejčastěji vodném, a z něhož vykristalizovala látka, kterou se snažíme izolovat. Matečný roztok obsahuje i nečistoty, které se snažíme odstranit ze získávané látky. Matečným roztokem nazýváme i roztok za daných podmínek právě nasycený. Jeho ochlazením zpravidla dochází k vylučování krystalků.

4/049

Co se skrývá pod pojmem ekvimolární?

Pojmem ekvimolární rozumíme stejná látková množství. Složky reagující ekvimolárně reagují ve stejném poměru stechiometrických poměrů, beze zbytku. Příkladem rovnice, kdy látky reagují ekvimolárně je např. příprava zelené skalice, heptahydrátu síranu železnatého. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$. Jeden mol železa reaguje s jedním molem kyseliny sírové a vzniká jeden mol heptahydrátu síranu železnatého.

Zdroj: literatura č. 7

4/050

Odhadněte, kolika procenty se na celkové hmotnosti zelené skalice ($M_r = 280$) podílí voda ($M_r = 18$)?

Heptahydrát síranu železnatého, triviálně zelená skalice, obsahuje 7 molekul vody. Jeden mol skalice vážící 280 g obsahuje tedy $18 \cdot 7 = 126$ g vody, což činí 45% hmotnosti.

4/051

Kolik gramů železa ($A_r = 56$) obsahuje 28,0 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 280$)?

Molekula heptahydrátu síranu železnatého obsahuje jeden atom železa. 28 g zelené skalice, což je desetina z její molekulové hmotnosti, musí obsahovat desetinu železa jeho atomové hmotnosti, tedy 5,6 g.

4/052

Za jakých podmínek ztrácí zelená skalice vodu?

Heptahydrát síranu železnatého obsahuje ve své struktuře molekuly vody ve formě $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Při zahřívání nad 64 °C ztrácí zelená skalice částečně molekuly krystalové vody a při teplotě nad 300 °C ztrácí vodu úplně.

Zdroj: literatura č. 7, 8

4/053

Jak se barevně projevuje přítomnost krystalové vody u zelené skalice?

Zelená skalice $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ je světle zelená krystalická látka. Zbarvení je ovlivněno přítomností hydratovaného komplexního kationu $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Železnatý kation Fe^{2+} je bílé barvy.

Zdroj: literatura č. 8

4/054

Který z uvedených vzorců je vzorcem Mohrovy soli?

Hexahydrát síranu amonno-železnatého, triviálně Mohrova sůl, má vzorec $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Mohrova sůl je redukční činidlo, které do analýzy zavedl K. F. Mohr. K. F. Mohr byl německý chemik a působil jako profesor na univerzitě v Bonnu. K jeho objevům patří i byrety, zavedení Liebigova chladiče jako zpětného, zvláštní druh vah a také metoda odměrného stanovení halogenidů pomocí AgNO_3 v přítomnosti chromanu jako indikátoru.



Karl Friedrich Mohr

Zdroj: literatura č. 8

4/055

Jakou barvu má krystalický $(\text{NH}_4)_2 \cdot \text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (Mohrova sůl)?

Mohrova sůl je modrozelená krystalická látka.

Zdroj: literatura č. 8

4/056

Jaký je rozdíl mezi $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ a $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?

Žádný. Oba zápisy popisují tutéž látku, Mohrovu sůl nebo-li hexahydrát síranu amonno-železnatého. Mohrova sůl má uplatnění v analýze jako redukční činidlo, které zavedl do praxe v roce 1850 K. F. Mohr, který byl profesorem farmacie na univerzitě v Bonnu.

Zdroj: literatura č. 8

4/057

Za jakých podmínek ztrácí Mohrova sůl krystalovou vodu?

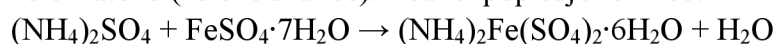
Mohrova sůl, hexahydrát síranu amonno-železnatého, ztrácí krystalovou vodu při zahřívání nad 100 °C.

Zdroj: literatura č. 7

4/058

Jakým způsobem lze připravit Mohrovu sůl?

Mohrovu sůl lze připravit krystalizací ekvimolárních množství síranu amonného a síranu železnatého (zelené skalice). Reakci popisuje rovnice:



Zdroj: literatura č. 7

4/059

Odhadněte, kolika hmotnostními procenty se podílí na celkové hmotnosti Mohrovy soli ($M_r = 390$) železo ($A_r = 56$)?

Mohrova sůl, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, obsahuje jeden atom železa. Pokud budeme mít 390 g Mohrovy soli, tak bude obsahovat 56 g železa, což je asi 14%.

5/001

Odhadněte, kolik hmotnostních procent železa ($A_r = 56$) obsahuje čistý oxid železitý ($M_r = 160$)?

Oxid železitý Fe_2O_3 obsahuje dva atomy železa. Ve 160 g oxidu železitého je obsaženo 56·2 gramů železa, tedy 112 g, což činí 70%.

5/002

Jaký vzhled má oxid železitý?

Oxid železitý je znám v řadě modifikací, nejznámější je $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$, který je červenohnědý. α modifikaci lze získat zahříváním hydratované gelovité sraženiny na 200 °C.

Zdroj: literatura č. 8

5/003

Jak reaguje oxid železitý s minerálními kyselinami?

S minerálními kyselinami tvoří Fe_2O_3 příslušné železité soli. Příkladem je např. rozpouštění Fe_2O_3 ve zředěné kyselině chlorovodíkové nebo sírové.

Zdroj: literatura č. 7

5/004

Jakým způsobem lze připravit tetrahydroxoželezitan [Fe(OH)₄]⁻?

Železitan $[\text{Fe}(\text{OH})_4]^-$ vznikají tavením. Reakcí oxidu železitého s roztavenými hydroxidy alkalických kovů.

5/005

Co vzniká reakcí oxidu železitého s roztavenými hydroxidy alkalických kovů?

Reakcí oxidu železitého a roztaveného hydroxidu alkalických kovů vznikají tetrahydroxoželezitan $[\text{Fe}(\text{OH})_4]^-$.

5/006

Jaké je využití oxidu železitého v praxi?

Oxid železitý má bohaté upotřebení jako pigment a leštící červeň. Dále se používá společně se vzácnými zeminami při výrobě granátů a jiných feritů.

Zdroj: literatura č. 8

5/007

Co vzniká pražením uhličitanu železnatého na vzduchu?

Pražením uhličitanu železnatého na vzduchu vzniká oxid železitý a oxid uhličitý. Reakce je popsána reakcí: $4 \text{FeCO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{CO}_2$

Zdroj: literatura č. 7

5/008

Která rovnice popisuje pražení uhličitanu železnatého na vzduchu?

Reakce pražení uhličitanu železnatého na vzduchu, kterou vzniká oxid železitý a oxid uhličitý popisuje rovnice: $4 \text{FeCO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{CO}_2$

Zdroj: literatura č. 7

5/009

Jestliže z oxidu kovu připravíme čistý kov, jedná se o redukci nebo oxidaci?

Atom kovu má v molekule oxidu kladné oxidační číslo. Čistý kov má vždy oxidační číslo 0. Dochází tedy ke snižování oxidačního čísla, jedná se o redukci.

5/010

Jakým způsobem se přesvědčíme o existenci SO_4^{2-} iontů?

SO_4^{2-} ionty patří v kvalitativní srážecí analýze aniontů do první skupiny, v níž se anionty dokazují roztokem Ba^{2+} . Do této skupiny dále patří anionty F^- , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} aj. Síranové anionty se konkrétně dokazují roztokem BaCl_2 . Dochází k tvorbě nerozpustného

BaSO₄ ve vodě. Všechny rozpustné soli barya jsou toxické! Síran barnatý je nerozpustný a netoxický. Používá se v lékařství jako kontrastní látka při rentgenovém vyšetření žaludku.

Zdroj: literatura č. 29, 30, 31

5/011

Jaké činidlo použijeme pro důkaz SO₄²⁻ iontů?

Pro důkaz SO₄²⁻ se používá BaCl₂. Důkaz je založen na tvorbě nerozpustného síranu barnatého. BaSO₄ je díky své nerozpustnosti netoxická sůl barya a používá se v lékařství jako kontrastní látka při rentgenovém vyšetření žaludku.

Zdroj: literatura č. 29, 30, 31

5/012

Která rovnice popisuje podstatu důkazu síranových iontů?

Důkaz síranových aniontů popisuje rovnice $SO_4^{2-} + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + 2 Cl^-$

Vznikající síran barnatý je nerozpustný ve vodě a díky tomu je netoxický. Používá se v lékařství jako kontrastní látka při rentgenovém vyšetření žaludku.

Zdroj: literatura č. 29, 30, 31

5/013

Na co bychom měli dbát při manipulaci s roztokem chloridu barnatého?

Chlorid barnatý je toxická látka. Toxicita solí barya se odvíjí od jejich rozpustnosti. Rozpustné soli barya jsou toxické, nerozpustné nikoliv.

Zdroj: literatura č. 30, 31

5/014

Jak je to s toxicitou chloridu barnatého a síranu barnatého?

Chlorid barnatý je toxický, ale síran barnatý ne. Baryum je toxický kov a rozpustné soli barya jsou toxické. Síran barnatý je nerozpustný a tím i netoxický. Tvorba síranu barnatého je podstatou důkazu SO₄²⁻ iontů, který se provádí roztokem BaCl₂.

Zdroj: literatura č. 29, 30, 31

5/015

Proč je chlorid barnatý jedovatý a síran barnatý nikoliv?

Toxicita barnatých solí se odvíjí od jejich rozpustnosti. Chlorid barnatý je rozpustný, zatímco síran barnatý nikoliv. Síran barnatý se používá v lékařství jako kontrastní látka při rentgenovém vyšetření žaludku.

Zdroj: literatura č. 30, 31

5/016

Jakou barvu má chlorid barnatý?

Chlorid barnatý BaCl_2 je bílá krystalická látka.

Zdroj: literatura č. 31

5/017

Je chlorid barnatý rozpustný ve vodě?

Chlorid barnatý je ve vodě dobře rozpustná bezbarvá krystalická látka. Rozpustnost barnatých solí souvisí s toxicitou těchto solí. Baryum je toxický kov a rozpustné soli jsou také toxické.

Zdroj: literatura č. 31

5/018

K čemu se používá síran barnatý v medicíně?

Síran barnatý se v lékařství používá jako kontrastní látka při rentgenovém vyšetření trávicího ústrojí. Síran barnatý lze použít pro tyto účely díky značné schopnosti barya pohlcovat RTG záření a také díky tomu, že síran barnatý, jako nerozpustná sůl barya, je netoxický.

Zdroj: literatura č. 30, 31

5/019

Jak je možné, že přes toxicitu barnatých sloučenin, se síran barnatý využívá jako kontrastní látka při vyšetřování trávicího traktu?

Síran barnatý je na rozdíl od jiných barnatých solí nerozpustný. A právě díky nerozpustnosti je netoxický, což umožňuje jeho použití v lékařství.

Zdroj: : literatura č. 30, 31

5/020

Oxid železitý je možné připravit oxidací uhličitanu železnatého vzdušným kyslíkem při zvýšené teplotě. Která rovnice popisuje správně uvedený děj?

Způsob přípravy Fe_2O_3 oxidací uhličitanu železnatého vzdušným kyslíkem při zvýšené teplotě popisuje rovnice $4 \text{FeCO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{CO}_2$. Oxid železitý je znám ve více modifikacích, z nichž jsou nejvýznamnější α - a γ -.

α - Fe_2O_3 lze připravit zahříváním nad $200 \text{ }^\circ\text{C}$ sraženiny hydratovaného oxidu $\text{FeO}(\text{OH})$. γ - Fe_2O_3 lze připravit opatrnou oxidací Fe_3O_4 .

Zdroj: literatura č. 8

5/021

Co vznikne reakcí síranu železnatého s uhličitanem sodným?

Reakcí síranu železnatého s uhličitanem sodným vzniká sraženina uhličitanu železnatého. Tuto reakci popisuje rovnice $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{FeCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}$. V přírodě se uhličitan železnatý vyskytuje ve formě rudy siderit, jinak nazývaný také ocelek (viz. obrázek).



Zdroj: literatura č. 7, 32

5/022

Která rovnice popisuje reakci uhličitanu sodného se síranem železnatým?

Reakcí síranu železnatého s uhličitanem sodným vzniká uhličitan železnatý a síran sodný. Tuto reakci popisuje rovnice $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{FeCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}$. V přírodě se uhličitan železnatý vyskytuje ve formě rudy siderit, jinak nazývaný také ocelek (viz. obrázek).



Zdroj: literatura č. 7, 32

5/023

Co je to dekantace?

Dekantace je postup oddělování v kapalině suspendovaných pevných nebo kapalných částic o větší měrné hmotnosti než je hmotnost vlastní kapalina. Suspenze se nechá usadit a čirá kapalina nad usazeninou se odleje nebo odtáhne. Usazená pevná látka se rozmíchá s novým podílem promývací kapaliny (obvykle vody). Pochod se několikrát opakuje pro maximální oddělení pevné látky a kapaliny. Dekantace je obvykle zakončena filtrací za sníženého tlaku, kterou se zbylá kapalina od pevné fáze oddělí.

Zdroj: literatura č. 2, 33

5/024

Co je podstatou aluminotermie?

Podstatou aluminotermie je vysoká afinita hliníku ke kyslíku, hliník při reakci odnímá oxidu jiného kovu kyslík a oxiduje se na Al_2O_3 , přičemž z oxidu kovu vyredukuje kov. Vysoká afinita ke kyslíku je také podstatou jiného jevu u hliníku, a to vysokou odolností proti korozi. Ta je způsobena tvorbou oxidu hlinitého na povrchu hliníku. Odolnost hliníku proti vnějším vlivům je závislá na tloušťce vrstvy Al_2O_3 .

Zdroj: literatura č. 8

5/025

Co je to magneziotermie?

Magneziotermie je obdoba aluminotermie. Hořčík se vyznačuje schopností velké afinity ke kyslíku a slouží jako redukční činidlo při výrobě kovů, např. Be, Ti, U. Při magneziotermii se tedy používá namísto hliníku hořčík.

Zdroj: literatura č. 8

5/026

Co je to termit?

Jedná se o směs oxidu kovu a kovové (např. Al a Mg, který může hliník částečně nahradit) krupice. Termit je pyrotechnická směs oxidující bezplamenným hořením (bez zplodin) vysokou teplotou a to i bez přístupu kyslíku a dokonce i pod vodou. Podstatou hoření termitu je aluminotermická reakce, kdy hliník jako redukční činidlo vytěšňuje z oxidu kovu daný kov a vzniká Al_2O_3 .



Vzorek termitu

Zdroj: literatura č. 8, 34

5/027

Hraje při aluminotermii nějakou roli hrubost použitého hliníku?

Ano, hliník musí mít přiměřenou hrubost. Aluminotermie je silně exotermní. Směs s hliníkovým pudrem může i vybuchnout. Naopak hliník ve stavu krupice se obtížně zapaluje a v takovém případě může být zápalná teplota 800 až 1 300 °C, což vyžaduje účinný prostředek pro zapálení. Stejný vliv na průběh aluminotermie má i obsah nečistot hliníku.

Zdroj: literatura č. 34

5/028

Je důležité termit před zapálením dobře upěchovat?

Ano, je to důležité. Nedostatečně upěchovaná směs může explodovat. Termit je směs oxidu kovu a kovové krupice (např. Al a Mg, který může hliník částečně nahradit). Jedná se o pyrotechnickou směs reagující silně exotermně, bez zplodin (bezplamenným hořením) a to i bez přístupu kyslíku nebo dokonce pod vodou.

Zdroj: literatura č. 34

5/029

Co může po zapálení způsobit explozi termitu?

Nedostatečně upěchovaná směs může explodovat. Termit je směs oxidu kovu a kovové krupice (např. Al a Mg, který může hliník částečně nahradit). Jedná se o pyrotechnickou směs reagující silně exotermně, bez zplodin (bezplamenným hořením) a to i bez přístupu kyslíku nebo dokonce pod vodou.

Zdroj: literatura č. 34

5/030

Jak lze nejsnáze z reakční směsi po aluminotermické reakci získat surové železo?

Železo lze z reakční směsi vybrat magnetem. Aluminotermickou reakci popisuje rovnice $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$. Podstatou aluminotermie je vysoká afinita hliníku ke kyslíku. Hliník při reakci odnímá oxidu jiného kovu kyslík a oxiduje se na Al_2O_3 , přičemž z oxidu kovu vyredukuje kov.

Zdroj: literatura č. 8, 35

5/031

K čemu dochází při působení vlhkého vzduchu na železo?

Působením vlhkého vzduchu se železo oxiduje a na povrchu se vytváří hydratovaný oxid $\text{FeO}(\text{OH})$, tzv. rez. V suchém prostředí je železo stálé.

Zdroj: literatura č. 7

5/032

Která rovnice popisuje aluminotermickou přípravu železa z oxidu železitého?

Aluminotermickou přípravu železa z oxidu železitého popisuje rovnice $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$. Při aluminotermii se využívá vysoké afinity hliníku na kyslík, který oxidu železitému odnímá za vyredukování železa.

Zdroj: literatura č. 8, 35

5/033

Jakým způsobem iniciujeme aluminotermickou reakci?

Aluminotermická reakce lze iniciovat prskavkou nebo hořčičkovou páskou. Na iniciaci aluminotermické reakce má vliv hrubost zrn hliníku a také obsah nečistot. V případě nevhodně připravené směsi se teplota zapálení může zvýšit na 800 až 1 300 °C.

Zdroj: literatura č. 35

5/034

Proč není vhodné hasit termit vodou?

Termit je směs oxidu kovu a kovové (např. Al a Mg, který může hliník částečně nahradit) krupice. Při hoření termitu je dosahováno vysokých teplot 2 000 až 3 000 °C. Při tak vysokých teplotách dochází již k rozkladu vody a ta by mohla hoření podpořit.

Zdroj: literatura č. 34

5/035

Čím v případě potřeby hasíme termit?

Termit je směs oxidu kovu a kovové (např. Al a Mg, který může hliník částečně nahradit) krupice. V případě potřeby k hašení termitu používáme písek. Pro hašení termitu se nesmí používat voda, protože se při tak vysokých teplotách, kterých je při hoření dosaženo (2 000 až 3 000 °C) rozkládá a mohla by hoření podpořit.

Zdroj: literatura č. 34

5/036

Proč se v praxi aluminotermie nevyužívá k výrobě železa?

Příprava železa aluminotermickou reakcí je poměrně energeticky náročná a celý proces by se tak ekonomicky nevyplatil. Železo se vyrábí ve vysokých pecích ze směsi rudy (obvykle hematitu), koksu a vápence.

Zdroj: literatura č. 8

5/037

Využívá se v technické praxi aluminotermické výroby železa?

Ne. Příprava železa aluminotermickou reakcí je poměrně energeticky náročná a celý proces by se tak ekonomicky nevyplatil. Železo se vyrábí ve vysokých pecích ze směsi rudy (obvykle hematitu), koksu a vápence.

Zdroj: literatura č. 8

5/038

Jakých teplot lze přibližně při aluminotermické reakci dosáhnout?

Aluminotermická reakce je silně exotermní a je při ní dosahováno teplot 2 000 °C a vyšších. V případě hašení směsi se nesmí používat voda, protože při tak vysokých teplotách, jakých je dosahováno při aluminotermii, se voda rozkládá a hoření by mohla podpořit.

Zdroj: literatura č. 34, 35

5/039

Existují i jiné kovy vedle hliníku, které lze využít pro metalotermní procesy?

Ano. Pro metalotermní procesy lze např. využít hořčík. V případě hořčíku se proces nazývá magneziotermie. Principem metalotermních procesů je afinita kovu ke kyslíku, kdy při vysokých teplotách 2 000 až 3 000 °C dochází k vyredukování získávaného kovu (např. Fe) z oxidu.

Zdroj: literatura č. 35

5/040

Kovy s kterou charakteristickou vlastností lze obecně využít pro metalotermní reakce?

Pro metalotermní reakce lze využít kovy s vysokou afinitou ke kyslíku. Principem metalotermního procesu je proces, kdy kov (např. Al a Mg, který může hliník částečně nahradit), který slouží jako redukční činidlo k vytěsnění kovu z oxidu kovu (např. Fe₂O₃).

Zdroj: literatura č. 35

5/041

Proč musíme být při zapalování aluminotermické směsi opatrní?

Aluminotermická reakce má velmi rychlý průběh. Jsou při ní dosahovány velmi vysoké teploty 2 000 až 3 000 °C a do okolí se může rozletovat rozžhavená hmota.

Zdroj: literatura č. 35

5/042

Lze aluminotermicky připravit i jiné kovy než železo?

Ano. Aluminotermicky lze připravit např. Cr, Mn nebo V. Při aluminotermii se využívá velké afinity hliníku ke kyslíku. Hliník působí jako redukční činidlo a vytěsňuje z oxidu kovu daný kov.

Zdroj: literatura č. 8, 35

5/043

Jaká je teplota tání železa?

Teplota tání železa je 1 538 °C. Železo je poměrně měkký, světle šedý až bílý, ferromagnetický kov (vykazuje magnetizaci) s malou odolností proti korozi. Železo je ferromagnetické do teploty 768 °C - tzv. Curieův bod - kdy tuto vlastnost ztrácí.

Zdroj: literatura č. 36

5/044

Kolik gramů železa ($A_r = 56$) lze získat z 5,0 g Fe_2O_3 ($M_r = 160$)?

Oxid železitý Fe_2O_3 obsahuje v molekule 2 kationty Fe^{3+} . Z hodnot molární a atomové hmotnosti vyplývá, že 160 g oxidu železitého bude obsahovat 2·56 g železa, tedy 112 g. Pomocí trojčlenky vypočítáme, že při daném poměru 160/112 bude 5 g oxidu železitého obsahovat 3,5 g železa.

5/045

Je železo na suchém vzduchu stálé?

Ano, železo je na suchém vzduchu stálé. Železo se při působení OH iontů ve vlhkém vzduchu pokrývá vrstvou hydratovaného oxidu $FeO(OH)$, tzv. rzi.

Zdroj: literatura č. 7

5/046

Čím se pokrývá železo na vlhkém vzduchu?

Železo se působením vlhkého vzduchu pokrývá vrstvou hydratovaného oxidu $FeO(OH)$ a dochází ke korozi materiálů. Na suchém vzduchu je železo stálé.

Zdroj: literatura č. 7

5/047

Kolik gramů hliníku ($A_r= 27$) je třeba na aluminotermickou přípravu 20 g železa ($A_r= 56$)?

Aluminotermická příprava železa je popsána rovnicí $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$. Poměr látkových množství hliníku a železa je 2:2, tedy 1:1. Z hodnot atomových hmotností tedy vyplývá, že na přípravu 56 g železa je zapotřebí 27 g hliníku. Pomocí trojčlenky vypočítáme, že při daném poměru železa a hliníku je k přípravě 20 g železa zapotřebí asi 9,6 g hliníku.

5/048

Jak vypadá a k čemu slouží pyknometr?

Pyknometr je malá skleněná nádobka o přesném objemu za dané teploty a slouží ke stanovení hustoty látek vážením.

Nejdříve zjistíme na analytických vahách hmotnost prázdného a suchého pyknometru i se zátkou (m_0). Poté jej po okraj naplníme srovnávací kapalinou, kterou bývá nejčastěji voda a získáme hmotnost m_1 . Za normálních podmínek lze předpokládat hustotu vody $1,0\text{g}\cdot\text{cm}^3$, tudíž rozdíl plného (m_1) a prázdného (m_0) pyknometru odpovídá objemu pyknometru. Poté pyknometr naplníme po okraj stanovovanou kapalinou (přebytečnou kapalinu necháme vytéci kapilárou v zátku) a stanovíme hmotnost m_2 . Rozdíl hmotnosti m_2 a prázdného pyknometru m_0 udává hmotnost stanovované kapaliny. Tuto hmotnost vydělíme objemem podle vztahu $\rho=m/V$ a získáme hustotu stanovované kapaliny.

Zdroj: literatura č. 2

5/049

Proč je v zátku pyknometru kapilára?

Kapilára je v zátku pyknometru z toho důvodu, abychom pyknometr vždy naplnili až po okraj a přebytečná kapalina měla kudy odtéci. V pyknometru musí být zachován stejný objem a přebytečná kapalina vytečená kapilárou se pomocí filtračního papíru odstraní. Pyknometr se používá pro zjišťování hustoty látek vážením

Zdroj: literatura č. 2

5/050

Při vážení prázdného pyknometru nesmí být v pyknometru kapky vody. Je na závadu, když budou kapky vody z venku?

Ano, pyknometr se používá k zjišťování hustoty látek vážením. Při vážení musí být pyknometr zvenčí zcela suchý, protože hmotnost samotného pyknometru by narušila přesnost zjištěné hustoty zkoumané látky.

5/051

Je hustota kapalin závislá na teplotě?

Ano, hustota kapaliny je na teplotě závislá. Teplota kapaliny ovlivňuje objem kapaliny a tím je ovlivněna i hodnota hustoty podle vztahu $\rho=m/V$. Z toho důvodu se před pyknometrickým stanovením hustoty dává pyknometr temperovat v termostatu a teplota, při níž bylo měření provedeno, se uvádí formou indexu.

Zdroj: literatura č. 2

5/052

Jakou barvu má roztok manganistanu draselného?

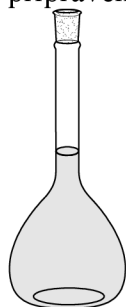
Roztok manganistanu draselného je fialový. Manganistan obsahuje mangan v podobě oxoaniontů. Tyto soli se získávají rozpouštěním vyšších oxidů manganu v roztocích hydroxidů. Manganistan má značné oxidační účinky a velké využití má v analytické chemii.

Zdroj: literatura č. 8

5/053

Co to znamená, když máme navážku soli kvantitativně převést do odměrné baňky?

Znamená to velmi pečlivě spláchnout z lodičky i z nálevky veškerou stanovovanou látku a bezzbytku ji převést do odměrné baňky (viz. obrázek). Odměrná baňka je laboratorní pomůcka ze skla, která má ryskou přesně stanoven objem. Proto se používá pro přípravu roztoků o „přesné“ koncentraci a je nutné dbát na velkou přesnost. Přesnou koncentraci připraveného roztoku určíme titrací roztokem o známé přesné koncentraci.

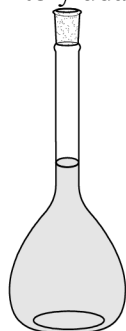


Zdroj: literatura č. 2

5/054

Proč je důležité navážku kvantitativně převést do odměrné baňky?

Kvantitativně převést látku do odměrné baňky znamená, že je třeba velmi pečlivě spláchnout z lodičky i z nálevky veškerou stanovovanou látku tak, aby se dostala do odměrné baňky (viz. obrázek). Odměrnou baňku používáme pro přípravu roztoků o přesné koncentraci (přesné analytické stanovení). Proto je nutno dbát maximální pozornosti, aby byla veškerá látka beze zbytku převedena do odměrné baňky a abychom látku naředily přesným množstvím kapaliny, který udává ryska.



Zdroj: literatura č. 2

5/055

Jak je při titraci roztoku Mohrovy soli indikován bod ekvivalence?

Mohrova sůl, chemický název hexahydrát síranu amonnoželeznatého $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ se titruje manganistanem draselným do trvale slabě růžového zbarvení díky nadbytku manganistanu. Stanovení pomocí manganistanu je oxidačně-redukční reakce, konkrétně oxidimetrická metoda stanovení. Podstatou manganometrie je využití manganistanu jako oxidačního činidla ($\text{Mn}^{\text{VII}} \rightarrow \text{Mn}^{\text{II}}$).

Zdroj: literatura č. 37

5/056

Jak je indikován bod ekvivalence při titraci roztoku Mohrovy soli odměrným roztokem manganistanu draselného?

Titraci Mohrovy soli, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, roztokem manganistanu draselného provádíme do trvale slabě růžového zbarvení, které indikuje bod ekvivalence díky nadbytku manganistanu. Titrace manganistanem je oxidačně-redukční reakce, konkrétně se jedná o oxidimetrickou titraci. Principem manganometrie jsou oxidační účinky KMnO_4 . Mn^{VII} se redukuje na Mn^{II} .

Zdroj: literatura č. 37

5/057

Co rozumíme pod pojmem bod ekvivalence?

Bod ekvivalence je stav, který nastává při titraci v okamžiku, kdy jsou v titrovaném roztoku přítomny reagující komponenty přesně v reakčním poměru.

Zdroj: literatura č. 38

5/058

Co je to meniskus?

Na styku pevného tělesa a kapaliny vzniká fázové rozhraní a dochází k zakřivení hladiny kapaliny vlivem tlaků působících na hladinu. Pokud kapalina povrch skla smáčí, dochází na stěnách k jejímu vzlínání směrem vzhůru. Povrch se deformuje tak, že jeho střed leží níže než okraj. Pokud kapalina povrch skla nesmáčí, je jím odpuzována a povrch kapaliny se deformuje tak, že jeho střed leží výše než okraj. Maximum se nazývá horní meniskus a minimum pak dolní meniskus. Smáčivost kapaliny lze popsat tzv. styčným úhlem, což je úhel, který svírá tečna k hladině kapaliny s pevným povrchem. Při styčném úhlu do 90° hovoříme o nedokonalém smáčení, nad 90° má kapalina tendenci z povrchu ustupovat a obnažovat jej.

Zdroj: literatura č. 39

5/059

Odečítáme-li objem na byretě, odečítáme za pomoci horního nebo dolního menisku?

U čirých smáčivých kapalin odečítáme pomocí dolního menisku, ale v případě smáčivých intenzivně zbarvených kapalin je možno odečítat pomocí horního menisku. Zakřivení hladiny je způsobeno díky fázovému rozhraní kapaliny a pevného povrchu. Smáčivost kapaliny lze popsat styčným úhlem. Při styčném úhlu do 90° hovoříme o nedokonalém smáčení, nad 90° má kapalina tendenci z povrchu ustupovat a obnažovat jej.

Zdroj: literatura č. 39

5/060

Která rovnice nevystihuje správně podstatu reakce Mohrovy soli s manganistanem draselným v kyselém prostředí?

Podstatu reakce Mohrovy soli s manganistanem draselným nepopisuje rovnice $5 \text{Fe}^{3+} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Fe}^{2+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$. Rovnice je chybná, protože mangan i železo se redukuje a žádný prvek se neoxiduje. Při manganometrii dochází k redukci $\text{Mn}^{\text{VII}} \rightarrow \text{Mn}^{\text{II}}$ a oxidaci kovu. Jedná se o oxidačně-redukční reakci a bod ekvivalence je indikován nadbytkem manganistanu, trvale růžovým zbarvením.

Zdroj: literatura č. 37

6/001

Co je to modrá skalice?

Modrá skalice je triviální název pro pentahydrát síranu měďnatého. Vzorec soli je $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Bezvodý síran měďnatý je bílá krystalická látka, která přijímáním vody modrá a vzniká hydrát.



Zdroj: literatura č. 27

6/002

Je pentahydrát síranu měďnatého rozpustný ve vodě?

Rozpustnost pentahydrátu síranu měďnatého je ve vodě velmi dobrá. S rostoucí teplotou rozpustnost modré skalice roste.

Zdroj: literatura č. 7

6/003

Jakou strukturu má kationt $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$?

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ je čtvercově planární. Čtyři molekuly vody jsou vázané na centrální atom mědi a kationt tvoří čtverec.

Zdroj: literatura č. 7, 8

6/004

Lze zahřátím modré skalice na 110 °C odstranit všechny molekuly vody?

Ne. Zahřátím modré skalice na teplotu 110 °C ztrácí 4 molekuly vody. Teprve při teplotě nad 250 °C vzniká bezvodý síran měďnatý. Molekula modré skalice obsahuje čtyři molekuly vody

koordinálně vázány na centrální atom mědi a jednu molekulu vody, která se váže pomocí vodíkových můstků na jednu molekulu vody a kyslíkový atom skupiny SO_4^- .

Zdroj: literatura č. 7

6/005

Za jakých podmínek vzniká bezvodý síran měďnatý?

Bezvodý síran měďnatý vzniká při zahřívání modré skalice, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, nad $250\text{ }^\circ\text{C}$. Modrá skalice zvyšováním teploty ztrácí molekuly vody postupně. Čtyři molekuly vody jsou koordinálně vázány na centrální atom mědi a jednu molekulu vody, která se váže pomocí vodíkových můstků na jednu koordinovanou molekulu vody a kyslíkový atom skupiny SO_4^- .

Zdroj: literatura č. 7

6/006

Jakou barvu a vzhled má $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?

Pentahydrát síranu měďnatého, triviálně nazýván modrá skalice, je modrá krystalická látka. Molekula modré skalice obsahuje čtyři molekuly vody koordinálně vázány na centrální atom mědi a jednu molekulu vody, která se váže pomocí vodíkových můstků na jednu molekulu vody a kyslíkový atom skupiny SO_4^- .



Zdroj: literatura č. 7, 8

6/007

Jakou barvu má bezvodý CuSO_4 ?

Bezvodý síran měďnatý je bílá krystalická látka. Získává se z $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ zahříváním nad $250\text{ }^\circ\text{C}$.

Zdroj: literatura č. 8

6/008

Jakou barvu a vzhled má hydroxid měďnatý?

Hydroxid měďnatý je modrá práškovitá látka. Hydroxid měďnatý lze získat působením hydroxidů na roztoky Cu^{II} .

Zdroj: literatura č. 8

6/009

Co vznikne při reakci amoniaku s hydroxidem měďnatým?

Reakcí $\text{Cu}(\text{OH})_2$ s amoniakem vzniká komplex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$. Reakcí amoniaku s Cu^{II} roztoky vznikají komplexy tetraamminů. Rekrystalizací tetraamminů z amoniaku vznikají dále pentaamminy, které pátou molekulu NH_3 snadno uvolňují. Hexaamminy se mohou připravovat pouze z kapalného amoniaku.

Zdroj: literatura č. 8

6/010

Kolik gramů mědi ($A_r=64$) je obsaženo v 500 g modré skalice ($M_r=250$)?

Modrá skalice má vzorec $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Jedna molekula modré skalice obsahuje jeden kation Cu^{2+} . Z hodnot molekulových a atomových hmotností vyplývá, že 250 g modré skalice obsahuje 64 g mědi. 500 g, tedy dvojnásobek molekulové hmotnosti, modré skalice musí obsahovat dvojnásobek atomové hmotnosti Cu, tedy 128 g.

6/011

Jakou hmotnost bude mít monohdrát síranu měďnatého $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($M_r=178$) vzniklý ze 125 g modré skalice $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($M_r=250$) po zahřátí na 130 °C?

Z hodnot molekulových hmotností vyplývá, že monohdrát síranu měďnatého připravený z 250 g modré skalice bude mít hmotnost 178 g. Zadané množství modré skalice je poloviční než molekulová hmotnost modré skalice. Proto musí být i hmotnost monohdrátu poloviční než je jeho molekulová hmotnost, tedy $178/2=89$ g.

6/012

K čemu dochází při zahřátí síranu měďnatého nad 655 °C?

Při zahřívání síranu měďnatého nad 655 °C se síran rozkládá na CuO a SO_3 .

Zdroj: literatura č. 7, 8

6/013

Která rovnice správně popisuje k čemu dochází při zahřívání síranu měďnatého nad 655 °C?

Zahřívání síranu měďnatého nad 655 °C popisuje rovnice: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_3$. Síran měďnatý se vyskytuje nejčastěji jako pentahdrát nebo-li modrá skalice, která postupným zahříváním ztrácí molekuly vody. Nejprve vzniká trihydrát, poté monohdrát (při teplotě 110 °C). Při dalším zahřívání nad 250 °C vzniká bezvodý síran a ten se v konečné fázi při teplotě nad 655 °C rozkládá podle výše uvedené rovnice.

Zdroj: literatura č. 7, 8

6/014

Kolik dm^3 oxidu sírového se uvolní termickým rozkladem dvou molů CuSO_4 za normálních podmínek?

Rozklad síranu měďnatého popisuje rovnice: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_3$. Z rovnice je patrné, že síran měďnatý a oxid sírový jsou v poměru 1:1. Ze dvou molů síranu tedy vznikají dva moly oxidu sírového. Za normálních podmínek má 1 mol plynu stejný objem, a to $22,4 \text{ dm}^3$. Dva moly oxidu sírového, vznikajícího rozkladem síranu, mají objem $22,4 \cdot 2=44,8 \text{ dm}^3$.

6/015

Názvoslovně správně pojmenujte $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

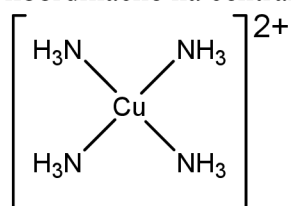
Sloučenina se vzorcem $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ se nazývá monohydrát síranu tetraamminměďnatého. Jedná se o komplexní hydratovanou sůl obsahující v molekule čtyři neutrální ligandy NH_3 , kation Cu^{II} , síranový anion SO_4^{2-} a jednu molekulu vody.

Zdroj: literatura č. 8

6/016

Jakou strukturu má kationt $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$?

Kation tetraamminměďnatý má čtvercově planární strukturu. Čtyři ligandy NH_3 se vážou koordináčně na centrální atom mědi a tvoří čtverec.



Zdroj: literatura č. 8

6/017

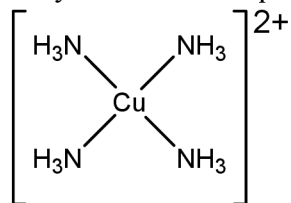
Odhadněte, kolik gramů amoniaku ($M_r = 17$) je třeba pro přípravu 100 g $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 246$)?

Molekula monohydrátu síranu tetraamminměďnatého obsahuje čtyři molekuly amoniaku, což je zřejmé ze vzorce monohydrátu. Na přípravu 246 g $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ by bylo tedy potřeba $17 \cdot 4 = 68$ g amoniaku. Při zachování poměru a výpočtem pomocí trojčlenky vychází, že na přípravu 100 g $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ je zapotřebí 27,6 g amoniaku.

6/018

Jaký vzhled má $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$?

Monohydrát síranu tetraamminměďnatého je komplexní sloučenina tvořící jemné tmavě modré krystaly. Monohydrát síranu tetraamminměďnatého je tvořen tetraamminměďnatým, který má čtvercově planární strukturu.



Zdroj: literatura č. 8

6/019

Co vzniká termickým rozkladem $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$?

Termickým rozkladem monohydrátu síranu tetraamminměďnatého vzniká síran měďnatý. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ je stálý pouze za laboratorní teploty.

Zdroj: literatura č. 7

6/020

Je za laboratorní teploty $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ stabilní?

Ano. Monohydrát síranu tetraamminměďnatého je stabilní pouze za laboratorní teploty. Zahříváním se rozkládá na síran měďnatý CuSO_4 .

Zdroj: literatura č. 7

6/021

Jakou reakci vykazuje vodný roztok $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$?

Vodný roztok monohydrátu síranu tetraamminměďnatého vykazuje zásaditou reakci. V molekule jsou obsaženy čtyři ligandy amoniaku, který je silná zásada, proto i roztok $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ vykazuje alkalickou reakci. To znamená, že hodnota pH je vyšší než 7.

6/022

Jakou barvu mají krystaly $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$?

Krystaly monohydrátu síranu tetraamminměďnatého jsou tmavě modré.

Zdroj: literatura č. 7

6/023

Co vzniká reakcí síranu měďnatého s amoniakem ve vodném prostředí?

Reakcí síranu měďnatého s amoniakem ve vodném prostředí vzniká monohydrát síranu tetraamminměďnatého. Reakci popisuje rovnice $\text{CuSO}_4 + 4 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7

6/024

V čem spočívá tzv. metoda konverze?

Konverze znamená obecně změnu. V chemii se jedná o vyloučení nejméně rozpustné sloučeniny s daným kationtem nebo aniontem, který se v roztoku dvou solí nachází. Dochází k tzv. podvojně záměně mezi reagujícími látkami.

Zdroj: literatura č. 42, 43

6/025

Která z uvedených reakcí lze označit za konverzi?

Za konverzi lze označit reakci $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$. Při konverzi, jinak také nazývaná podvojná záměna, dochází k záměně iontů mezi jednotlivými sloučeninami. Podle rozdělení reakcí podle vnějších změn patří konverze k rozkladným reakcím.

Zdroj: literatura č. 43

6/026

Která z uvedených reakcí lze označit za konverzi?

Za konverzi lze považovat reakci $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NaCl}$. Při konverzi dochází k podvojně záměně iontů mezi reagujícími sloučeninami.

Zdroj: literatur č. 43

6/027

Která z uvedených rovnic je srážecí?

Srážecí reakce je $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NH}_4\text{NO}_3$. Podstatou srážecí reakce je podvojná záměna iontů mezi reagujícími sloučeninami a následnou tvorbou sraženiny, která se může izolovat.

Zdroj: literatura č. 44

6/028

Která rovnice správně popisuje reakci $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ s NH_4Cl ?

Reakci dichromanu sodného s chloridem amonným popisuje rovnice:

$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NaCl}$. Jedná se o podvojnou záměnu, tzv. konverzi, kdy se ionty dvou reagujících sloučenin navzájem vymění.

Zdroj: literatura č. 7, 44

6/029

Co vznikne reakcí $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ a NH_4Cl ve vodném prostředí.

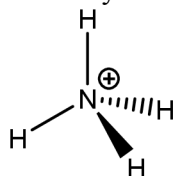
Při reakci dichromanu sodného s chloridem amonným ve vodném roztoku dochází k tzv. konverzi, nebo-li podvojně záměně iontů, a vzniká chlorid sodný a dichroman amonný. Reakci popisuje rovnice: $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NaCl}$

Zdroj: literatura č. 7, 43

6/030

Jaký je vzorec amonného kationtu a jaký zaujímá tvar?

Amonný kationt má vzorec $(\text{NH}_4)^+$ a zaujímá tvar tetraedru.



6/031

Dle platných názvoslovných principů pojmenujte $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Jedná se o dihydrát dichromanu sodného. Při pojmenovávání sloučeniny nejprve určíme oxidační čísla jednotlivých atomů (celá molekula musí být neutrální). Sloučeninu

pojmenováváme jako hydrát něčeho. Počet molekul vody se stanoví předložkou mono-, di-, tri- atd. a název soli se pojmenuje pomocí koncovek odpovídající oxidačním stavům (ný, natý, itý, ičitý, atd.) Nesmíme opomenout předložkou určit počet atomů chromu tvořící aniont.

6/032

Jaká je závislost rozpustnosti NaCl ve vodě na teplotě?

Rozpustnost NaCl s rostoucí teplotou roste velmi málo. Při teplotě 0 °C je rozpustnost NaCl 35,63 g ve 100 g vody a při 100 °C 39,02 g ve 100 g vody, což je rozdíl přibližně 3,6 g na 100 °C).

Zdroj: literatura č. 9

6/033

Jakou barvu a vzhled má dichroman amonný?

Dichroman amonný je oranžová krystalická látka. Dichromanový aniont má tvar dvou tetraedrů spojených vrchlem, ve kterém se nachází atom kyslíku

Zdroj: literatura č. 7

6/034

Je dichroman amonný rozpustný v ethanolu?

Ano. Dichroman amonný je rozpustný v ethanolu i ve vodě.

Zdroj: literatura č. 7

6/035

Je dichroman amonný termicky stabilní?

Ne. Dichroman amonný se s rostoucí teplotou stává nestabilní a při zahřátí nad 170 °C se rozkládá na oxid chromitý, dusík a vodu. Tento proces se používá při přípravě oxidu chromitého a je popsán rovnicí $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

6/036

Co je třeba mít na zřeteli při práci s chromany a dichromany?

Při práci s chromany a dichromany je nutno postupovat velmi opatrně a vyvarovat se styku s těmito látkami, protože šestimocný chrom Cr^{VI} je prokázaně karcinogenní. Chromany i dichromany jsou toxické a oxidují látky. Dichromany jsou mají dále leptající účinky. Sloučeniny Cr^{VI} poškozují zdraví při jakémkoli způsobu podání a vstřebávají se pokožkou. Chromany mohou způsobovat i poruchy reprodukce.



Zdroj: literatura č. 45, 46

6/037

Proč rozsypaný dichroman nezametáme?

Dichroman se při rozsypaní nezametá, protože by se jeho jemné částičky rozptýlily do vzduchu a mohlo by dojít k jejich vdechnutí. Dichroman je karcinogenní látka, která je toxická při každém způsobu podání.



Zdroj: literatura č. 46

6/038

Co provedeme s roztoky obsahujícími zbytky dichromanu?

Roztoky obsahující zbytky dichromanu se nesmí vylévat do kanalizace, ale skladovat v určených sběrných lahvích, protože dichroman je karcinogenní látka s leptajícími a oxidujícími účinky. Způsobuje vážné poruchy zdraví při jakémkoliv způsobu podání.



Zdroj: literatura č. 46

6/039

Při jaké teplotě se dichroman amonný rozkládá?

Dichroman amonný se rozkládá při zahřátí nad 170 °C. Tímto způsobem lze připravit oxid chromitý. Dále se uvolňuje dusík a voda. Reakci popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

6/040

Proč nevytváříme filtrát po filtraci dichromanu amonného do výlevky?

Roztoky obsahující zbytky dichromanu se nesmí vylévat do kanalizace, protože se jedná o látku karcinogenní. Dichroman je toxický při jakémkoliv způsobu podání.



Zdroj: literatura č. 46

6/041

Která rovnice správně popisuje průběh termického rozkladu dichromanu amonného?

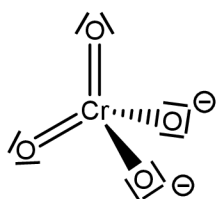
Rozklad dichromanu amonného popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$.
Rozklad dichromanu amonného za vzniku oxid chromitého, dusíku a vody nastává při zahřátí nad 170°C .

Zdroj: literatura č. 7

6/042

Jaký tvar zaujímá chromanový anion?

Chromanový anion CrO_4^{2-} zaujímá tvar tetraedru.

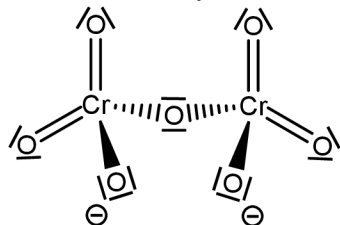


Zdroj: literatura č. 8

6/043

Jaký tvar zaujímá dichromanový anion?

Dichromanový anion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ zaujímá tvar dvou tetraedrů propojených vrcholem, v němž se nachází atom kyslíku.



Zdroj: literatura č. 7

6/044

Odhadněte, kolik gramů dihydrátu dichromanu sodného $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 298$) je třeba pro přípravu 25 g dichromanu amonného $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($M_r = 252$).

Příprava dichromanu amonného z dihydrátu dichromanu sodného je popsána rovnicí $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NaCl}$. Jedná se o reakci nazývanou konverze

(podvojná záměna). Stechiometrický poměr reagujícího a vznikajícího dichromanu je 1:1. Z jednoho molu dihydrátu dichromanu sodného vzniká tedy jeden mol dichromanu amonného. Na přípravu 252 g $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ by bylo potřeba tedy 298 g $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Při stejném poměru pomocí trojčlenky vypočítáme, že pro přípravu 25 g dichromanu amonného je zapotřebí 29,6 g dihydrátu. Hrubý odhad navážky dihydrátu lze určit tak, že při přípravě 10 krát menšího množství dichromanu amonného, než je jeho molární hmotnost, a stechiometrickém poměru 1:1, bude i dihydrátu zapotřebí asi 10 krát méně než je jeho molární hmotnost, tedy přibližně 29,8 g.

6/045

Odhadněte, kolik chloridu amonného se při 20 °C rozpustí v 75 cm³ vody, jestliže víte, že ve 100 cm³ vody se rozpustí při 20 °C 37,2 g chloridu amonného.

Pokud se nemění teplota vody, ale pouze objem, předpokládáme lineární závislost rozpustnosti na objemu. Ve 100 g vody se rozpustí 37,2 g NH_4Cl , což je 100 %. V 75 g vody se rozpustí 75 % chloridu amonného z 37,2 g. 75 %, což jsou $\frac{3}{4}$ z celku. 37,2 g vydělíme čtyřmi, což je něco přes 9,3 g a vynásobíme třemi, což je něco přes 27,9 g NH_4Cl .

6/046

Kolik gramů chloridu amonného a kolik cm³ vody obsahuje nasycený roztok NH₄Cl, jestliže je hmotnost tohoto roztoku rovna 274,4 g? Rozpustnost NH₄Cl je 37,2 g ve 100 cm³ vody při dané teplotě.

Pokud je rozpustnost chloridu amonného ve 100 cm³ vody 37,2 g, hmotnost celého roztoku činí 137,2 g. Hmotnost 274,4 g je zřejmý dvojnásobek hmotnosti 137,2 g. Nasycený roztok tak musí obsahovat dvojnásobek každé složky, tedy 74,4 g chloridu amonného a 200 cm³ vody.

6/047

Nasycený roztok dichromanu amonného připravený při 20 °C vznikl rozpuštěním maximálního množství dichromanu ve 100 cm³ vody. Zvážením byla zjištěna hmotnost roztoku 147,1 g. Jaká je rozpustnost dichromanu amonného při 20 °C?

Za normálních podmínek je hodnota hustoty vody rovna $1\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$. A pokud byla látka rozpuštěna ve 100 g vody a celý roztok vážil 147,1 g, je zřejmé, že rozpustnost dichromanu amonného při 20 °C je 47,1 g ve 100 g vody.

6/048

Jestliže je rozpustnost dihydrátu dichromanu sodného Na₂Cr₂O₇·2H₂O přibližně 300 g ve 100 cm³ vody při 20 °C, co lze říci o rozpustnosti bezvodého dichromanu sodného Na₂Cr₂O₇ ve vodě při téže teplotě? Pro zjednodušení předpokládejte Mr (Na₂Cr₂O₇·2H₂O)= 300 a Mr (Na₂Cr₂O₇)= 260.

Z hodnot molekulových hmotností vyplývá, že ve 300 g dihydrátu dichromanu sodného je 40 g vody. 260 g bezvodého dichromanu se rozpustí ve 140 g vody. Pro případ, kdy je potřeba znát rozpustnost na 100 g vody, přichází v úvahu trojčlenka $x = (260 \cdot 100) / 140$, což vychází asi 186 g.

6/049

Který z níže popsaných postupů správně popisuje důkaz chloridů v připraveném dichromanu amonném?

Chloridy přítomné v roztoku dichromanu amonného se dokazují přidáním několika kapek 5% roztoku AgNO_3 za vzniku hnědé sraženiny $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ a v případě přítomnosti chloridů i sraženina AgCl , která se po přidání HNO_3 na rozdíl od sraženiny $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ nerozpustí. Jedná se o srážecí reakce, konkrétně frakcionované srážení, které je založeno na dělení iontů elektrolytech s jedním společným iontem. Podmínkou těchto reakcí je dostatečně rozdílná rozpustnost vznikajících sraženin. Pomocí AgNO_3 se výše uvedeným způsobem dokazují i bromidy a jodidy.

Zdroj: literatura č. 44

6/050

Odhadněte kolik gramů dichromanu stříbrného ($M_r = 430$) vznikne z 50,0 g $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($M_r = 250$), jestliže bylo pro reakci použito o 50 % dusičnanu stříbrného ($M_r = 170$) méně, než odpovídá stechiometrickému poměru?

Reakce dusičnanu stříbrného s dichromanem amonným za vzniku dichromanu stříbrného a dusičnanu amonného je konverze (podvojná záměna) a je popsána rovnicí $2 \text{AgNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{NH}_4\text{NO}_3$. Dichromany reagují ve stechiometrickém poměru 1:1. Z 50 g dichromanu amonného, což je 5 krát méně než hodnota jeho molární hmotnosti, musí vznikat i 5 krát méně dichromanu stříbrného než činí hodnota molární hmotnosti, tedy 86 g. V případě, že na reakci bylo použito 50 % dusičnanu stříbrného, musí být i dichroman stříbrný vytěžen pouze z 50 %, tedy 43 g.

7/001

Která rovnice popisuje termický rozklad dichromanu amonného?

K rozkladu dichromanu amonného dochází při zahřátí nad 170°C . Při termickém rozkladu dichromanu amonného vzniká oxid chromitý, voda a dusík. Reakci popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$.

Zdroj: literatura č. 7

7/002

Jaký objem dusíku za normálních podmínek vznikne rozkladem 250 g $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($M_r = 250$)?

Termický rozklad dichromanu amonného popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$. Dusík a dichroman amonný reagují ve stechiometrickém poměru 1:1. Dichromanu reaguje jeden mol, protože poměr navázký a molární hmotnosti je roven 1. Vzniká tedy i jeden mol dusíku. Za normálních podmínek má 1 mol každého plynu stejný objem, $22,4 \text{ dm}^3$. Vzniká tedy $22,4 \text{ dm}^3$ dusíku.

7/003

Jaký objem zaujme voda vzniklá rozkladem jednoho molu $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, předpokládáme-li, že reakce proběhne za normálních podmínek a veškerá voda vznikne jako pára.

Termický rozklad dichromanu amonného je popsán rovnicí $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$. Z jednoho molu dichromanu tak vznikají čtyři moly vodní páry. Za normálních podmínek

má vodní pára, jako každý plyn, stejný objem, 22,4 dm³. Čtyři moly vodní páry tedy zaujmají objem 22,4·4= 89,6 dm³.

7/004

Proč přerušíme zahřívání dichromanu amonného v okamžiku, kdy začne probíhat jeho rozklad?

Rozklad dichromanu amonného dále probíhá bez zahřívání a zabráníme tak strhávání vznikajícího oxidu chromitého proudem vznikající vodní páry a dusíku. K termickému rozkladu dichromanu amonného dochází při zahřátí nad 170 °C. Termický rozklad dichromanu amonného popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

7/005

Proč reakční směs zakrýváme sítkou?

Reakční směs rozkládajícího dichromanu amonného zakrýváme sítkou, abychom zabránili stržení oxidu chromitého proudem vznikající vodní páry a dusíku ven z misky. Dichroman amonný se při teplotě nad 170 °C termicky rozkládá. Rozklad dichromanu amonného popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

7/006

Rozklad dichromanu amonného se často předvádí jako efektní pokus. Jak se takovému pokusu, kdy zapálíme na hromádku sesypaný dichroman říká?

Efektní rozklad dichromanu amonného se nazývá sopka. K rozkladu dichromanu amonného dochází při zahřátí na teplotu vyšší než 170 °C. Rozklad dichromanu amonného popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$.



Zdroj: literatura č. 7, 8

7/007

Jaký vzhled má oxid chromitý?

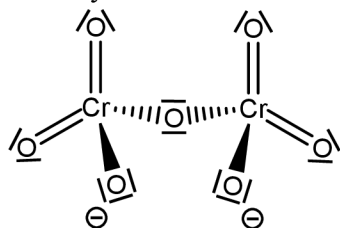
Oxid chromitý, Cr₂O₃, je zelená práškovitá látka. Oxid chromitý se uplatňuje jako zelený pigment při výrobě vodových barev a nátěrových hmot. Snadno se připraví termickým rozkladem dichromanu amonného. Jinak lze oxid chromitý připravit zahříváním CrO₃ nad teplotu 220 až 250 °C. Dochází k odštěpování kyslíku a přechází v plynnou řadu nižších oxidů, na jejímž konci je oxid chromitý.

Zdroj: literatura č. 8

7/008

Jakou barvu má $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

Dichroman amonný tvoří oranžové krystaly. Dichromanový anion je tvořen dvěma tetraedrickými chromanovými anionty, které jsou propojeny pře vrchol, vněmž se nachází atom kyslíku.

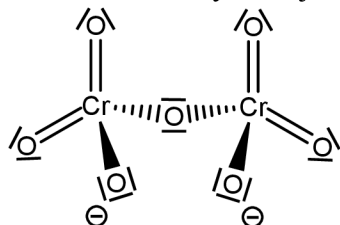


Zdroj: literatura č. 7

7/009

Jaké je oxidační číslo atomu chromu v $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

Daná sloučenina má název dichroman amonný. Oxidační číslo kyslíku je $-II$. Kyslík se vyskytuje v molekule 7 krát, dává molekule záporný náboj $14-$. Amonný kation má oxidační číslo $+I$, vyskytuje se v molekule 2 krát, což dává hodnotu $2+$. Aby molekula dichromanu amonného byla neutrální, na dva atomy chromu zůstává $14-2=12$ záporného náboje, který musí vyrovnat, aby molekula byla neutrální. A poněvadž jsou v molekule dva atomy chromu, na každý atom chromu tedy vychází oxidační číslo $+VI$, což odpovídá i počtu vazeb, které z atomu chromu vycházejí v elektronovém strukturním vzorci.



7/010

Kolik gramů oxidu chromitého ($M_r=152$) vznikne z 25,0 g $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($M_r=252$)?

Oxid chromitý vzniká při termickém rozkladu dichromanu amonného. Rozklad je popsán rovnicí $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$. Z jednoho molu dichromanu vzniká reakcí jeden mol oxidu chromitého. Z 25,0 g dichromanu amonného, což je asi 10 krát méně než je hodnota molární hmotnosti, musí vznikat asi 10 krát méně oxidu chromitého, tedy přibližně 15,0 g. Při výpočtu pomocí trojčlenky dospějeme k přesnému výsledku 15,1 g oxidu chromitého.

7/011

Kolik gramů $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($M_r=252$) potřebujeme na přípravu 150 g oxidu chromitého ($M_r=152$)?

Přípravu oxidu chromitého rozkladem dichromanu amonného popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$. Z jednoho molu dichromanu vzniká reakcí jeden mol oxidu chromitého. Pro přípravu 152 g Cr_2O_3 by bylo zapotřebí tedy 252 g $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Při zachování poměru výpočtem pomocí trojčlenky určíme, že pro přípravu 150 g oxidu chromitého je zapotřebí 248,7 g dichromanu amonného.

7/012

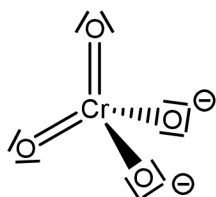
Kolik dm^3 dusíku a kolik dm^3 vodní páry vznikne při rozkladu 25 g $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($M_r=252$)?

Termický rozklad dichromanu amonného, při kterém se uvolňuje dusík a vodní pára, popisuje rovnice $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$. Rozkládá-li se 25 g dichromanu amonného, znamená to, že reaguje přibližně 0,1 molu této látky (poměr hmotnosti a molární hmotnosti). Pokud reakce probíhá za normálních podmínek, platí, že 1 mol jakéhokoli plynu zaujímá objem $22,4 \text{ dm}^3$. Rozkladem jednoho molu dichromanu vzniká jeden mol dusíku. Při rozkladu 0,1 molu dichromanu amonného tedy vzniká 0,1 molu N_2 , který zaujímá objem $22,4 \cdot 0,1 = 2,24 \text{ dm}^3$ (viz. podmínka výše). Vodní páry vzniká 4 krát více, reaguje s dichromanem amonným v poměru 1:4. Rozkladem 0,1 molu $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ bude tedy vznikat 0,4 molu vodní páry, která díky podmínce uvedené výše zaujímá objem $22,4 \cdot 0,4 = 8,96 \text{ dm}^3$.

7/013

Která rovnice správně popisuje reakci oxidu chromitého a dusičnanu draselného v prostředí hydroxidu draselného?

Reakci oxidu chromitého s dusičnanem draselným v prostředí hydroxidu draselného popisuje rovnice $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{KNO}_3 + 4 \text{KOH} \rightarrow 2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 3 \text{KNO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Touto reakcí lze v laboratoři připravit chroman draselný, který tvoří citronově žluté krystaly.



Zdroj: literatura č. 7

7/014

Kolik gramů oxidu chromitého ($M_r=152$) je třeba na přípravu 97 g chromanu draselného ($M_r=194$)?

Přípravu chromanu draselného z oxidu chromitého popisuje rovnice $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{KNO}_3 + 4 \text{KOH} \rightarrow 2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 3 \text{KNO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Z jednoho molu Cr_2O_3 vznikají 2 moly K_2CrO_4 . Na přípravu 194 g chromanu draselného by bylo zapotřebí tedy $152/2 = 76$ g oxidu chromitého. Tento poměr platí v reakci jakéhokoli množství, takže pro přípravu 97 g chromanu draselného je zapotřebí 38 g oxidu chromitého (výpočet pomocí trojčlenky).

7/015

Je chroman draselný rozpustný ve vodě?

Rozpustnost chromanu draselného ve vodě je dobrá. S rostoucí teplotou jeho rozpustnost mírně roste. Při $0 \text{ }^\circ\text{C}$ se ve 100 g vody rozpustí 59,03 g K_2CrO_4 a při teplotě $100 \text{ }^\circ\text{C}$ se ve 100 g vody rozpustí 79,62 g chromanu draselného.

Zdroj: literatura č. 7, 9

7/016

Je chroman draselný rozpustný v ethanolu?

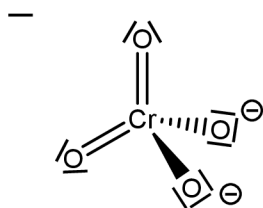
Chroman draselný je v ethanolu nerozpustný. Jeho rozpustnost ve vodě je ovšem dobrá a s rostoucí teplotou mírně roste. Při 0 °C se ve 100 g vody rozpustí 59,03 g K_2CrO_4 a při teplotě 100 °C se ve 100 g vody rozpustí 79,62 g chromanu draselného.

Zdroj: literatura č. 7, 9

7/017

Jakou barvu mají krystaly K_2CrO_4 ?

Chroman draselný tvoří citronově žluté jemné krystaly. Chromanový anion CrO_4^{2-} zaujímá tvar tetraedru.



Zdroj: literatura č. 7, 8, 47

7/018

K čemu se v praxi využívá redukce žlutého chromanu draselného na zelenou chromitou sůl ethanolem?

Redukce žlutého chromanu draselného na zelenou chromitou sůl ethanolem se v praxi využívá v detekčních trubičkách na přítomnost alkoholu v dechu. V laboratořích se hladina alkoholu v krvi určuje např. plynovou chromatografií. Dalším možným zjištěním hodnoty alkoholu v krvi je tzv. Widmarkova metoda. Pokles hladiny alkoholu v krvi za jednu hodinu se označuje jako faktor beta. Hodnota u zdravého člověka je v rozsahu 0,12 až 0,20 $g \cdot kg^{-1}$. Koncentrace alkoholu v krvi lze vyjádřit více způsoby. Známa jednotka promile ‰ vyjadřuje koncentraci alkoholu a odpovídá přímo koncentraci v $g \cdot kg^{-1}$ (1 ‰ = 1 $g \cdot kg^{-1}$). Pro medicínské účely se ovšem koncentrace alkoholu vyjadřuje v $mmol \cdot l^{-1}$ (1 $g \cdot kg^{-1}$ = 21,71 $mmol \cdot l^{-1}$).

Zdroj: literatura č. 48

7/019

Která rovnice nepopisuje správně podstatu průběhu reakce chromanu draselného s ethanolem v detekčních trubičkách?

Detekci ethanolu k dechu pomocí detekčních trubiček nepopisuje rovnice $4 K_2CrO_4 + C_2H_5OH + 2 SiO_2 \rightarrow 2 K_2Cr_2O_7 + 2 K_2SiO_3 + H_2O$. Detekce ethanolu v dechu pomocí detekčních trubiček je založena na redukci chromanu draselného ethanolem na chromité soli, doprovázené změnou ze žluté na zelenou barvu.

7/020

K čemu dochází při okyselení roztoku K_2CrO_4 ?

Okyselením roztoku, snižováním jeho pH, chromanu draselného dochází k tvorbě dichromanu draselného. Tvorba dichromanových anionů je doprovázena barevným přechodem z citronově

žlutého chromanu draselného na oranžový dichroman draselný. Proces okyselení roztoku chromanu draselného popisuje rovnice $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



Chroman draselný



Dichroman draselný

Zdroj: literatura č. 7, 8, 49

7/021

Jaké praktické využití mají chromany a dichromany?

Chromany a dichromany mají široké uplatnění jako silná oxidační činidla, čehož se využívá např. v odměrné analýze a okyselení roztoku dichromanů popisuje rovnice $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$. Další uplatnění nacházejí Cr^{VI} jako pigmenty používané v průmyslu nátěrových hmot. Nejznámější soli s tímto využitím je $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 8

7/022

Jak lze snadno připravit z chromanu dichroman?

Dichromany se z chromanů lehce připraví okyselením roztoku chromanu. Proces okyselení popisuje rovnice $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

7/023

Která rovnice správně popisuje chování chromanu v kyselém prostředí?

Roztok chromanu v kyselém prostředí popisuje rovnice $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Při snižování hodnoty pH roztoku chromanu dochází k zahájení řady labilních rovnováh a dochází ke vzniku dichromanu. Při hodnotě pH= 8 v roztoku existuje ve vysoké koncentraci pouze anion CrO_4^{2-} . Při snížení hodnoty pH= 2-6 se v roztoku nacházejí v rovnováze aniony HCrO_4^- a $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Zdroj: literatura č. 8

7/024

Jakým způsobem lze stanovit čistotu K_2CrO_4 ?

Čistota chromanu draselného se stanovuje nepřímou, titračním stanovením vyloučeného jodu thiosíranem sodným. Jedná se o oxidimetrickou metodu (odměrný roztok je oxidovadlo), konkrétně o jodometrii. Princip nepřímé jodometrie popisuje rovnice $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$. Bod ekvivalence je indikován buď žlutým zbarvením I_3^- nebo roztokem škrobu (modré zbarvení I_3^-).

Zdroj: literatura č. 58

7/025

Jaké je oxidační číslo atomu chromu v K_2CrO_4 ?

Oxidační číslo chromu je v chromanu draselném +VI. Draslík je alkalický kov, proto se vyskytuje pouze v oxidačním stavu +I. Kyslík má ve sloučeninách solí oxokyselin oxidační číslo -II. Při počtu atomů 4x O a 2x K má sloučenina náboj 6-. Celá sloučenina musí být neutrální, proto na atom chromu vychází oxidační číslo +VI.

7/026

Je chroman draselný rozpustný ve vodě?

Ano. Rozpustnost chromanu draselného je ve vodě dobrá. S rostoucí teplotou vody mírně roste. Při 0 °C se ve 100 g vody rozpustí 59,03 g K_2CrO_4 a při teplotě 100 °C se ve 100 g vody rozpustí 79,62 g chromanu draselného.

Zdroj: literatura č. 7, 9

7/027

Jaká je rozpustnost chromanu draselného v ethanolu?

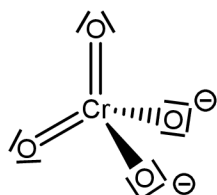
Chroman draselný je v ethanolu nerozpustný. Ve vodě je jeho rozpustnost ale dobrá a s rostoucí teplotou mírně roste. Při 0 °C se ve 100 g vody rozpustí 59,03 g K_2CrO_4 a při teplotě 100 °C se ve 100 g vody rozpustí 79,62 g chromanu draselného.

Zdroj: literatura č. 7, 9

7/028

Jaký tvar má chromanový anion?

Chromanový anion zaujímá tvar tetraedru. Dva atomy kyslíku jsou na chrom vázány dvojnou vazbou a dva atomy kyslíku jednoduchou, které nesou i záporný náboj aniontu.

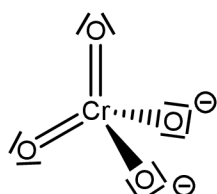


Zdroj: literatura č. 8

7/029

Jaký tvar zaujímá chromanový anion?

Chromanový anion zaujímá tetraedrický tvar. Dva atomy kyslíku jsou na chrom vázány dvojnou vazbou a dva atomy kyslíku jednoduchou, které nesou i záporný náboj aniontu.

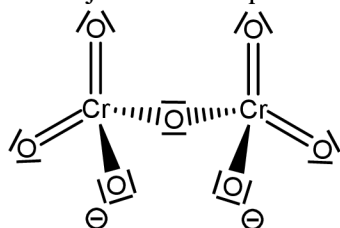


Zdroj: literatura č. 8

7/030

Jak lze popsat prostorovou strukturu dichromanového aniontu?

Dichromanový anion je tvořen dvěma tetraedry CrO_4 , které mají společný vrchol, v němž je atom kyslíku. Vazebný úhel Cr-O-Cr má velikost 126° . Preferování tetraedrické koordinace před oktaedrickou lze u dichromanového anionu přisoudit malému poloměru Cr^{VI} . Tetraedrická koordinace také usnadňuje tvorbu dvojných vazeb mezi Cr a O, kterými se omezuje možnost společného sdílení kyslíkových atomů.



Zdroj: literatura č. 8

7/031

Proč je nutné veškeré odpady obsahující chromany vylévat do určených odpadních nádob?

Roztoky obsahující šestimocný chrom Cr^{VI} se musí vylévat do určených sběrných lahví, protože chromanové sloučeniny jsou karcinogenní a nebezpečné pro životní prostředí.



Zdroj: literatura č. 7, 45

7/032

Proč je třeba maximální opatrnosti při práci s chromanem draselným?

Při práci s chromanem draselným musíme postupovat velmi obezřetně, protože se jedná karcinogenní a toxickou látku. Chroman draselný je toxický při jakémkoli způsobu podání a má také toxický vliv životní prostředí. Proto se roztoky obsahující dichroman draselný nesmí vylévat do kanalizace, ale do označených sběrných lahví.



Zdroj: literatura č. 7, 45

7/033

Proč je třeba zamezit potřísnění pokožky roztokem chromanu draselného?

Potřísnění pokožky roztokem chromanu draselného je nutno zamezit, protože chroman draselný je prokázaně karcinogenní látka. Je nutno zasažené místo okamžitě dekontaminovat, jinak může dojít k průniku pokožkou. Je toxický při jakémkoli způsobu podání. Má také toxický vliv na životní prostředí. Proto se roztoky obsahující chroman draselný nesmí vylévat do kanalizace, ale do označených sběrných lahví.



Zdroj: literatura č. 7, 45

7/034

Proč se při tavení oxidu chromitého s dusičnanem a hydroxidem draselným mění barva z tmavě zelené na citronově žlutou?

Za barevnou změnu ze zelené na citronově žlutou je zodpovědný vznikající chroman draselný, který tvoří citronově žluté krystaly. Reakci popisuje rovnice $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{KNO}_3 + 4 \text{KOH} \rightarrow 2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 3 \text{KNO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.



Zdroj: literatura č. 7, 49

7/035

Co způsobí přidání ethanolu k roztoku chromanu draselného?

Přidáním ethanolu k roztoku chromanu draselného dochází k jeho vylučování, protože chroman draselný je v ethanolu nerozpustný.

7/036

Co vzniká okyselením roztoku chromanu draselného?

Okyselením roztoku, snižováním jeho pH, chromanu draselného dochází k tvorbě dichromanu draselného. Tvorba dichromanových anionů je doprovázena barevným přechodem z citronově žlutého chromanu draselného na oranžový dichroman draselný. Proces okyselení roztoku chromanu draselného popisuje rovnice $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.



Chroman draselný



Dichroman drselný

Zdroj: literatura č. 8, 49

7/037

Která rovnice správně popisuje reakci jodu s thiosíranem?

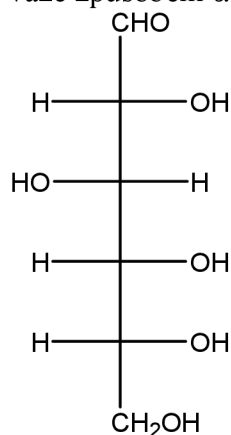
Reakci jodu s thiosíranem popisuje rovnice $I_2 + 2 S_2O_3^{2-} \rightarrow 2 I^- + S_4O_6^{2-}$. Jedná se o oxidačně-redukční titraci, jejíž podstatou je nepřímé jodometrického stanovení čistoty látek, např. chromanu draselného. Čistota látky se stanovuje nepřímo, titračním stanovením vyloučeného jodu thiosíranem sodným. Bod ekvivalence je indikován buď žlutým zbarvením I_3^- nebo roztokem škrobu (modré zbarvení I_3^-).

Zdroj: literatura č. 58

7/038

Co je to škrob?

Škrob je makromolekulární látka tvořená glukosou vázanou α -glykosidicky, přičemž tato glukosová jednotka se opakuje tisíckrát až desettisíckrát. Kromě těchto polysacharidických látek obsahují jednotlivé škroby i malé množství průvodních látek, jakými jsou lipidy a proteiny, a zhruba 10 až 20 % vody. Škroby jsou tvořené pomocí dvou polysacharidů - amylosy a amylopektinu. Amylosa je lineárním řetězcem, obsahujícím jednotky D-glukosy, navzájem vázané vazbou $\alpha(1,4)$, přičemž tento řetězec má strukturu šroubovice, do jejíhož nitra lze vázat až 20 % jodu. Toho se využívá v analytické chemii při důkazech jodu. Amylopektin obsahuje také D-glukosu vázanou vazbou $\alpha(1,4)$, na rozdíl od amylosy však připadá na každých 20 až 25 glukosových jednotek jedno rozvětvení, kdy se nový řetězec váže způsobem $\alpha(1,6)$. Škroby obsahují asi 15 až 25 % amylosy.



Zdroj: literatura č. 50

7/039

Jak se změní zbarvení roztoku jodu po přidání škrobu?

Zbarvení roztoku jodu je žlutohnědé, které se po přidání škrobu změní na modré. Podstatou změny zbarvení je vznik klatrátu škrobu s I_3^- resp. I_2 . Klatrát je adiční sloučenina vzniklá vřazením molekuly do dutiny hostitelské látky. Barevné změny ze žlutohnědé na modrou se využívá při důkazu škrobu v neznámé látce.

Zdroj: literatura č. 51, 52

7/040

Proč se roztok škrobu barví v přítomnosti jodu modře?

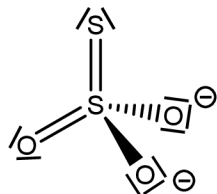
Roztok škrobu se v přítomnosti jodu barví modře, protože vzniká klatrát škrobu s I_3^- resp. I_2 .

Zdroj: literatura 51

7/041

Jaká oxidační čísla mají atomy síry v thiosíranovém aniontu?

Thiosíranový anion má vzorec $S_2O_3^{2-}$. Kyslík je v oxokyselinách v oxidačním stavu $-II$. Kyslík tedy dává molekule thiosíranu záporný náboj $6-$. Celkový náboj anionu je $2-$, takže na dva atomy síry zbývá náboj $4+$, aby byla molekula neutrální. Centrální atom síry má oxidační číslo $+VI$ a atom síry na něm navázaný je v oxidačním stavu $-II$, protože nahrazuje kyslík (ve srovnání se síranovým aniontem).

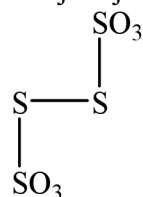


Zdroj: literatura č. 8

7/042

Jaká oxidační čísla mají atomy síry v tetrathionanovém aniontu?

Tetrathionanový anion má vzorec $S_4O_6^{2-}$. Při oxidačním stavu atomu kyslíku $-II$ a celkovém náboji anionu $2-$ vychází na čtyři atomy síry náboj $10+$. Tetrathionanový anion má strukturu s lomeným řetězcem atomů síry, přičemž atomy síry v krajních skupinách SO_3 mají oxidační číslo $+V$ a můstkové atomy síry mají oxidační číslo 0 . Oxidační čísla jsou určena počtem vazeb, která z prvku vychází. Podle toho to faktu by krajní atomy síry měly oxidační číslo $+VI$ a můstkové $+II$. Platí ale také pravidlo, že při vázbě prvku na prvek se oxidační číslo snižuje o jedna. Díky tomu mají krajní atomy síry oxidační číslo $+V$ a můstkové 0 .



Zdroj: literatura č. 8

7/043

Která rovnice či tvrzení správně popisuje děj, ke kterému dochází při reakci roztoku K_2CrO_4 s jodidem draselným v kyselém prostředí?

Reakci chromanu draselného s jodidem v kyselém prostředí popisuje rovnice $2 CrO_4^{2-} + 6 I^- + 16 H^+ \rightarrow 3 I_2 + 2 Cr^{3+} + 8 H_2O$. Chromany oxidují jodidy na jod a samy se redukují na sloučeniny v oxidačním stavu Cr^{III} . Chrom v oxidačním stavu +VI je silné oxidační činidlo. Pomocí jodidů se u chromanu draselného stanovuje čistota a to nepřímou, titračním stanovením vyloučeného jodu thiosíranem sodným. Bod ekvivalence je indikován buď žlutým zbarvením I_3^- nebo roztokem škrobu (modré zbarvení I_3^-).

Zdroj: literatura č. 8, 58

7/044

Proč se reakční směs K_2CrO_4 s KI zbarví hnědě?

Při reakci chromanu draselného s jodidem draselným dochází k uvolňování jodu, který způsobuje hnědé zbarvení roztoku. Jod se při titraci spotřebovává a vzniká bezbarvý jodid. V pevném skupenství je jod tmavě fialová krystalická látka.



Zdroj: literatura 53

7/045

Jaká je rozpustnost jodu ve vodě?

Rozpustnost jodu ve vodě je velmi malá. Při teplotě 20 °C se ve 100 g vody rozpustí pouze 0,029 g I_2 a při teplotě 60 °C se rozpustí 0,078 g. Pro zvýšení rozpustnosti jodu v roztoku se přidávají jodidy, jejichž rozpustnost (kromě jodidu olovnatého) je poměrně vysoká, např. jodidu draselného se při 20 °C rozpustí 144,07 g ve 100 g vody a při 60 °C je rozpustnost KI 176,40 g ve 100 g vody..

Zdroj: literatura č. 9

7/046

Proč se při stanovení čistoty chromanu draselného přidává nadbytek jodidu draselného?

Nadbytek jodidů se při stanovení čistoty chromanu draselného přidává pro zvýšení rozpustnosti jodu, který je ve vodě velmi málo rozpustný, ale v přítomnosti jodidů jeho rozpustnost roste díky tvorbě polyjodidových anionů, především anionu I_3^- . Rozpustnost I_2 při 20 °C je pouze 0,029 g ve 100 g vody a u jodidu draselného má je rozpustnost při 20 °C 144,07 g ve 100 g vody.

7/047

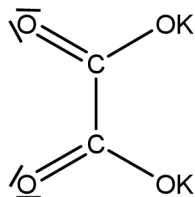
Odhadněte, jaké minimální množství teplé vody (60 °C) potřebujeme pro rozpuštění 25,0 g K_2CrO_4 vzniklého při reakci? Rozpustnost K_2CrO_4 při 60 °C: 68,6 g ve 100 g H_2O .

Při konstantní teplotě se rozpustnost látky mění lineárně v závislosti na množství vody, ve které dochází k rozpouštění. Pokud se ve 100 g vody rozpustí 68,6 g chromanu draselného, 25 g této látky se rozpustí ve $(25 \cdot 100)/68,6 = 36,4$ g vody.

8/001

Jaký je systematicky správný název sloučeniny se vzorcem $K_2C_2O_4 \cdot H_2O$?

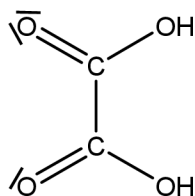
Jedná se o monohydrát šťavelanu draselného. Monohydrát šťavelanu draselného je hydratovaná draselná sůl od kyseliny šťavelové, jejíž vzorec je $H_2C_2O_4$. Kationy vodíku jsou u šťavelanu nahrazeny draselnými kationy K^+ .



8/002

Jaký je rozdíl mezi $(COOH)_2$ a $C_2H_2O_4$?

Mezi $(COOH)_2$ a $C_2H_2O_4$ není žádný rozdíl. Jedná se o dva zápisy téže sloučeniny, kyseliny šťavelové. Kyselina šťavelová je karboxylová kyselina, jejíž systematický název je kyselina ethandiová. Název sloučeniny vypovídá, že kyselina šťavelová obsahuje v molekule dva atomy uhlíku (ethan) a přípona -diová označuje přítomnost dvou karboxylových skupin -COOH.

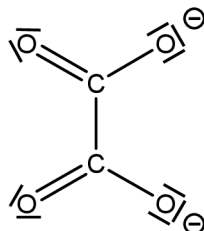


Zdroj literatura č. 54

8/003

Ve strukturním vzorci šťavelanového aniontu není:

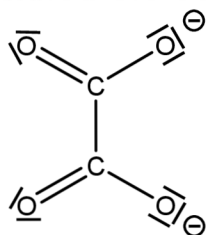
Ve strukturním vzorci šťavelanového aniontu se nevyskytuje řetězec C-O-C. Šťavelanový anion má sumární vzorec $(COO)_2^{2-}$, jelikož je ochuzen o dva vodíkové kationy H^+ . Strukturní vzorec šťavelanového anionu je



8/004

Nositelům náboje šťavelanového aniontu je (jsou):

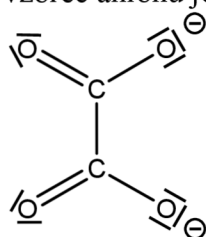
Nositeli záporného náboje šťavelanového anionu jsou dva atomy kyslíku vázané na atom uhlíku jednoduchou vazbou, které jsou ochuzeny o dva vodíkové kationy H^+ . Sumární vzorec šťavelanového anionu je $(COO)_2^{2-}$ a strukturní vzorec je



8/005

Šťavelanový anion má náboj:

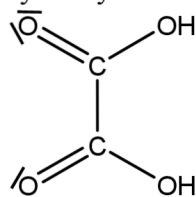
Šťavelanový anion má náboj 2-, jelikož se jedná o kyselinu šťavelovou $(COOH)_2$ ochuzenou o dva vodíkové kationy H^+ . Sumární vzorec šťavelanového anionu je $(COO)_2^{2-}$ a strukturní vzorec anionu je



8/006

Je kyselina šťavelová rozpustná ve vodě?

Ano. Kyselina šťavelová je ve vodě rozpustná bezbarvá krystalická látka. Systematický název kyseliny šťavelové je kyselina ethandiová a její strukturní vzorec je



Zdroj: literatura č. 54

8/007

Čím je kyselina šťavelová nebezpečná?

Kyselina šťavelová $C_2H_2O_4$ je jedovatá, rychle se vstřebává pokožkou. Při vnějším zasažení způsobuje podráždění a poleptání. Po vstřebání nebo při požití způsobuje křeče, nauseu, zvracení a kardiovaskulární selhání. Je toxická pro ledviny, po nadýchání způsobuje podráždění sliznic, kašel a dušnost. Bezpečnostní listy uvádějí nejnižší známou smrtelnou dávku pro ženy při orálním požití, která činí $600 \text{ mg} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Zdroj: literatura č. 55

8/008

Jaký vzhled má $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$?

Dihydrát kyseliny šťavelové tvoří bezbarvé krystaly.

Zdroj: literatura č. 7, 56

8/009

Dihydrát kyseliny šťavelové má inkongruentní bod tání 149-160 °C, což znamená:

Definice výrazu inkongruence říká, že se jedná o neshodu, vnitřní odpor. Z chemického hlediska je význam inkongruentního bodu tání takový, že při tání dochází k rozkladu látky.

Zdroj: literatura č. 57

8/010

Jaký je bod vzplanutí dihydrátu kyseliny šťavelové?

Hodnota bodu vzplanutí dihydrátu kyseliny šťavelové je 157 °C. Podle hodnoty vzplanutí je dihydrát kyseliny šťavelové hořlavina IV. třídy. Hořlaviny IV. třídy mají hodnotu bodu vzplanutí od 100 °C do 250 °C. Dále má dihydrát kyseliny šťavelové leptající a dráždivé účinky.

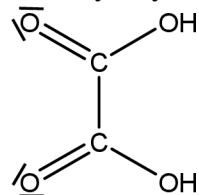


Zdroj: literatura č. 56

8/011

Dle platných názvoslovných principů je $(COOH)_2 \cdot 2H_2O$:

Podle platných názvoslovných principů se látka se vzorcem $(COOH)_2 \cdot 2H_2O$ nazývá dihydrát kyseliny šťavelové. Systematický název je dihydrát kyseliny ethandiové. Název vypovídá o výskytu atomů uhlíku v počtu dvou a přípona -diová označuje přítomnost dvou karboxylových skupin $-COOH$. Strukturální vzorec kyseliny šťavelové je



8/012

Jaký vzhled má $K_2C_2O_4 \cdot H_2O$?

Monohydrát šťavelanu draselného tvoří bílé krystaly. Jedná se o hydratovanou draselnou sůl kyseliny šťavelové. Sloučenina obsahuje šťavelanový anion, na němž jsou přes atomy kyslíku navázány draselné kationy.

Zdroj: literatura č. 7

8/013

Která rovnice správně popisuje přípravu monohydrátu šťavelanu draselného v této úloze?

Přípravu monohydrátu šťavelanu draselného popisuje v této úloze rovnice $(\text{COOH})_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Jedná se o neutralizaci vodného roztoku kyseliny šťavelové uhličitanem.

Zdroj: literatura č. 7

8/014

Je $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ rozpustný ve vodě?

Monohydrát šťavelanu draselného je ve vodě dobře rozpustný, obzvláště za horka je jeho rozpustnost velmi dobrá. Ve 100 g horké vody se rozpustí až 97,2 g monohydrátu šťavelanu draselného.

Zdroj: literatura č. 7

8/015

Kolik gramů $(\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 126$) je třeba na přípravu 18,0 g $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 184$)?

Přípravu monohydrátu šťavelanu draselného popisuje rovnice $(\text{COOH})_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Při přípravě se ale používá dihydrát kyseliny šťavelové, což pro postup monohydrátu šťavelanu draselného není důležité. Z jednoho molu dihydrátu kyseliny šťavelové vzniká jeden mol monohydrátu šťavelanu draselného. Na přípravu 184 g $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ by bylo zapotřebí 126 g $(\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Tento poměr platí neustále, takže na přípravu 18 g monohydrátu šťavelanu draselného je zapotřebí 12,3 g dihydrátu kyseliny šťavelové.

8/016

Na co se při vyšších teplotách (nad 400 °C) rozkládá $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$?

Monohydrát šťavelanu draselného zahříváním nad 100 °C ztrácí krystalovou vodu a při teplotách nad 400 °C se šťavelan draselný rozkládá na uhličitan draselný a oxid uhelnatý. Rozklad šťavelanu draselného popisuje rovnice $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}$.

Zdroj: literatura č. 7

8/017

K čemu dochází při zahřátí $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ nad 100 °C?

Při zahřátí monohydrátu šťavelanu draselného nad teplotu 100 °C dochází k dehydrataci a monohydrát ztrácí krystalovou vodu za vzniku šťavelanu draselného $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Tento děj popisuje rovnice $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7

8/018

Proč nesušíme získaný $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ v sušárně, ale pouze při laboratorní teplotě?

Monohydrát šťavelanu draselného nedáváme sušit do sušárny, sušíme jej při laboratorní teplotě, protože by mohlo dojít k dehydrataci získaného monohydrátu. Monohydrát šťavelanu draselného při teplotách nad 100 °C ztrácí krystalovou vodu za vzniku šťavelanu draselného.
Zdroj: literatura č. 7

8/019

Která rovnice správně popisuje termický rozklad šťavelanu draselného?

Termický rozklad šťavelanu draselného, ke kterému dochází při teplotách nad 400 °C, popisuje rovnice $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}$.

Zdroj: literatura č. 7

8/020

Která rovnice vystihuje titraci roztoku šťavelanu draselného manganistanem draselným?

Kontrolu čistoty šťavelanu draselného prováděnou roztokem manganistanu draselného popisuje rovnice $5 \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$. Jedná se o oxidačně-redukční titraci, manganometrii, jejíž podstatou jsou dobré oxidační účinky manganistanu draselného.

Zdroj: literatura č. 7, 58

8/021

Jakým způsobem je možné připravit dichroman draselný?

Dichroman draselný lze připravit okyselením roztoku chromanu draselného. Přípravu dichromanu draselného okyselováním chromanu draselného popisuje rovnice $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

8/022

Která rovnice správně popisuje chování chromanu v kyselém prostředí?

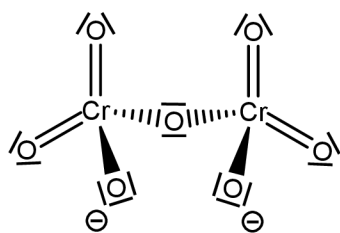
Působením kyselého prostředí na chromany se zahajuje řada labilních rovnováh, které vedou ke vzniku oranžovočerveného dichromanu. Okyselování roztoku chromanu popisuje rovnice $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

8/023

Jak lze popsat strukturu dichromanového aniontu?

Malý poloměr šestimocného chromu lze pokládat za příčinu toho, že dichromanový anion dává přednost tetraedrickému uspořádání před oktaedrickým. Dichromanový anion je složen ze dvou tetraedrů CrO_4 sdílející ve vrcholu společný atom kyslíku. Strukturní vzorec dichromanového anionu je



Zdroj: literatura č. 8

8/024

Proč je třeba maximální opatrnosti při práci s krystalickým dichromanem?

Dichromany jsou prokázaně karcinogenní látky toxické při jakémkoli způsobu vnitřního podání i styku s pokožkou. Dichromany jsou oxidující látky s leptajícími účinky.



Zdroj: literatura č. 46

8/025

Proč je třeba zamezit potřísnění pokožky roztokem dichromanu?

Při práci s roztokem dichromanu je nutné dbát maximální bezpečnosti a zamezit styku pokožkou, protože dichromany jsou prokázaně karcinogenní látky a jsou pokožkou vstřebávány. K intoxikaci dochází nejen při vnitřním, ale i při zevním podání. Dichromany jsou dále oxidující látky s leptajícími účinky.



Zdroj: literatura č. 46

8/026

Přípravu chromanu draselného v této úloze popisuje správně rovnice:

V této úloze se chroman draselný připravuje reakcí oxidu chromitého s dusičnanem draselným v prostředí hydroxidu draselného. Tuto reakci popisuje rovnice $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{KNO}_3 + 4 \text{KOH} \rightarrow 2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 3 \text{KNO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7

8/027

K čemu dochází při okyselení roztoku chromanu draselného kyselinou sírovou?

Při okyselení roztoku chromanu draselného kyselinou sírovou nastává řada labilních rovnováh, které vedou k tvorbě dichromanu draselného. Proces okyselení roztoku chromanu draselného popisuje rovnice $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Rovnovážná měření ukazují, že při pH vyšším než 8 se v roztoku vyskytují pouze aniony CrO_4^{2-} . Při snižování pH na hodnotu 2 až 6 se do rovnováhy dostávají aniony HCrO_4^- a $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Zdroj: literatura č. 8

8/028

Jaké nebezpečí hrozí při práci s dichromanem?

Při práci s roztokem dichromanu je nutné dbát maximální bezpečnosti, protože dichromany jsou prokázaně karcinogenní látky a k intoxikaci dochází nejen při vnitřním, ale i při zevním podání. Dichromany dále mají oxidující látky s leptajícími účinky.



Zdroj: literatura č. 46

8/029

Která rovnice správně popisuje rozkladu dichromanu draselného při žhání?

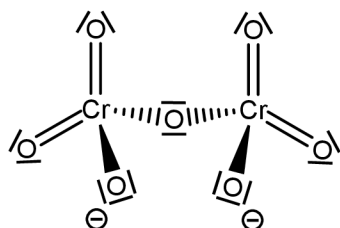
Při žhání dichromanu draselného dochází k rozkladu, který popisuje rovnice $4 \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2 \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 3 \text{O}_2$. Žháním se nazývá proces tepelného zpracování, při kterém se látka zahřívá jistou dobu na určitou teplotu. Po zahřívání zpravidla následuje pomalé ochlazování.

Zdroj: literatura č. 59

8/030

Jakou barvu a vzhled mají krystalky $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

Dichroman draselný tvoří oranžovočervené, poměrně velké krystaly. Dichromanový anion je tvořen dvěma tetraedry CrO_4 , které mají společný vrchol, v němž se nachází atom kyslíku. Strukturální vzorec dichromanového anionu je



dichroman draselný

Zdroj: literatura č. 8, 49

8/031

Je chroman draselný rozpustný ve vodě?

Chroman draselný je ve vodě dobře rozpustný. S rostoucí teplotou jeho rozpustnost roste. Při teplotě 0 °C se ve 100 g rozpustí 58,2 g K_2CrO_4 a při teplotě 100 °C se ve 100 g vody rozpouští 75,6 g chromanu draselného.

Zdroj: literatura č. 7, 9

8/032

Jakou barvu má krystalický chroman draselný?

Chroman draselný tvoří citronověžluté jemné krystaly.

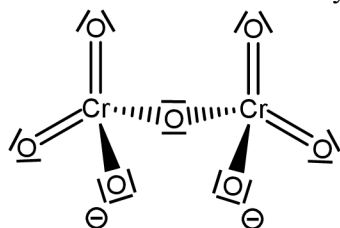


Zdroj: literatura č. 7, 49

8/033

Jak lze popsat prostorovou strukturu dichromanového aniontu?

Dichromanový anion $Cr_2O_7^{2-}$ má strukturu dvou tetraedrů spojených přes společný vrchol, v němž se nachází atom kyslíku.

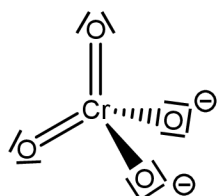


Zdroj: literatura č. 8

8/034

Jaká je struktura chromanového aniontu?

Chromanový anion CrO_4^{2-} má tetraedrickou strukturu.



Zdroj: literatura č. 8

8/035

Jaké je oxidační číslo atomu chromu v $K_2Cr_2O_7$?

V chromanu draselném je chrom v oxidačním stavu +VI, protože kyslík je v oxidačním stavu –II, dává tedy molekule záporný náboj 14-. Draslík jako alkalický kov má oxidační číslo +I a při počtu atomů draslíku dva dává molekule kladný náboj 2+. Na dva atomy chromu tedy zůstává náboj $-14+2=-12$, který musí vyrovnat dva atomy chromu. Na každý atom chromu vychází oxidační číslo +VI, aby byla celá molekula neutrální.

8/036

Jaké je oxidační číslo atomu chromu v K_2CrO_4 ?

V chromanu draselném se atom chromu nachází v oxidačním stavu +VI. Kyslík je v oxidačním stupni –II, dává tedy molekule záporný náboj 8-, který vyrovnávají dva atomy draslíku o celkovém kladném náboji 2+, protože draslík jako alkalický kov má oxidační číslo +I, a jeden atom chromu, na nějž vychází oxidační číslo +VI, aby molekula byla neutrální.

8/037

Jaký je správný název sloučeniny $K_2Cr_2O_7$?

Název sloučeniny, jež má vzorec $K_2Cr_2O_7$, je dichroman draselný. Sůl obsahuje chrom v oxidačním stavu +VI, jedná se tedy o chroman a předpona *di-* označuje počet atomů chromu 2. Draslík jako alkalický kov je v oxidačním stupni +I, jedná se tedy o dichroman draselný.

8/038

Kolik cm^3 vody potřebujeme minimálně pro rozpuštění 6 g $K_2Cr_2O_7$ při 20 °C? Rozpustnost $K_2Cr_2O_7$ při 20 °C: 12 g ve 100 g H_2O .

Pokud je rozpustnost dichromanu draselného při 20 °C 12 g ve 100 g vody, poté je při stejné teplotě pro rozpuštění těžší látky zapotřebí poloviční množství vody, tedy v 50 g H_2O .

8/039

Vodný roztok šřavelanu draselného obsahuje 20,0 g $K_2C_2O_4$ ($Mr=166$). Odhadněte, kolik gramů $K_2C_2O_4 \cdot H_2O$ ($Mr=184$) lze z tohoto roztoku maximálně izolovat?

Podle hodnot molekulových hmotností lze usoudit, že ze 166 g šřavelanu draselného lze izolovat 184 g monohydrátu šřavelanu draselného. Při stejném poměru vyplývá, že z 20 g šřavelanu draselného lze izolovat asi 22,16 g monohydrátu.

8/040

O kolik gramů dichromanu draselného můžeme přijít díky nepozornosti při promývání 10 g získaného $K_2Cr_2O_7$, když namísto 50 cm^3 ledové vody (0 °C) použijeme stejný objem vody o teplotě 20 °C? Rozpustnost $K_2Cr_2O_7$ při 0 °C: 5 g ve 100 g H_2O , rozpustnost $K_2Cr_2O_7$ při 20 °C: 12 g ve 100 g H_2O .

Při promývání výtěžku dichromanu draselného 50 cm^3 ledové vody by ztráty dichromanu mohly, podle hodnoty rozpustnosti při 0 °C, činit až 2,5 g. Pokud by se použila voda o teplotě 20 °C, ztráty by mohly při známé rozpustnosti činit až 6 g, což je 60 % z celkové navážky 10 g a výtěžek by činil pouze 4 g dichromanu draselného.

8/041

Co se stane, když k roztoku $K_2C_2O_4$ přidáme ethanol?

Po přidání ethanolu do roztoku šťavelanu draselného se šťavelan vyloučí. Proto výtěžek šťavelanu draselného po odfiltrování promýváme ethanolem, aby se vysráželo co největší množství šťavelanu.

Zdroj: literatura č. 7

8/042

Máme-li varem zahustit roztok $K_2Cr_2O_7$ ke krystalizaci, tak aby se objevily první krystaly, na jaký objem je třeba jej zahustit, obsahuje-li 20 g $K_2Cr_2O_7$ ve 350 cm^3 ? Rozpustnost $K_2Cr_2O_7$ při $100\text{ }^\circ\text{C}$: 80 g ve 100 g H_2O .

Roztok obsahující 20 g dichromanu draselného je při známe hodnotě rozpustnosti, při $100\text{ }^\circ\text{C}$, nutno zahustit na objem vody v roztoku asi 25 cm^3 , aby se objevily první krystaly dichromanu. Z hodnoty rozpustnosti lze vyčíst, že při $100\text{ }^\circ\text{C}$ se ve 100 g vody rozpustí 80 g dichromanu. Při této teplotě se 20 g dichromanu rozpustí v $\frac{1}{4}$ množství vody, tedy 25 cm^3 .

8/043

Promýváme-li 5 g $K_2Cr_2O_7$ na fritě 10 cm^3 ledové vody, o kolik gramů se nám může maximálně snížit výtěžek, dodržíme-li požadované podmínky a provedeme filtraci dostatečně rychle? Rozpustnost $K_2Cr_2O_7$ při $0\text{ }^\circ\text{C}$: 5 g ve 100 g H_2O .

Výtěžek se může maximálně snížit o 0,5 g dichromanu draselného, protože v 10 cm^3 ledové vody se rozpustí maximálně 10krát menší množství dichromanu než udává hodnota rozpustnosti dichromanu draselného při $0\text{ }^\circ\text{C}$ ve 100 cm^3 .

8/044

Z jakého důvodu většinu izolovaných produktů promýváme vodou nebo např. ethanolem, když si tím můžeme snížit výtěžek?

Izolovanou látku promýváme vodou nebo ethanolem proto, abychom z výtěžku odstanili maximum matečného louhu a získali tak látku o vyšší čistotě.

8/045

Proč je třeba zamezit vdechování prachu $K_2Cr_2O_7$?

Zamezit vdechování dichromanu draselného je nutné, protože se jedná prokazatelně o látku karcinogenní, která je toxická při jakémkoli způsobu podání. Dichromany mají i oxidující a leptavé účinky.



Zdroj: literatura č. 7, 46

8/046

Co znamená, když řekneme, že je látka prokázaně karcinogenní?

Látky, o nichž řekneme, že jsou prokázaně karcinogenní způsobují rakovinu. Takové látky jsou velmi nebezpečné a je zapotřebí zamezit styku s nimi pokožkou, vdechováním i jiným způsobem. Prokázaně karcinogenní látky jsou např. látky obsahující šestimocný Cr^{VI} .

8/047

V roztoku je 20 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ a 20 g KNO_3 . Která látka se bude při zahušťování roztoku vylučovat jako první? Rozpustnost $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ při 100 °C: 80 g ve 100 g H_2O , rozpustnost KNO_3 při 100 °C: 246 g ve 100 g H_2O .

Z hodnot rozpustností obou látek lze vyčíst, že při teplotě 100 °C by se 20 g dichromanu rozpustilo v 25 cm^3 vody a 20 g dusičnanu draselného asi v 8 cm^3 vody. První se bude vylučovat tedy dichroman v momentě zahustění roztoku na 25 cm^3 vody, při zahuštění na 8 cm^3 vody by se teprve začal vylučovat dusičnan.

8/048

V roztoku je 20 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ a 20 g KNO_3 . Která látka a v jakém množství se po zahuštění roztoku na objem 160 cm^3 a jeho ochlazení na 0 °C vyloučí? Rozpustnost $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ při 0 °C: 5 g ve 100 g H_2O , rozpustnost KNO_3 při 100 °C: 13 g ve 100 g H_2O .

Z uvedených hodnot rozpustností lze vyčíst, že při 0 °C se ve 160 g roztoku rozpustí maximálně 8 g dichromanu draselného a při 100 °C 20,8 g dusičnanu draselného. Při teplotě 0 °C se bude tedy vylučovat dichroman draselný a to v množství 20-8= 12 g.

9/001

Jaký je správný název sloučeniny $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$?

Sloučenina se vzorcem $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$ se správně nazývá tetrajodortuťnatan měďný. Jedná se o koordinační sloučeninu obsahující komplexní anion tetrajodortuťnatanový. Molekula obsahuje ve struktuře tetrajodortuťnatanový ligand, který tvoří centrální atom Hg^{II} a čtyři záporné anionty I^- . V molekule je dále vázán kation Cu^{I} .

9/002

Jaké nebezpečné vlastnosti má chlorid měďnatý?

CuCl_2 je látka zdraví škodlivá při požití, dráždí oči a kůži. Ve větším množství způsobuje poruchy CNS (centrální nervovou soustavu) a změny krevního obrazu. Je nebezpečný pro životní prostředí a při práci s chloridem měďnatým se musí používat vhodný ochranný oděv.



Zdroj: literatura č. 60

9/003

Jaký vliv má chlorid měďnatý na životní prostředí?

CuCl_2 je toxický pro vodní organismy. Může vyvolat dlouhodobé nepříznivé účinky ve vodním prostředí.



Zdroj: literatura č. 60

9/004

Jaké nebezpečné vlastnosti má chlorid rtuťnatý?

Chlorid rtuťnatý je prudký jed. Je vysoce toxický při inhalaci, požití a styku s kůží. Při dlouhodobějším styku se sloučeninami rtuti i kovové rtuti samotné může docházet k bolestem hlavy, třesu, ztrátě chuti až ztrátě paměti.



Zdroj: literatura č. 8, 61

9/005

Jaké jsou projevy intoxikace sloučeninami rtuti?

Sloučeniny rtuti a kovová rtuť samotná jsou jedovaté. Při požití a nadýchání poškozuje sliznice, vyvolávají kovovou chuť v ústech, zvracení a krvavý průjem. Kontakt se sloučeninami rtuti dále způsobuje pokles krevního tlaku, srdeční arytmií, selhání oběhu a při dlouhodobějším působení selhání činnosti ledvin a poruchy centrální nervové soustavy, které se může projevovat až halucinacemi a ztrátou paměti. Nebezpečnější i organokovové sloučeniny, mezi nimiž je nejznámější asi ion methylhydrargyria HgCH_3 , který se snadno v organismu váže v krvi a má bezprostřednější a dlouhodobější účinek na mozek a CNS.



Zdroj: literatura č. 8

9/006

Mají sloučeniny rtuti nějaký vliv na vodní organismy?

Ano, sloučeniny rtuti jsou vysoce toxické pro vodní organismy a mají ve vodním prostředí dlouhodobé účinky. Nejznámější havárie otravy rtuťí se stala v roce 1952, kdy zemřelo

v Minamatě v Japonsku 52 lidí po požití ryb, v jejichž mase byl rozbořem zjištěn vysoký obsah rtuti, který se v mase ryb ukládá a k otravě došlo následným požitím těchto ryb. Původcem neštěstí byla chemická továrna, která používala soli rtuti a kapalné odpady vypouštěla do mělkého moře. Obdobné důkazy produkce organokovových sloučenin rtuti byly objeveny i ve Švédsku v odpadních vodách z papíren.



Zdroj: literatura č. 8

9/007

Jakým způsobem v této úloze připravíme oxid siřičitý?

Oxid siřičitý se v této úloze připravuje vytěsněním ze soli jeho kyseliny kyselinou silnější. Průmyslově se oxid siřičitý vyrábí spalováním síry nebo sulfanu, nebo pražením sulfidických rud, především FeS_2 , na vzduchu.

Zdroj: literatura č. 8

9/008

Která rovnice správně vystihuje přípravu oxidu siřičitého v této úloze?

Přípravu oxidu siřičitého v této úloze popisuje rovnice $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$. Oxid siřičitý se vytěsňuje ze soli jeho kyseliny kyselinou silnější. Průmyslově se oxid siřičitý ve velkém množství vyrábí spalováním síry nebo sulfanu, nebo pražením sulfidických rud, především FeS_2 , na vzduchu.

Zdroj: literatura č. 7, 8

9/009

Je nutné pracovat s SO_2 v digestoři?

Ano. Oxid siřičitý je bezbarvý jedovatý plyn s dusivým zápachem. Při vyšší koncentraci jsou jeho účinky na člověka smrtelné.

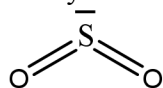


Zdroj: literatura č. 7, 62

9/010

Jaká je struktura plynného oxidu siřičitého?

Molekula oxidu siřičitého má lomený tvar. Vazebný úhel O-S-O má velikost $119,5^\circ$ a délka vazby mezi atomem síry a kyslíku je 143 pm.



Zdroj: literatura č. 6

9/011

Jakou barvu má plynný oxid siřičitý?

Oxid siřičitý je bezbarvý plyn. Projevuje se dusivým, charakteristicky ostrým zápachem a je vysoce toxický.

Zdroj: literatura č. 8

9/012

Lze přítomnost SO₂ rozpoznat čichem?

Ano. Oxid siřičitý se projevuje charakteristickým ostrým dusivým zápachem. Jedná se o toxický plyn, jehož maximální povolená koncentrace v ovzduší je pro člověka 5 ppm. Jednotka ppm značí jednu miliontinu ($1\% = 10\,000$ ppm).

Zdroj: literatura č. 8, 63

9/013

Jaké fyziologické účinky má oxid siřičitý?

Oxid siřičitý je toxický plyn s leptajícími účinky. Vdechování nízkých koncentrací SO₂ se projevuje drážděním nosní sliznice a horních cest dýchacích. Při vysokých koncentracích oxid siřičitý vyvolává prudké otravy spojené s poškozením očních spojivek a poleptáním sliznic horních cest dýchacích. Časový limit vystavení oxidu siřičitému při koncentraci 2 ppm ($1\% = 10\,000$ ppm) pro člověka je 8 hodin. Při koncentraci 5 ppm se doba expozice zkracuje na 10 minut. Exponovaný jedinec ztrácí vědomí, dochází k otoku hrtanu a edému plic, otrava končí smrtí na následky vnitřního udušení.



Zdroj: literatura č. 62

9/014

Jaké vlastnosti má oxid siřičitý?

Oxid siřičitý SO_2 je nehořlavý a hoření nepodporující bezbarvý jedovatý plyn s dusivým, charakteristicky ostrým zápachem. Toxické účinky jsou při vyšších koncentracích smrtelné. Povolená maximální koncentrace v ovzduší je pro člověka 5 ppm (1‰ = 10 000 ppm). Oxid siřičitý je snadno zkapalnitelný na bezbarvou těkavou kapalinu vroucí při $-10,02\text{ }^\circ\text{C}$. Plynný SO_2 je velmi dobře rozpustný ve vodě (při $20\text{ }^\circ\text{C}$ se ve 100 g vody rozpustí $3\,927\text{ cm}^3\text{ SO}_2$). V pevném stavu vykazuje oxid siřičitý polymorfii a při teplotě $-75,46\text{ }^\circ\text{C}$ bezbarvý pevný oxid siřičitý taje.

Zdroj: literatura č. 8

9/015

Která látka se používá v potravinářství pod označením E220 a k čemu se používá?

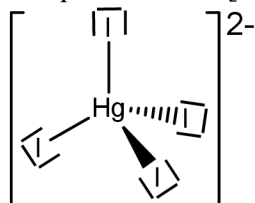
V potravinářství se pod označením E220 používá oxid siřičitý. Pro své desinfekční účinky se používá k desinfekci, tzv. siření, sudů a sklepních prostor pro skladování ovoce a zeleniny. Dále se používá k ošetření osiv proti plísním a v menší míře jako konzervační činidlo.

Zdroj: literatura č. 64

9/016

Pojmenujte sloučeninu $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$.

Sloučenina se vzorcem $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ se nazývá tetrajodortuťnatan draselný. Sloučenina obsahuje čtyři atomy jodu v oxidačním stavu $-I$, jehož záporný náboj vyrovnává atom rtuti v oxidačním stavu $+II$ a dva atomy draslíku, každý v oxidačním stavu $+I$. Atom rtuti s atomy jodu tvoří komplexní anion $[\text{HgI}_4]^{2-}$.



Zdroj: literatura č. 7

9/017

Co je to termokolor?

Termokolory jsou látky, které vlivem teploty při určité hodnotě mění zbarvení v důsledku změny modifikace. Používají se např. jako nátěry, jimiž se měří změna teploty (tzv. termometrická barva).

Zdroj: literatura č. 7, 65

9/018

Jakou barvu má za laboratorní teploty $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$?

Tetrajodortuťnatan měďný je za laboratorní teploty jasně červený. Tetrajodortuťnatan měďný patří mezi termokolory, což jsou látky měnící barvu při určité teplotě. U $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$ dochází ke změně zbarvení při teplotě asi $70\text{ }^\circ\text{C}$ na černohnědé.

Zdroj: literatura č. 7

9/019

Jakou barvu má $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$ nad bodem zvratu, za vyšší teploty?

Tetraiodortuťnatan měďný je nad bodem zvratu, jehož hodnota je asi 70 °C, černohnědý. Bod zvratu je teplota, při které dochází u tzv. termokolorů ke změně zbarvení v důsledku změny modifikace.

Zdroj: literatura č. 7

9/020

Co je podstatou různého zbarvení $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$ při různých teplotách?

Podstatou různého zbarvení tetraiodortuťnatanu měďného při různých teplotách je změna modifikace. Sloučeniny s takovou vlastností se nazývají termokolory. Termokolory se např. používají jako speciální nátěry měnicí s teplotou zbarvení (tzv. termometrická barva).

Zdroj: literatura č. 7, 65

9/021

Jaký je význam slova reverzibilní?

Reverzibilní znamená vratný, schopný zpětného procesu. Antonymem k výrazu reverzibilní je ireverzibilní (nevratný).

9/022

Je změna zbarvení $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$ reverzibilní?

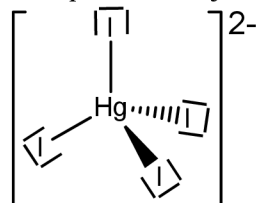
Ano. Změna zbarvení tetraiodortuťnatanu měďného je reverzibilní, nebo-li vratná. Změna zbarvení je způsobena změnou modifikace, protože $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$ je tzv. termokolor. Ke změně zbarvení dochází v bodě zvratu, který u tetraiodortuťnatanu měďného nastává při teplotě asi 70 °C. Před bodem zvratu je $\text{Cu}_2[\text{HgI}_4]$ jasně červený, nad bodem zvratu černohnědý.

Zdroj: literatura č. 7

9/023

Jaká je struktura iontu $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

Komplexní tetraiodortuťnatanový aniont $[\text{HgI}_4]^{2-}$ má strukturu tetraedru.



Zdroj: literatura č. 7

9/024

Co je to infralampa?

Infralampa je zdroj infračerveného (tepelného) záření. Infralampy se v laboratořích používají k rychlejšímu dosušování pevných, na vzduchu stálých látek a k sušení látek, které nelze vystavovat vysokým teplotám, jakých je dosaženo např. v sušárně (asi 100 °C). Teplotu v sušárně lze nastavovat, ale bylo by neekonomické a zbytečné sušit látky v sušárně při nízkých teplotách

Zdroj: literatura č. 2

9/025

Jakou barvu má vodný roztok $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?

Pentahydrát síranu měďnatého tvoří světle modré krystaly a po rozpuštění ve vodě vzniká modrý roztok. Pentahydrát síranu měďnatého je také známý jako modrá skalice.



Zdroj: literatura č. 7, 49

9/026

Která rovnice správně popisuje reakci chloridu rtuťnatého s jodidem draselným v této úloze?

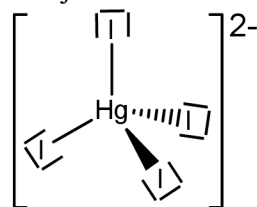
V této úloze popisuje reakci chloridu rtuťnatého s jodidem draselným rovnice $\text{HgCl}_2 + 2 \text{KI} \rightarrow \text{HgI}_2 + 2 \text{KCl}$. Jedná se o podvojnou záměnu iontů.

Zdroj: literatura č. 7

9/027

Jak reaguje jodid rtuťnatý s jodidem draselným?

Jodid rtuťnatý reaguje s jodidem draselným za vzniku koordinační sloučeniny tetrajodortuťnatanu draselného. Proces popisuje rovnice $\text{HgI}_2 + 2 \text{KI} \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Komplexní tetrajodortuťnatanový anion má tetraedrickou strukturu.



Zdroj: literatura č. 7

9/028

Jak reaguje tetrajodortuťnatan se síranem měďnatým a oxidem siřičitým?

Tetrajodortuťnatan draselný se síranem měďnatým a oxidem siřičitým reaguje za vzniku komplexní sloučeniny tetrajodortuťnatanu měďného. Proces popisuje rovnice $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + 2$

$\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}_2[\text{HgI}_4] + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4$. Oxid siřičitý při reakci slouží jako redukční činidlo.

Zdroj: literatura č. 7

9/029

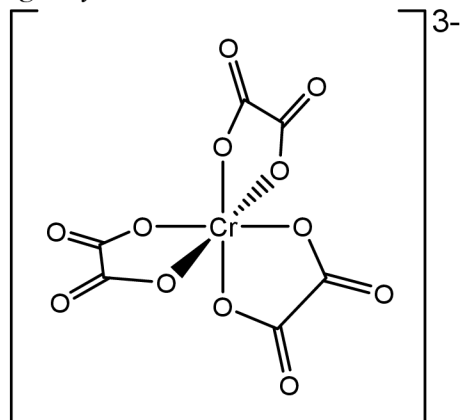
Pojmenujte sloučeninu $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Sloučenina se vzorcem $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ se nazývá trihydrát tris(oxaláto)chromitanu draselného. Jedná se o hydratovanou komplexní sůl kyseliny šřavelové.

9/030

Jaké je koordinační okolí atomu chromu v tris(oxaláto)chromitanového aniontu?

Koordinační okolí atomu chromu v tris(oxaláto)chromitanovém aniontu je oktaedrické a má koordinační číslo 6. Koordinační číslo vyjadřuje počet σ vazeb mezi centrálním atomem a ligandy.



Zdroj: literatura č. 7, 66

9/031

Jaký je náboj na atomu Cr v $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$?

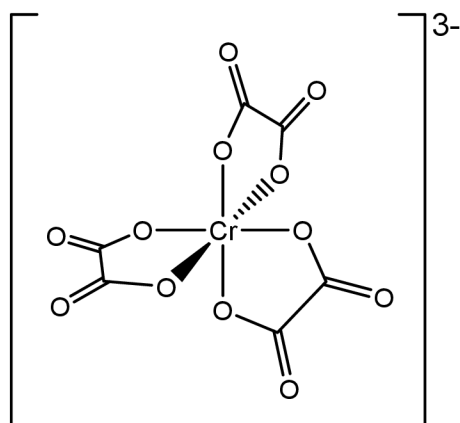
Atom chromu nese v tris(oxaláto)chromitanovém aniontu náboj 3+. Oxidační stav atomu chromu se v názvu aniontu projevuje příponou *-itý*. Aniont tris(oxaláto)chromitanový má oktaedrickou strukturu.

Zdroj: literatura č. 7

9/032

Jaký vzhled má $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$?

Trihydrát tris(oxaláto)chromitanu draselného tvoří tmavězelené krystaly. Atom chromu má v $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ koordinační číslo 6, což je příčinou jeho oktaedrické struktury.

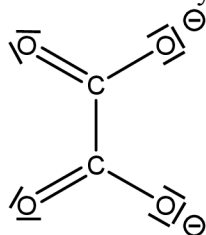


Zdroj: literatura č. 7, 66

9/033

Nositelům náboje šťavelanového aniontu je (jsou):

Šťavelanový anion má vzorec $(C_2O_4)^{2-}$ a nositeli náboje jsou atomy kyslíku, které jsou v oxidačním stavu $-II$ a obsahují jeden volný elektronový pár navíc, pomocí něhož tvoří vazbu s kationty.



9/034

Čím je kyselina šťavelová nebezpečná?

Kyselina šťavelová je jedovatá. Rychle se vstřebává pokožkou a při vnějším zasažení způsobuje podráždění a poleptání. Po vstřebání nebo při požití způsobuje křeče, zvracení a kardiovaskulární selhání. Je toxická pro ledviny, po nadýchání způsobuje podráždění sliznic, kašel a dušnost. Intoxikace je způsobena vlastností kyseliny šťavelové vázat Ca^{2+} ionty za vzniku šťavelanu vápenatého. Tím dochází k „odvápnění“ a „rozvrácení“ metabolismu. Podobně je pro lidský organismus nebezpečný i ethylenglykol, který po požití přechází na kyselinu šťavelovou.



Zdroj: literatura č. 55

9/035

Jaký vzhled má $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$?

Dihydrát kyseliny šťavelové tvoří bílé krystaly.

Zdroj: literatura č. 56

9/036

Je kyselina šťavelová rozpustná ve vodě?

Ano, kyselina šťavelová je ve vodě dobře rozpustná a s rostoucí teplotou její rozpustnost výrazně stoupá. Při teplotě 15 °C se ve 100 g vody rozpustí asi 9,5 g kyseliny a při 100 °C se ve 100 g vody rozpustí 120 g kyseliny šťavelové.

Zdroj: literatura č. 54

9/037

Dle platných názvoslovných principů je (COOH)₂·2H₂O:

Sloučenina se vzorcem (COOH)₂·2H₂O se triviálně nazývá dihydrát kyseliny šťavelové. Systematický název sloučeniny je dihydrát kyseliny ethandiové.

9/038

Jaký je rozdíl mezi (COOH)₂ a C₂H₂O₄?

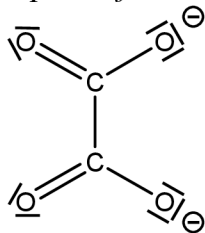
Mezi (COOH)₂ a C₂H₂O₄ je rozdíl v typu vzorce. Oba zápisy ale popisují tutéž sloučeninu, kyselinu šťavelovou nebo-li kyselinu ethandiovou.. Kyselina šťavelová je bezbarvá krystalická látka.

Zdroj: literatura č. 54

9/039

Šťavelanový anion má náboj:

Šťavelanový anion má náboj 2-, protože kyselina šťavelová je dvojsytná. Za náboj 2- odpovídají dva atomy kyslíku, které obsahují jeden volný elektronový pár navíc.



9/040

Je K₂C₂O₄·H₂O rozpustný ve vodě?

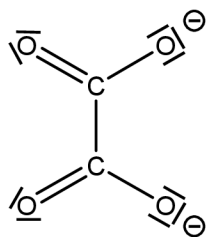
Monohydrát šťavelanu draselného je ve vodě velmi dobře rozpustný, zvláště za horka. Za horka se ve 100 g vody rozpustí 97,2 g K₂C₂O₄·H₂O.

Zdroj: literatura č. 7

9/041

Jaký vzhled má K₂C₂O₄·H₂O?

Monohydrát šťavelanu draselného je bílá krystalická látka. Strukturní elektronový vzorec šťavelanového aniontu má tvar

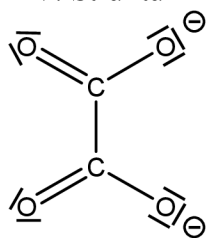


Zdroj: literatura č. 7

9/042

Ve strukturním vzorci šťavelanového aniontu není:

Strukturní vzorec šťavelanového aniontu $C_2O_4^{2-}$ neobsahuje řetězec C-O-C. V aniontu se vyskytuje vazba C-C, což má za následek, že formální oxidační číslo uhlíku činí +III a ne +IV. Strukturní vzorec šťavelanového aniontu je



9/043

Jaký je systematicky správný název sloučeniny se vzorcem $K_2C_2O_4 \cdot H_2O$?

Sloučenina se vzorcem $K_2C_2O_4 \cdot H_2O$ se systematicky nazývá monohydrát šťavelanu draselného. Jedná se o hydratovanou draselnou sůl kyseliny šťavelové.

9/044

Jaké nebezpečí hrozí při práci s dichromanem?

Dichromany jsou látky prokázaně karcinogenní. Mají toxické účinky při styku s kůží, inhalaci a požití. Dále mají oxidující vlastnosti a jsou toxické pro životní prostředí.

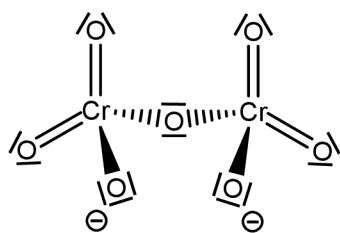


Zdroj: literatura č. 46

9/045

Jakou barvu a vzhled mají krystalky $K_2Cr_2O_7$?

Dichroman draselný je oranžovočervená krystalická látka. Dichromanový aniont je tvořen dvěma tetraedry CrO_4 , které mají společný vrchol, v němž se nachází atom kyslíku. Dichromanový aniont má strukturní vzorec



Zdroj: literatura č. 8

9/046

Proč je třeba zamezit vdechování prachu $K_2Cr_2O_7$?

Zamezit vdechování dichromanu draselného je nutné, protože se jedná prokazatelně o látku karcinogenní, která je toxická při jakémkoli způsobu podání. Dichromany mají i oxidující a leptavé účinky.



Zdroj: literatura č. 7, 46

9/047

Proč je třeba zamezit potřísnění pokožky roztokem dichromanu?

Při práci s roztokem dichromanu je nutné dbát maximální bezpečnosti a zamezit styku pokožkou, protože dichromany jsou prokázaně karcinogenní látky a pokožkou se vstřebává. K intoxikaci dochází nejen při vnitřním, ale i při zevním podání. Dichromany jsou dále oxidující látky s leptajícími účinky.

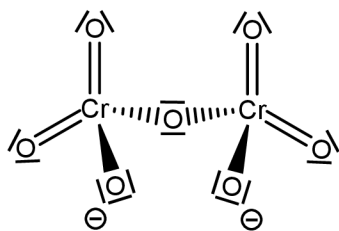


Zdroj: literatura č. 46

9/048

Jak lze popsat strukturu dichromanového aniontu?

Dichromanový aniont $Cr_2O_7^{2-}$ je tvořen dvěma tetraedry CrO_4 , které mají společný vrchol, v němž se nachází atom kyslíku. Dichromanový aniont má strukturální vzorec



Zdroj: literatura č. 8

9/049

Která rovnice vystihuje titraci roztoku šťavelanu draselného manganistanem draselným?

Kontrolu čistoty šťavelanu draselného prováděnou roztokem manganistanu draselného popisuje rovnice $5 \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$. Jedná se o oxidačně-redukční titraci, metoda manganometrie, jejíž podstatou jsou dobré oxidační účinky manganistanu draselného.

Zdroj: literatura č. 7, 58

9/050

Která rovnice vystihuje přípravu trihydrátu tris(oxaláto)chromitanu draselného v této úloze?

Připravu trihydrátu tris(oxaláto)chromitanu draselného v této úloze popisuje rovnice $2 \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 7 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2 \text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O} + 6 \text{CO}_2 + 17 \text{H}_2\text{O}$. Trihydrát tris(oxaláto)chromitanu draselného je hydratovaná komplexní sůl kyseliny šťavelové.

Zdroj: literatura č. 7

9/051

Odhadněte, kolik gramů dichromanu draselného ($M_r = 294$) je třeba pro přípravu 100 g $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 487$)?

Dichroman draselný se používá pro přípravu trihydrátu tris(oxaláto)chromitanu draselného podle rovnice $2 \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 7 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2 \text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O} + 6 \text{CO}_2 + 17 \text{H}_2\text{O}$. Z jednoho molu dichromanu draselného vznikají dva moly trihydrátu tris(oxaláto)chromitanu draselného. K přípravě 487 g $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ by bylo zapotřebí $294/2 = 147$ g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Při zachování poměru vyplývá, že pro přípravu 100 g $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ je zapotřebí asi 30 g dichromanu draselného.

9/052

Odhadněte, kolika procentního výtěžku $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ jsme dosáhli, jestliže jsme místo předpokládaných 75 g $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ získali pouze 57,3 g?

Předpokládaný výtěžek, pokud reakce probíhá beze ztrát a dokonale, 75 g činí 100 %. Reálně získaných 57,3 g trihydrátu tris(oxaláto)chromitanu draselného činí 76,4 % teoretického výtěžku. Jedná se o přímou úměru (čím méně gramů, tím méně procent).

9/053

Odhadněte, kolik gramů $K_3[Cr(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$ ($Mr= 487$) lze připravit z 150 g dichromanu draselného ($Mr= 294$)?

Dichroman draselný se používá pro přípravu trihydrátu tris(oxaláto)chromitanu draselného podle rovnice $2 K_2C_2O_4 \cdot H_2O + 7 H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O + K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2 K_3[Cr(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O + 6 CO_2 + 17 H_2O$. Z jednoho molu dichromanu draselného vznikají dva moly trihydrátu tris(oxaláto)chromitanu draselného. Ze 294 g dichromanu draselného tedy lze připravit $487 \cdot 2 = 974$ g trihydrátu tris(oxaláto)chromitanu draselného. Jedná se o přímou úměru, takže z méně dichromanu připravíme méně tris(oxaláto)chromitanu. Ze 150 g $K_2Cr_2O_7$ lze připravit asi 496 g $K_3[Cr(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$.

9/054

Kolik cm^3 vody potřebujeme minimálně pro rozpuštění 6 g $K_2Cr_2O_7$ při 20 °C? Rozpustnost $K_2Cr_2O_7$ při 20 °C: 12 g ve 100 g H_2O .

Při konstantní teplotě platí mezi množstvím vody potřebným na rozpuštění látky a hmotností látky lineární závislost. Pokud je při 20 °C rozpustnost dichromanu 12 g ve 100 g vody, poloviční množství, 6 g dichromanu, se rozpustí v polovičním množství vody, tedy v 50 g.

9/055

Vodný roztok šťavelanu draselného obsahuje 20,0 g $K_2C_2O_4$ ($Mr= 166$). Odhadněte, kolik gramů $K_2C_2O_4 \cdot H_2O$ ($Mr= 184$) lze z tohoto roztoku izolovat?

Z vodného roztoku, který by obsahoval 166 g šťavelanu draselného by se izolovalo 184 g monohydrátu šťavelanu draselného. Jedná se o přímou úměru, takže z vodného roztoku obsahujícího 20 g šťavelanu draselného lze izolovat asi 22 g monohydrátu šťavelanu draselného.

10/001

Jakou barvu a vzhled má hydroxid měďnatý?

$Cu(OH)_2$ je světle modrá sraženina vznikající působením hydroxidů na roztoky Cu^{II} .

Zdroj: literatura č. 8

10/002

Jaká sloučenina vzniká dehydratací hydroxidu měďnatého?

Dehydratací hydroxidu měďnatého vzniká oxid měďnatý. Dehydratace je proces odstranění vody z látky. Dehydrataci hydroxidu měďnatého popisuje rovnice $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$.

Zdroj: literatura č. 7, 67

10/003

Která rovnice vystihuje reakci oxidu měďného s kyselinou chlorovodíkovou?

Reakcí oxidu měďnatého s kyselinou chlorovodíkovou vzniká dihydrát chloridu měďnatého. Proces popisuje rovnice $CuO + 2 HCl \rightarrow CuCl_2 \cdot 2H_2O$.

Zdroj: literatura č. 7

10/004

Jaký vzhled má dihydrát chloridu měďnatého?

Dihydrát chloridu měďnatého je modrozelená krystalická látka.



Zdroj: literatura č. 7, 49

10/005

Jaký je správný název $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

Sloučenina se vzorcem $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ se nazývá dihydrát chloridu měďnatého, protože chlor má oxidační číslo $-I$ a měď $+II$ (koncovka *-natý*).

10/006

Jak reaguje chlorid měďnatý se síranem sodným?

Chlorid měďnatý se síranem sodným reaguje podle rovnice $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2 \text{NaCl}$. Mezi solemi dochází ke koverzi (podvojně záměně) iontů.

10/007

Ochladíme-li téměř nasycený vodný roztok chloridu sodného a síranu měďnatého z 20 °C na teplotu 0 °C, která látka bude z roztoku krystalovat a proč?

Při ochlazení téměř nasyceného roztoku obsahujícího CuSO_4 a NaCl z 20 °C na 0 °C se bude z roztoku krystalizovat pentahydrát síranu měďnatého, protože jeho rozpustnost se snižující se teplotou výrazněji klesá (ve 100 g vody se při 20 °C rozpustí asi 35,5 g síranu a při 0 °C asi 24 g síranu). Rozpustnost chloridu sodného s klesající teplotou klesá pouze nepatrně (ve 100 g vody se při 20 °C rozpustí 35,86 g chloridu a při 0 °C 35,63 g NaCl).

Zdroj: literatura č. 9

10/008

Jaká je závislost rozpustnosti chloridu sodného ve vodě na teplotě?

NaCl je ve vodě rozpustný, ale jeho rozpustnost se s měnící teplotou mění jen nepatrně. Ve 100 g vody se při 0 °C rozpustí 35,63 g, při 20 °C 35,86 g, při 60 °C 37,08 g a při 100 °C 39,02 g NaCl . Halogenidy sodné jsou obecně málo rozpustné sloučeniny. Nejlépe rozpustné jsou jodidy sodné.

Zdroj: literatura č. 9

10/009

Jaká je závislost rozpustnosti síranu měďnatého ve vodě na teplotě?

Rozpustnost pentahydrátu síranu měďnatého s rostoucí teplotou roste. Ve 100 g vody se při 0 °C rozpustí asi 24 g síranu, při 20 °C asi 35,5 g, při 60 °C asi 82 g a při teplotě 100 °C se rozpustí asi 205 g síranu měďnatého.

Zdroj: literatura č. 9

10/010

V čem se od sebe v teplotním intervalu 0 - 100 °C liší v rozpustnosti pentahydrát síranu měďnatého a chlorid sodný?

Rozpustnost pentahydrátu síranu měďnatého v teplotním intervalu 0-100 °C značně roste, zatímco rozpustnost chloridu sodného roste velmi málo. Při zahřátí roztoku z 0 °C na 100 °C vzrůstá rozpustnost síranu měďnatého téměř desetinásobně, zatímco rozpustnost NaCl se téměř nemění.

Zdroj: literatura č. 9

10/011

Která rovnice správně vystihuje reakci hydroxidu sodného se síranem měďnatým?

Reakci hydroxidu sodného se síranem měďnatým popisuje rovnice $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$. Při reakci nedochází k oxidaci ani redukci, pouze dochází ke konverzi (podvojně záměně) iontů mezi solemi.

Zdroj: literatura č. 7

10/012

Během úlohy se z modré skalice připraví postupně několik sloučenin a na závěr se opět izoluje $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Proč není principiálně možné dosáhnout téměř 100% výtěžku modré skalice oproti původní navážce, i když budeme pracovat naprosto precizně a nedopustíme se žádných chyb?

Z modré skalice se v úloze postupně připravuje $\text{Cu}(\text{OH})_2$, poté CuO a $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. 100 % výtěžku nelze dosáhnout, protože některé ze sloučenin jsou rozpustné a nelze je tedy z roztoku zcela izolovat. Např. rozpustnost modré skalice je ve vodě dobrá a s rostoucí teplotou značně roste (v intervalu 0-100 °C vzrůstá rozpustnost ve 100 g vody z 24 g na 205 g). Rozpustnost dihydrátu chloridu měďnatého je při 0 °C asi 107 g a při 100 °C asi 201 g ve 100 g vody.

Zdroj: literatura č. 9

10/013

Kolik gramů mědi ($A_r = 64$) je třeba na přípravu 500 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 250$)?

Pentahydrát síranu měďnatého má vzorec $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Molekula obsahuje jeden atom Cu. Na přípravu 250 g síranu je tedy zapotřebí 64 g mědi. Pro přípravu dvojnásobného množství tedy zapotřebí dvojnásobek mědi, $64 \cdot 2 = 128$ g.

10/014

Kolik gramů mědi je třeba na přípravu CuSO_4 , který po rozpuštění v 450 cm^3 vody vytvoří 10 % roztok síranu měďnatého?

Když se po rozpuštění ve 450 cm^3 vody vytvoří 10% roztok, znamená to, že 450 cm^3 je 90 % (hmotnost síranu činí 10%). Z toho lze spočítat, že 10 % ($450/9$) je 50 gramů síranu měďnatého. Atomová hmotnost mědi je $A_r = 64$, takže na přípravu 160 g síranu ($M_r = 160$) je zapotřebí 64 g mědi. Na přípravu 50 g síranu, což je asi 3x méně, potřebují i 3x méně mědi, takže asi 20 g.

10/015

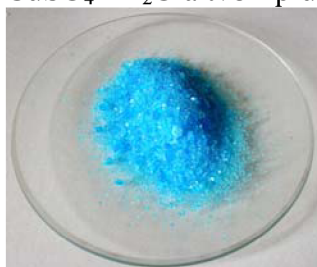
Kolik gramů $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 250$) je třeba na přípravu 50 g $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ($M_r = 98$)?

Přípravu hydroxidu měďnatého z modré skalice popisuje rovnice $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$. Z jednoho molu pentahydrátu síranu měďnatého vzniká jeden mol hydroxidu měďnatého. Z 250 g síranu tak vznikne 98 g hydroxidu. Jedná se o přímou úměru, takže pro přípravu 50 g hydroxidu je zapotřebí 127,5 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

10/016

Co je to modrá skalice?

Modrá skalice je triviální název pro pentahydrát síranu měďnatého. Sloučenina má vzorec $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a tvoří průhledné modré krystaly.



Zdroj: literatura č. 7, 49

10/017

Co v případě krystalizace rozumíme pojmem matečný louh?

Matečným louhem nazýváme roztok, z něhož se izoluje krystalická látka. Matečným louhem nazýváme i roztok za daných podmínek právě nasycený. Jeho ochlazením zpravidla dochází k vylučování krystalků.

10/018

Jestliže jsme rozpustili neznámé množství $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ v 200 g vody a po jeho ochlazení na $0 \text{ }^\circ\text{C}$ jsme izolovali 35 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, kolik gramů $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ještě přibližně zůstalo rozpuštěno v roztoku? Rozpustnost $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ při $0 \text{ }^\circ\text{C}$: 24 g ve 100 g H_2O .

Z hodnoty rozpustnosti při $0 \text{ }^\circ\text{C}$ lze usoudit, že ve 200 g vody se rozpustí $24 \cdot 2 = 48$ g pentahydrátu síranu měďnatého. Toto množství zůstane po ochlazení stále rozpuštěno. A pokud se izolovalo 35 g síranu, muselo se do vody původně dát $35 + 48 = 83$ g pentahydrátu síranu měďnatého.

10/019

Jestliže jsme připravili roztok z 200 g vody a neznámého množství $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a po ochlazení tohoto roztoku na $0 \text{ }^\circ\text{C}$ jsme izolovali 35 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, kolik gramů

CuSO₄·5H₂O bylo původně v roztoku rozpuštěno? Rozpustnost CuSO₄·5H₂O při 0 °C: 24 g ve 100 g H₂O.

Z hodnoty rozpustnosti při 0 °C lze usoudit, že ve 200 g vody se rozpustí 24·2= 48 g pentahydrátu síranu měďnatého. Toto množství zůstane po ochlazení stále rozpuštěno. A pokud se izolovalo 35 g síranu, muselo se do roztoku původně dát 35+48= 83 g pentahydrátu síranu měďnatého.

10/020

Kolik gramů CuSO₄·5H₂O se rozpustí v 250 cm³ vody při 60 °C? Rozpustnost CuSO₄·5H₂O při 60 °C: 80 g ve 100 g H₂O.

Pokud se ve 100 g vody při teplotě 60 °C rozpustí 80 g pentahydrátu síranu měďnatého, což udává hodnota rozpustnosti, tak ve 2,5 krát větším množství vody, 250 g, se rozpustí 80·2,5= 200 g CuSO₄·5H₂O.

10/021

Jakou hmotnost bude mít monohydrát síranu měďnatého CuSO₄·H₂O (Mr= 178) vzniklý ze 125 g modré skalice CuSO₄·5H₂O (Mr= 250) po zahřátí na 130 °C?

Z polovičního množství molekulové hmotnosti modré skalice, ze 125 g, vzniká opět poloviční množství monohydrátu síranu měďnatého, tedy 178/2= 89 g.

10/022

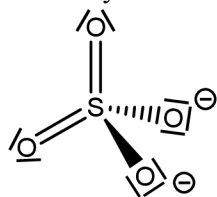
Co se stane, když do vodného roztoku CuSO₄ přidáme ethanol?

Přidáním ethanolu k roztoku síranu měďnatého dochází k vysrážení CuSO₄·5H₂O, protože pentahydrát síranu měďnatého je v ethanolu nerozpustný.

10/023

Jakým geometrickým tvarem lze popsat síranový anion?

Síranový anion má tetraedrickou strukturu s mezivazebnými vzdálenostmi S-O 149 pm.



Zdroj: literatura č. 8

10/024

Jaký je barevný rozdíl mezi Cu²⁺ a hydratovaným Cu²⁺?

Hydratovaný Cu²⁺ má komplexní charakter [Cu(H₂O)₄]²⁺ a vyskytuje se ve většině měďnatých solí získaných rozpouštěním ve vodě. Bezvodý Cu²⁺ vyskytující se v bezvodém síranu měďnatém je bezbarvý. Hydratovaný kation tetraaquaměďnatý je modrý.

Zdroj: literatura č. 8

10/025

Jakou strukturu má kation [Cu(H₂O)₄]²⁺?

Kation tetraaquaměďnatý je čtvercově planární. Čtyři molekuly vody se vážou na centrální atom měďi a tvoří čtverec.

Zdroj: literatura č. 7

10/026

Pojmenujte dle platných názvoslovných principů $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$.

Kation se vzorcem $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ se nazývá tetraaquaměďnatý. Kation se skládá ze čtyř molekul vody, které jsou neutrální ligandy, a vážou se na centrální atom měďi, který udává celému kationtu kladný náboj 2+.

10/027

Jakou barvu má bezvodý CuSO_4 ?

Bezvodý síran měďnatý je bílá krystalická látka, kterou lze získat zahříváním modré skalice $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ nad 200 °C.

Zdroj: literatura č. 8

10/028

Je pentahydrát síranu měďnatého rozpustný ve vodě?

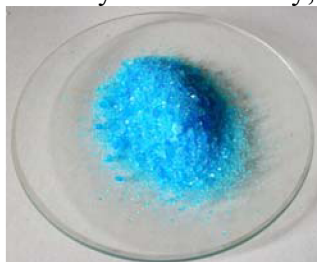
Ano. Pentahydrát síranu měďnatého, jinak také nazývaný modrá skalice, je ve vodě dobře rozpustný. Rozpustnost $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ s rostoucí teplotou značně roste. V intervalu 0-100 °C se jeho rozpustnost zvýší téměř desetinásobně.

Zdroj: literatura č. 7, 9

10/029

Jakou barvu a vzhled má $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?

Pentahydrát síranu měďnatého, jinak také nazývaný modrá skalice, tvoří průhledné modré krystaly. Zahříváním tato látka odštěpuje molekuly vody a mění se její zbarvení až na bezvodý síran měďnatý, který je bílý a vzniká při teplotách nad 200 °C.



Zdroj: literatura č. 7, 8, 49

10/030

Existují ve vodném roztoku CuSO_4 volné kationty Cu^{2+} ?

Ne. Ve vodném roztoku síranu měďnatého se vyskytují volné kationty tetraaquaměďnaté $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, které zodpovídají za modré zbarvení. Většina měďnatých solí ve vodném roztoku obsahuje komplexní kation $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Výjimkou jsou CN^- a I^- , které tvoří kovalentní sloučeniny a jsou nerozpustné ve vodě.

Zdroj: literatura č. 8

10/031

Jaké kationty se vyskytují ve vodném roztoku CuSO_4 ?

Ve vodném roztoku síranu měďnatého se vyskytují volné kationty tetraaquaměďnaté $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, které zodpovídají za modré zbarvení. Většina měďnatých solí ve vodném roztoku obsahuje komplexní kation $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Výjimkou jsou CN^- a I^- , které tvoří kovalentní sloučeniny a jsou nerozpustné ve vodě.

Zdroj: literatura č. 8

10/032

Co způsobuje intenzivně modré zbarvení $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?

Za intenzivní modré zbarvení pentahydrátu síranu měďnatého zodpovídá komplexní kation tetraaquaměďnatý $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Většina měďnatých solí ve vodném roztoku obsahuje komplexní kation $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Výjimkou jsou CN^- a I^- , které tvoří kovalentní sloučeniny a jsou nerozpustné ve vodě.

Zdroj: literatura č. 8

10/033

Lze zahřátím modré skalice mírně nad 100°C odstranit všechny molekuly vody?

Nelze. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, nazývaný také modrá skalice, ztrácí při zahřívání molekuly vody postupně. Nejdříve vzniká trihydrát. Zahřátím nad 110°C vzniká monohydrát a při teplotě nad 200°C teprve vzniká bezvodý síran měďnatý. Postupná ztráta vody je způsobena tím, že molekuly vody jsou v molekule modré skalice vázány různým způsobem. Čtyři molekuly vody jsou vázány na centrální atom mědi a pátá je vázána vodíkovými můstky k jedné z koordinovaných molekul vody a ke kyslíkovému atomu skupiny SO_4^{2-} .

Zdroj: literatura č. 7, 8

10/034

Která(é) molekuly vody se odštěpují při zahřátí $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ nad 100°C ?

Při zahřátí nad 100°C ztrácí modrá skalice 4 molekuly vody z komplexního kationu $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ za vzniku monohydrátu. Při dalším zahřívání nad 200°C vzniká bezvodý síran měďnatý.

Zdroj: literatura č. 8

10/035

K čemu dochází při zahřátí $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ nad 250°C ?

Při zahřátí modré skalice nad 250°C vzniká bezvodý síran měďnatý CuSO_4 . Teplota se ve zdrojích odlišuje. Podle literatura č. 8 vzniká bezvodý síran měďnatý již při teplotě 200°C .

Zdroj: literatura č. 7, 8

10/036

Která rovnice správně popisuje k čemu dochází při zahřívání síranu měďnatého nad 655 °C?

Při zahřívání modré skalice nad 655 °C dochází k rozkladu této látky na CuO a SO₃. Proces popisuje rovnice $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_3$. Teploty se mohou odlišovat podle zdrojů (literatura č. 8 udává teplotu rozkladu 700 °C).

Zdroj: literatura č. 7, 8

10/037

Kolik dm³ oxidu sírového se uvolní termickým rozkladem dvou molů CuSO₄ za normálních podmínek?

Rozklad síranu měďnatého popisuje rovnice $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_3$. Z jednoho molu síranu měďnatého vzniká jeden mol oxidu sírového. Za normálních podmínek je objem plynu konstantní, a to 22,4 dm³. Pokud se rozkládají dva moly síranu, vznikají z něj opět dva moly oxidu sírového, které budou mít objem $22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ dm}^3$.

10/038

Za jakých podmínek vzniká bezvodý síran měďnatý?

Bezvodý síran měďnatý vzniká zahříváním modré skalice $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ nad 250 °C (podle literatury 7) a při teplotě nad 200 °C (podle literatury č. 8).

Zdroj: literatura č. 7, 8

10/039

K čemu dochází při zahřátí síranu měďnatého nad 655 °C?

Při teplotě nad 655 °C dochází k termickému rozkladu bezvodého síranu měďnatého. Proces popisuje rovnice $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_3$. Podle literatury č. 8 dochází k termickému rozkladu při teplotě nad 700 °C.

Zdroj: literatura č. 7, 8

10/040

Jestliže máme v 500 cm³ vody rozpuštěno 410,6 g CuSO₄·5H₂O, kolik cm³ vody musíme odpařit, aby vznikl nasycený roztok? Rozpustnost CuSO₄·5H₂O při 100 °C: 205,3 g ve 100 g H₂O.

Hodnota rozpustnosti udává, že ve 100 g vody se rozpustí 205,3 g modré skalice. Z toho vyplývá, že dvojnásobek, 410,6 g modré skalice, se rozpustí ve dvojnásobku vody, tedy ve 200 g. Z roztoku obsahujícího 500 g vody je tedy zapotřebí odpařit 300 g vody, aby vznikl nasycený roztok.

10/041

Proč získané preparáty nevážíme vlhké, ale sušíme je?

Pokud bychom vážili preparáty vlhké, vážili bychom je i s přítomnou vodou v látce, která by značně zkreslovala hmotnost skutečného produktu. K sušení pevných látek používáme

filtrační papír, volný vzduch, exsikátory, infralampy nebo sušárny. Kapaliny se suší v uzavřených lahvích nebo dělicích nálevkách, kde dochází ke styku kapaliny a sušidla.

Zdroj: literatura č. 2

10/042

Kolik gramů $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 178$) získáme mírnou dehydratací 50 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 250$)?

Hodnoty molekulových hmotností ukazují, že z 250 g pentahydrátu lze získat 178 g monohydrátu síranu měďnatého. Při zachování poměru vychází, že z 50 g pentahydrátu lze získat pětkrát méně monohydráty, tedy 35,6 g.

10/043

Kolik gramů CuSO_4 ($M_r = 160$) získáme úplnou dehydratací 125 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 250$)?

Při dehydrataci dochází ke ztrátě vody. Z hodnot molekulových hmotností vyplývá, že z 250 g pentahydrátu lze získat 160 g bezvodého síranu. Z 125 g pentahydrátu, z polovičního množství molekulové hmotnosti, lze získat taky polovinu molekulové hmotnosti bezvodého síranu, tedy 80 g.

10/044

Kolik vody ($M_r = 18$) obsahuje 0,5 kg modré skalice ($M_r = 250$)?

Molekula modré skalice, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, obsahuje pět molekul vody. Z 250 g modré skalice lze získat $18 \cdot 5 = 90$ g vody. Při zachování poměru lze tedy z 500 g modré skalice získat dvojnásobek vody, tedy 180 g.

10/045

Kolik gramů mědi ($A_r = 64$) je obsaženo v 500 g modré skalice ($M_r = 250$)?

Modrá skalice má vzorec $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Měď je v molekule modré skalice obsažena jednou, takže 250 g modré skalice obsahuje 64 g mědi a dvojnásobek skalice bude obsahovat dvojnásobek mědi, tedy 128 g.

10/046

Kolik cm^3 vody ($M_r = 18$) pojme 8 g bezvodého CuSO_4 ($M_r = 160$)?

Bezvodý síran měďnatý může pojmout 5 molekul vody za vzniku modré skalice. 160 g CuSO_4 pojme tedy $18 \cdot 5 = 90$ g vody. Při stejném poměru může 8 g CuSO_4 pojmout $(90 \cdot 8) / 160 = 4,5$ g vody.

10/047

Jestliže mám v 500 cm^3 vody rozpuštěno při 20 °C 150 g NaCl a 140 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a ochladím tento roztok na 0 °C, kolik gramů (a které) látky se vyloučí? Rozpustnost $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ při 0 °C: 24 g ve 100 g H_2O , rozpustnost NaCl při 0 °C: 36 g ve 100 g H_2O .

Hodnoty rozpustnosti obou látek označují, že v 500 g vody se při 0 °C rozpustí $36 \cdot 5 = 180$ g NaCl a $24 \cdot 5 = 120$ g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Chlorid sodný zůstane po ochlazení kompletně rozpuštěn a vykrystalizuje 20 g modré skalice.

10/048

K čemu se v praxi využívá CuSO_4 ?

Bezvodý CuSO_4 se používá ke galvanickému pokovování a k hubení rostlinných škůdců.

10/049

K čemu se v praxi běžně využívala modrá skalice? Proč by se k tomuto účelu už používat neměla?

Modrá skalice se dříve používala k likvidaci vodních řas v bazénech. Má však velmi nežádoucí toxické účinky na člověka a její používání navíc vede k tvorbě zákalu.



Zdroj: literatura č. 68

10/050

V čem spočívá riziko při používání $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ k čištění vody v bazénech?

CuSO_4 je toxická sloučenina, jejíž účinná koncentrace proti řasám v podstatě překračuje hodnotu povolené koncentrace mědi pro pitnou vodu ($1 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$). Při použití vyšších dávek hrozí otrava dětí a měď je navíc podezřelá z embryotoxických účinků.



Zdroj: literatura č. 68

10/051

Oprávnění pro manipulaci s $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ má:

Modrá skalice je toxická látka, takže manipulovat s ní může pouze osoba mající oprávnění pro manipulaci s jedy. Při použití vyšších dávek modré skalice hrozí otrava a měď je navíc podezřelá z embryotoxických účinků.



Zdroj: literatura č. 68

10/052

Je modrá skalice nebezpečná?

Ano, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ je toxický. Ve styku s pokožkou vyvolává podráždění, prach může způsobit zánět očních spojivek. Po požití se dostavuje zvracení, průjem, pokles krevního tlaku, tachykardie, kolaps a acidóza. Po uplynutí latentního období nastává smrt.



Zdroj: literatura č. 41, 68

10/053

Jaké účinky má $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$?

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ je toxický. Má fungicidní účinky a je toxický pro vodní organismy. Ve styku s pokožkou vyvolává podráždění, prach může způsobit zánět očních spojivek. Po požití se dostavuje zvracení, průjem, pokles krevního tlaku, tachykardie, kolaps a acidóza. Po uplynutí latentního období nastává smrt.



Zdroj: literatura č. 41, 68

11/001

Pojmenujte sloučeninu KClO_3 .

Sloučenina má název chlorečnan draselný. Draslík má jako alkalický kov oxidační číslo +I, kyslík je v oxidačním stavu –II. Chlor je tedy v oxidačním stavu +V, protože molekula musí být neutrální.

11/002

Jak reaguje chlor s horkým roztokem hydroxidu draselného?

Chlor reaguje s horkým hydroxidem draselným za vzniku chloridu a chlorečnanu draselného podle rovnice $6 \text{KOH} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + 5 \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$. Jedná se o disproportionaci, protože chlor se oxiduje i redukuje zároveň.

Zdroj: literatura č. 7

11/003

Jak reaguje chlor s horkým roztokem uhličitanu draselného?

Reakci chloru s horkým uhličitanem draselným popisuje rovnice $3 \text{K}_2\text{CO}_3 + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + 5 \text{KCl} + 3 \text{CO}_2$. Molekula chloru se při reakci oxiduje i redukuje. Tento typ reakce se nazývá disproportionace.

11/004

Jak reaguje kyselina chlorovodíková s dichromanem draselným?

Reakci kyseliny chlorovodíkové s dichromanem draselným popisuje rovnice $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{Cl}_2 + 7 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{CrCl}_3 + 2 \text{KCl}$. Při reakci dochází k oxidaci chloru díky silným oxidačním účinkům dichromanu, který se sám redukuje $\text{Cr}^{\text{VI}} \rightarrow \text{Cr}^{\text{III}}$.

Zdroj: literatura č. 8

11/005

Jaký je správný název sloučeniny $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

Sloučenina $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ se nazývá dichroman draselný. Draslík, jako alkalický kov, má oxidační číslo +I. Kyslík je v oxidačním stavu –II. Na každý atom chromu tedy zůstává oxidační stav +VI, aby molekula byla neutrální.

11/006

Proč je dichroman draselný nebezpečný?

Dichromany jsou látky prokázaně karcinogenní. Mají toxické účinky při styku s kůží, kterou se vstřebávají, inhalaci i při požití. Dále mají oxidující vlastnosti a jsou toxické pro životní prostředí.



Zdroj: literatura č. 46

11/007

Proč je třeba zamezit potřísnění pokožky roztokem dichromanu?

Při práci s roztokem dichromanu je nutné dbát maximální bezpečnosti a zamezit styku s pokožkou, protože dichromany jsou prokázaně karcinogenní látky a kůži se vstřebává. K intoxikaci dochází nejen při vnitřním, ale i při zevním podání. Dichromany jsou dále oxidující látky s leptajícími účinky.

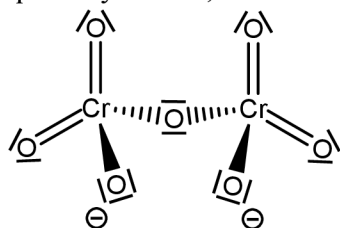


Zdroj: literatura č. 46

11/008

Jakou barvu a vzhled mají krystalky $K_2Cr_2O_7$?

Dichroman draselný je oranžovočervená krystalická látka. Za zbarvení dichromanu zodpovídá dichromanový aniont. Dichromanový anion je tvořen dvěma tetraedry CrO_4 , které mají společný vrchol, v němž se nachází atom kyslíku. Dichromanový anion má strukturní vzorec:



Zdroj: literatura č. 8

11/009

Jaké je oxidační číslo atomu chromu v $K_2Cr_2O_7$?

Oba atomy chromu mají v dichromanu draselném oxidační číslo +VI. Draslík má jako alkalický kov oxidační číslo +I a kyslík -II.

11/010

Jaké nebezpečí hrozí při práci s dichromanem?

Při práci s roztokem dichromanu je nutné dbát maximální bezpečnosti, protože dichromany jsou prokázaně karcinogenní látky a k intoxikaci dochází nejen při vnitřním, ale i při zevním podání. Dichromany mají oxidující a leptající účinky.



Zdroj: literatura č. 46

11/011

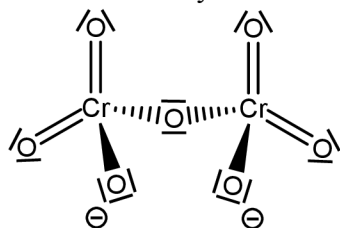
Co znamená, když řekneme, že je látka prokázaně karcinogenní?

Prokázaně karcinogenní látky způsobují rakovinu. Prokázaně karcinogenní jsou např. chromany a dichromany.

11/012

Jak lze popsat strukturní vzorec dichromanového aniontu?

Dichromanový anion je tvořen dvěma tetraedry CrO_4 , které mají společný vrchol, v němž se nachází atom kyslíku. Dichromanový anion má strukturní elektronový vzorec



Zdroj: literatura č. 8

11/013

Jaké je oxidační číslo atomu chromu v $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

V dichromanovém aniontu má atom chromu oxidační číslo +VI. Kyslík je v oxidačním stavu -II a při celkovém náboji aniontu 2- zůstává na oba atomy chromu oxidační stav +VI.

11/014

Jaká je koncentrace koncentrované kyseliny chlorovodíkové?

Koncentrace průmyslově využívané koncentrované kyseliny chlorovodíkové je 36 až 37 %. Při této koncentraci má nejnižší pH a je tedy nejučinnější.

Zdroj: literatura č. 69

11/015

Jakou barvu má koncentrovaný roztok kyseliny chlorovodíkové?

Koncentrovaný roztok kyseliny chlorovodíkové je bezbarvý.

Zdroj: literatura č. 70

11/016

Proč pracujeme s koncentrovaným roztokem kyseliny chlorovodíkové v digestoři?

Koncentrovaný roztok kyseliny chlorovodíkové je dýmavý a výpary mají leptavé účinky.



Zdroj: literatura č. 70

11/017

Jakou barvu má plynný chlor?

Chlor je žlutozelený plyn. Plynný chlor je rozpoznatelný také čichem díky charakteristickému zápachu. Chlor je pro člověka toxický a doporučuje se vyhýbat delšímu pobytu v prostorách, kde je koncentrace chloru vyšší než 1 ppm (1%= 10 000 ppm).

Zdroj: literatura č. 8

11/018

Proč je vdechnutí plynného chloru nebezpečné?

Chlor je při vyšších koncentracích pro lidský organismus toxický. Koncentrace nad 15 ppm způsobuje podráždění sliznic, při nadýchání dochází k edému plic a krvácení do plic. Při koncentraci 1 000 ppm nastává rychlá smrt. Doporučuje se vyhýbat delšímu pobytu v prostorách, kde je koncentrace chloru vyšší než 1 ppm (1%= 10 000 ppm). V I. Světové válce byl chlor používán jako bojový plyn.

Zdroj: literatura č. 8

11/019

Je možné od sebe oddělit směs chloridu a chlorečnanu draselného?

Ano, látky lze od sebe rozdělit na základě odlišných rozpustností. Rozpustnost chloridu draselného se pohybuje v rozsahu 0 až 100 °C od 28,2 g do 56,2 g ve 100 g vody a u chlorečnanu draselného se rozpustnost v rozmezí teplot 0 až 100 °C pohybuje od 3,4 g do 56 g ve 100 g vody. Při ochlazení roztoku na 0 °C se bude první vylučovat chlorečnan draselný díky menší rozpustnosti.

Zdroj: literatura č. 9

11/020

Jakou barvu má chlorid sodný a jakou chlorečnan draselný?

Chlorid sodný je bílá krystalická látka známá více jako kuchyňská sůl. Chlorečnan draselný je bezbarvá krystalická látka.

Zdroj: literatura č. 71, 72

11/021

Je chlorečnan draselný nebezpečný?

Ano, KClO_3 je silně žíravá látka, leptající pokožku. Při zasažení očí hrozí oslepnutí a po požití způsobuje rány v ústech, jícnu a gastrointestinálním traktu. Po uplynutí latentního období se dostavuje kardiovaskulární kolaps. Chlorečnan draselný je také silné oxidační činidlo a při styku s hořlavinami může dojít k zapálení.

Zdroj: literatura č. 72

11/022

Proč na přípravu barevného bengálského ohně není vhodné použít chlorečnan sodný?

Chlorečnan sodný není vhodné použít, protože ionty Na^+ barví plamen intenzivně žlutě a překryjí tak barvení plamene ostatními ionty. Pro přípravu bengálského ohně se např. používají dusičnan barnatý, strontnatý nebo měďnatý.

Zdroj: literatura č. 7

11/023

Jaká je závislost rozpustnosti chlorečnanu draselného na teplotě?

Rozpustnost chlorečnanu draselného s rostoucí teplotou roste. Při $0\text{ }^\circ\text{C}$ se ve 100 g vody rozpustí 3,38 g KClO_3 a při $100\text{ }^\circ\text{C}$ 55,97 g chlorečnanu.

Zdroj: literatura č. 9

11/024

Jestliže se při $75\text{ }^\circ\text{C}$ rozpustí v 250 cm^3 vody 50 g chlorečnanu draselného, kolik chlorečnanu se vyloučí při ochlazení tohoto roztoku na $0\text{ }^\circ\text{C}$? Kolik chlorečnanu zůstane v roztoku? Předpokládejte rozpustnost KClO_3 při $0\text{ }^\circ\text{C}$: 3 g ve 100 g H_2O .

Z hodnoty rozpustnosti je patrné, že ve 250 g vody se při $0\text{ }^\circ\text{C}$ rozpustí $3 \cdot 2,5 = 7,5$ g chlorečnanu. Toto množství zůstane rozpuštěno a zbytek, tedy 42,5 g chlorečnanu se vyloučí.

11/025

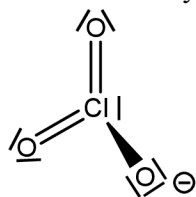
Kolik gramů z 80 g KClO_3 se nerozpustí v 50 cm^3 vody při $20\text{ }^\circ\text{C}$? Rozpustnost KClO_3 při $20\text{ }^\circ\text{C}$: 7,4 g ve 100 g H_2O .

Z hodnoty rozpustnosti je patrné, že při $20\text{ }^\circ\text{C}$ se v 50 g vody se rozpustí 3,7 g chlorečnanu. Pokud roztok obsahuje 80 g chlorečnanu draselného, tak se v roztoku nerozpustí $80 - 3,7 = 76,3$ g KClO_3 .

11/026

Jaký tvar zaujímá chlorečnanový anion?

Chlorečnanový anion má tvar trigonální pyramidy s valenčními úhly 106 až 107° .



Zdroj: literatura č. 8

11/027

Z jakého důvodu je nutná zvýšená opatrnost a především čistota při roztírání krystalického chlorečnanu?

Zbytky organických látek mohou iniciovat explozivní rozklad KClO_3 . Chlorečnan draselný se používá např. pro pyrotechnické účely k oxidaci zápalných směsí a je podstatnou složkou zápalné směsi pro hlavičky zápalek.

Zdroj: literatura č. 8

11/028

Jakým způsobem barví plamen ionty Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} ?

Ionty Na^+ barví plamen žlutě, K^+ fialově, Ca^{2+} cihlově červeně, Ba^{2+} zeleně a Sr^{2+} červeně.

Zdroj: literatura č. 8

11/029

Jak barví plamen dusičnan barnatý a jak dusičnan draselný? Jakou barvu má dusičnan barnatý a jakou dusičnan draselný?

Dusičnan barnatý barví plamen zeleně, dusičnan draselný fialově. Dusičnan barnatý i draselný je bezbarvá krystalická látka.



dusičnan barnatý



dusičnan draselný

Zdroj: literatura č. 8, 49

11/030

Jak docílíme modrého zbarvení plamene bengálského ohně?

Modré zbarvení plamene docílíme ionty Cu^{2+} . Při přípravě modrého bengálského ohně se používá CuCl_2 .

Zdroj: literatura č. 8

11/031

Příměs i velmi malého množství sloučeniny obsahující ionty Na^+ může vést k tomu, že se experiment s barevným bengálským ohněm nezdaří dle představ. Co se stane?

Ionty Na^+ barví plamen intenzivně žlutě a toto zbarvení snadno překrývá zbarvení plamene způsobené jinými barvicími příměsmi. Pro bengálský oheň se např. používají dusičnany alkalických kovů a kovů alklických zemin, protože Ba^{2+} barví plamen zeleně, Sr^{2+} červeně a Ca^{2+} cihlově červeně.

Zdroj: literatura č. 7, 8

11/032

Jaký význam má $Ba(NO_3)_2$ ve směsi pro bengálský oheň?

Dusičnan barnatý slouží ve směsi jako oxidační a barvicí složka. Ionty Ba^{2+} barví plamen zeleně.

Zdroj: literatura č. 8

11/033

Jako oxidační složku v zápalných směsích lze např. použít:

Jako oxidační složka v zápalných směsích se používají dusičnany nebo chlorečnany díky oxidačním účinkům. Chlorečnany se používají pro pyrotechnické účely a dusičnan draselný je také podstatnou složkou zápalné směsi pro hlavičky zápalek

Zdroj: literatura č. 8

11/034

Jako redukční složku v zápalných směsích lze např. použít:

Pro bengálský oheň se jako redukční složka používá škrob nebo práškový cukr.

Zdroj: literatura č. 7

11/035

Jaký význam má $CuCl_2$ ve směsi pro bengálský oheň?

Chlorid měďnatý se ve směsi pro bengálský oheň používá jako barvicí složka. Ionty Cu^{2+} barví plamen modře.

Zdroj: literatura č. 8

11/036

Jak vysvětlíte, že je možné zapálit bengálský oheň kapkou koncentrované kyseliny sírové?

Přidáním H_2SO_4 dojde ke vzniku silných oxidačních činidel $HClO_4$ a ClO_2 , které zahájí oxidaci organické složky. Zažehnutí bengálského ohně je popsáno rovnicí $3 KClO_3 + 3 H_2SO_4 \rightarrow 3 KHSO_4 + HClO_4 + 2 ClO_2 + H_2O$. Samotné hoření je popsáno rovnicí $8 KClO_3 + C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 8 KCl + 12 CO_2 + 11 H_2O$

Zdroj: RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D.- ústní sdělení

11/037

Která z rovnic popisuje nejlépe vznik produktů zodpovědných za zažehnutí bengálského ohně koncentrovanou kyselinou sírovou?

Zažehnutí bengálského ohně je popsáno rovnicí $3 KClO_3 + 3 H_2SO_4 \rightarrow 3 KHSO_4 + HClO_4 + 2 ClO_2 + H_2O$. Přidáním H_2SO_4 dojde ke vzniku silných oxidačních činidel $HClO_4$ a ClO_2 , které zahájí oxidaci organické složky.

Zdroj: RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D.- ústní sdělení

11/038

Která rovnice nejlépe vystihuje hoření bengálského ohně?

Hoření bengálského ohně popisuje rovnice $8 \text{KClO}_3 + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow 8 \text{KCl} + 12 \text{CO}_2 + 11 \text{H}_2\text{O}$. Přidavkem H_2SO_4 dojde ke vzniku silných oxidačních činidel HClO_4 a ClO_2 , které zahájí oxidaci organické složky.

Zdroj: RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D.- ústní sdělení

11/039

Proč není vhodné uchovávat namíchané směsi na bengálské ohně.

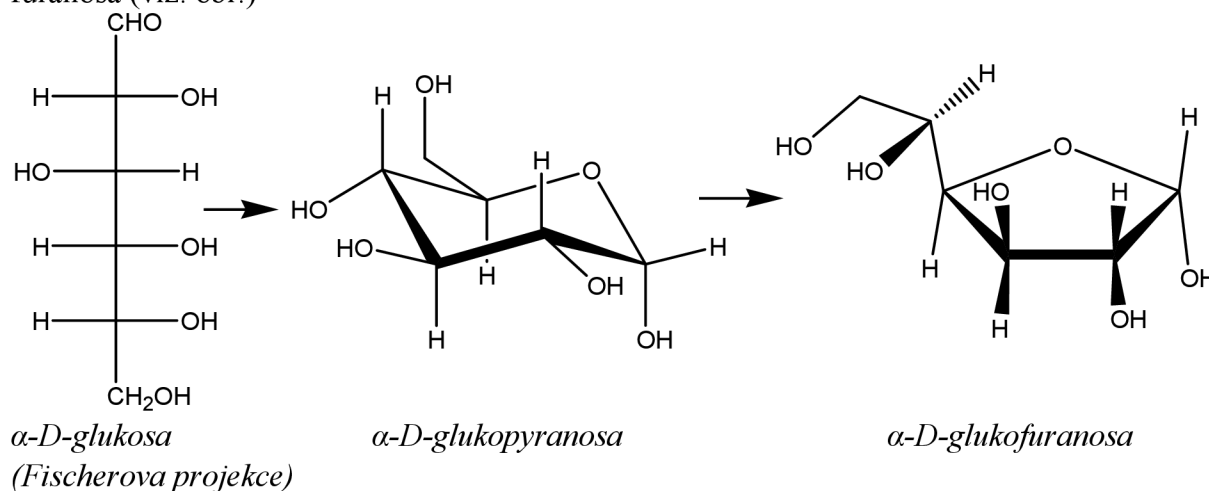
Směs pro bengálský oheň není vhodné uchovávat, protože by mohlo dojít k samovznícení. Směs obsahuje chlorečnan draselný, který má oxidační účinky a při skladování s organickou složkou by mohlo snadno dojít k reakci.

Zdroj: RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D.- ústní sdělení

11/040

Jaké složení má sacharóza?

Cukr je disacharid o složení $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ obsahující α -D-glukopyranózu a β -D-fruktofuranózu. Glukopyranóza je monosacharid glukóza, jehož cyklus je tvořen šesti uhlíky. Fruktofuranóza je monosacharid fruktóza s pětiuhlíkatým cyklem. Monosacharidy lze zapsat jako pyranosu i furanosu (viz. obr.)



Zdroj: literatura č. 73

11/041

K čemu dochází při reakci chlorečnanu se sacharózou?

Chlorečnan působí jako oxidační činidlo a dochází k oxidaci organické složky směsi pro bengálský oheň. Jako oxidační činidlo může působit i dusičnan alkalického kovu nebo kovu alkalických zemin, který zároveň slouží jako barvicí složka.

Zdroj: RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D.- ústní sdělení

11/042

Při hoření bengálského ohně se:

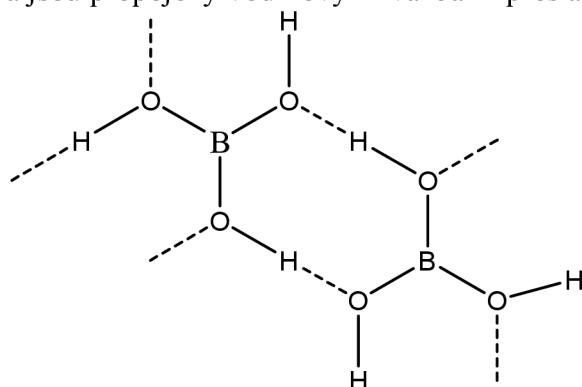
Při hoření bengálského ohně dochází k oxidaci organické složky a redukci chlorečnanu, resp. dusičnanu. Chlorečnan, resp. dusičnan, působí jako oxidační činidlo a organická složka (škrob, cukr) jako redukční činidlo. Hoření bengálského ohně popisuje rovnice $8 \text{KClO}_3 + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow 8 \text{KCl} + 12 \text{CO}_2 + 11 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: RNDr. Lukáš Richtera, Ph.D. - ústní sdělení

11/043

Jaký tvar zaujímá molekula kyseliny trihydrogenborité resp. anion BO_3^{3-} ?

Boritanový anion BO_3^{3-} zaujímá trigonálně planární tvar. Jednotky BO_3 mají tvar trojúhelníku a jsou propojeny vodíkovými vazbami přes atomy kyslíku se sousedními jednotkami.



Zdroj: literatura č. 8

11/044

Je kyselina trihydrogenboritá silná kyselina?

Ne. Kyselina trihydrogenboritá je slabá jednosytná kyselina. Sílu kyseliny lze popsat hodnotou disociační konstanty K_a . Čím je hodnota disociační konstanty vyšší, tím je kyselina silnější. Pro kyselinu trihydrogenboritou lze v tabulkách najít hodnotu $K_a = 5,8 \cdot 10^{-10}$.

Zdroj: literatura č. 8

11/045

Jak ve vodném roztoku disociuje kyselina trihydrogenboritá?

Disociaci kyseliny trihydrogenborité ve vodném prostředí popisuje rovnice $\text{B(OH)}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B(OH)}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Zdroj: literatura č. 8

11/046

V jaké formě je kyselina trihydrogenboritá přítomná v roztoku?

Kyselina trihydrogenboritá se v roztoku vyskytuje ve formě B(OH)_4^- , protože kyselina trihydrogenboritá ve vodném prostředí disociuje podle rovnice $\text{B(OH)}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B(OH)}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Zdroj: literatura č. 8

11/047

Jestliže pro kyselinu trihydrogenboritou lze nalézt v tabulkách $K_a=5,8 \times 10^{-10}$ resp. $pK_a=9,24$, co to vypovídá o její síle?

Takové hodnoty K_a resp. pK_a vypovídají, že kyselina trihydrogenboritá je slabá kyselina. K_a je disociační konstanta charakterizující rovnováhu při disociaci kyselin a zásad. Disociace je proces štěpení molekul na ionty. Disociaci kyseliny trihydrogenborité popisuje rovnice $B(OH)_3 + 2 H_2O \rightarrow B(OH)_4^- + H_3O^+$. Čím je hodnota pK_a větší, tím je kyselina slabší.

Zdroj: literatura č. 8, 74, 75

11/048

Který vzorec správně vystihuje kyselinu metaboritou?

Kyselina metaboritá má vzorec $(HBO_2)_x$. Vzniká částečnou dehydratací kyseliny trihydrogenborité (orthoborité) nad $100\text{ }^\circ\text{C}$ a vyskytuje se ve třech modifikacích (orthorombická, monoklinická, kubická).

Zdroj: literatura č. 8

11/049

Jaké vlastnosti kyseliny trihydrogenborité se využívá v kosmetice?

H_3BO_3 je slabá kyselina se slabým antiseptickým a protizánětlivým účinkem. V očním lékařství se její 2 až 3 % roztok používá pod názvem borová voda, jako desinfekce.

Zdroj: literatura č. 76

11/050

Jakých účinků kyseliny trihydrogenborité se využívá v lékařství?

V očním lékařství se její 2 až 3 % roztok používá pod názvem borová voda jako desinfekce.

Zdroj: literatura č. 76

11/051

Je kyselina trihydrogenboritá nějak nebezpečná?

Ano, vstřebává se kůží do těla a větší dávky mohou u dětí vést až k otravám.

11/052

V dobře vybavené lékárnice by neměl chybět roztok kyseliny trihydrogenborité. K čemu slouží?

2 až 3 % roztok kyseliny trihydrogenborité nebo-li borová voda slouží jako desinfekce na proplach oka po poleptání kyselinami a louhy. Jako první pomoc propláchneme oči vodou. Proplach borovou vodou provádí lékař.

Zdroj: literatura č. 76

11/053

Který vzorec odpovídá vzorci boraxu?

Borax je běžně formulován jako $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Obsahuje ovšem čtyřjaderné jednotky $[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4]^{2-}$, vzniklé splynutím dvou kruhů B_3O_3 , z nichž každý obsahuje dvě sdílené jednotky BO_4 a jednu jednotku BO_3 . Borax by se tedy měl psát jako $\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 8

11/054

Kolik boraxu $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 380$) budeme potřebovat pro přípravu 120 g kyseliny trihydrogenborité H_3BO_3 ($M_r = 60$)?

Přípravu kyseliny trihydrogenborité z boraxu popisuje rovnice $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O} + 2 \text{HCl} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{BO}_3 + 2 \text{NaCl} + 5 \text{H}_2\text{O}$. Z jednoho molu boraxu vznikají čtyři moly kyseliny trihydrogenborité. Hodnoty molekulových hmotností udávají, že 380 g boraxu je zapotřebí pro přípravu $60 \cdot 4 = 240$ g H_3BO_3 . Poměr zůstává zachován, takže pro přípravu 120 g je zapotřebí poloviční množství boraxu, tedy $380/2 = 190$ g.

Zdroj: literatura č. 7

11/055

Kolika procentní roztok boraxu vznikne rozpuštěním 30 g boraxu v 270 cm^3 vody?

Při rozpuštění 30 g boraxu v 270 g vody získáme roztok o hmotnosti 300 g, což je 100 %. 30 g boraxu činí 10 % celkové hmotnosti roztoku, tudíž koncentrace vzniklého roztoku je 10 %.

11/056

Je H_3BO_3 kyselina metaboritá nebo orthoboritá?

Kyselina se vzorcem H_3BO_3 je kyselina orthoboritá. Metaboritá kyselina má vzorec $(\text{HBO}_2)_x$ a vzniká mírnou dehydratací nad 100 °C. Ve struktuře kyseliny orthoborité jsou jednotky H_3BO_3 propojeny vodíkovými můstky a kyselina metaboritá je složena z jednotek $\text{B}_3\text{O}_3(\text{OH})_3$.

Zdroj. Literatura č. 8

11/057

Kyselina trihydrogenboritá má vzorec:

Kyselina trihydrogenboritá má vzorec H_3BO_3 . Kyselina obsahuje tři atomy vodíku s oxidačním číslem +I (označuje část názvu *trihydrogen*). Kyslík má oxidační číslo –II, tím na atom boru zbývá oxidační číslo +III (přípona *-itý*).

11/058

Co je to antiseptikum?

Jedná se o látku, která zabraňuje růstu a množení mikrobů. Případně i zabijí rozličné mikroorganismy, např. bakterie, plísňe a viry na živé tkáni.

11/059

Jak z boraxu připravíte kyselinu trihydrogenboritou?

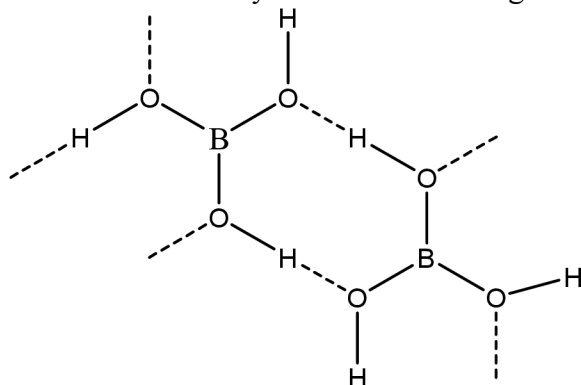
Z boraxu se kyselina trihydrogenboritá připraví použitím kyseliny chlorovodíkové. Přípravu kyseliny trihydrogenborité popisuje rovnice $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O} + 2 \text{HCl} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{BO}_3 + 2 \text{NaCl} + 5 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7

11/060

Jaký vzhled má kyselina trihydrogenboritá?

Kyselina trihydrogenboritá je bezbarvá krystalická látka tvořící krystaly perleťového lesku a mastné na omak. Kyselina boritá má trigonálně planární strukturu.



Zdroj: literatura č. 7, 8

11/061

Jaká je závislost rozpustnosti kyseliny trihydrogenborité ve vodě na teplotě?

Rozpustnost kyseliny trihydrogenborité ve studené vodě je malá, ale s teplotou roste. V rozsahu 0 až 100 °C rozpustnost vzroste z 2,69 g na 37,61 g ve 100 g vody.

Zdroj: literatura č. 9

11/062

Jestliže se při 75 °C rozpustí v 300 cm³ vody 50 g kyseliny trihydrogenborité, kolik H₃BO₃ se vyloučí při ochlazení roztoku na 0 °C? Kolik kyseliny zůstane v roztoku? Rozpustnost H₃BO₃ při 0 °C: 3 g ve 100 g H₂O.

Z hodnoty rozpustnosti vyplývá, že ve 300 g vody se při 0 °C rozpustí 9 g kyseliny trihydrogenborité. Pokud roztok obsahuje 50 g kyseliny, po ochlazení se z roztoku vyloučí 41 g H₃BO₃ a 9 g zůstane rozpuštěno v roztoku.

11/063

Pojmenujte sloučeninu charakterizovanou vzorcem (HBO₂)_x.

Sloučenina se vzorcem (HBO₂)_x se nazývá kyselina metaboritá. Vzniká mírnou dehydratací kyseliny trihydrogenborité (jinak také orthoborité) nad 100 °C.

Zdroj: literatura č. 8

11/064

Co je to nasycený roztok?

Nasycený roztok dané látky je takový roztok, v němž se již za daných podmínek nerozpustí žádné další množství dané látky. Množství látky, kterou lze v roztoku rozpustit vyjadřuje rozpustnost, udávaná v g / 100 g vody.

12/001

Jakým způsobem lze připravit oxid boritý z kyseliny trihydrogenborité?

Oxid boritý lze z H_3BO_3 připravit dehydratací. Dehydrataci popisuje rovnice $2 \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Oxid boritý patří k nejobtížněji krystalovatelným sloučeninám.

Zdroj: literatura č. 7, 8

12/002

Která rovnice správně popisuje termický rozklad H_3BO_3 ?

Termickým rozkladem kyseliny trihydrogenborité lze přes kyselinu metaboritou připravit oxid boritý. Tento proces popisuje rovnice $2 \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: Literatura č. 7

12/003

Která rovnice vystihuje přípravu oxidu boritého v této úloze?

V této úloze se oxid boritý připravuje termickým rozkladem kyseliny trihydrogenborité. Proces popisuje rovnice $2 \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

12/004

K čemu po chemické stránce dochází při tavení kyseliny orthoborité?

Při tavení vystavujeme sloučeninu zvýšeným teplotám. U kyseliny trihydrogenborité dochází při tavení k dehydrataci za vzniku oxidu boritého. Proces popisuje rovnice $2 \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

12/005

K čemu po chemické stránce dochází při tavení kyseliny orthoborité?

Při tavení vystavujeme sloučeninu zvýšeným teplotám. U kyseliny trihydrogenborité dochází při tavení k dehydrataci za vzniku oxidu boritého. Proces popisuje rovnice $2 \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

12/006

Jaké množství kyseliny orthoborité ($M_r = 60$) je třeba navážít pro přípravu 35 g oxidu boritého ($M_r = 70$)?

Připravu oxidu boritého z kyseliny trihydrogenborité popisuje rovnice $2 \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Ze dvou molů kyseliny trihydrogenborité vzniká jeden mol oxidu boritého. Z hodnot

molekulových hmotností a uvedeného poměru vyplývá, že na přípravu 70 g B₂O₃ je zapotřebí 60·2= 120 g kyseliny orthoborité. Při zachování poměru platí, že na přípravu 35 g oxidu je potřeba 60 g kyseliny orthoborité.

12/007

Která rovnice správně popisuje přípravu kyseliny orthoborité z boraxu?

Přípravu kyseliny orthoborité (kyseliny trihydrogenborité) z boraxu popisuje rovnice Na₂B₄O₇·10H₂O + 2 HCl → 4 H₃BO₃ + 2 NaCl + 5 H₂O. Nedochozí ke změně oxidačních čísel sloučenin, kyselina trihydrogenboritá se vytěšňuje ze solí boru silnější kyselinou.

Zdroj: literatura č. 7

12/008

Jaké je okolí atomu boru v oxidu boritém?

Okolí atomu boru v oxidu boritém je trigonálně planární. Síť normální krystalové formy (ρ= 2,56 g·cm⁻³) je tvořena skupinami BO₃ vzájemně spojených kyslíkovými atomy. Je známa i hustší forma oxidu boritého (ρ= 3,11 g·cm⁻³), která je složena z nepravidelných, vzájemně propojených tetraedrů BO₄. Ve skelném stavu (ρ= 1,83 g·cm⁻³) se oxid boritý sestává ze zesíťovaných jednotek BO₃, v nichž převládají šestičlenné kruhy (BO)₃.

Zdroj: literatura č. 8

12/009

Pojmenujte (HBO₂)_x.

Sloučenina se vzorcem (HBO₂)_x se nazývá kyselina metaboritá. Vzniká částečnou dehydratací kyseliny orthoborité při teplotě nad 100 °C. Jsou známy tři modifikace (orthorombická, monoklinická a kubická).

Zdroj: literatura č. 8

12/010

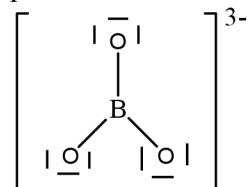
Kyselina trihydrogenboritá má vzorec:

Kyselina trihydrogenboritá má vzorec H₃BO₃, který lze také zapsat ve tvaru B(OH)₃. Část názvu trihydrogen označuje, že molekula obsahuje tři atomy vodíku s oxidačním číslem +I. Kyslík má oxidační číslo -II, tím na atom boru vychází oxidační číslo +III (přípona -itý).

12/011

Jaký tvar zaujímá molekula kyseliny trihydrogenborité resp. anion BO₃³⁻?

Molekula kyseliny trihydrogenborité je trigonálně planární složená z jednotek BO₃ spojených přes vodíkové vazby. Boritanový anion je trigonálně planární.

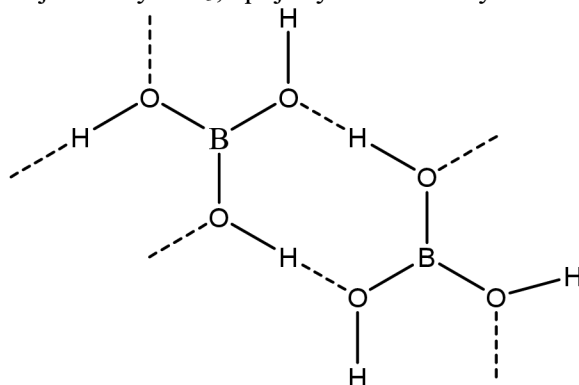


Zdroj: literatura č. 8

12/012

Jaký vzhled má kyselina trihydrogenboritá?

Kyselina trihydrogenboritá tvoří bílé vločkovité průhledné krystaly mastné na dotek. H_3BO_3 tvoří trigonálně planární jednotky BO_3 , spojenými vodíkovými vazbami.



Zdroj: literatura č. 8

12/013

Co je to borová voda?

Borová voda je 2 až 3 % roztok kyseliny trihydrogenborité. Používá se v očním lékařství na proplach oka při poleptání kyselinami nebo louhy.

Zdroj: literatura č. 76

12/014

Jaké účinky má a k čemu se používá borová voda?

Borová voda má antiseptické účinky a používá se jako jemné dezinficiens k výplachu očí nebo při výplachu očí při poleptání kyselinami nebo louhy. Jedná se o 2 až 3 % roztok kyseliny trihydrogenborité.

12/015

Jakých účinků kyseliny trihydrogenborité se využívá v lékařství?

Kyselina trihydrogenboritá se jako 2 až 3 % roztok používá jako jemný dezinficiens v očním lékařství. Používá se na výplach očí při poleptání kyselinami nebo louhy.

Zdroj: literatura č. 76

12/016

Je kyselina trihydrogenboritá nějak nebezpečná?

Ano, vstřebává se kůží do těla a větší dávky mohou u dětí vést až k otravám. Jako 2 až 3 % roztok má ovšem uplatnění jako dezinfekce při výplachu očí pod názvem borová voda.

Zdroj: literatura č. 76

12/017

V dobře vybavené lékárnice by neměl chybět roztok kyseliny trihydrogenborité. K čemu slouží?

2 až 3 % roztok kyseliny trihydrogenborité nebo-li borová voda slouží jako desinfekce na proplach oka a při poleptání očí.

Zdroj: literatura č. 76

12/018

Jaké vlastnosti kyseliny trihydrogenborité se využívá v kosmetice?

H₃BO₃ je slabá kyselina se slabým antiseptickým a protizánětlivým účinkem. Pro své mírné antiseptické účinky se v očním lékařství používá 2 až 3 % roztok kyseliny trihydrogenborité pod názvem borová voda pro výplach očí při poleptání kyselinami nebo louhy.

Zdroj: literatura č. 76

12/019

Jaká je závislost rozpustnosti kyseliny trihydrogenborité ve vodě na teplotě?

Rozpustnost kyseliny trihydrogenborité ve studené vodě je malá, ale s teplotou roste. V rozsahu 0 až 100 °C rozpustnost vzroste z 2,69 g na 37,61 g ve 100 g vody.

Zdroj: literatura č. 9

12/020

Jak ve vodném roztoku disociuje kyselina trihydrogenboritá?

Disociaci kyseliny trihydrogenborité v roztoku popisuje rovnice $B(OH)_3 + 2 H_2O \rightarrow B(OH)_4^- + H_3O^+$. Kyselina trihydrogenboritá je slabá kyselina a ochotně aduje (OH)⁻.

Zdroj: literatura č. 8

12/021

Je kyselina trihydrogenboritá silná kyselina?

Ne. Kyselina trihydrogenboritá je slabá kyselina, protože má nízkou hodnotu disociační konstanty. Sílu kyseliny vyjadřuje disociační konstanta K_a resp. pK_a (vyjadřuje ochotu kyseliny dosociovat). Čím je kyselina silnější, tím je hodnota disociační konstanty K_a větší. Mezi K_a a pK_a platí vztah $pK_a = -\log K_a$. Pro kyselinu trihydrogenboritou lze v tabulkách nalézt hodnotu disociační konstanty $K_a = 5,8 \cdot 10^{-10}$.

Zdroj: literatura č. 8, 74

12/022

Jak se chová kyselina boritá (pK_a = 9,25) ve vodných roztocích?

Kyselina boritá je slabá kyselina a v roztocích a vykazuje schopnost adovat hydroxylový iont (OH)⁻. Disociaci kyseliny trihydrogenborité popisuje rovnice $B(OH)_3 + 2 H_2O \rightarrow B(OH)_4^-$.

Zdroj: literatura č. 8

12/023

V jaké formě je kyselina trihydrogenboritá přítomná v roztoku?

V roztoku je kyselina trihydrogenboritá přítomná v disociované formě B(OH)_4^- . Disociaci kyseliny trihydrogenborité popisuje rovnice $\text{B(OH)}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B(OH)}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Zdroj: literatura č. 8

12/024

Jestliže pro kyselinu trihydrogenboritou lze nalézt v tabulkách $K_a = 5,8 \times 10^{-10}$ resp. $pK_a = 9,24$, co to vypovídá o její síle?

Takové hodnoty K_a resp. pK_a vypovídají, že kyseliny trihydrogenboritá je slabá kyselina. K_a je disociační konstanta charakterizující sílu kyselin a zásad. Čím je hodnota disociační konstanty K_a nižší, tím je kyselina slabší. Disociace je proces štěpení molekul na ionty. Disociaci kyseliny trihydrogenborité popisuje rovnice $\text{B(OH)}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B(OH)}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Zdroj: literatura č. 8, 74, 75

12/025

Který vzorec správně vystihuje kyselinu metaboritou?

Kyselina metaboritá má vzorec $(\text{HBO}_2)_x$. Vzniká částečnou dehydratací kyseliny trihydrogenborité nad 100°C a vyskytuje se ve třech modifikacích (orthorombická, monoklinická, kubická).

Zdroj: literatura č. 8

12/026

Je H_3BO_3 kyselina metaboritá nebo orthoboritá?

Sloučenina se vzorcem H_3BO_3 se nazývá kyselina orthoboritá. Vzorec kyseliny metaborité je $(\text{HBO}_2)_x$.

Zdroj: literatura č. 8

12/027

Jaké vlastnosti má oxid boritý?

Oxid boritý je bezbarvá polymerní, obtížně krystalizující látka s teplotou tání přibližně 450°C . Je silně hygroskopický. Rozpustnost oxidu boritého s teplotou vody roste a rozpouští se i v alkoholech za vzniku esterů kyseliny borité. Reakcí např. s methanolem vzniká trimethylester kyseliny borité. Proces popisuje rovnice $\text{B}_2\text{O}_3 + 6 \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow 2 \text{B(OCH}_3)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Zdroj: literatura č. 7, 8

12/028

Proč není možné skladovat oxid boritý za přístupu vzduchu?

Oxid boritý je velmi hygroskopický. Hygroskopičnost je schopnost látek pohlcovat a udržovat vlhkost. Oxid boritý s vodou reaguje za vzniku kyseliny trihydrogenborité. Proces hydratace popisuje rovnice $\text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{BO}_3$.

Zdroj: literatura č. 7, 77

12/029

Jak reaguje oxid boritý s vodou?

Oxid boritý reaguje s vodou za vzniku kyseliny trihydrogenborité. Reakci popisuje rovnice $B_2O_3 + 3 H_2O \rightarrow 2 H_3BO_3$. Reakce s vodou je způsobena faktem, že oxid boritý je silně hygroskopický a snadno pohlcuje a udržuje vlhkost.

Zdroj: literatura č. 7

12/030

Reakce oxidu boritého s vodou je:

Jedná se o exotermickou reakci, při níž se uvolňuje značné množství tepla. Příčinou této reakce je hygroskopická vlastnost oxidu boritého. Reakci popisuje rovnice $B_2O_3 + 3 H_2O \rightarrow 2 H_3BO_3$.

Zdroj: literatura č. 7

12/031

Co znamená, když řekneme, že je nějaká látka hygroskopická?

Hygroskopická látka je taková, která pohlcuje a udržuje vlhkost. Snadno tak pohlcuje vodu i ze vzduchu.

Zdroj: literatura č. 77

12/032

Lze uchovávat silně hygroskopické látky?

Ano, ale pouze v určených lahvích. K uchování hygroskopických látek a k sušení látek lze použít i exsikátor. Exsikátor je skleněná tlustostěnná zabroušená nádoba se zabroušeným víkem, které neprodyšně na nádobu doléhá. Do spodní části exsikátoru se umísťuje sušící látka, nad níž je na děrované přepážce umístěna látka sušená.

Zdroj: literatura č. 2

12/033

Jak reaguje oxid boritý s ethanolem?

Oxid boritý poskytuje při reakci s alkoholy estery kyseliny trihydrogenborité. Reakci oxidu boritého s ethanolem popisuje rovnice $B_2O_3 + 6 C_2H_5OH \rightarrow 2 B(OC_2H_5)_3 + 3 H_2O$.

Zdroj: literatura č. 7

12/034

Odhadněte, kolik gramů oxidu boritého ($M_r = 70$) je třeba na přípravu 15 g triethylsteru kyseliny borité ($M_r = 150$)?

Přípravu triethylesteru kyseliny borité z oxidu boritého popisuje rovnice $B_2O_3 + 6 C_2H_5OH \rightarrow 2 B(OC_2H_5)_3 + 3 H_2O$. Z jednoho molu oxidu boritého vznikají dva moly triethylesteru.. Hodnoty molekulových hmotností a reakční poměr udávají, že ze 70 g oxidu připravíme $150 \cdot 2 = 300$ g esteru. Na přípravu 15 g esteru je tedy zapotřebí $(70 \cdot 15) / 300 = 3,5$ g oxidu boritého.

12/035

Který vzorec přísluší dimethylesteru kyseliny borité?

Dimethylester kyseliny borité má vzorec $CH_3O-B(OH)-OCH_3$. Jedná se o ester kyseliny trihydrogenborité obsahující dvě methylové skupiny navázané na atomu boru. Estery kyseliny trihydrogenborité vznikají reakcí oxidu boritého s alkoholy.

Zdroj: literatura č. 7

12/036

Který vzorec popisuje trimethylester kyseliny borité?

Trimethylester kyseliny borité má vzorec $(CH_3O)_3B$. Jedná se o ester kyseliny trihydrogenborité, v němž jsou veškeré atomy vodíku nahrazeny methylesterovými skupinami. Estery kyseliny trihydrogenborité vznikají reakcí oxidu boritého s alkoholy.

Zdroj: literatura č. 7

12/037

Jaký je obecný vzorec trialkylesteru kyseliny borité (alkyl = R)?

Obecný vzorec trialkylesteru kyseliny borité je $(RO)_3B$. Alkyl se na atom boru navazuje přes atom kyslíku. Estery kyseliny trihydrogenborité vznikají reakcí oxidu boritého s alkoholy.

Zdroj: literatura č. 7

12/038

Jak reaguje oxid boritý s methanolem?

Oxid boritý reaguje s alkoholy za vzniku esterů kyseliny trihydrogenborité. Reakcí oxidu boritého s methanolem vzniká trimethylester kyseliny borité. Proces popisuje rovnice $B_2O_3 + 6 CH_3OH \rightarrow 2 B(OCH_3)_3 + 3 H_2O$.

Zdroj: Literatura č. 7

12/039

Správně zapsaná obecná rovnice reakce alkoholů (R-OH) s oxidem boritým B_2O_3 je:

Oxid boritý s alkoholy reaguje za vzniku esterů kyseliny trihydrogenborité. Obecná rovnice popisující reakci alkoholu s oxidem boritým má tvar $B_2O_3 + 6 ROH \rightarrow 2 B(OR)_3 + 3 H_2O$.

Zdroj: literatura č. 7

12/040

Čím je katalyzována reakce methanolu s oxidem boritým?

Reakce methanolu s oxidem boritým je katalyzována kyselinou sírovou, která odnímá kondenzující vodu z methanolu. Methanol reaguje s oxidem boritým za vzniku esteru kyseliny trihydrogenborité.

Zdroj: literatura č. 7

12/041

Je methanol nebezpečný?

Methanol je hořlavý a toxický. Při styku s methanolem hrozí nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při vdechování, při styku s kůží i při požití. Při vystavení účinku methanolu dochází k poruchám jater, ledvin, srdce a zraku.



Zdroj: literatura č. 78

12/042

Je nebezpečné potřísnění pokožky methanolem?

Ano. Methanol je velmi toxický a snadno se vstřebává i pokožkou. Dále je toxický při vdechování a také požití. Při vystavení účinku methanolu dochází k poruchám jater, ledvin, srdce a zraku.



Zdroj: literatura č. 78

12/043

Jakým způsobem je třeba poskytnout pomoc osobě, která požila methanol?

Postiženého je třeba vynést na čerstvý vzduch, vyvolat zvracení a dát mu vypít sklenici 40% ethanolu. Ethanol podáváme, protože se v těle odbourává rychleji než methanol a zabráníme tak přeměny methanolu na toxický formaldehyd a kyselinu mravenčí. Organismus „dá přednost“ ethanolu a methanol z těla vyloučí. Methanol je velmi toxický a hořlavý.



Zdroj: literatura č. 78

12/044

Jaké fyziologické účinky má methanol?

Methanol je velmi toxická a hořlavá látka. Methanol vyvolává zvracení, bolesti hlavy, závrať, opojení, zhoršení zraku a trvalou slepotu (nevratné poškození očního nervu). Při větších dávkách nastává smrt..



Zdroj: literatura č. 78

12/045

Jaký je správný vzorec methanolu?

Správný vzorec methanolu je CH_3OH . Jedná se o alkohol (přípona *-ol*) odvozený od methanu CH_4 , kde je jeden atom vodíku nahrazen skupinou OH.

12/046

Jestliže má methanol hustotu $0,792 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, kolik gramů váží jeden gram methanolu?

Jeden gram methanolu váží pořád jeden gram. Hodnota hustoty udává, kolik gramů látky je obsaženo v 1 cm^3 této látky. V případě methanolu tedy 1 cm^3 váží $0,792 \text{ g}$ methanolu.

Výpočet hustoty: $\rho = \frac{m}{V} \left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right]$.

12/047

Jestliže má methanol hustotu $0,792 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, kolik gramů váží 10 cm^3 methanolu?

Hodnota hustoty udává, kolik gramů látky je obsaženo v 1 cm^3 této látky. Pokud 1 cm^3

methanolu váží $0,792 \text{ g}$, tak 10 cm^3 má hmotnost $7,92 \text{ g}$. Výpočet hustoty: $\rho = \frac{m}{V} \left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right]$.

12/048

Jaký objem má 10 g methanolu za předpokladu, že methanol má hustotu $0,792 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$?

Hodnota hustoty udává, kolik gramů látky je obsaženo v 1 cm³ této látky. V případě methanolu má hmotnost 0,792 g objem 1 cm³. 10 g methanolu bude mít tedy objem 10/0792= 12,6 cm³. Výpočet hustoty: $\rho = \frac{m}{V} \left[\frac{g}{cm^3} \right]$.

12/049

Vystupuje methanol vůči kyselině jako kyselina nebo jako báze? Která rovnice je správně?

Methanol se vůči kyselině sírové (silné kyselině) chová jako báze a přijímá vodíkový kation, který kyselina odštěpuje. Reakci methanolu s kyselinou sírovou popisuje rovnice $CH_3OH + H_2SO_4 \rightarrow CH_3OH_2^+ + HSO_4^-$.

12/050

Proč do reakční směsi oxidu boritého s methanolem přidáváme kyselinu?

Kyselina sírová v reakci působí jako katalyzátor. Poskytuje vodíkový kation H⁺ a odnímá vznikající vodu. Reakci oxidu boritého s alkoholy vznikají estery kyseliny trihydrogenborité.

Zdroj: literatura č. 7

12/051

Proč předestilovaný trimethylester kyseliny borité protřepáváme s CaCl₂?

Protřepáváním předestilovaného B(OCH₃)₃ s bezvodým CaCl₂ dochází ke zbavování surového esteru přebytečného methanolu. Směs se rozdělí na dvě části, z nichž jedna obsahuje methanolát CaCl₂ a druhá surový ester kyseliny trihydrogenborité.

Zdroj: literatura č. 7

12/052

Jaké vlastnosti má CaCl₂ a k čemu se v laboratoři běžně používá?

CaCl₂ je hygroskopická látka a v laboratořích se běžně používá jako sušidlo. Patří do skupiny sušidel, které za podmínek sušení tvoří hydráty. Do této skupiny patří dále např. KOH, CaSO₄ a Na₂SO₄. Existují dále sušidla odstraňující vodu z látky chemickou reakcí (např. P₂O₅, CaO, B₂O₃, K, Na) a látky poutající vodu fyzikální adsorpcí (silikagely, Al₂O₃, molekulá síta).

Zdroj: literatura č. 2

12/053

Napište vzorec methanolátu chloridu vápenatého.

Methanolát chloridu vápenatého má vzorec CaCl₂·CH₃OH. Methanolát chloridu vápenatého vzniká při reakci trimethylesteru kyseliny borité s chloridem vápenatým. Tento proces se používá pro zbavení esteru kyseliny trihydrogenborité přebytečného methanolu. CaCl₂ se často v laboratoři používá jako sušidlo.

Zdroj: literatura č. 7

12/054

Je trimethylester kyseliny borité citlivý na vlhkost?

Ano. Trimethylester kyseliny borité ve vodě hydrolyzuje za vzniku methanolu a kyseliny trihydrogenborité.

Zdroj: literatura č. 7

12/055

Jak se působením vody rozkládá trimethylester kyseliny borité?

Trimethylester kyseliny borité se působením vody rozkládá na methanol a kyselinu trihydrogenboritou. Hydrolyzu popisuje rovnice $B(OCH_3)_3 + 3 H_2O \rightarrow H_3BO_3 + 3 CH_3OH$.

Zdroj: literatura č. 7

12/056

Jak zbarveným plamenem hoří trimethylester kyseliny borité?

Trimethylester kyseliny borité je hořlavý a hoří zeleným plamenem o nízké teplotě.

Zdroj: literatura č. 7, 79

12/057

Jak v této úloze zjišťujeme index lomu?

V této úloze se index lomu měří na Abbého refraktometru. Měřená látka se nanáší na matnou plochu dolního hranolu, na který se přitiskne horní hranol. Levým šroubem se nastaví měřicí rozhraní a pomocí zaostřovacího šroubu na pravé straně se nastaví černobílé rozhraní tak, aby bylo ostré. Nítkový kříž se levým šroubem poté středem nastaví na světelné rozhraní a v levém okuláru odečteme ze stupnice hodnotu indexu lomu. Po skončení měření se plochy hranolu důkladně očistí.

Zdroj: literatura č. 7

12/058

Známe-li indexy lomu dvou čistých látek, např. látky A ($n_D^{20} = 1,4000$) a látky B ($n_D^{20} = 1,2000$), jaký index lomu bude mít směs obsahující 75 % látky A a 25 % látky B?

Index lomu je veličina aditivní, což znamená, že konečná hodnota je součtem jednotlivých dílčích hodnot látek nacházejících se v systému. Pokud směs obsahuje 75 % látky A a 25 % látky B o známých hodnotách indexu lomu, index lomu směsi bude mít hodnotu $(1,4000 \cdot 0,75) + (1,2000 \cdot 0,25) = 1,3500$.

Zdroj: literatura č. 7

12/059

Na čem především závisí index lomu zkoumané látky?

Hodnota indexu lomu je především závislá na teplotě. Index lomu se zpravidla měří při teplotě 20 nebo 25 °C. Teplota se u indexu lomu píše jako horní index (n_D^{20} , n_D^{25}).

Zdroj: literatura č. 7

12/060

Co je to index lomu?

Index lomu je poměr rychlosti světla ve vakuu a rychlosti světla v daném prostředí. Jedná se o bezrozměrnou veličinu popisující šíření elektromagnetického záření v látkách. Index lomu lze měřit např. Abbého refraktometrem. Refraktometrické měření se dobře uplatňuje při určování složení binárních směsí.

Zdroj: literatura č. 7, 80

LITERATURA

1. Klikorka J., Hájek B., Votinský J.: *Obecná a anorganická chemie*. 2. nezměněné vydání, SNTL, Praha 1989
2. Kábelová B., Pilátová I., Hanáková Z.: *Laboratorní technika II*. 1. vydání, VUT Brno, VUTIUM, Brno 1999
3. Greenwood N. N., Earnshaw A.: *Chemistry of the Elements*. 2nd edition, ELSEVIER, University of Leeds, U.K., 1997
4. Jursík F.: *Anorganická chemie nekovů*. 1. vydání, VŠCHT v Praze, Praha 2001
5. Jursík F.: *Anorganická chemie kovů*. 1. vydání, VŠCHT v Praze, Praha 2001
6. Toužín J.: *Stručný přehled chemie prvků*. 1. vydání, MU v Brně, Brno 2001
7. Pilátová I., Kábelová B., Richtera L.: *Praktikum z anorganické chemie*. 1. vydání, VUT v Brně, Brno 2006
8. Greenwood N. N., Earnshaw A.: *Chemie prvků*. INFORMATORIUM, Praha 1993
9. Březina F., Mollin J., Pastorek R., Šindelář Z.: *Chemické tabulky anorganických sloučenin*. SNTL, Praha 1986
10. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Chemical and other safety information, Nitric oxide*[online]. 2006, last modified 26th of October 2006 [cit. 1.3.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/NI/nitric_oxide.html>
11. Wikipedia: *Xantoproteinová reakce*[online]. 2008, poslední revize 15.1.2008 [cit. 1.3.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Xantoproteinov%C3%A1_reakce>
12. Wikipedia: *Bilkovina*[online]. 2008, poslední revize 14.2.2008 [cit. 1.3.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/B%C3%Adlkovina>>
13. Wikipedia: *Kyselina dusičná*[online]. 2008, poslední revize 13.10.2007 [cit. 1.3.2008]. Dostupný z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_dusi%C4%8Dn%C3%A1>
14. Wikipedia: *Aceton*[online]. 2008, poslední revize 13.1.2008 [cit. 10.3.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Aceton>>
15. Wikipedia: *Ethery*[online]. 2008, poslední revize 19.12.2007 [cit. 10.3.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Ethery>>
16. Časlavský J.: *Analytická chemie I- Srážecí titrace*. studijní materiály pdf
17. The free dictionary by Farlex: *Salmiac*[online]. 2008, poslední revize neuvedena [cit. 10.3.2008]. Dostupné z: <<http://encyclopedia.thefreedictionary.com/Salmiac>>
18. Wikipedia: *Chlorid amonný*[online]. 2008, poslední revize 25.11.2007 [cit. 10.3.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_amonn%C3%BD>
19. Koloidní stříbro[online], poslední revize 22.3.2007 [cit. 25.4.2008]. Dostupné z: <<http://www.strebro.com>>
20. Dusičnan stříbrný[online], poslední revize 21.4.2008 [cit. 25.4.2008]. Dostupné z: <<http://www.eurochem.cz>>
21. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Hydrogen peroxide*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 30.4.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/HY/hydrogen_peroxide_30pc.html>
22. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Ammonium hydroxide*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 30.4.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/AM/ammonium_hydroxide.html>

23. Wikipedia: *Ethanol*[online]. 2008, poslední revize 1.4.2008 [cit. 1.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Ethanol>>
24. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Ethyl alcohol*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 1.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/ET/ethyl_alcohol.html>
25. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Ammonium carbonate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 8.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/AM/ammonium_carbonate.html>
26. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Ammonium bicarbonate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 8.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/MSDS/AM/ammonium_bicarbonate.html>
27. Wikipedia: *Síran železnatý*[online]. 2008, poslední revize 18.3.2008 [cit. 8.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%ADran_%C5%BEEleznat%C3%BD>
28. Wikipedia: *Skalice*[online]. 2008, poslední revize 8.2.2008 [cit. 8.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Skalice>>
29. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Gravimetrie*, studijní materiály .pdf
30. Leccos: *Síran barnatý*[online]. 2008, poslední revize 14.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupný z: <http://leccos.hu.cz/index.php/clanky/siran_barnaty>
31. Wikipedia: *Baryum*[online]. 2008, poslední revize 23.2.2008.[cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Baryum>>
32. Seznam encyklopedie: *Železo*[online]. 2008, poslední revize 5.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://encyklopedie.seznam.cz/heslo/184013-zelezo>>
33. Seznam encyklopedie: *Dekantace*[online]. 2008, poslední revize 16.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://encyklopedie.seznam.cz/heslo/34913-dekantace>>
34. Wikipedia: *Termit*[online]. 2008, poslední revize 15.4.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <[http://cs.wikipedia.org/wiki/Termit_\(chemie\)](http://cs.wikipedia.org/wiki/Termit_(chemie))>
35. Wikipedia: *Aluminotermická reakce*[online]. 2008, poslední revize 12.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Aluminotermie>>
36. Wikipedia: *Železo*[online]. 2008, poslední revize 10.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/%C5%Bdelezo>>
37. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Oxidačně-redukční reakce*, studijní materiály .pdf
38. Wikipedia: *Bod ekvivalence*[online]. 2008, poslední revize 29.11.2007 [cit. 11.5.2008]. Dostupný z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Bod_ekvivalence>
39. Hlaváč J.: *Základy technologie silikátů*.2. vydání upravené, SNTL, Praha / Bratislava 1988
40. Velebil D.: *Geologie, mineralogie, dolování minerálů*[online]. 2008, poslední revize 12.3.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupný z: <<http://www.velebil.net/clanky/pestovani-kryystalu/modra-skalice>>
41. Wikipedia: *Síran měďnatý*[online]. 2008, poslední revize 25.4.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%ADran_m%C4%9B%C4%8Fnat%C3%BD>
42. Wikipedia: *Konverze*[online]. 2008, poslední revize 13.4.2008 [cit. 11.5.2008]. Dostupné z <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Konverze>>
43. Kacík J., Barthová J., Pacák J., Strauch B., Svobodová M., Zemánek F.: *Přehled středoškolské chemie*.2. vydání, SPN Praha, 1999

44. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Srážecí reakce*, studijní materiály .pdf
45. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Potassium chromate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 13.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/PO/potassium_chromate.html>
46. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Potassium dichromate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 13.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/PO/potassium_dichromate.html>
47. Wikipedia: *Chroman draselný*[online]. 2008, poslední revize 9.5.2008 [cit. 15.5.2008]. Dostupný z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Chroman_draseln%C3%BD.JPG>
48. Smetak1: *Dějiny alkoholu*[online]. 2007, poslední revize 20.4.2008 [cit. 15.5.2008]. Dostupné z: <http://dejinyalkoholu.blogspot.com/2007_12_01_archive.html>
49. Mangl, O.: *Ondřej Mangl/Galerie*[online].2007, poslední revize 13.11.2007 [cit. 19.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Wikipedista:Ond%C5%99ej_Mangl/galerie>
50. Polysacharidy[online]. 2007, poslední revize 3.10.2007 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <<http://www.biotox.cz/naturstoff/chemie/ch-sach-poly.html>>
51. Wikipedia: *Škrob*[online]. 2008, poslední revize 13-5-2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/%C5%A0krob>>
52. ABZ slovník cizích slov: *Klatrát*[online]. 2007, poslední revize 3.10.2007 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <<http://slovník-cizich-slov.abz.cz/web.php/slovo/klatrat>>
53. Wikipedia: *Jod*[online]. 2008, poslední revize 23.12.2007 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Jod_pevny.jpg>
54. Wikipedia: *Kyselina šťavelová*[online]. 2008, poslední revize 7.5.2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_%C5%A1%C5%A5avelov%C3%A1>
55. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Oxalic acid*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/OX/oxalic_acid.html>
56. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Oxalic acid dihydrate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/OX/oxalic_acid_dihydrate.html>
57. ABZ slovník cizích slov: *Inkongruence*[online]. 2008, poslední revize 21.3.2008 [cit. 20.5.2008]. Dostupné z: <<http://slovník-cizich-slov.abz.cz/web.php/slovo/inkongruence>>
58. Čáslavský J.: *Analytická chemie I- Oxidačně-redukční titrace*. Studijní materiál pdf
59. Ecosond: *Žihání*[online]. 2008, poslední revize 19.4.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <<http://www.ecosond.cz/slovník-zihani.html>>
60. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Copper II chloride*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/CO/copper_II_chloride.html>
61. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Mercury II chloride*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/ME/mercury_II_chloride.html>

62. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Sulfur dioxide*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/SU/sulfur_dioxide.html>
63. Wikipedia: *Parts per million*[online]. 2008, poslední revize 14.5.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Ppm>>
64. Wikipedia: *Oxid siřičitý*[online]. 2008, poslední revize 7.5.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_si%C5%99i%C4%8Dit%C3%BD>
65. ABZ slovník cizích slov: *Termokolor*[online]. 2008, poslední revize 17.4.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <<http://slovník-cizich-slov.abz.cz/web.php/slovo/termokolor>>
66. Wikipedia: *Koordinační číslo*[online]. 2008, poslední revize 11.1.2008 [cit. 21.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Koordina%C4%8Dn%C3%AD_%C4%8D%C3%ADslo>
67. Wikipedia: *Dehydratace*[online]. 2008, poslední revize 9.5.2008 [22.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Dehydratace>>
68. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Cooper II sulfat*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit.22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/CO/copper_II_sulfate.html>
69. Wikipedia: *Kyselina chlorovodíková*[online]. 2008, poslední revize 19.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_chlorovod%C3%ADkov%C3%A1>
70. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Hydrochloric acid*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/HY/hydrochloric_acid.html>
71. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Sodium chloride*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/SO/sodium_chloride.html>
72. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Potassium chlorate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/PO/potassium_chlorate.html>
73. Wikipedia: *Sacharóza*[online]. 2008, poslední revize 20.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Sachar%C3%B3za>>
74. Wikipedia: *Disociační konstanta*[online]. 2008, poslední revize 17.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Disocia%C4%8Dn%C3%AD_konstanta>
75. Wikipedia: *Disociace*[online]. 2008, poslední revize 21.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Disociace>>
76. Wikipedia: *Kyselina boritá*[online]. 2008, poslední revize 11.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_borit%C3%A1>
77. ABZ slovník cizích slov: *Hygroskopie*[online]. 2008, poslední revize 21.5.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <<http://slovník-cizich-slov.abz.cz/web.php/slovo/hygroskopie>>
78. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Methyl alcohol*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/ME/methyl_alcohol.html>

79. The Physical and Theoretical Chemistry Laboratory Oxford University: *Trimethyl borate*[online]. 2008, poslední revize 17.3.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://msds.chem.ox.ac.uk/TR/trimethyl_borate.html>
80. Wikipedia: *Index lomů*[online]. 2008, poslední revize 16.4.2008 [cit. 22.5.2008]. Dostupné z: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Index_lomu>