

CHEMICKÁ OLYMPIÁDA

49. ročník, školský rok 2012/2013

Kategória C

Študijné kolo

PRAKTICKÉ ÚLOHY

ÚLOHY PRAKTICKEJ ČASTI

Chemická olympiáda – kategória C – 49. ročník – školský rok 2012/2013

Študijné (domáce) kolo

Mária Linkešová, Ivona Paveleková

Maximálne 40 bodov

Úvod

V praktickej časti tohto ročníka chemickej olympiády sa budeme zaoberať protolytickými reakciami. V príprave na riešenie úloh je potrebné preštudovať si nasledujúce pojmy: kyselina, zásada, sila kyselín a zásad, disociačná konštanta, neutralizácia, soľ, hydrolýza solí, autoprotolýza vody, pH, acidobázické indikátory. Spomedzi veľkého množstva zlúčenín, ktoré patria do uvedenej skupiny látok, venujte osobitnú pozornosť halogenovodíkovým kyselinám a ich soliam.

Okrem toho budete pre úspešné riešenie praktických úloh potrebovať ovládať výpočty z chemických rovníc, výpočty zloženia roztokov (hmotnostný zlomok, koncentrácia látkového množstva).

Pri realizácii praktických úloh využijete praktickú zručnosť pri nasledujúcich laboratórnych operáciách: váženie, príprava roztokov rozpúšťaním tuhej látky a zriedňovaním koncentrovanejších roztokov, meranie objemu, stanovenie hodnoty pH.

Pri príprave na riešenie súťažných úloh môžete využiť príslušné kapitoly ľubovoľnej gymnaziálnej učebnice pre 1. ročník štvorročných gymnázií, resp. ekvivalentný ročník osemročných gymnázií, pričom si môžete doplniť vedomosti štúdiom niektorej dostupnej vysokoškolskej učebnice všeobecnej chémie. Najdôležitejšie informácie o acidobázických indikátoroch uvádzame v nasledujúcom texte, viac nájdete v učebniciach analytickej chémie.

ACIDOBÁZICKÉ INDIKÁTORY

Chemické farebné indikátory sa používajú v analytickej chémii na vizuálnu indikáciu bodu ekvivalencie. Bod ekvivalencie je taký stav, v ktorom sa k jednému reaktantu pridalo ekvivalentné množstvo druhého reaktanta, teda obidva reaktanty navzájom práve zreagovali bez zvyšku. Chemický indikátor je látka, ktorá indikuje (ukazuje) dosiahnutie bodu ekvivalencie zmenou sfarbenia.

Acidobázické indikátory sú slabé organické kyseliny a zásady, ktorých sfarbenie sa mení so zmenou pH. Zmena sfarbenia indikátora súvisí so zmenou jeho štruktúry a zloženia. V závislosti od hodnoty pH prostredia nastáva disociácia molekuly indikátora, pričom nedisociovaná a disociovaná forma sú odlišne sfarbené. Niektoré indikátory majú jednu formu bezfarebnú a druhú sfarbenú – *jednofarebné indikátory* (napr. fenolftaleín je v kyslom prostredí bezfarebný a v zásaditom červený), niektoré majú obe formy sfarbené odlišne – *dvojfarebné indikátory* (napr. metylová oranžová je v kyslom prostredí červená, v zásaditom žltá).

Tabuľka funkčných oblastí niektorých acidobázických indikátorov

indikátor	chemická forma indikátora (kyselina/zásada)	funkčná oblasť	sfarbenie v prostredí	
			kyslom	zásaditom
tymolová modrá	kyselina	1,2 – 2,8	červená	žltá
dimetylová žltá	zásada	2,9 – 4,0	červená	žltá
brómfenolová modrá	kyselina	3,0 – 4,6	žltá	fialová
metylová oranžová	zásada	3,0 – 4,4	červená	žltáoranžová
krezolová zelená	kyselina	4,0 – 5,6	žltá	modrá
metylová červená	kyselina	4,2 – 6,3	červená	žltá
lakmus	zásada	4,5 – 8,3	červená	modrá
brómtymolová modrá	kyselina	6,0 – 7,6	červená	modrá
fenolftaleín	kyselina	8,0 – 9,8	bezfarebná	červená
tymolftaleín	kyselina	9,3 – 10,5	bezfarebná	modrá

Ľudské oko je schopné postrehnúť farebnú zmenu až v momente, keď sa 10 % jednej formy indikátora premení na druhú formu a prestane vnímať zmenu sfarbenia, keď sa asi 90 % jednej formy premení na druhú. Rozmedzie hodnôt pH,

ktoré umožňuje pozorovať farebnú zmenu indikátora sa nazýva *funkčná oblasť indikátora*. Toto rozmedzie je len približné, pretože závisí aj od citlivosti ľudského oka k rôznym farbám, od teploty roztoku, prítomnosti niektorých solí alebo iných rozpúšťadiel ako je voda.

Počet acidobázických indikátorov je veľký a svojimi funkčnými oblasťami pokrývajú prakticky celý rozsah stupnice pH od 2 až po 12. Takzvaný *univerzálny indikátor* obsahuje zmes rôznych indikátorov zmiešaných v takom zložení, aby svojimi farebnými zmenami pokryl celý rozsah stupnice pH.

Úloha 1 (7,24 b)

Doplňte chýbajúce výrazy tak, aby jednotlivé vety boli pravdivými výrokmi.

Podľa Brønstedovej teórie je látka, ktorá odštiepuje protón:

$K_1 \rightleftharpoons Z_1 + H^+$, je látka, ktorá prijíma protón: $Z_2 + H^+ \rightleftharpoons K_2$.

Reakcie, pri ktorých nastáva výmena protónu medzi kyselinou a zásadou sa nazývajú

Každá kyselina je spriahnutá (konjugovaná) so zodpovedajúcou zásadou, s ktorou tvorí tzv. konjugovaný pár. Funkcia kyseliny alebo zásady sa môže prejavíť až po spojení dvoch konjugovaných párov, ktoré súborne dávajú celkovú protolytickú reakciu: $K_1 + Z_2 \rightleftharpoons Z_1 + K_2$.

Reakciou kyseliny so zásadou sa tvorí nový pár a, ktorý potom určuje výslednú vlastnosť roztoku (kyslosť, zásaditosť).

Podľa Brønstedovej teórie kyslosť alebo zásaditosť látky závisí od prostredia, v ktorom sa daná látka nachádza. V jednom prostredí sa môže látka správať ako kyselina, v inom ako zásada. Takéto látky sa nazývajú

Protolytické reakcie, pri ktorých molekula kyseliny alebo zásady reaguje s molekulou rozpúšťadla, sa nazývajú reakcie.

Nie všetky kyseliny alebo zásady reagujú s molekulami rozpúšťadla rovnako intenzívne. Podľa toho, do akej miery prebehne disociácia kyseliny alebo zásady, rozoznávame a kyseliny a zásady.

Silné kyseliny (zásady) sú disociované

Slabé kyseliny (zásady) sú disociované

Podľa Arrheniovej teórie kyselín a zásad sa vzájomná reakcia kyseliny a zásady nazýva reakcia.

Vzniká pri tom systém opačne nabitých a navzájom sa elektricky neutralizujúcich iónov nazývaný a súčasne reakciou katiónu a aniónu vzniká voda: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$.

Sila kyselín a zásad sa vyjadruje pomocou K_a a K_b .

Čím je kyselina, resp. zásada slabšia, tým je hodnota jej disociačnej konštanty

Hoci je soľ produktom..... reakcie (v zmysle Arrheniovej teórie kyselín a zásad), jej roztok nemusí byť vždy neutrálny.

Je to spôsobené tým, že soli slabých kyselín a zásad podliehajú vo vodnom roztoku protolytickej reakcii nazývanej

Hydrolyza solí je protolytická reakcia iónov rozpustenej soli s vodou za vzniku alebo iónov, ktoré spôsobujú zásaditú alebo kyslú reakciu roztoku.

Ak je vo vodnom roztoku soľ silnej kyseliny a slabej zásady (napr. NH_4Cl), ióny pochádzajúce zo slabej zásady reagujú s molekulami vody: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. Vznikajúce ióny spôsobujú reakciu roztoku.

Ak je vo vodnom roztoku soľ slabej kyseliny a silnej zásady (napr. KCN), ióny pochádzajúce zo slabej kyseliny reagujú s molekulami vody: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$. Vznikajúce ióny spôsobujú reakciu roztoku.

Ak je vo vodnom roztoku soľ slabej kyseliny a slabej zásady (napr. NH_4CN), obidva ióny reagujú s molekulami vody. Vznikajúce oxóniové a hydroxidové ióny sa navzájom sčasti a výsledná reakcia roztoku je slabo kyslá alebo slabo zásaditá, v závislosti od hodnôt ich disociačných konštánt.

Úloha 2 (2,52 b)

K 150 cm³ roztoku kyseliny chlorovodíkovej s koncentráciou $c(\text{HCl}) = 0,200 \text{ mol dm}^{-3}$ pridáme ekvivalentné množstvo tuhého hydroxidu bárnatého. Vypočítajte, koľko gramov hydroxidu bárnatého potrebujeme.

Úloha 3 (30,24 b)

Reaktanty:

Kyselina chlorovodíková (koncentrovaná a roztok $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina octová ($w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,03$), chlorid amónny (tuhý a roztok s $w(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,03$), chlorid sodný (tuhý a roztok s $c(\text{NaCl}) = 1,00 \text{ mol dm}^{-3}$), uhličitan sodný ($w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,03$), uhličitan amónny ($w((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 0,03$), hydroxid sodný ($w(\text{NaOH}) = 0,03$), destilovaná voda, univerzálny indikátorový papierik, lakmusový indikátorový papierik, roztoky indikátorov: fenolftaleín, metylová červená, metylová oranžová, výluh z červenej kapusty.

Pomôcky:

Laboratórne váhy, hodinové sklíčko, kadička (250 cm^3), sklená tyčinka, odmerný valec (10 cm^3 , 100 cm^3), lievik, odmerná banka (250 cm^3 , 100 cm^3), zátka, striekačka s destilovanou vodou, porcelánová platnička s jamkami (možno ju nahradiť hodinovými sklíčkami alebo skúmavkami uloženými na bielom pozadí), sklená pipetka.

3.1

Vypočítajte hmotnosť chloridu amónneho a destilovanej vody, ktoré sú potrebné na prípravu 100 g roztoku s hmotnostným zlomkom $w(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,0300$.

Pripravte uvedený roztok: Na hodinovom sklíčku navážte vypočítané množstvo chloridu amónneho a rozpustíte ho v potrebnom množstve destilovanej vody v kadičke.

3.2

Vypočítajte hmotnosť chloridu sodného potrebného na prípravu 100 cm^3 roztoku s koncentráciou $c(\text{NaCl}) = 1,00 \text{ mol dm}^{-3}$.

Pripravte uvedený roztok: Na hodinovom sklíčku navážte vypočítané množstvo chloridu sodného, rozpustíte ho v malom množstve (približne 30 cm^3) destilovanej vody v kadičke, roztok kvantitatívne preneste do odmernej banky s objemom 100 cm^3 , objem doplňte po rysku, zazátkujte a premiešajte.

3.3

Vypočítajte objem koncentrovanej kyseliny chlorovodíkovej ($w(\text{HCl}) = 0,350$) potrebnej na prípravu 250 cm^3 roztoku s koncentráciou $c(\text{HCl}) = 0,100 \text{ mol dm}^{-3}$, ak hustota použitej východiskovej kyseliny chlorovodíkovej je $\rho(35 \% \text{ HCl}) = 1,1740 \text{ g cm}^{-3}$.

Pripravte uvedený roztok: Odmerným valcom (alebo dielikovanou pipetou) odmerajte vypočítané množstvo kyseliny chlorovodíkovej, vylejte ju do malého množstva (približne 100 cm^3) destilovanej vody v kadičke, roztok kvantitatívne preneste do odmernej banky s objemom 250 cm^3 , objem doplňte po rysku, zazátkujte a premiešajte.

3.4

Na porcelánovú platničku s jamkami naneste pipetkou do šiestich jamiek prvú zo vzoriek – kyselinu chlorovodíkovú a pridajte postupne kvapku každého z indikátorov (pozor, aby ste nenamočili pipetku s indikátorom do roztoku vzorky a neznečistili ju), v prípade, že je indikátor vo forme papierika, namočte do roztoku vzorky rožok indikátorového papierika. Pozorované sfarbenie roztoku zapíšte do tabuľky. Porcelánovú platničku umyte, opláchnite destilovanou vodou a pokus opakujte postupne so všetkými roztokmi uvedenými v tabuľke.

Tabuľka: Sfarbenie acidobázických indikátorov v roztokoch rôznych látok

roztok	HCl	CH_3COOH	NH_4Cl	NaCl	H_2O	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	Na_2CO_3	NaOH
indikátor								
fenolftaleín								
lakmus								
metylová červená								
metylová oranžová								
kapustový výluh								
univerzálny indikátor								
pH								
vlastnosť roztoku								

Do predposledného riadka tabuľky zaznamenajte hodnotu pH, ktorú odčítate na stupnici znázornenej na obale univerzálneho indikátora, do posledného riadka tabuľky uveďte jednu z acidobázických vlastností roztoku: kyslý, zásaditý alebo neutrálny.

3.5

Odpovedzte na otázky:

- Akú zmenu môžeme pozorovať po dosiahnutí bodu ekvivalencie v reakčnej zmesi, v ktorej sa nachádza indikátor?
- Aký chemický dej spôsobuje zmenu v chemickej štruktúre acidobázického indikátora v bode ekvivalencie?
- Destilovaná voda, ktorá dlhšie stojí, je slabo kyslá, preto je vhodné pred použitím ju prevariť a nechať vychladnúť. Vysvetlite tento jav.
- Ako sa nazývajú prírodné farbivá, ktorých sfarbenie sa mení v závislosti od hodnoty pH a nachádzajú sa vo výluhu z červenej kapusty?
- Aká protolytická reakcia zapríčinila, že roztoky solí chloridu amónneho a uhličitanu sodného nie sú neutrálne?
- Napíšte chemické rovnice protolytických reakcií, ktoré vyjadrujú tento dej:
pre NH_4Cl :
pre Na_2CO_3 :
- Napíšte, aké protolytické reakcie zapríčinili, že roztok uhličitanu amónneho nie je neutrálny. Napíšte chemické rovnice týchto protolytických reakcií.
- Vysvetlite, prečo má roztok uhličitanu amónneho takú hodnotu pH, ako ste namerali. Využite pri tom hodnoty disociačných konštánt príslušných kyselín a zásad.

Poznámka:

Hodnoty disociačných konštánt niektorých slabých kyselín a zásad:

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,0 \cdot 10^{-11}$$

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a(\text{HCN}) = 4,8 \cdot 10^{-10}$$

Odporúčaná literatúra

- VACÍK, J. a kol. *Chémia pre 1. ročník gymnázií*. Bratislava : SPN, 1994. s. 90 – 113, 116 – 120.

2. KMEŤOVÁ, J. a kol. *Chémia pre 1. ročník gymnázií*. Bratislava : EXPOL PEDAGOGIKA, 2010. s. 23 – 39, 138 – 152.
3. SILNÝ, P., PROKŠA, M. *Chemické reakcie a ich zákonitosti*. Bratislava : SPN, 2006. s. 48 – 53.
4. GAŽO, J. a kol. *Všeobecná a anorganická chémia*. Bratislava : Alfa, Praha : SNTL, 1981. s. 201 – 226.
5. ŠIMA, J. a kol. *Anorganická chémia*. Bratislava : STU, 2009. s. 95 – 107, 152 – 170, 218 – 228.
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. 66 – 84, 155 – 178.
8. GARAJ, J. a kol. *Analytická chémia*. Bratislava : Alfa, 1987. s. 296 – 298

Autori: Doc. doc. Ing. Mária Linkešová, PhD., Ing. Ivona Paveleková, PhD.

Recenzenti: RNDr. Antón Sirota, PhD., Pavol Ondrisek, Mgr. Nadežda Kvetňanská

Redakčná úprava: Prof. RNDr. Milan Melicherčík, PhD. (vedúci autorského kolektívu)

Slovenská komisia Chemickej olympiády

Vydal: IUVENTA – Slovenský inštitút mládeže, Bratislava 2012