

SLOVENSKÁ KOMISIA CHEMICKEJ OLYMPIÁDY

CHEMICKÁ OLYMPIÁDA

59. ročník, školský rok 2022/2023

Kategória C

Domáce kolo

PRAKTICKÉ ÚLOHY

ÚLOHY PRAKTICKEJ ČASTI

Chemická olympiáda – kategória C – 59. ročník – šk. rok 2022/2023

Domáce kolo

Mária Linkešová

Maximálne 40 bodov

Úvod

V praktickej časti tohto ročníka chemickej olympiády sa budeme zaoberať, podobne ako v teoretickej časti, redoxnými reakciami a vlastnosťami hliníka a jeho zlúčenín. V príprave na riešenie úloh budete potrebovať preštudovať si z dostupných učebníc anorganickej chémie pojmy súvisiace s redoxnými vlastnosťami látok: oxidácia, redukcia, oxidovadlo, redukovadlo, redoxné vlastnosti kovov vyjadrené prostredníctvom elektrochemického radu napätia kovov, korózia kovov, galvanický článok, elektrolyza, ako aj chemické vlastnosti hliníka – v nezlúčenom i zlúčenom stave.

Okrem toho je potrebné vedieť názvoslovie anorganických zlúčenín, poznať a vedieť používať nasledujúce pojmy: chemická reakcia, rovnica chemickej reakcie, stechiometrický koeficient, látkové množstvo, molárna hmotnosť, molárny objem plynov za normálnych podmienok. Pre úspešné riešenie praktických úloh musíte vedieť vyčíslňovať stechiometrické koeficienty chemických rovníc, výpočty zloženia roztokov (hmotnostný zlomok, koncentrácia látkového množstva) a výpočty z chemickej rovnice.

Pri realizácii praktických úloh budete potrebovať praktické zručnosti pri základných laboratórnych operáciách a manipulácii so základnými laboratórnymi pomôckami. Využijete praktickú zručnosť pri nasledujúcich laboratórnych operáciách: váženie, postavenie jednoduchej laboratórnej aparatúry, meranie objemu, príprava roztokov rozpúšťaním tuhej látky a zriedovaním koncentrovanejších roztokov.

Pri príprave na riešenie súťažných úloh môžete využiť príslušné kapitoly ľubovoľnej gymnaziálnej učebnice pre 1. a 2. ročník štvorročných gymnázií, resp. ekvivalentný ročník osemročných gymnázií, pričom si môžete vedomosti doplniť

štúdiom niektorej dostupnej vysokoškolskej učebnice všeobecnej a anorganickej chémie. Viaceré vlastnosti skúmaných zlúčenín nájdete v chemických tabuľkách. Informácie môžete čerpať i z internetu, treba si však overiť, či ste navštívili dôveryhodné stránky.

Odporúčaná literatúra

1. KMEŤOVÁ, J. a kol. *Chémia pre 1. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 5. ročník gymnázia s osemročným štúdiom*. Bratislava : EXPOL PEDAGOGIKA, 2010. s. 23 – 39, 97 – 104, 153 – 167, 157, 186 – 193, 203 – 206.
2. KMEŤOVÁ, J. a kol. *Chémia pre 2. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 6. ročník gymnázia s osemročným štúdiom*. Bratislava : EXPOL PEDAGOGIKA, 2012. s. 28 – 32.
3. GAŽO, J. a kol. *Všeobecná a anorganická chémia*. Bratislava : Alfa, Praha : SNTL, 1981. s. 228 – 234, 473 – 486.
4. ŠIMA, J. a kol. *Anorganická chémia*. Bratislava : STU, 2009. s. 95 – 111, 171 – 183, 295 – 307.
5. ONDREJOVIČ, G. a kol. *Anorganická chémia*. Bratislava : Alfa, 1993. s. 342 – 354.
6. KANDRÁČ, J., SIROTA, A. *Výpočty v stredoškolskej chémii*. Bratislava : SPN, 1995. s. 30 – 46, 58 – 79, 179 – 209.
7. ULICKÁ, Ľ., ULICKÝ, L. *Príklady zo všeobecnej a anorganickej chémie*. Bratislava : Alfa, Praha : SNTL, 1987. s. 34 – 52, 66 – 84.
8. *Chemické tabuľky* – ľubovoľné vydanie.

Úloha 1 (9 b)

Redoxné vlastnosti zlúčenín mangánu

Pri riešení teoretických úloh ste sa o redoxných reakciách dozvedeli mnohé podstatné veci. V praktickej časti si overíte prejavy reakčných vlastností niektorých zlúčenín v procese zmeny oxidačného čísla reaktantov. V školskom laboratóriu, ale aj v priemyselnej praxi sa chemické reakcie najčastejšie realizujú v roztoku. Pre jednoduché pozorovanie priebehu reakcie je vhodné, ak ju sprevádzajú farebné zmeny, prípadne vznik produktu iného skupenstva (tuhého, plynného).

Manganistan draselný obsahuje atóm mangánu s vysokým oxidačným číslom – sedem, preto je táto zlúčenina vynikajúcim oxidovadlom. Mangán môže nadobúdať všetky oxidačné čísla od hodnoty sedem až po hodnotu dva. Pre jednoduché pozorovanie postupnej redukcie sú zlúčeniny tohto prvku veľmi vhodné, pretože majú rôzne sfarbenie. Napr.:

oxidačné číslo 7 (anión MnO_4^-) – fialové

oxidačné číslo 6 (anión MnO_4^{2-}) – zelené

oxidačné číslo 5 (anión MnO_4^{3-}) – modré

oxidačné číslo 4 (tuhý MnO_2) – hnedé

oxidačné číslo 2 (katión Mn^{2+}) – bledoružové

Ak k roztoku manganistanu draselného pridáme dostatočne silné redukovadlo, reakcia prebehne až na oxidačné číslo dva. V závislosti od reakčných podmienok môže reakcia prebehnúť buď pomaly a môžeme pozorovať jednotlivé oxidačné stavy na základe ich sfarbenia alebo prebehne tak rýchlo, že medzistupne sa nedajú spozorovať a vidíme až konečný produkt.

1.1 „Mangánový chameleón“

Pomôcky:

kadička (250 cm³), odmerný valec (100 cm³)

Reaktanty:

roztok manganistanu draselného ($c = 0,100 \text{ mol dm}^{-3}$), roztok glukózy ($w = 0,100$), roztok hydroxidu sodného ($w = 0,050$)

Pracovný postup:

Do kadičky nalejte 100 cm³ roztoku hydroxidu sodného, 50 cm³ roztoku glukózy, zamiešajte a pridajte 50 cm³ roztoku manganistanu draselného. Pozorujte zmenu

sfarbenia roztoku. Po ustálení farby zohrejte obsah kadičky do varu. Nechajte vychladnúť a pozorujte zmeny.

Po zliatí roztokov sledujte obsah kadičky pozorne, pretože reakcia prebehne pomerne rýchlo a sfarbenie sa rýchlo mení. Odporúčame natočiť si proces mobilným telefónom na video, aby ste si mohli zmeny pozrieť opakovane.

Vzhľadom na použitie organickej zlúčeniny glukózy ako redukovača je zápis chemickej reakcie chemickou rovnicou v stechiometrickom tvare pomerne zložitý, a preto sa obmedzte iba na reakčnú schému s postupne sa meniacimi iónmi, prípadne molekulovými zlúčeninami.

1.2 Príprava síranu mangánatého redukciou manganistanu draselného

Pomôcky:

2 kadičky (50 cm³, 250 cm³), 2 odmerné valce (10 cm³, 100 cm³), sklená tyčinka, laboratórne váhy, lyžička, navažovačka, striekačka s destilovanou vodou.

Reaktanty:

heptahydrát síranu železnatého, kyselina sírová ($w = 0,050$), kyselina fosforečná (koncentrovaná), roztok manganistanu draselného ($c = 0,100 \text{ mol dm}^{-3}$), destilovaná voda.

Pracovný postup:

Na navažovačke odvážte 1,00 g heptahydrátu síranu železnatého. Do kadičky s objemom 250 cm³ nalejte 100 cm³ zriedenej kyseliny sírovej ($w = 0,050$) a vysypte odvážený heptahydrát síranu železnatého. Požiadajte pedagogický dozor, aby vám do roztoku pridal 1,5 cm³ koncentrovanej kyseliny fosforečnej. (Kyselina fosforečná sa nezúčastňuje redoxnej reakcie, jej úlohou je viazať vznikajúce železité ióny do bezfarebnej zlúčeniny, aby nesfarbovali roztok na žltu). Roztok miešajte, kým, sa heptahydrát síranu železnatého nerozpustí.

Do odmerného valca s objemom 10 cm³ si pripravte roztok manganistanu draselného. Pridávajte ho do okysleného roztoku síranu železnatého po malých množstvách po sklenej tyčinke. Po každom prídavku roztok premiešajte sklenou tyčinkou. Manganistan draselný v silne kyslom prostredí reaguje so železnatými kationmi za vzniku bledoružového produktu (katióny Mn²⁺), ktoré majú však veľmi nízku koncentráciu, a preto sfarbenie roztoku nie je pozorovateľné. Po pridaní roztoku manganistanu draselného do kadičky sa preto roztok odfarbuje. Pridávanie roztoku manganistanu draselného skončite vtedy, keď sa roztok v kadičke sfarbí na

bledoružovo a toto sfarbenie je už stále. Ružové sfarbenie spôsobuje malý nadbytok manganistanu draselného, ktorý už ďalej nereaguje, pretože všetky železnaté katióny už zreagovali. Spotrebované množstvo roztoku manganistanu draselného si zaznamenajte.

- a) Napíšte rovnicu prebiehajúcej chemickej reakcie v stechiometrickom tvare. Uvedte aj postup výpočtu stechiometrických koeficientov. Napíšte polreakcie oxidácie a redukcie.
- b) Uvedte, ktorý prvok je oxidovadlo a ktorý redukovadlo.
- c) Vypočítajte objem (v cm^3) použitého roztoku manganistanu draselného, ktorý je potrebný na reakciu s 1,00 g heptahydrátu síranu železnatého. Vypočítanú hodnotu porovnajte so zaznamenanou spotrebou roztoku manganistanu draselného.

Úloha 2 (15 b)

Reaktivita kovov

V nasledujúcich úlohách sa zameriame na reaktivitu kovov v priebehu redoxných reakcií. Reaktivita kovov je veľmi rozdielna. Niektoré kovy reagujú samovoľne a búrlivo už na vzduchu pri bežnej teplote, u iných sa podarí vyvolať reakciu iba s najväčším úsilím. Na základe štúdia ich redoxných vlastností boli kovy usporiadané do radu, v ktorom sú usporiadané podľa ich stúpajúcich oxidačných schopností (resp. podľa ich klesajúcich redukčných schopností). Tento rad má pomerne zložité pomenovanie: *elektrochemický rad napätia kovov*, zjednodušene by sme ho mohli nazvať aj *rad reaktivity kovov*. Sú do neho zaradené všetky kovy z periodickej sústavy prvkov, ktoré sa nachádzajú v prírode a ktorých vlastnosti mohli vedci prakticky odmerať. V učebniciach sa obvykle uvádza iba neúplný rad, s najbežnejšie sa vyskytujúcimi kovmi.

Elektrochemický rad napätia kovov nám poskytuje užitočné informácie o správaní sa kovov napríklad pri kontakte dvoch rôznych kovov a ich roztokov, pri kontakte kovu s kyselinami a viaceré ďalšie.

Katión kovu je redukovaný z roztoku jeho soli („vytláčaný“ z roztoku, vylučuje sa z roztoku v kovovom stave) tými kovmi, ktoré sa nachádzajú v tomto rade od neho naľavo.

V elektrochemickom rade napätia kovov je umiestnený aj jeden nekovový prvok – vodík, ktorý tvorí medzi kovmi v ich reaktivite určitú hranicu. Kovy, ktoré sa nachádzajú naľavo od vodíka, sa nazývajú *neušľachtilé*, kovy, ktoré sa nachádzajú napravo od vodíka, sa nazývajú *ušľachtilé*. Toto pomenovanie dostali podľa odlišnej reaktivity s kyselinami. Neušľachtilé kovy reagujú s kyselinami bez oxidačných vlastností (napr. kyselina chlorovodíková, zriedená kyselina sírová, kyselina fosforečná, organické kyseliny), a to tak, že atóm kovu je redukovačom a oxidovačom je atóm vodíka v katióne H_3O^+ . Vzniká pri tom plynný vodík a katióny kovového prvku. Tie najmenej ušľachtilé kovy takto reagujú aj s čistou vodou. Ušľachtilé kovy reagujú iba so silnými anorganickými kyselinami s oxidačnými vlastnosťami (napr. kyselina dusičná, koncentrovaná kyselina sírová). Na zoxidovanie tých najušľachtilejších kovov (napr. zlato, platina) je treba použiť zmes silných kyselín (napr. zmes kyseliny dusičnej a chlorovodíkovej – tzv. lúčavka kráľovská). Pri ich reakciách je atóm kovu rovnako redukovačom, oxidovačom však nie je atóm vodíka v katióne H_3O^+ , ale kyselinotvorný prvok príslušnej kyseliny (napr. $\text{N}^{\text{V}} \rightarrow \text{N}^{\text{II}}$ pri reakcii kyseliny dusičnej, $\text{S}^{\text{VI}} \rightarrow \text{S}^{\text{IV}}$ pri reakcii koncentrovanej kyseliny sírovej).

2.1 Vzájomné reakcie kovov a roztokov ich solí

Pomôcky:

4 skúmavky, pinzeta, šmirgľový papier

Reaktanty:

kúsky kovov (pliešok, drôtik, granulka, klinec): meď, železo, horčík, (striebro), roztok síranu meďnatého ($w = 0,050$), roztok síranu železnatého ($w = 0,050$), roztok síranu horečnatého ($w = 0,050$), roztok dusičnanu strieborného ($w = 0,010$), saponát, destilovaná voda

Pracovný postup:

Kúsky kovu pred použitím poškrabte šmirgľovým papierom, aby ste porušili prípadnú vrstvičku produktov korózie kovu, umyte saponátom, opláchnite destilovanou vodou a čo najskôr ponorte do reakčného roztoku, aby ich povrch opätovne nezoxidoval. Manipulujte s nimi iba s pinzetou, aby ste ich opätovne nezamastili. (Ako štvrtý kov, ktorý je uvedený v zátvorke, môžete použiť vlastný strieborný šperk, ak veríte, že zákony chémie platia a váš šperk sa pri tomto pokuse nepoškodí. Šmirgľový papier tu nemusíte použiť, aby ste si šperk nepoškodili. Povrch kovu iba odmastite saponátom a opláchnite destilovanou vodou.)

Do štyroch skúmaviek vložte kúsky kovov a nalejte asi 2 cm³ roztoku síranu meďnatého. Nechajte postáť niekoľko minút a pozorované zmeny zapíšte do tabuľky č. 1 (napr. zmeny na povrchu kovu, zmena sfarbenia roztoku, únik bubliniek plynu a pod.). Roztoky zo skúmaviek vylejte, skúmavky opláchnite destilovanou vodou a opäť vložte kúsky očistených kovov. Pokus zopakujte s roztokmi síranu železnatého, síranu horečnatého a dusičnanu strieborného.

Tabuľka č. 1

roztok	Cu	Fe	Mg	(Ag)
CuSO ₄	1.	2.	3.	4.
FeSO ₄	5.	6.	7.	8.
MgSO ₄	9.	10.	11.	12.
AgNO ₃	13.	14.	15.	16.

- a) V prípade, v ktorom prebehla chemická reakcia, napíšte jej rovnicu v stechiometrickom tvare, napíšte polreakcie oxidácie a redukcie, uveďte, ktorý prvok je oxidovadlo a ktorý redukovadlo a vysvetlite príčinu priebehu reakcie.
- b) Zostavte si svoj malý elektrochemický rad napätia kovov: použité kovy usporiadajte podľa ich stúpajúcich oxidačných schopností.

2.2 Reakcia kovov s kyselinou sírovou

Pomôcky:

2 skúmavky, kahan, laboratórny stojan, križová svorka, držiak na skúmavky

Reaktanty:

koncentrovaný roztok kyseliny sírovej ($w = 0,98$), zriedený roztok kyseliny sírovej ($w = 0,050$), meď, zinok (drôtik, pliešok, granulka)

Pracovný postup:

Pri prvej časti pokusu požiadajte o pomoc pedagogický dozor, pretože tu treba pracovať s koncentrovanou kyselinou sírovou. Dve čisté a suché skúmavky upevnite pomocou križovej svorky a držiaka na laboratórny stojan a požiadajte pedagogický dozor, aby vám do každej nalial približne 2 cm³ koncentrovaného roztoku kyseliny sírovej. Do jednej vhodte meď, do druhej zinok. Skúmavku s meďou mierne zahrejte, aby sa naštartovala reakcia. Nechajte postáť niekoľko minút a pozorované zmeny

zapíšte do tabuľky č. 2 (napr. zmeny na povrchu kovu, zmena sfarbenia roztoku, únik bubliniek plynu a pod.).

Na stojan pripevnite rovnakým spôsobom dve čisté skúmavky a pokus zopakujte so zriedeným roztokom kyseliny sírovej. Túto časť pokusu môžete urobiť samostatne.

Tabuľka č. 2

roztok H ₂ SO ₄	Cu	Zn
zriedený	1.	2.
koncentrovaný	3.	4.

- a) V prípade, v ktorom prebehla chemická reakcia, napíšte jej rovnicu v stechiometrickom tvare, napíšte polreakcie oxidácie a redukcie, uveďte, ktorý prvok je oxidovadlo a ktorý redukovadlo a vysvetlite príčinu priebehu reakcie.
- b) Pri reakcii, pri ktorej sa uvoľňuje vodík, vypočítajte objem vodíka (pri normálnych podmienkach), ktorý sa uvoľní reakciou s 30,0 cm³ roztoku kyseliny sírovej.

Úloha 3 (6 b)

Elektrolýza vodného roztoku chloridu sodného

Poznatky o redoxných reakciách rôznych látok boli podkladom pre skonštruovanie viacerých užitočných technických zariadení. Patria medzi ne aj galvanický článok a elektrolyzér. V galvanickom článku prebieha medzi kovmi a ich roztokmi v dôsledku rôzneho postavenia v elektrochemickom rade napätia kovov redoxná reakcia a uvoľňovaná chemická energia sa pri tom premieňa na energiu elektrickú. Galvanický článok je zdrojom jednosmerného elektrického prúdu (batéria, akumulátor). Elektrolyzér je zariadenie, v ktorom jednosmerný elektrický prúd vyvolá v roztoku redoxnú reakciu, pri ktorej vznikajú nové zlúčeniny. Pri tom sa elektrická energia premieňa na chemickú. Elektrolýza má široké využitie pri výrobe mnohých zlúčenín, čistení kovov, pokovaní, pri nabíjaní akumulátorov a podobne.

Pomôcky:

rúrka v tvare U, prípadne kadička (250 cm³), železná elektróda (napr. väčší železný klinec), uhlíková elektróda (napr. vybraná zo starej plochej batérie), dva vodiče, plochá batéria (4,5 V), lyžička, sklenená tyčinka

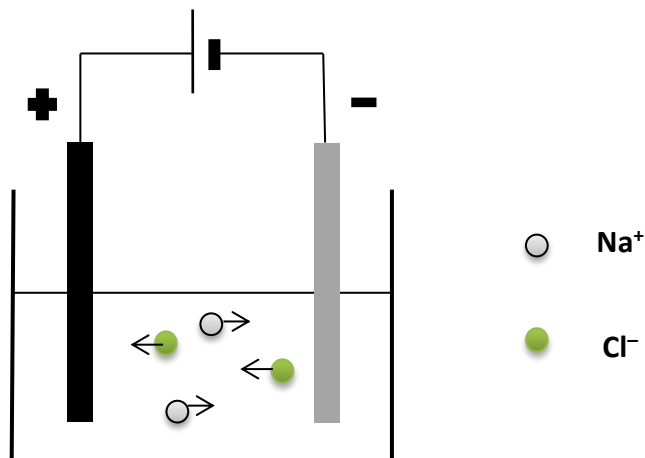
Reaktanty:

chlorid sodný NaCl (tuhý), jodidoškrobový indikátorový papierik, fenolftaleín (roztok v etanole, $w = 0,01$), destilovaná voda

Pracovný postup:

Do kadičky nalejte asi 100 cm^3 destilovanej vody, pridajte kávovú lyžičku NaCl a miešajte, kým sa nerozpustí. Ak použijete rúrku v tvare U, naplňte ju týmto roztokom. Zostavte aparáturu podľa schémy. Elektródy pripojte k zdroju jednosmerného elektrického napätia (plochá batéria). Uhlíkovú elektródu zapojte ako anódu, železnú ako katódu. Asi po 5 minútach zdroj prúdu vypnite.

Počas elektrolýzy môžete pozorovať unikanie bubliniek plynu v priestore oboch elektród. Jedným z plynov je vodík, druhým chlór. Pre identifikáciu produktov prikvapnite do priestoru katódy niekoľko kvapiek roztoku fenolftaleínu, k anóde priložte jodidoškrobový indikátorový papierik navlhčený kvapkou destilovanej vody. Chlór môžete identifikovať aj vizuálne podľa žltého sfarbenia roztoku v anódovom priestore, prípadne podľa zápachu opatrným privoňaním.



- Napíšte rovnice dejov, ktoré prebiehajú na anóde a na katóde počas elektrolýzy, ako aj rovnicu opisujúcu celkový priebeh elektrolýzy.
- Napíšte rovnicu reakcie, ktorá prebieha v roztoku v okolí katódy bezprostredne po vzniku produktu elektrolýzy.
- Aké sfarbenie vyvolá prídavok fenolftaleínu? Prítomnosť ktorej látky to dokazuje?
- Ako sa mení sfarbenie jodidoškrobového indikátora v prítomnosti chlóru? Napíšte rovnicu chemickej reakcie, ktorá umožňuje dôkaz prítomnosti chlóru a vysvetlite princíp tohto dôkazu.

e) Aký je rozdiel medzi galvanickým článkom a batériou?

Úloha 4 (4 b)

Korózia kovov

Nie všetky dôsledky redoxných vlastností kovov sú pozitívne. Medzi tie negatívne patrí i jav nazývaný *korózia*. Korózia nastáva na povrchu kovov účinkom vzdušného kyslíka, vlhkosti, oxidu siričitého, sulfánu a niektorých ďalších faktorov. Kov na povrchu zreaguje s týmito látkami, čím sa poškodí a stráca niektoré svoje úžitkové vlastnosti. Najznámejšou je korózia železa, pri ktorej na povrchu vzniká červenohnedý korózny produkt nazývaný *hrdza* – hydratovaný oxid železitý. Keďže tento produkt nie je kompaktný, ale je pórovitý a krehký, postupne odpadáva, a tým sa obnažujú ďalšie vrstvy železa. Hrdzavenie takto postupuje ďalej, až sa môže rozpadnúť celý predmet. Železné predmety sa preto pred hrdzavením chránia rôznymi spôsobmi – nátermi, naolejovaním, pokovovaním kovom, ktorý nekoroduje a pod.

S koróziou sa však môžeme stretnúť aj pri oveľa ušľachtilejších kovoch ako je železo, napr. pri striebre. Účinkom zlúčenín síry strieborné šperky na povrchu často sčernajú, pretože sa pokrývajú vrstvičkou sulfidu strieborného. Strieborné šperky sa preto niekedy chránia pokovovaním ródium – kovom, ktorý je ušľachtilejší ako striebro (patrí medzi tzv. ľahké platinové kovy).

Naopak, niektoré neušľachtilé kovy sa koróziou neničia – napr. hliník, zinok, olovo. Hliník a zinok dokonca patria do skupiny kovov, ktoré redukujú atóm vodíka z kationu H_3O^+ už vo vode. V minulosti sa napriek tomu z hliníka vyrábali príbory, s ktorými sa jedlo, nádoby, v ktorých sa varilo, z olova sa vyrábali vodovodné potrubia, zinok sa používa na protikoróznú ochranu železa. Tieto kovy podliehajú tiež korózii, ale produkty, ktoré pri tom vznikajú (oxid hlinitý, oxid zinočnatý, oxid olovnatý), sú nerozpustné vo vode, nereagujú s ňou a vytvárajú na povrchu kovu kompaktnú a pevne priľnutú vrstvičku. Tá ho chráni pred ďalším pôsobením korodujúcich činidiel. V týchto prípadoch je teda existencia korózie pozitívna.

Reakcia hliníka s vodou, kyselinami a zásadami

Pomôcky:

3 skúmavky, lyžička, kahan, laboratórny stojan, krížová svorka, držiak na skúmavky

Reaktanty:

destilovaná voda, roztok kyseliny sírovej ($w = 0,050$), roztok hydroxidu sodného ($w = 0,050$), hliník (stružliny, pliešok)

Pracovný postup:

Do prvej skúmavky nalejte 2 cm^3 destilovanej vody, do druhej 2 cm^3 roztoku kyseliny sírovej a do tretej 2 cm^3 roztoku hydroxidu sodného. Do každej pridajte kúsok hliníka. Ak v niektorej zo skúmaviek nezačne samovoľne prebiehať reakcia, zahrejte opatrne jej obsah, ak je potrebné, až do varu.

- a) Uvedte, či v skúmavkách 1. – 3. prebehla chemická reakcia. Ak prebehla, napíšte jej rovnicu v stechiometrickom tvare, v prípade redoxnej reakcie napíšte polreakcie oxidácie a redukcie. Uvedte, ktorý prvok je oxidovalo a ktorý redukovadlo.
- b) Vysvetlite príčiny pozorovaných javov v skúmavkách 1. – 3.

Úloha 5 (6 b)

Reakciou titánu s kyselinou dusičnou a kyselinou chlorovodíkovou vznikol chlorid titaničitý, oxid dusnatý a voda. Na reakciu sa použilo 12,1 g titánu.

- a) Napíšte rovnicu prebiehajúcej chemickej reakcie v stechiometrickom tvare. Uvedte aj postup výpočtu stechiometrických koeficientov – napíšte polreakcie oxidácie a redukcie. Uvedte, ktorý prvok je oxidovadlo a ktorý redukovadlo.
- b) Vypočítajte objem oxidu dusnatého, ktorý sa uvoľnil pri normálnych podmienkach.
- c) Vypočítajte objem spotrebovaného 36,0 % roztoku kyseliny dusičnej.

Autor: Doc. Ing. Mária Linkešová, PhD.

Recenzenti: PaedDr. Dana Kucharová, PhD., RNDr. Beata Vranovičová, PhD.

Redakčná úprava: PaedDr. Anna Drozdíková, PhD.

Slovenská komisia Chemickej olympiády

Vydal: NIVAM – Národný inštitút vzdelávania a mládeže, Bratislava 2022