



49. ročník
2012/2013

ŠKOLNÍ KOLO
kategorie B

ZADÁNÍ SOUTĚŽNÍCH ÚLOH

Vydání tohoto textu bylo podpořeno rozvojovým programem MŠMT ČR
„Podpora soutěží a přehlídek v zájmovém vzdělávání pro školní rok 2012/2013“.

© Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2012

ISBN 978-80-7080-785-9

Ministerstvo školství, mládeže a tělovýchovy České republiky
ve spolupráci s Českou společností chemickou
a Českou společností průmyslové chemie
vyhlašují 49. ročník předmětové soutěže

CHEMICKÁ OLYMPIÁDA

2012/2013

kategorie B

pro žáky 2. a 3. ročníků středních škol a odpovídající ročníky víceletých gymnázií

Chemická olympiáda je předmětová soutěž z chemie, která si klade za cíl podporovat a rozvíjet talentované žáky. Formou zájmové činnosti napomáhá vyvolávat hlubší zájem o chemii a vést žáky k samostatné práci.

Soutěž je jednotná pro celé území České republiky a pořádá se každoročně. Člení se na kategorie a soutěžní kola. Vyvrcholením soutěže pro kategorii A je účast vítězů Národního kola ChO na *Mezinárodní chemické olympiádě* a pro kategorii E na evropské soutěži *Grand Prix Chimique*, která se koná jednou za 2 roky.

Úspěšní řešitelé Národního kola Chemické olympiády budou přijati bez přijímacích zkoušek na tyto vysoké školy: VŠCHT Praha, Přírodovědecká fakulta Univerzity Karlovy v Praze (chemické obory), Přírodovědecká fakulta Masarykovy Univerzity v Brně (chemické obory), Fakulta chemická VUT v Brně a Fakulta chemicko-technologická, Univerzita Pardubice.

VŠCHT Praha nabízí účastníkům Národního kola ChO Aktivační stipendium. Toto stipendium pro studenty prvního ročníku v celkové výši 30 000 Kč je podmíněno splněním studijních povinností. Stipendium pro nejúspěšnější řešitele nabízí také Nadační fond Emila Votočka při Fakultě chemické technologie VŠCHT Praha. Úspěšní řešitelé Národního kola ChO přijatí ke studiu na této fakultě mohou zažádat o stipendium pro první ročník studia. Nadační fond E. Votočka poskytne třem nejúspěšnějším účastníkům kategorie A resp. jednomu kategorie E během 1. ročníku studia stipendium ve výši 10 000 Kč.¹

Účastníci Národního kola Chemické olympiády kategorie A nebo E, kteří se zapíší do prvního ročníku chemických oborů na Přírodovědecké fakultě Univerzity Karlovy, obdrží mimořádné stipendium ve výši 30 000 Kč.²

Celostátní soutěž řídí Ústřední komise Chemické olympiády v souladu s organizačním řádem. Na území krajů a okresů řídí Chemickou olympiádu krajské a okresní komise ChO. Organizátory krajského kola pro žáky středních škol jsou krajské komise ChO ve spolupráci se školami, krajskými úřady a pobočkami České chemické společnosti a České společnosti průmyslové chemie. Na školách řídí školní kola ředitel a pověřený učitel.

¹ Stipendium bude vypláceno ve dvou splátkách, po řádném ukončení 1. semestru 4 000 Kč, po ukončení 2. semestru 6 000 Kč. Výplata je vázána na splnění všech studijních povinností. Celkem může nadační fond na stipendia rozdělit až 40 000 Kč v jednom roce.

² Podrobnější informace o tomto stipendiu jsou uvedeny na webových stránkách fakulty <http://www.natur.cuni.cz/fakulta/studium/agenda-bc-mgr/predpisy-a-poplatky>. Výplata stipendia je vázána na splnění studijních povinností umožňující postup do druhého ročníku.

V souladu se zásadami pro organizování soutěží je pro vedení školy závazné, v případě zájmu studentů o Chemickou olympiádu, uskutečnit její školní kolo, případně zabezpečit účast studentů v této soutěži na jiné škole.

První kolo soutěže (školní) probíhá na školách ve všech kategoriích zpravidla ve třech částech. Jsou to:

- studijní část,
- praktická laboratorní část,
- kontrolní test školního kola.

V tomto souboru jsou obsaženy soutěžní úlohy teoretické a praktické části prvního kola soutěže kategorie B. Autorská řešení těchto úloh a kontrolní test s řešením budou obsahem samostatných souborů. Úlohy ostatních kategorií budou vydány též v samostatných souborech.

Vzor záhlaví vypracovaného úkolu

Karel VÝBORNÝ

Gymnázium, Korunní ul., Praha 2

2. ročník

Kat.: B, 2012/2013

Úkol č.: 1

Hodnocení:

Školní kolo Chemické olympiády řídí a organizuje učitel chemie (dále jen pověřený učitel), kterého touto funkcí pověří ředitel školy.

Úkolem pověřeného učitele je propagovat Chemickou olympiádu mezi žáky a získávat je k soutěžení, předávat žákům texty soutěžních úkolů a dodržovat pokyny řídicích komisí soutěže. Spolu s pověřeným učitelem se na přípravě soutěžících podílejí učitelé chemie v rámci činnosti předmětové komise. Umožňují soutěžícím práci v laboratořích, pomáhají jim odbornou radou, upozorňují je na vhodnou literaturu, popřípadě jim zajišťují další konzultace, a to i s učiteli škol vyšších stupňů nebo s odborníky z praxe a výzkumných ústavů.

Ředitel školy vytváří příznivé podmínky pro propagaci, úspěšný rozvoj i průběh Chemické olympiády. Podporuje soutěžící při rozvoji jejich talentu a zabezpečuje, aby se práce učitelů hodnotila jako náročný pedagogický proces.

Učitelé chemie spolu s pověřeným učitelem opraví vypracované úkoly soutěžících, zpravidla podle autorského řešení a kritérií hodnocení úkolů předem stanovených ÚK ChO, případně krajskou komisí Chemické olympiády, úkoly zhodnotí a seznámí soutěžící s jejich správným řešením.

Pověřený učitel spolu s ředitelem školy nebo jeho zástupcem:

- a) stanoví pořadí soutěžících,
- b) navrhne na základě zhodnocení výsledků nejlepší soutěžící k účasti ve druhém kole,
- c) provede se soutěžícími rozbor chyb.

Ředitel školy zašle příslušné komisi Chemické olympiády jmenný seznam soutěžících navržených k postupu do dalšího kola, jejich opravená řešení úkolů, pořadí všech soutěžících (s uvedením procenta úspěšnosti) spolu s vyhodnocením prvního kola soutěže.

Ústřední komise Chemické olympiády děkuje všem učitelům, ředitelům škol a dobrovolným pracovníkům, kteří se na průběhu Chemické olympiády podílejí. Soutěžícím pak přeje mnoho úspěchů při řešení soutěžních úloh.

VÝŇATEK Z ORGANIZAČNÍHO ŘÁDU CHEMICKÉ OLYMPIÁDY

Čl. 4

Účast žáků v soutěži

- (1) Účast žáků na Chemické olympiádě je dobrovolná¹⁾.
- (2) Účast žáků ve všech kolech soutěže, na soustředěních a v mezinárodních soutěžích se považuje za činnost, která přímo souvisí se zájmovým vzděláváním.
- (3) Žák soutěží v kategorii Chemické olympiády, která odpovídá jeho ročníku vzdělávání, popřípadě může soutěžit i v kategoriích určených pro vyšší ročníky.
- (4) Žáka není možné zařadit přímo do vyššího soutěžního kola Chemické olympiády.
- (5) **Účastí v soutěži žák, resp. jeho zákonný zástupce, souhlasí s podmínkami tohoto organizačního řádu a zavazuje se jimi řídit a dále souhlasí:**
 - a) **pro potřeby organizačního zajištění soutěže s uvedením jména, příjmení, roku narození, adresy bydliště, kontaktu, názvu a adresy navštěvované školy,**
 - b) **ve zveřejněných výsledkových listinách s uvedením jména, příjmení, umístění, názvu a adresy navštěvované školy.**

Čl. 5

Úkoly soutěžících

Úkolem soutěžících je samostatně vyřešit zadané teoretické a laboratorní úlohy.

Utajení textů úloh je nezbytnou podmínkou regularity soutěže. Se zněním úloh se soutěžící seznamují bezprostředně před vlastním řešením.

Řešení úloh (dále jen „protokoly“) je hodnoceno anonymně.

Pokud má soutěžící výhrady k regularitě průběhu soutěže, má právo se odvolat v případě školního kola k učiteli chemie pověřenému zabezpečením soutěže, v případě vyšších soutěžních kol k příslušné komisi Chemické olympiády, popřípadě ke komisi o stupeň vyšší.

Čl. 6

Organizace a propagace soutěže na škole, školní kolo Chemické olympiády

Zodpovědným za uskutečnění soutěže na škole je ředitel, který pověřuje učitele chemie zabezpečením soutěže.

Úkolem učitele chemie pověřeného zabezpečením soutěže je propagovat Chemickou olympiádu mezi

žáky, evidovat přihlášky žáků do soutěže, připravit, řídit a vyhodnotit školní kolo, předávat žákům texty soutěžních úloh a dodržovat pokyny příslušných komisí Chemické olympiády, umožňovat soutěžícím práci v laboratořích, pomáhat soutěžícím odbornými radami, doporučovat vhodnou literaturu a případně jim zabezpečit další konzultace, a to i s učiteli škol vyšších stupňů nebo s odborníky z výzkumných ústavů a praxe.

Spolu s učitelem chemie pověřeným zabezpečením soutěže se na přípravě, řízení a vyhodnocení školního kola mohou podílet další učitelé chemie v rámci činnosti předmětové komise chemie (dále jen „předmětová komise“).

Školního kola se účastní žáci, kteří se do stanoveného termínu přihlásí u učitele chemie, který celkový počet přihlášených žáků oznámí pověřenému učiteli, pokud jím není sám.

Školní kolo probíhá ve všech kategoriích v termínech stanovených Ústřední komisí Chemické olympiády zpravidla ve třech částech (studijní část, laboratorní část a kontrolní test).

Pověřený učitel spolu s předmětovou komisí chemie, je-li ustavena:

zajistí organizaci a regularnost průběhu soutěžního kola podle zadání Vysoké školy chemicko-technologické v Praze a Ústřední komise Chemické olympiády,

vyhodnotí protokoly podle autorských řešení, seznámí soutěžící s autorským řešením úloh a provede rozbor chyb,

stanoví pořadí soutěžících podle počtu získaných bodů,

vyhlásí výsledky soutěže.

Po skončení školního kola zašle ředitel školy nebo pověřený učitel:

organizátorovi vyššího kola příslušné kategorie Chemické olympiády výsledkovou listinu všech účastníků s počty dosažených bodů, úplnou adresou školy a stručné hodnocení školního kola, tajemníkovi příslušné komise Chemické olympiády vyššího stupně stručné hodnocení školního kola včetně počtu soutěžících.

Protokoly soutěžících se na škole uschovávají po dobu jednoho roku. Komise Chemické olympiády všech stupňů jsou oprávněny vyžádat si je k nahlédnutí.

HARMONOGRAM 49. ROČNÍKU CHO KATEGORIE B

Studijní část školního kola:	říjen 2012 – únor 2013
Kontrolní test školního kola:	18. 3. 2013
Škola odešle výsledky školního kola krajské komisi ChO nejpozději do:	25. 3. 2013
Krajská kola:	2. – 3. 5. 2013

Předsedové krajských komisí odešlou výsledkovou listinu krajských kol Ústřední komisi Chemické olympiády dvojím způsobem:

1. Co nejdříve po uskutečnění krajského kola zapíše výsledky příslušného kraje do *Databáze Chemické olympiády*, která je přístupná na webových stránkách www.chemicka-olympiada.cz (přes tlačítko **Databáze**). Přístup je chráněn uživatelským jménem a heslem, které obdržíte od ÚK ChO. Ihned po odeslání bude výsledková listina automaticky zveřejněna na webových stránkách ChO.
2. Soubory, které jste vkládali do internetové databáze, zašlete také e-mailem na adresu tajemnice zuzana.kotkova@vscht.cz.

Letní odborné soustředění: červenec 2013, Běstvína

Organizátoři vyberou na základě dosažených výsledků v krajských kolech soutěžících, kteří se mohou zúčastnit letního odborného soustředění Chemické olympiády v Běstvině.

KONTAKTY NA KRAJSKÉ KOMISE CHO PRO ŠKOLNÍ ROK 2012/2013

Kraj	Předseda	Tajemník
Praha	RNDr. Jan Kratzer, Ph.D. Ústav anal. chemie AVČR Oddělení stopové analýzy Vídeňská 1083 142 00 Praha 4 jkratzer@biomed.cas.cz tel.: 241 062 487	Michal Hrdina Stanice přírodovědců DDM hl.m. Prahy Drtinova 1a 150 00 Praha 5 hrdina@ddmpraha.cz tel.: 222 333 863
Středočeský	RNDr. Marie Vasilešková, CSc. katedra chemie PedF UK M. D. Rettigové 4 116 39 Praha 1 tel.: 221 900 256 marie.vasileska@seznam.cz	Dr. Martin Adamec katedra chemie PedF UK M. D. Rettigové 4 116 39 Praha 1 tel.: 221 900 256 martin.adamec@pedf.cuni.cz
Jihočeský	RNDr. Karel Lichtenberg, CSc. Gymnázium, Jírovцова 8 371 61 České Budějovice tel.: 387 319 358 licht@gymji.cz	Ing. Miroslava Čermáková DDM, U Zimního stadionu 1 370 01 České Budějovice tel.: 386 447 319 cermakova@ddmcb.cz
Plzeňský	Mgr. Jana Pertlová Masarykovo Gymnázium Petáková 2 301 00 Plzeň tel.: 377 270 874 pertlova@mgplzen.cz	RNDr. Jiří Cais Krajské centrum vzdělávání a jazyková škola PC Koperníková 26 301 25 Plzeň tel.: 377 350 421 cais@kevjs.cz
Karlovarský	Ing. Miloš Krejčí Gymnázium Ostrov Studentská 1205 363 01 Ostrov tel.: 353 612 753; 353 433 761 milos.krejci@centrum.cz	Ing. Radim Adamec odbor školství, mládeže a tělovýchovy Závodní 353/88 360 21 Karlovy Vary tel.: 353 502 410; 736 650 331 radim.adamec@kr-karlovarsky.cz
Ústecký	Mgr. Tomáš Sedlák Gymnázium Teplice Čs. dobrovolců 530/11 415 01 Teplice tel.: 417 813 053 sedlak@gymtce.cz	Ing. Zdenka Horecká Velká Hradební 48 400 02 Ústí nad Labem tel.: 475 657 913 horecka.z@kr-ustecky.cz
Liberecký	PhDr. Bořivoj Jodas, Ph.D. katedra chemie FP TU Hálkova 6 461 17 Liberec tel.: 485 104 412 borivoj.jodas@volny.cz	Ing. Anna Sýbová (zást. Ing. Hana Malinová) DDM Větrník Riegrova 16 461 01 Liberec tel.: 485 102 433 anna.sybova@ddmliberec.cz

Kraj	Předseda	Tajemník
Královéhradecký	PaedDr. Ivan Holý, CSc. Pedagogická fakulta UHK Rokitanského 62 500 03 Hradec Králové tel.: 493 331 161 ivan.holy@uhk.cz	Mgr. Lucie Černohousová Dům dětí a mládeže Rautenkraucova 1241 500 03 Hradec Králové tel.: 495 514 531, l. 104 l.cernohousova@barak.cz
Pardubický	doc. Ing. Jiří Kulhánek, Ph.D. FChT UPce, katedra org. chemie Studentská 573 532 10 Pardubice jiri.kulhanek@upce.cz	Mgr. Klára Jelinková DDM Delta Gorkého 2658 530 02 Pardubice tel.: 466 301 010 jelinkova@ddmdelta.cz
Vysočina	RNDr. Jitka Šedivá Gymnázium Jihlava Jana Masaryka 1 586 01 Jihlava tel.: 567 303 613 jitkasediva@gymnaziumjihlava.cz	RNDr. Josef Zlámalík Gymnázium Jihlava Jana Masaryka 1 586 01 Jihlava tel.: 567 303 613 josefzlamalik@gymnaziumjihlava.cz
Jihomoravský	RNDr. Valerie Richterová, Ph.D. Bořetická 5 628 00 Brno tel.: 604 937 265 valinka@centrum.cz	Mgr. Zdeňka Antonovičová Středisko volného času Lužánky Lidická 50 658 12 Brno – Lesná tel.: 549 524 124, 723 368 276 zdenka@luzanky.cz
Zlínský	Ing. Lenka Svobodová SPŠ, Třída T. Bati 331 765 02 Otrokovice tel.: 577 925 113; 776 010 493 svobodoval@spsotr.cz kat. D RNDr. Stanislava Ulčíková ZŠ Slovenská 3076 760 01 Zlín tel.: 577 210 284 ulcikova@zsslovenska.eu	Petr Malinka odd. mládeže, sportu a rozvoje lid. zdrojů KÚ Třída T. Bati 21 761 90 Zlín tel.: 577 043 764 petr.malinka@kr-zlinsky.cz
Olomoucký	RNDr. Lukáš Müller, Ph.D. PřF UP Olomouc, katedra analytické chemie tř. 17. listopadu 12, 771 46 Olomouc tel.: 585 634 419 mlluk@post.cz	Bc. Kateřina Kosková odd. mládeže a sportu KÚ Jeremenkova 40 A 779 11 Olomouc tel.: 585 508 661 k.koskova@kr-olomoucky.cz
Moravskoslezský	Mgr. Alexandra Grabovská Gymnázium Havířov Komenského 2 736 01 Havířov holouskova@gkh.cz	Mgr. Marie Kociánová Stanice přírodovědců Čkalova 1881 708 00 Ostrava – Poruba tel.: 599 527 321 marie.kocianova@svc-korunka.cz

Další informace získáte na této adrese.

RNDr. Zuzana Kotková
VŠCHT Praha
Technická 5, 116 00 Praha 6 – Dejvice
tel: 725 139 751
e-mail: zuzana.kotkova@vscht.cz

Podrobnější informace o Chemické olympiádě a úlohách minulých ročníků získáte na stránkách <http://www.chemicka-olympiada.cz>

Ústřední komise ChO je členem Asociace českých chemických společností. Informace o Asociaci a o spoluvyhlašovateři ChO České chemické společnosti naleznete na internetových stránkách <http://www.csch.cz>

Významným chemickým odborným časopisem vydávaným v češtině jsou Chemické listy. Seznámit se s některými články můžete v Bulletinu, který vychází čtyřikrát ročně a naleznete ho i na internetových stránkách na adrese <http://www.uochb.cas.cz/bulletin.html>.

DŮLEŽITÉ UPOZORNĚNÍ

Počínaje letošním školním rokem 2012/2013 je pro účastníky ChO povinná **elektronická registrace**. Tato registrace usnadní práci krajským komisím, usnadní komunikaci s účastníky soutěže při výběru do vyšších kol a umožní získat statistická data o průběhu soutěže.

Žádáme všechny studenty se zájmem o účast v soutěži, aby provedli elektronickou registraci následovně:

1. Na www.chemicka-olympiada.cz v menu „**Přihlášení**“ klikněte na „**Vytvořit účet**“. Uveďte:
 - celé svoje jméno ve formátu „Jméno_Příjmení“ (Jméno mezera Příjmení)
 - zvolené uživatelské jméno, heslo (2×), e-mail (2×)
 - dále adresu bydliště, kraj, identifikaci školy a ročník studia a soutěžní kategorii ChO
2. Po stisku tlačítka „**Registrovat**“ obdržíte e-mail potvrzující vaši registraci s rekapitulací vašeho uživatelského jména a hesla a odkazem pro aktivaci účtu.
3. Podle pokynů v e-mailu proveďte aktivaci vašeho účtu. V budoucnosti můžete svůj profil upravovat a aktualizovat údaje.

Učitele žádáme, aby studenty vyzvali k registraci. Krajské komise budou studenty na základě dosažených výsledků v nižším kole vybírat z databáze registrovaných studentů. Pokud by student nebyl zaregistrovaný, krajská komise ho „neuvídí“ a nemůže ho do krajského kola pozvat.

Zasílání výsledků nižších kol krajských komisím v tištěné podobě nebo e-mailem se nemění.

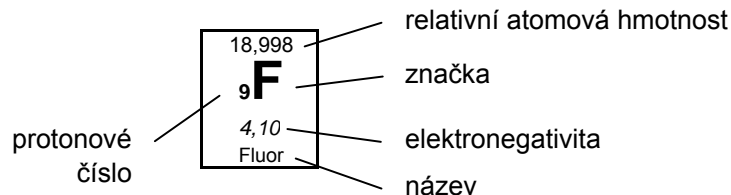
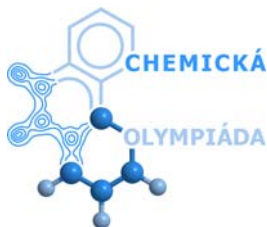


49. ročník
2012/2013

ŠKOLNÍ KOLO
kategorie B

SOUTĚŽNÍ ÚLOHY TEORETICKÉ ČÁSTI

Periodická soustava prvků



1 I. A	1,00794 1 H 2,20 Vodík	2 II. A											13 III. A	14 IV. A	15 V. A	16 VI. A	17 VII. A	18 VIII. A									
2	6,941 3 Li 0,97 Lithium	9,012 4 Be 1,50 Beryllium											10,811 5 B 2,00 Bor	12,011 6 C 2,50 Uhlík	14,007 7 N 3,10 Dusík	15,999 8 O 3,50 Kyslík	18,998 9 F 4,10 Fluor	4,003 2 He Helium									
3	22,990 11 Na 1,00 Sodík	24,305 12 Mg 1,20 Hořčík	3 III. B	4 IV. B	5 V. B	6 VI. B	7 VII. B	8 VIII. B	9 VIII. B	10 VIII. B	11 I. B	12 II. B	26,982 13 Al 1,50 Hliník	28,086 14 Si 1,70 Křemík	30,974 15 P 2,10 Fosfor	32,060 16 S 2,40 Síra	35,453 17 Cl 2,80 Chlor	39,948 18 Ar Argon									
4	39,10 19 K 0,91 Draslík	40,08 20 Ca 1,00 Vápník	44,96 21 Sc 1,20 Skandium	47,88 22 Ti 1,30 Titan	50,94 23 V 1,50 Vanad	52,00 24 Cr 1,60 Chrom	54,94 25 Mn 1,60 Mangan	55,85 26 Fe 1,60 Železo	58,93 27 Co 1,70 Kobalt	58,69 28 Ni 1,70 Nikl	63,55 29 Cu 1,70 Měď	65,38 30 Zn 1,70 Zinek	69,72 31 Ga 1,80 Gallium	72,61 32 Ge 2,00 Germanium	74,92 33 As 2,20 Arsen	78,96 34 Se 2,50 Selen	79,90 35 Br 2,70 Brom	83,80 36 Kr Krypton									
5	85,47 37 Rb 0,89 Rubidium	87,62 38 Sr 0,99 Stroncium	88,91 39 Y 1,10 Yttrium	91,22 40 Zr 1,20 Zirkonium	92,91 41 Nb 1,20 Niob	95,94 42 Mo 1,30 Molybden	~98 43 Tc 1,40 Technecium	101,07 44 Ru 1,40 Ruthenium	102,91 45 Rh 1,40 Rhodium	106,42 46 Pd 1,30 Palladium	107,87 47 Ag 1,40 Stříbro	112,41 48 Cd 1,50 Kadmium	114,82 49 In 1,50 Indium	118,71 50 Sn 1,70 Cín	121,75 51 Sb 1,80 Antimon	127,60 52 Te 2,00 Tellur	126,90 53 I 2,20 Jod	131,29 54 Xe Xenon									
6	132,91 55 Cs 0,86 Cesium	137,33 56 Ba 0,97 Barium											178,49 72 Hf 1,20 Hafnium	180,95 73 Ta 1,30 Tantal	183,85 74 W 1,30 Wolfram	186,21 75 Re 1,50 Rhenium	190,20 76 Os 1,50 Osmium	192,22 77 Ir 1,50 Iridium	195,08 78 Pt 1,40 Platina	196,97 79 Au 1,40 Zlato	200,59 80 Hg 1,40 Rtuť	204,38 81 Tl 1,40 Thallium	207,20 82 Pb 1,50 Olovo	208,98 83 Bi 1,70 Bismut	~209 84 Po 1,80 Polonium	~210 85 At 1,90 Astat	~222 86 Rn Radon
7	~223 87 Fr 0,86 Francium	226,03 88 Ra 0,97 Radium											261,11 104 Rf	262,11 105 Db	263,12 106 Sg	262,12 107 Bh	270 108 Hs	268 109 Mt	281 110 Ds	280 111 Rg	277 112 Cn	~287 113 Uut	289 114 Uuq	~288 115 Uup	~289 116 Uuh	~291 117 Uus	293 118 Uuo

6	Lanthanoidy	138,91 57 La 1,10 Lanthan	140,12 58 Ce 1,10 Cer	140,91 59 Pr 1,10 Praseodym	144,24 60 Nd 1,10 Neodym	~145 61 Pm 1,10 Promethium	150,36 62 Sm 1,10 Samarium	151,96 63 Eu 1,00 Europium	157,25 64 Gd 1,10 Gadolinium	158,93 65 Tb 1,10 Terbium	162,50 66 Dy 1,10 Dysprosium	164,93 67 Ho 1,10 Holmium	167,26 68 Er 1,10 Erbium	168,93 69 Tm 1,10 Thulium	173,04 70 Yb 1,10 Ytterbium	174,04 71 Lu 1,10 Lutecium
7	Aktinoidy	227,03 89 Ac	232,04 90 Th	231,04 91 Pa	238,03 92 U	237,05 93 Np	{244} 94 Pu	~243 95 Am	~247 96 Cm	~247 97 Bk	~251 98 Cf	~252 99 Es	~257 100 Fm	~258 101 Md	~259 102 No	~260 103 Lr

TEORETICKÁ ČÁST (60 BODŮ)

ANORGANICKÁ CHEMIE

30 BODŮ

Autor

doc. RNDr. Jan Kotek, Ph.D.

Katedra anorganické chemie, PřF UK v Praze

Recenzenti

doc. RNDr. Václav Slovák, Ph.D.

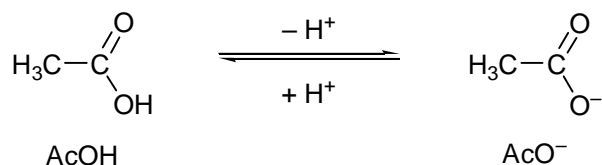
Katedra chemie, PřF, Ostravská univerzita v Ostravě

Mgr. Martin Krejčí (pedagogická recenze)

Gymnázium Matyáše Lercha, Brno

Vážení soutěžící, v letošním soutěžním ročníku ChO B se budeme v anorganické části zabývat acidobazickými reakcemi a silou kyselin a zásad. Kromě anorganické problematiky se dále setkáme i s chemií analytickou (acidobazické titrace) a nakousneme též chemii fyzikální (acidobazické rovnováhy). K základnímu pochopení acidobazických rovnováh Vám může kromě doporučené literatury pomoci následující krátký text.

Chování kyselin ve vodných roztocích si můžeme ukázat na příkladu kyseliny octové. Kyselina octová je organická kyselina, která se ve vodném roztoku chová podle disociační rovnováhy:



Pro danou reakci lze definovat odpovídající *disociační konstantu* K_a podle vztahu:

$$K_a(\text{AcOH}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{AcO}^-]}{[\text{AcOH}]}$$

Je zřejmé, že obecně lze nadefinovat disociační konstantu pro libovolný disociační stupeň m -sytné kyseliny H_mA pomocí vztahu:

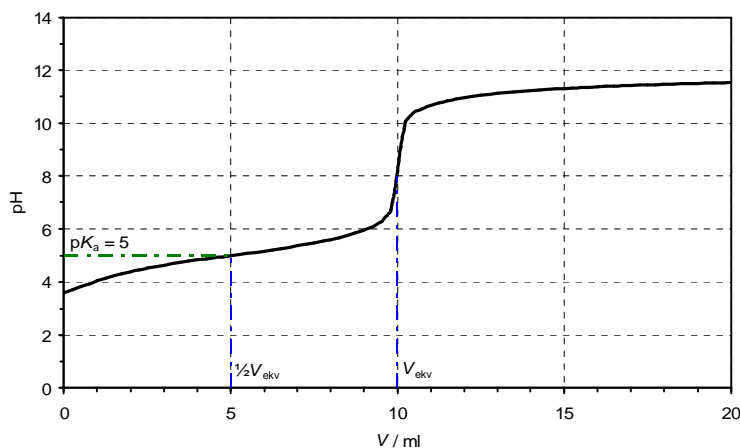
$$K_a(\text{H}_n\text{A}^{(m-n)-}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_{n-1}\text{A}^{(m-n+1)-}]}{[\text{H}_n\text{A}^{(m-n)-}]}$$

Hodnoty disociačních konstant mohou být různého řádu, z praktického hlediska se proto udávají a tabelují v podobě svých záporných logaritmů jako $-\log K_a = \text{p}K_a$. Záporných proto, že většina tabelovaných disociačních konstant má hodnotu menší než jedna. Většina kyselin totiž není ve vodném roztoku příliš disociována, a ve vztahu pro disociační konstantu má proto jmenovatel větší hodnotu než čítel. Potom je logaritmus disociační konstanty záporný, a přidaný druhý zápor udělá kladnou hodnotu, která je pro tabelování vhodnější. Takovéto kyseliny (které jsou v roztoku disociovány jen málo) se označují jako **kyseliny slabé** (např. již zmíněna kyselina octová). Z tohoto náhledu je též jasné, že pokud je hodnota disociační konstanty větší než jedna (tj. hodnota součinu v čitateli je vyšší než je koncentrace ve jmenovateli), je pak $\text{p}K_a$ záporné. To nastává v případě tzv. **silných kyselin**, v jejichž roztocích je většina molekul disociována, a proto platí, že hodnota čítele (součin koncentrace aniontu A^- a kationtu H^+) je mnohem větší než hodnota jmenovatele (koncentrace ne-

disociované kyseliny HA). Silnými kyselinami jsou např. kyselina chlorovodíková, dusičná nebo sírová. Orientačně lze rozepsat rozmezí pK_a následovně:

velmi silné kyseliny: $pK_a < 0$,
 silné kyseliny: $0 < pK_a < 2$,
 středně silné kyseliny: $2 < pK_a < 4$,
 slabé kyseliny: $4 < pK_a$.

Čím je kyselina slabší (je tedy méně disociována), tím je větší hodnota jejího pK_a . Typický průběh acidobazické titrace – závislosti hodnoty pH reakční směsi na objemu přidaného titračního činidla – je zobrazen na obrázku níže, kde je ukázán modelový případ změny kyselosti roztoku po přidání různého množství báze. Pokud je ke kyselému roztoku postupně přidávána báze, dochází k neutralizaci a pH roztoku se zvyšuje jen zvolna. Tato oblast titrační křivky se někdy označuje jako oblast *pufrací* – rozpuštěná látka pufruje („tlumí“) – tzn. s přidáním titračního činidla (obecně kyseliny nebo báze) se pH směsi mění jen nepatrně. V oblasti kolem bodu *ekvivalence* – tj. bodu, kde přidané látkové množství báze odpovídá předloženému látkovému množství kyseliny – se směrnice titrační křivky významně zvyšuje, v oblasti velkého nadbytku báze se pH opět mění jen zvolna.



Typická titrační křivka titrace slabé kyseliny silnou zásadou

Pro následující úvahu budeme pro jednoduchost vycházet z případu titrace jednosytné slabé kyseliny HA silnou zásadou. Zlogaritmováním vztahu pro disociační konstantu dostaneme:

$$\log K_a(\text{HA}) = \log [\text{H}^+] + \log [\text{A}^-] - \log [\text{HA}],$$

a tedy

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}.$$

Daný vztah se označuje jako *Hendersonova-Hasselbalchova rovnice* a nachází široké uplatnění v analytické chemii. Je zřejmé, že pokud se koncentrace disociované a nedisociované formy kyseliny rovnají, jejich podíl je roven jedné, a logaritmický člen z výše uvedené rovnice je roven nule. To nastává v případě, kdy je k roztoku kyseliny přidána přesně polovina roztoku báze nutné k neutralizaci (polovina kyseliny je tedy zneutralizována na sůl A^- , a druhá polovina zůstává v podobě HA). Pak tedy platí:

$$\text{p}K_a = \text{pH} \text{ při spotřebě } \frac{1}{2}V(\text{ekv.}).$$

Z titrační křivky tedy můžeme v polovině spotřeby hydroxidu (vzhledem k bodu ekvivalence), kde si jsou koncentrace A^- a HA rovny, přímo odečíst hodnotu $pK_a(\text{HA})$.

Z hlediska Brønstedovy teorie kyselin a zásad lze i na protonizované báze HB^+ nahlížet formálně jako na kyseliny. Proto lze definovat disociační konstanty i pro látky bazické. Odpovídající rovnovážnou reakcí je pak:



a disociační konstanta je dána vztahem:

$$K_A(\text{HB}^+) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{B}]}{[\text{HB}^]}.$$

Doporučená literatura:

1. Patříčné pasáže v běžně dostupných středoškolských učebnicích.
2. J. Zýka a kol., Analytická příručka 1, 4. vydání, SNTL Praha, 1988, str. 44–44 a 329–339.

Úloha 1 Teorie kyselin a zásad

13 bodů

1. Stručně charakterizujte jednotlivé teorie kyselin a zásad (bází): Arrheniovu, Brønstedovu a Lewisovu.
2. V následujících reakcích doplňte produkty a z hlediska vhodně zvolené teorie (Arrheniovy nebo Brønstedovy tak, aby šly zařadit obě reagující látky) kyselin a zásad označte, které z reaktantů jsou v daných reakcích kyselinami a které jsou zásadami. V případě, že lze použít obě nabízené teorie (Arrheniova i Brønstedova), si zvolte pouze jednu z nich.
 - a) $\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow$
 - b) $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 - c) $\text{NaH} + \text{NaHF}_2 \rightarrow$
 - d) $\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - e) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3. V následujících reakcích doplňte produkty a z hlediska Lewisovy teorie kyselin a zásad označte, které z reaktantů jsou kyselinami a které jsou zásadami. V případě, že je kyselinou/zásadou pouze část molekuly vybraného reaktantu (a ne celá molekula), pak tuto skutečnost zdůrazněte.
 - a) $\text{BF}_3 + \text{HF} \rightarrow$
 - b) $\text{PPh}_3 + \text{HI} \rightarrow$
 - c) $\text{Me}_3\text{Al} + \text{NMe}_3 \rightarrow$
 - d) $\text{CH}_3\text{COCl} + \text{AlCl}_3 \rightarrow$
 - e) $\text{HCl} + \text{pyridin} (\text{C}_5\text{H}_5\text{N}) \rightarrow$

Úloha 2 Pufry

10 bodů

1. Roztoky, které obsahují neúplně ztitrovanou (zneutralizovanou) slabou kyselinu, se označují jako kyselé tlumivé roztoky (pufry). V pufrech je tak přítomna disociovaná i nedisociovaná forma dané slabé kyseliny, a jejich reakce je kyselá. Přídavek silné zásady k takovému roztoku pak změní pH směsi jen velmi málo (roztok „tlumí“ hodnoty pH). Analogickou situaci pozorujeme, pokud použijeme směs silné kyseliny s nadbytkem slabé zásady – pak dostáváme pufr, který „tlumí“ pH v bazické oblasti. V chemii se často používají pro pufrování roztoků v okolí neutrální oblasti pH sloučeniny označované jako TRIS, MES a HEPES. Nalezněte jejich strukturní vzorce a nakreslete je. Najděte hodnoty pK_a těchto pufrů. Nakreslete nejpravděpodobnější umístění protonů v jednotlivých protonizovaných a deprotonizovaných formách, a naznačte, jakým procesům dané hodnoty pK_a přísluší.
2. Dalším z pufrů, které se často používají, je tzv. fosfátový pufr – tj. směs různě (de)protonizovaných forem kyseliny trihydrogenfosforečné. Načrtněte titrační křivku vzorku obsahujícího 0,010 mol H_3PO_4 . Jako titrační činidlo byl použit roztok NaOH o koncentraci 0,500 mol/l. Hodnoty pK_a jednotlivých disociačních stupňů kyseliny fosforečné jsou: $pK_a(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,97$, $pK_a(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 6,82$, $pK_a(\text{HPO}_4^{2-}) = 12,50$.

Ve svém náčrtku vyznačte hodnotu pK_a jednotlivých disociačních stupňů kyseliny. Pozornost věnujte též vyznačení bodů ekvivalence (objemů) nutných ke ztitrování jednotlivých disociačních stupňů.

Úloha 3 Síla kyselin

3 body

Podle stoupající síly kyselin seřadte sloučeniny v následujících trojicích:

HF, HBr, HCl

HClO, HClO₂, HClO₄

CF₃CO₂H, ClCH₂CO₂H, FCH₂CO₂H

Vaši volbu zdůvodněte.

Úloha 4 Trocha výpočtů

4 body

1. Jaké pH bude mít roztok vzniklý smícháním 25 ml roztoku H₂SO₄ o koncentraci 0,100 mol/l a 50 ml roztoku NaOH o koncentraci 0,050 mol/l? Změny objemu při míchání roztoků zanedbejte.
2. Jaké pH bude mít roztok vzniklý smícháním 10 ml roztoku NaOH o koncentraci 0,010 mol/l a 10 ml roztoku kyseliny octové o koncentraci 0,040 mol/l? Změny objemu při míchání roztoků zanedbejte. $pK_a(\text{AcOH}) = 4,76$.

Autor

Ing. Petra Ménová

*Ústav organické chemie a biochemie AV ČR
Ústav organické chemie, VŠCHT Praha*

Recenzenti

RNDr. Jan Veselý, Ph.D.

Katedra organické chemie PřF UK v Praze

Mgr. Martin Krejčí (pedagogická recenze)

Gymnázium Matyáše Lercha, Brno

Letošní organická část Chemické olympiády kategorie B bude věnována radikálům, jejich vzniku, stabilitě a reaktivitě. Pro úspěšné řešení se seznamte s pojmy konstituční izomerie, disociační energie vazby, radikál, stabilita primárních, sekundárních a terciárních radikálů, mechanismus radikálových reakcí, radikálová halogenace a nitrace alkanů. Samozřejmostí je základní znalost názvosloví organických sloučenin. Při přípravě by vám měly stačit běžné středoškolské učebnice, detailnější vysvětlení hledejte v literatuře [2]. Cenným zdrojem je také internet, zde však čerpejte pouze z osvědčených zdrojů (materiály univerzit, wikipedie...).

Doporučená literatura:

1. J. Honza, A. Mareček: Chemie pro čtyřletá gymnázia 2. díl, Nakladatelství Olomouc, 1998, str. 128–150.
2. J. McMurry: Organická chemie, český překlad 6. vydání, VUT Brno, VŠCHT Praha, 2007, str. 74–80 (alkany, alkyly, izomerie), 136–139 (reakční mechanismy, radikálové reakce), 153–155 (disociační energie vazeb), 320–323 (radikálová halogenace alkanů).

Úloha 1 Radikály a jejich stabilita

13 bodů

Volné radikály jsou částice, které obsahují alespoň jeden nepárový elektron. Běžnými anorganickými molekulami obsahujícími nespárované elektrony jsou např. oxid dusnatý a dusičitý.

1. Pomocí elektronových strukturních vzorců запиšte molekuly oxidů dusnatého a dusičitého. Jaký tvar mají tyto molekuly? Jakou velikost úhlu ONO byste očekávali u molekuly NO_2 ? Vysvětlete.

Radikály, se kterými se běžně setkáváme v organické chemii, nejsou zdaleka tak stabilní jako výše uvedené jednoduché anorganické molekuly. Obvykle vystupují jako meziprodukty chemických reakcí, v jednom kroku vzniknou a hned v následujícím zase zaniknou.

2. Alkylové radikály dělíme podle stupně substituce na primární, sekundární a terciární. Radikály které z těchto tří skupin jsou nejstabilnější? Proč?
3. Také hodnoty disociační energie vazby poukazují na to, které radikály jsou stabilnější. Napište vzorce primárního a sekundárního radikálu odvozeného od propanu. K oběma strukturám přiřaďte hodnoty disociačních energií vazeb C–H. Své rozhodnutí zdůvodněte.
 $D = 410 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $397 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
4. Kromě disociačních energií uhlík–vodík byly pro řadu alkanů rovněž stanoveny disociační energie uhlík–uhlík. Z následujících dvojic alkanů vyberte vždy ten, který bude mít nižší disociační energii C–C. Své rozhodnutí zdůvodněte.
 - a) ethan, propan
 - b) 2-methylpropan, propan
 - c) 2,2-dimethylpropan, 2-methylpropan

Úloha 2 Mechanismus radikálové chlorace

7 bodů

Alkany jsou inertní vůči působení většiny běžných činidel. Při ozařování UV zářením však ochotně reagují s chlorem a bromem.

1. Napište mechanismus reakce ethanu s chlorem. Mechanismus rozdělte na jednotlivé kroky a tyto kroky pojmenujte. Pro poslední krok uvažujte reakci, která vede k požadovanému produktu, tj. chlorethanu.
2. Vysvětlete, jaký význam má UV záření pro rozběhnutí reakce. Čím byste mohli UV záření nahradit?

Úloha 3 Reaktivita halogenů v radikálových halogenacích

10 bodů

1. Seřadte halogeny (Br_2 , I_2 , F_2 , Cl_2) podle reaktivity při radikálových halogenacích od nejreaktivnějšího k nejméně reaktivnímu.
2. Z jakého důvodu se pro halogenace běžně nepoužívá fluor?
3. Z jakého důvodu se pro halogenace běžně nepoužívá jod?
4. S využitím hodnot disociační energie vazby vypočítejte reakční teplo radikálové chlorace a bromace methanu. Která z reakcí je více exotermická?

Vazba	D ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
Cl–Cl	243
Br–Br	193
$\text{CH}_3\text{–H}$	438
$\text{CH}_3\text{–Cl}$	351
$\text{CH}_3\text{–Br}$	293
$\text{C}_2\text{H}_5\text{–H}$	420
$\text{C}_2\text{H}_5\text{–Br}$	285
H–Cl	432
H–Br	366

5. Vypočítejte reakční teplo radikálové bromace ethanu. Získanou hodnotu porovnejte s hodnotou pro bromaci methanu. Vysvětlete výsledek tohoto srovnání.



49. ročník
2012/2013

ŠKOLNÍ KOLO
kategorie B

SOUTĚŽNÍ ÚLOHY PRAKTICKÉ ČÁSTI
časová náročnost: 120 minut

PRAKTICKÁ ČÁST (40 BODŮ)

Autoři

Ing. Kamil Záruba, Ph.D.
Ústav analytické chemie, VŠCHT Praha

RNDr. Ing. Pavel Řezanka, Ph.D.
Ústav analytické chemie, VŠCHT Praha

Recenzenti

Mgr. Petr Cígler, Ph.D.
Ústav organické chemie a biochemie AV ČR, v.v.i.

Ing. Lucie Drábová
Ústav analýzy potravin a výživy, VŠCHT Praha

Mgr. Martin Krejčí (pedagogická recenze)
Gymnázium Matyáše Lercha, Brno

Praktická část letošního ročníku Chemické olympiády bude zaměřena na vliv použitého barevného indikátoru na stupeň neutralizace vícesytných slabých kyselin.

Prostudujte si základy výpočtů pH silných a slabých protolytů a pufrů. Seznámit byste se měli dále s kapitolami o vizuální indikaci bodu ekvivalence při acidobazických titracích, s termíny funkční oblast a barevný přechod indikátoru. Součástí řešení je také výpočet látkového množství analytu ze známé (nebo určené) spotřeby titračního činidla v bodě ekvivalence.

Součástí praktické části budou i výpočty s pH. Prostudujte si proto doplňkový materiál, který je umístěn na internetu.

Doporučená literatura:

1. materiál na webu
(<http://web.natur.cuni.cz/cho/index.php/letoni-ronik-mainmenu-31/ulohy-mainmenu-33>)
2. F. Čůta: Analytická chemie odměrná, ČSAV 1956, 119–141 a 290–303 (alkalimetrie), 101–104 (teorie acidobazických indikátorů).
3. F. Vlášil a kol.: Příklady z chemické a instrumentální analýzy, Informatorium 1991, 4. vydání; kapitola 4.1, příklady 4.5, 4.8, 4.11, 4.17, 4.23; kapitola 6.1 a 6.2, příklady 6.1, 6.4, 6.8, 6.11, 6.19, 6.24, 6.25, 6.35, 6.36; kapitola 6.3, příklady 6.41–6.44.

Pozor: roztok NaOH i HCl je žíravina, proto pracujte zásadně s ochrannými brýlemi!

Pomůcky:

- stojan na zkumavky
- 11 zkumavek
- pipeta 1 ml
- kalibrovaná zkumavka se zátkou (stačí fixem vyznačit rysku 10 ml)
- lihový fix
- stojan s byretou (50 ml)
- pipeta 25 ml na odměření alikvotního podílu vzorku
- titrační baňka (lépe 2 ks)
- malá nálevka na dolítí byrety
- stříčka s destilovanou vodou
- odměrná baňka 250 ml se vzorkem kyseliny fosforečné
- kádinka na dolévání odměrného roztoku
- kádinka na odpad
- kádinka na pipetování roztoku vzorku
- balónek na pipetování roztoku vzorku
- ochranné brýle

Chemikálie:

- destilovaná voda
- NaOH (0,1 mol/l)
- HCl (0,1 mol/l)
- H₃PO₄ (vzorek)
- NaCl
- methylovaný oranž
- fenolftalein

Úloha 1 Určení funkční oblasti dvou indikátorů

10 bodů

Jedenáct suchých zkumavek popište čísly od jedné do šesti a od osmi do třinácti (sedmička tedy chybí).

Příprava „kyselých“ roztoků:

Do zkumavky „1“ odměřte kalibrovanou zkumavkou 10 ml připraveného roztoku HCl (0,1 mol/l). Do vypláchnuté kalibrované zkumavky (s vyznačenou ryskou 10 ml) odpipetujte 1 ml roztoku ze zkumavky „1“, který zředíte vodou na objem 10 ml a tento roztok přelijte do zkumavky „2“. Po promíchání připravujte další roztoky série: z roztoku „2“ namíchejte roztok „3“ a dále stejným postupem roztoky „4“, „5“ a „6“. V této sérii klesá koncentrace HCl vždy o řád (ředíme desetkrát), proto pH roste po jednotkách od jedné (roztok „1“) do šesti (v roztoku „6“ je koncentrace HCl 10⁻⁶ mol/l).

Příprava „alkalických“ roztoků:

Příprava je analogická, jen použijeme připravený roztok NaOH o koncentraci 0,1 mol/l a postupujeme od zkumavky „13“ ke zkumavce „8“. Do zkumavky „13“ odměřte kalibrovanou zkumavkou 10 ml připraveného roztoku NaOH (0,1 mol/l). Roztok následující obsahuje 1 ml roztoku předchozího (odměřte pipetou), který ve vypláchnuté kalibrované zkumavce zředíte na objem 10 ml. Po promíchání připravujte další roztok série. Opakováním připravíte roztoky „12“, „11“, „10“, „9“ a

„8“. I v této sérii klesá koncentrace NaOH vždy o řád, proto pH klesá po jednotkách od 13 (koncentrace NaOH v roztoku „13“ odpovídá $\text{pH} = 14 + \log c(\text{NaOH}) = 14 - 1 = 13$) do osmi (v roztoku „8“ je koncentrace NaOH 10^{-6} mol/l, což odpovídá $\text{pH} = 14 + \log c(\text{NaOH}) = 14 - 6 = 8$).

Skutečná hodnota pH závisí na přesné koncentraci výchozích roztoků HCl a NaOH a případná chyba při ředění (nepovede se naředit přesně 10krát) se postupně přenáší do dalších zředěných roztoků. Proto jsou odchylky předpokládaného a skutečného pH největší u roztoků „6“ a „8“. Snažte se proto pracovat pečlivě!

Do všech roztoků přidejte pět kapek indikátoru methylovanže, roztoky promíchejte a pomocí bílého papíru za zkumavkami zaznamenejte barvu všech roztoků. V jakém intervalu pH (předpokládejte, že roztok má pH shodné s popiskem na zkumavce) dochází k barevnému přechodu?

Celý experiment (namíchání roztoků HCl a NaOH, přidavek indikátoru, pozorování a nalezení intervalu barevného přechodu) zopakujte pro indikátor fenolftalein.

Úloha 2 Stanovení kyseliny fosforečné na indikátor fenolftalein

10 bodů

Odpipetujte 25 ml roztoku vzorku H_3PO_4 do titrační baňky, opláchněte její stěny malým množstvím vody ze stříčky (ca 25 ml), přidejte malou plastovou lžičku pevného NaCl (ca 3 g) a 5 kapek fenolftaleinu. Roztok zamíchejte, aby se NaCl rozpustil (titraci můžete zahájit dříve, než se veškerý NaCl rozpustí). Titrujte odměrným roztokem NaOH o koncentraci 0,1 mol/l do růžového zbarvení. Zaznamenejte spotřebu odměrného roztoku NaOH na konci titrace ($V_{\text{FT},i}$). Proveďte tři stanovení a spočítejte průměrnou spotřebu hydroxidu na fenolftalein V_{FT} .

Úloha 3 Otázky a úkoly

20 bodů

1. Jaké jsou pozorované funkční oblasti indikátorů methylovanže a fenolftaleinu?
2. Vypočítejte pH roztoku kyseliny trihydrogenfosforečné (25 ml, 0,05 mol/l), jestliže byl přidavkem hydroxidu sodného (0,1 mol/l) zneutralizován
 - a) do prvního
 - b) druhého
 - c) třetího stupně.

Porovnejte hodnoty pH s nalezenou funkční oblastí fenolftaleinu.

3. Do jakého stupně bude kyselina trihydrogenfosforečná neutralizována hydroxidem na indikátor fenolftalein? Napište chemickou rovnici a vyčíslete ji.
4. Vypočítejte hmotnost kyseliny trihydrogenfosforečné ($M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 97,9952$ g/mol) v předloženém vzorku (250 ml).

Disociační konstanty H_3PO_4 jsou: $K_{a1} = 1,07 \cdot 10^{-2}$, $K_{a2} = 1,51 \cdot 10^{-7}$, $K_{a3} = 3,16 \cdot 10^{-13}$

Přibližné vztahy pro výpočet pH:

slabá kyselina HA: $\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{p}K_a(\text{HA}) - \log c(\text{HA}))$

amfolyt HA^- : $\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{p}K_{a,i}(\text{H}_n\text{A}) + \text{p}K_{a,i+1}(\text{H}_n\text{A}))$

slabá zásada A^- : $\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{p}K_w + \text{p}K_a(\text{HA}) + \log c(\text{A}^-))$

Praktická část školního kola 49. ročníku ChO kategorie B

PRACOVNÍ LIST

soutěžní číslo:

body celkem:

Úloha 1 Určení funkční oblasti dvou indikátorů

10 bodů

methylovanž (zkratky barev: č = červená, r = růžová, o = oranžová, ž = žlutá, f = fialová)

zkum.	1	2	3	4	5	6	8	9	10	11	12	13
barva												

fenolftalein (zkratky barev: č = červená, r = růžová, o = oranžová, ž = žlutá, f = fialová)

zkum.	1	2	3	4	5	6	8	9	10	11	12	13
barva												

body:

Úloha 2 Stanovení kyseliny fosforečné na indikátor fenolftalein

30 bodů

číslo stanovení	1	2	3	průměr
spotřeba NaOH [ml]				

body:

Otázky a úkoly:

1. Pozorovaná funkční oblast methyloranže je:

Pozorovaná funkční oblast fenolftaleinu je:

body:

2. Výpočty pH při neutralizaci kyseliny fosforečné

a) neutralizace do prvního stupně

produkt neutralizace:

jedná se o (zakroužkujte správnou odpověď): slabou kyselinu – amfolyt – slabou zásadu

výpočet pH:

b) neutralizace do druhého stupně

produkt neutralizace:

jedná se o (zakroužkujte správnou odpověď): slabou kyselinu – amfolyt – slabou zásadu

výpočet pH:

c) neutralizace do třetího stupně

produkt neutralizace:

jedná se o (zakroužkujte správnou odpověď): slabou kyselinu – amfolyt – slabou zásadu

výpočet pH:

body:

3. Stupeň neutralizace kyseliny trihydrogenfosforečné hydroxidem sodným na fenolftalein:

Vyčíslená chemická rovnice probíhajícího děje:

body:

4. Výpočet hmotnosti H_3PO_4 ($M = 97,9952 \text{ g/mol}$) v předloženém vzorku (250 ml)

body: