

UNIVERZITA KARLOVA
Lékařská fakulta v Plzni

Praktická cvičení
z lékařské chemie

I.

Alena Humlová, Miroslav Balvín

1998

Úvod

Tato skripta jsou určena posluchačům I. ročníku všeobecného lékařství Lékařské fakulty Univerzity Karlovy v Plzni. Obsahují nezbytné teoretické základy pro praktická cvičení z lékařské chemie a podrobné návody ke všem úlohám. Jsou zařazeny rovněž výpočtové úlohy, bez nichž je chemie, zejména ve své praktické aplikaci, nemyslitelná. Naší snahou je poskytnout posluchačům spolehlivé základy především pro studium klinické biochemie v dalších ročnících.

Považujeme za milou povinnost poděkovat na tomto místě prim. MUDr. Alexandře Steinerové, CSc. a doc. RNDr. Jindřichu Sýkorovi, CSc., kteří se ochotně ujali recenze této učebnice. Jejich připomínky byly v konečné redakci respektovány.

Skripta věnujeme památce našeho spolupracovníka pana Ing. Josefa Lebedy, který byl spoluautorem několika předchozích vydání. Tohoto se bohužel již nedočkal.

autoři

V Plzni v květnu 1998

Pravidla bezpečnosti a ochrany zdraví při práci

1. Do praktikárny mají přístup pouze studenti, kteří jsou rozvrhem hodin vypsáni na příslušná praktika. Jakékoliv návštěvy jsou zakázány.
2. Studenti jsou povinni před nástupem do praktik teoreticky ovládat úlohy, které budou prakticky provádět. Přinesou si pracovní plášť a sešit. Praktikování bez pláště je nepřípustné. Vlasy musí být upraveny tak, aby nemohlo dojít k úrazu při práci s kahanem.
3. Veškeré odchody z praktik jsou povoleny pouze s výslovným svolením asistenta vedoucího praktika.
4. V laboratoři je povoleno provádět pouze ty práce, které jsou náplní praktického cvičení. V laboratoři je zakázáno jíst, pít a kouřit, dále přechovávat potraviny a používat laboratorní nádobí a zařízení k jiným účelům, než jsou určeny.
5. Pro práce, při nichž může dojít k úniku škodlivých chemických látek do ovzduší, se musí zabezpečit odsávání. Práce s látkami dýmovými, dráždivými, zapáchajícími, jedovatými plyny a parami, stejně jako žhání a spalování je dovoleno provádět jen v digestořích.
6. Při nasazování skleněných trubiček, teploměrů apod. do zátek a hadiček je nutno chránit ruce vhodnými rukavicemi. Konec skleněného předmětu nesmí mít ostré hrany a musí být namazán nebo navlhčen. Střepey a jiné odpadky s ostrými hranami musí být odkládány do zvláštní nádoby s označením "SKLO".
7. Do výlevek lze vylévat jen rozpouštědla s vodou dokonale mísitelná, dostatečně zředěná (nejméně 1:10), v množství nejvýše 0,5 litru a vodné roztoky kyselin a zásad zředěné nejméně 1:30. S vodou nemísitelná rozpouštědla, jedy, kyseliny a louhy nad uvedenou koncentrací a látky, které uvolňují jedovaté a dráždivé plyny, do výlevek vylévat nelze.
8. Při ředění se kyseliny zásadně vlévají do vody, nikoliv naopak.
9. Je zakázáno nasávat jedy a žiraviny do pipet ústy. Musí být použito vakuum nebo mechanický dávkovač.
10. Rozlité kyseliny je nutno ihned spláchnout vodou, případně neutralizovat práškovou sodou. Rozlité zásady stačí jen důkladně spláchnout vodou.
11. Při rozlité hořlavých kapalin se musí okamžitě zhasnout všechny kahany, vypnout elektrický proud a zajistit účinné větrání. Rozlitá kapalina se nechá vsáknout do vhodného porézního materiálu, který se odklidí na bezpečné místo.
12. Při zahřívání kapalin v baňkách se musí zabránit utajenému varu alespoň tak, že se do baňky vloží varný kamínek nebo trubička.
13. Před zahájením práce je nutno zkontrolovat stav všech přístrojů a zařízení, případné závady a nedostatky nahlásit asistentovi nebo laborantce.
14. Posluchačům je zásadně zakázána jakákoliv svévolná manipulace s elektrickou instalací, s přístrojovým vybavením a materiálem. Zapnutí přístroje a zapálení plynových kahanů se děje až po souhlasu asistenta.

15. Obsluha laboratorní centrifugy musí být prováděna jen v přítomnosti asistenta nebo laborantky. Centrifugační nádoby musí být dokonale vyváženy, víko centrifugy při chodu bezpečně uzavřeno.
16. Při úniku plyných paliv (zemní plyn) musí být uzavřen přívod plynu, vypnut elektrický proud a účinně větráno.
17. Zapálené kahany nelze nechat hořet bez dozoru. Prošlehne-li plamen dovnitř, musí se okamžitě uzavřít přívod plynu a kahan seřídít.
18. Jakékoliv nehody, úrazy, požítí chemikálií apod. je nutno ihned nahlásit vedoucímu asistentovi.
19. Hrubé porušení uvedených pravidel, vyplývajících z nekázně či neznalosti, má za následek vykázání posluchače z praktických cvičení se sankcí neomluvené absence.

První pomoc při úrazech v laboratoři

Poleptání oka

Vnikne-li do oka kyselý nebo alkalický roztok, je nutno provést okamžitý výplach velkým množstvím vody. Postiženého je nejlépe uložit na bok a pod poraněné oko mu podložit misku nebo smotek vaty. Pak se stáhne palcem dolní víčko a ukazovákem téže ruky se zdvihne horní víčko. Do rozšířené štěrbině se vpouští mírným proudem tekoucí voda tak, aby stékala od vnitřního k zevnímu očnímu koutku. Postiženému je třeba co nejrychleji zajistit odbornou pomoc. V žádném případě nepoužívat neutralizační roztok!

Poleptání těla

Je-li pokožka zasažena kyselým nebo alkalickým roztokem, odstraní se potřísněný oděv a prádlo a poleptané místo se omývá dlouhodobě prudkým proudem vody. Po důkladném omytí vodou je možno použít neutralizační roztok a to:

a) při poleptání kyselinou 6-10% roztok uhličitanu sodného

b) při poleptání zásadami 2% roztok kyseliny octové nebo citronové.

Poleptanou kůži je třeba pokrýt sterilním obvazem a zajistit odbornou pomoc.

Popálení

Je třeba všemi dostupnými prostředky uhasit oheň, zamezit působení horké škodliviny (horká voda, pára apod.) a odstranit hořlavé a zápalné látky z bezprostředního okolí. Z popálené plochy se nestrhává oděv, odstraní se jen žhavé předměty. Na popálenou plochu se nic nelije, nesype, ničím se nepotírá. Po ochlazení se postižená plocha pokryje sterilním obvazem (vyžehlený kapesník, ručník, prostěradlo) a zajistí se odborná pomoc. U lehčích popálenin, má-li postižený chuť, může se podat po troškách tekutina. U těžkých popálenin se ústy nic nepodává.

Otevřené poranění

Především je nutno zastavit krvácení a zabránit infekci rány. Rána se ošetří podle jejího rozsahu a charakteru krvácení. Drobná poranění se omyjí proudem vody a sterilně ošetří. U rozsáhlejších poranění se staví krvácení tlakovým obvazem. Pokud není rána znečištěna chemickými sloučeninami, rána se nevymývá. Podle potřeby se zajistí odborná pomoc.

Při nadýchání škodlivých látek

Postiženého je nutno dopravit na čerstvý vzduch, uvolnit oděv. Nedýchá-li, zahájí se dýchání z plic do plic.

— — —

Při všech úrazech je třeba zajistit postiženému klid, zabránit podchlazení (např. zabalením do deky) a co nejrychleji přesunout pacienta do zdravotnického zařízení.

Pravidla jsou zpracována podle ČSN 01 8003 s přihlédnutím k místním podmínkám.

Chemické názvosloví

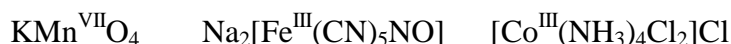
Základ českého chemického názvosloví anorganických sloučenin položil v době obrozenecké Jan Svatopluk Presl a poprvé publikoval v roce 1858. Později bylo dalšími autory modifikováno, avšak zásadní význam má až návrh Emila Votočka, který zavedl pro označení oxidačního čísla dnes všeobecně známé názvoslovné přípony. Jeho návrh jako všeobecně závazný byl přijat v roce 1914. Později byla přijata ještě některá další zpřesnění, na posledních úpravách pracovala názvoslovná komise v letech 1971 až 1973.

Chemické názvosloví formuluje přesná pravidla, podle nichž se zapisují chemické vzorce a tvoří jejich názvy. Základem jsou značky a názvy prvků a jejich oxidační čísla v dané sloučenině.

Názvy prvků jsou odvozeny vesměs z latiny. Pro 18 prvků se používá název český (cín, draslík, dusík, hliník, hořčík, křemík, kyslík, měď, olovo, rtuť, síra, sodík, stříbro, uhlík, vápník, vodík, zlato, železo). Více českých názvů navrhovaných obrozeneckými učiteli se neujalo.

Oxidační číslo je formální pojem a udává fiktivní elektrický náboj, který by atom získal, kdybychom všechny vazebné elektrony přiřkli elektronegativnějšímu atomu. Elektronegativnější atom získá **záporné oxidační číslo**, elektropozitivnější atom **kladné oxidační číslo** a pokud existuje vazba mezi atomy stejného druhu, je **nulové**. Součet oxidačních čísel ve sloučenině se rovná nule. Oxidační číslo není pravidelnou součástí chemického vzorce, uvádí se dle potřeby. Označuje se **římskými číslicemi** umístěnými **vpravo nahoře** u symbolu prvku (kladné znaménko se obvykle neuvádí). Oxidační číslo můžeme uvést u všech prvků ve sloučenině, ale častěji se zdůrazňuje jen u některých.

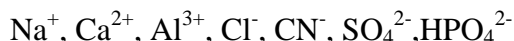
Např.:



Oxidační číslo se nesmí zaměňovat s iontovým nábojem.

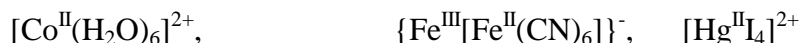
Iontový náboj udává skutečný elektrický náboj, který získává kladná částice (kationt) a záporná částice (aniont) po elektrolytickém rozpadu iontové vazby. Iontový náboj se označuje **arabskými číslicemi** (jednička se neuvádí) **vpravo nahoře** u symbolu kationtu či aniontu. Na rozdíl od oxidačního čísla musí být nutně uveden, neboť právě tak se odliší neutrální atom či molekula od nabitě částice.

Např.:



Samozřejmě, že i v iontech, je-li to nutné, mohou být použita oxidační čísla.

Např.:



Z uvedeného jasně vyplývá, že oxidační čísla a iontové náboje nelze zaměňovat. Pro označení platí:



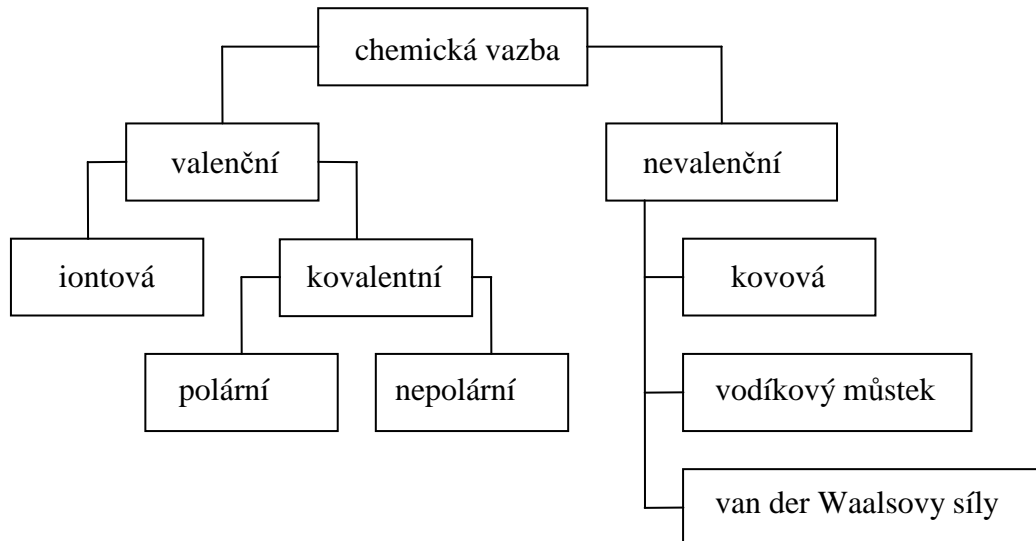
- H^I vodík s kladným oxidačním číslem (např. v H_2O)
 H^0 vodík s oxidačním číslem nula (v molekule H_2)
 H^+ vodíkový kationt (vznikne disociací např. HCl)

Chemická vazba

Chemická vazba je síla, která omezuje pohyb atomů (nebo jader) v molekule. Toto omezení udržuje vzdálenost mezi atomy ve vymezených mezích a tak zamezuje oběma atomům, aby se od sebe vzdálily.

Chemická vazba se obvykle znázorňuje čárkou, která představuje vazebnou dvojici elektronů. V mnoha případech přispívá každý vázaný atom do chemické vazby jedním elektronem. Někdy poskytuje jeden atom oba vazebné elektrony a druhý atom žádné. To má vliv na odvození formálního náboje. Přispívá-li každý atom do chemické vazby jedním elektronem, nese žádný z atomů vlastní náboj. Poskytuje-li jeden atom dva vazebné elektrony a druhý žádný, nese první atom kladný a druhý záporný formální náboj.

Rozdělení chemických vazeb



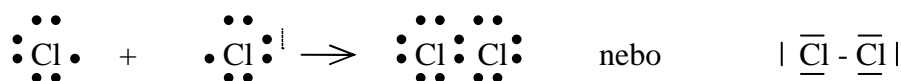
V dalším bude hlavní pozornost věnována především vazbě valenční.

Vazba kovalentní

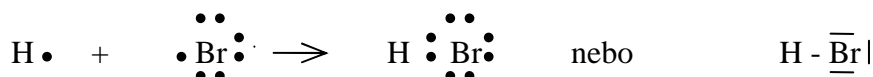
Při výkladu vzniku kovalentní vazby se vychází z předpokladu, že atomy prvků mají tendenci dosáhnout ve vnější vrstvě elektronové konfigurace vzácných plynů. Aby

toho bylo dosaženo, musí některé elektrony "patřit" současně oběma atomům spojeným kovalentní vazbou.

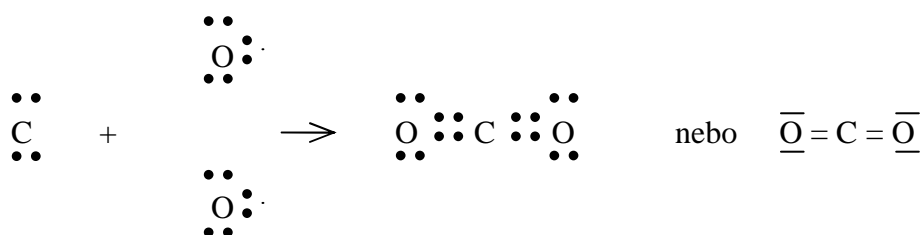
Nejjednodušší případ nastane, sloučí-li se dva stejné atomy (např. Cl₂). Pak liché, původně nespárované elektrony vytvoří elektronový pár patřící současně oběma atomům.



Podobně se mohou slučovat i atomy různého druhu (např. HBr)



Kromě vazeb jednoduchých mohou vznikat i vazby násobné (dvojně nebo trojně)



Elektronový pár, který se nepodílí na vazbě, se označuje jako **volný elektronový pár**.

Polarita kovalentní vazby

Atomy se liší svou schopností přitahovat elektrony. Této vlastnosti říkáme **elektronegativita**. Spojuje-li kovalentní vazba dva stejné atomy (tj. se stejnou elektronegativitou), je hustota elektronového oblaku rozložena rovnoměrně mezi oba atomy (např. v molekule N₂, Cl₂) a vzniká **kovalentní vazba nepolární**.

Jsou-li však kovalentně vázány dva různé atomy, pak se zvýšená hustota elektronového obalu posunuje směrem k atomu s vyšší elektronegativitou. Vzniká **kovalentní vazba polární**. Např. v molekule HCl se posunuje vazebný elektronový pár směrem k atomu chloru, který tak získává zlomkový záporný náboj a v důsledku toho atom vodíku získává zlomkový kladný náboj. Směr posunu elektronového páru se někdy označuje šipkou nebo klínkem.

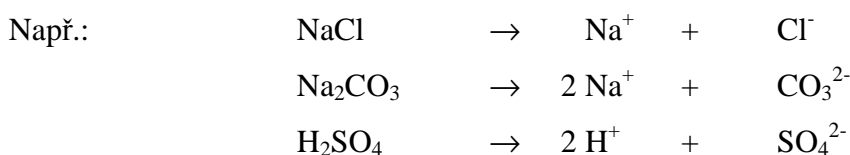


Vazba iontová

Iontová vazba je příkladem extrémně polární vazby. Předpokládá tak velký rozdíl elektronegativit dvou atomů, že ten elektronegativnější si přitáhne celý elektronový vazebný pár a tím získá záporný náboj. V elektrickém poli se pohybuje směrem ke

kladnému pólu (anodě), a je proto označován jako **aniont**. Druhý atom je o příslušný elektron ochuzen, získá kladný náboj a je přitahován k zápornému pólu (katodě), proto se nazývá **kationt**.

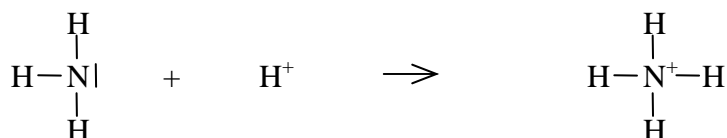
Iontové vazby snadno disociují, tj. štěpí se působením vody. Voda má vysoce polární charakter. Rozdíl elektronegativit vodíku a kyslíku nedává předpoklady pro vznik iontové vazby, ale molekula vytváří silný dipól s kladným nábojem v místě vodíkových atomů, záporným nábojem u atomu kyslíku. Tato vlastnost podporuje štěpení vysoce polární, tedy i iontové vazby. Dipól svým negativním (kyslíkovým) koncem přitáhne k sobě kationt, opačný (vodíkový) konec působí na aniont. Oba ionty se od sebe oddělí a vazba zanikne. Tuto skutečnost označujeme jako **disociaci sloučeniny ve vodném prostředí**.



Po vyčíslení iontových rovnic musí souhlasit počet atomů, ale i součet iontových nábojů na obou stranách rovnice.

Vazba koordinačně kovalentní (dativní)

Tato vazba se od předchozích liší tím, že vazebný elektronový pár poskytl jen jeden z atomů. Velmi často bývá tímto donorem atom dusíku, pokud má ve sloučenině oxidační číslo III. A rovněž velmi častým partnerem mu bývá vodíkový kationt H^+ . Samozřejmě, že za této situace pak atomu dusíku jeden elektron "chybí", což se projeví kladným nábojem u tohoto atomu.



Kvalita této vazby se v ničem neliší od ostatních vazeb.

Vzorce sloučenin

1. Sumární vzorce

Sumární (stechiometrický) vzorec vyjadřuje stechiometrické složení sloučeniny. Počet sloučených atomů se vyjadřuje číslicí psanou vpravo dole za značku prvku (číslice jedna se neuvádí).

Např.: N_2O_3 , SO_2 , H_2SO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

2. Racionální vzorce

Racionální (funkční) vzorec vyjadřuje i charakteristická atomová seskupení tzv. **funkční skupiny**.

Např.: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $(\text{HOO})_2\text{CO}$, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

Ve složitějších molekulách se funkční skupiny uvádějí v kulatých závorkách nebo se oddělují vazebnou čárkou. Chceme-li zdůraznit, že funkční skupina je komplex, uvedeme ji v hranaté závorce.

Např.: $\text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$, $\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$

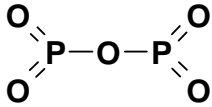
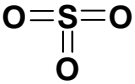
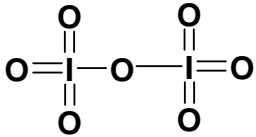
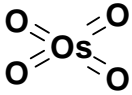
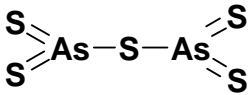
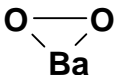
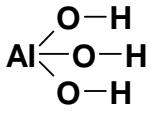
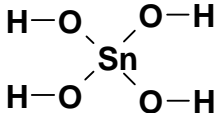
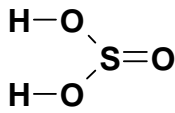
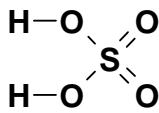
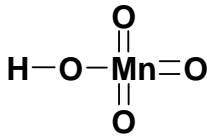
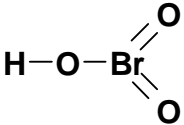
U sloučenin obsahujících krystalickou vodu se píše počet molekul vody za vzorec a oddělí se tečkou psanou na řádek (v názvu se čte plus).

Např.: $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$, $\text{SiO}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$

3. Strukturní vzorce

Strukturní (konstituční) vzorec udává druh a pořadí vazeb navzájem sloučených atomů. Vazebný elektronový pár se označuje čárkou. Při sestavování strukturních vzorců platí:

- Kyslík ve všech sloučeninách poskytuje dva vazebné elektrony.
- Vodík je v oxosloučeninách vázán na centrální atom přes kyslík.
- Počet vazeb vycházejících z každého atomu musí odpovídat jeho oxidačnímu číslu v dané sloučenině.

Racionální vzorec	Strukturní vzorec	Racionální vzorec	Strukturní vzorec
Li_2O	$\text{Li}-\text{O}-\text{Li}$	Fe_2O_3	$\text{O}=\text{Fe}-\text{O}-\text{Fe}=\text{O}$
CaO	$\text{Ca}=\text{O}$	CO_2	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
P_2O_5		SO_3	
I_2O_7		OsO_4	
Ag_2S	$\text{Ag}-\text{S}-\text{Ag}$	CuS	$\text{Cu}=\text{S}$
Sb_2S_3	$\text{S}=\text{Sb}-\text{S}-\text{Sb}=\text{S}$	As_2S_5	
Na_2O_2	$\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na}$	BaO_2	
KOH	$\text{K}-\text{O}-\text{H}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{H}-\text{O}-\text{Ca}-\text{O}-\text{H}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$		$\text{Sn}(\text{OH})_4$	
KCl	$\text{K}-\text{Cl}$	HClO	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$
MgBr_2	$\text{Br}-\text{Mg}-\text{Br}$	HNO_2	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$
HCl	$\text{H}-\text{Cl}$	H_2SO_3	
H_2S	$\text{H}-\text{S}-\text{H}$	H_2SO_4	
HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	HMnO_4	
HOCN	$\text{H}-\text{O}-\text{C}\equiv\text{N}$		
HNCO	$\text{H}-\text{N}=\text{C}=\text{O}$		
HBrO_3			

Racionální vzorec	Strukturní vzorec	Racionální vzorec	Strukturní vzorec
H_3PO_4	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O} \end{array}$	BaSO_4	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad / \\ \text{Ba} \quad \text{S} \\ / \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$
H_4SiO_4	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \quad \text{O}-\text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{Si} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$	KMnO_4	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{K}-\text{O}-\text{Mn}=\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$
$(\text{HOO})\text{NO}_2$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{N} \\ \backslash \\ \text{O} \end{array}$	$\text{Cd}(\text{OH})\text{Br}$	$\text{Br}-\text{Cd}-\text{O}-\text{H}$
$(\text{HOO})_2\text{CO}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{O} \\ / \\ \text{H}-\text{O}-\text{O} \end{array}$	H_2CS_3	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{S} \\ \diagdown \\ \text{C}=\text{S} \\ / \\ \text{H}-\text{S} \end{array}$
$(\text{HOO})\text{HSO}_3$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{S} \\ / \quad \backslash \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \end{array}$	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad / \\ \text{S} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H}-\text{S} \quad \text{O} \end{array}$
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \quad \text{O}-\text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{B}-\text{O}-\text{B} \\ \diagdown \quad / \\ \text{O} \quad \text{O} \\ // \quad \backslash \\ \text{B} \quad \text{B} \\ \backslash \quad / \\ \text{O} \quad \text{O} \\ // \quad \backslash \\ \text{B} \quad \text{B} \\ \diagdown \quad / \\ \text{O}-\text{H} \quad \text{H}-\text{O} \end{array}$	$\text{Bi}(\text{OH})\text{CO}_3$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagdown \quad / \\ \text{H}-\text{O}-\text{Bi} \quad \text{C}=\text{O} \\ / \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array}$
KCN	$\text{K}-\text{C}\equiv\text{N}$	ZnBrF	$\text{F}-\text{Zn}-\text{Br}$
$\text{Hg}(\text{SCN})_2$	$\begin{array}{c} \text{S}-\text{C}\equiv\text{N} \\ \diagdown \\ \text{Hg} \\ / \\ \text{S}-\text{C}\equiv\text{N} \end{array}$	$\text{Mg}_2\text{F}_2(\text{SO}_4)$	$\begin{array}{c} \text{F}-\text{Mg}-\text{O} \quad \text{O}-\text{Mg}-\text{F} \\ \diagdown \quad / \\ \text{S} \\ / \quad \backslash \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$
KClO	$\text{K}-\text{O}-\text{Cl}$	NaHSO_4	$\begin{array}{c} \text{Na}-\text{O} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad / \\ \text{S} \\ / \quad \backslash \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \end{array}$
NaNO_2	$\text{Na}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	LiH_2PO_4	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \\ \text{Li}-\text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O} \end{array}$
CaCO_3	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagdown \quad / \\ \text{Ca} \quad \text{C}=\text{O} \\ / \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array}$	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad / \\ \text{Al}-\text{O}-\text{N} \\ \backslash \quad / \\ \text{H}-\text{O} \quad \text{O} \end{array}$

Racionální vzorec	Strukturní vzorec	Racionální vzorec	Strukturní vzorec
$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$		CaHPO_4	
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$		$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	
$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$		$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	
NH_4NO_3		$\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2\text{F}_2$	
K_2SO_4		$\text{Al}_2\text{F}_3(\text{PO}_4)$	

Názvy sloučenin

Název sloučeniny se skládá z podstatného a přídavného jména. **Podstatné jméno** udává druh chemické sloučeniny. Název je buď obecný (kyselina, hydroxid, ...), nebo je odvozen od elektronegativní součásti této sloučeniny. Je-li elektronegativní složka tvořena atomem jediného prvku, použije se koncovka **-id** (oxid, sulfid, chlorid, nitrid, karbid, ...). Je-li tvořena více atomy, odvodí se název od centrálního atomu aniontu (uhličitan, síran, dusičnan, ...). **Přídavné jméno** charakterizuje elektropozitivní součást sloučeniny a má koncovku odpovídajícího kladného oxidačního čísla prvku v dané sloučenině.

Názvoslovné předpony

Názvoslovné předpony používáme k vyjádření stechiometrických poměrů ve sloučenině. K tomu slouží latinské resp. řecké názvy číslovek jednoduchých nebo násobných. Předpona mono- se vynechává (pokud nejde vysloveně o zdůraznění rozdílu mezi homologickými sloučeninami).

Číslovkové předpony

Číslovkové předpony			
Jednoduché		Násobné	
Číslovka	Název	Číslovka	Název
1	mono-	dvakrát	bis-
2	di-	třikrát	tris-
3	tri-	čtyřikrát	tetrakis-
4	tetra-	pětkrát	pentakis-
5	penta-	atd.	
6	hexa-		
7	hepta-		
8	okta-		
9	nona-		
10	deka-		
11	undeka-		
12	dodeka-		
atd.			

Číslovkové předpony se píšou dohromady se základem názvu složky.

Např.: dihydrogenfosforečnan sodný, kyselina tetrahydrogenkřemičitá, kyselina trithiouhličitaná, chlorid tetraamminměďnatý, dihydrát chloridu barnatého, ...

Názvoslovné přípony

Názvoslovné přípony tvoří v českém názvosloví charakteristické koncovky, které se používají k označení oxidačních čísel. Pro **kladná oxidační čísla** jsou příslušné koncovky uvedeny v následující tabulce. Pro **záporná oxidační čísla** se používá koncovka **-id** a to bez ohledu na jejich velikost (hydrid, selenid, fosfid, ...).

Kladné oxidační číslo	Názvoslovná přípona	
	u kationtů	u aniontů
I	-ný	-nan
II	-natý	-natan
III	-itý	-itan
IV	-ičitý	-ičitan
V	-ičný, -ečný	-ičnan, -ečnan
VI	-ový	-an
VII	-istý	-istan
VIII	-ičelý	-ičelan

Názvy oxidů

se skládají z podstatného jména **oxid** a přídavného jména s příslušnou názvoslovnou koncovkou kladného oxidačního čísla.

K_2O	oxid draselný	P_2O_5	oxid fosforečný
MgO	oxid hořečnatý	As_2O_5	oxid arseničný
Al_2O_3	oxid hlinitý	SO_3	oxid sírový
SO_2	oxid siřičitý	Cl_2O_7	oxid chloristý
		OsO_4	oxid osmičelý

Názvy peroxidů

se skládají z podstatného jména **peroxid** a přídavného jména s koncovkou oxidačního čísla. Pro H_2O_2 se však používá genitivu - peroxid vodíku.

Na_2O_2	peroxid sodný	BaO_2	peroxid barnatý
-----------	---------------	---------	-----------------

Názvy hydroxidů

mají podstatné jméno **hydroxid**.

KOH	hydroxid draselný	$Fe(OH)_3$	hydroxid železitý
$Ca(OH)_2$	hydroxid vápenatý	$Sn(OH)_4$	hydroxid cíničitý

Názvy kyselin

Názvy bezkyslíkatých kyselin

se tvoří z podstatného jména **kyselina** a přídavného jména s koncovkou **-ová** připojenou k názvu sloučeniny nekovu s vodíkem.

HCl	kyselina chlorovodíková	HI	kyselina jodovodíková
H ₂ S	kyselina sirovodíková	HCN	kyselina kyanovodíková

Názvy oxokyselin

se tvoří z podstatného jména **kyselina** a přídavného jména odvozeného od centrálního atomu s koncovkou odpovídajícího oxidačního čísla.

HCl ^I O	kyselina chlorná	HI ^V O ₃	kyselina jodičná
HN ^{III} O ₂	kyselina dusitá	H ₂ Se ^{VI} O ₄	kyselina selenová
H ₂ C ^{IV} O ₃	kyselina uhličitá	HMn ^{VII} O ₄	kys. manganistá

Tvoří-li prvek v témž oxidačním čísle několik kyselin s různým počtem atomů vodíku, připojuje se předpona **hydrogen-** spolu s číslovkovou předponou udávající počet vodíkových atomů.

HIO ₄	kyselina hydrogenjodistá
H ₃ IO ₅	kyselina trihydrogenjodistá
H ₅ IO ₆	kyselina pentahydrogenjodistá

Některé kyseliny mají triviální názvy, které se vymykají uvedeným názvoslovným pravidlům. Jsou to např.:

HOCN	kyselina kyanatá
HNCO	kyselina isokyanatá
HONC	kyselina fulminová
HSCN	kyselina rhodanovodíková (<i>systematicky: kys. thiokyanatá</i>)
H ₂ S _n O ₆	kyseliny polythionové (n = 2, 3, 4, ...)
H ₂ S ₄ O ₆	kyselina tetrathionová

Názvy peroxokyselin

Peroxokyseliny obsahují místo -O- skupinu -O-O-, pro kterou používáme předponu **peroxo-**.

(HOO)NO ₂	kyselina peroxodusičná
(HOO) ₂ CO	kyselina diperoxouhličitá

Názvy thiokyselin

se tvoří předponou **thio-**. Počet kyslíkových atomů nahrazených sírou se označuje číslovkovou předponou.

HSCN	kyselina thiokyanatá
H ₃ PO ₂ S ₂	kyselina dithiofosforečná
H ₂ CS ₃	kyselina trithiouhličítá
H ₂ S ₂ O ₃	kyselina thiosírová

Názvy isopolykyselin

Isopolykyseliny vznikají kondenzací monomerních jednotek, v nichž mají všechny centrální atomy stejná oxidační čísla. Počet centrálních atomů označuje číslovková předpona.

H ₂ S ₂ O ₇	kyselina dihydrogendisírová
H ₄ P ₂ O ₇	kyselina tetrahydrogendifosforečná
H ₂ Cr ₂ O ₇	kyselina dihydrogendichromová
H ₂ B ₄ O ₇	kyselina dihydrogentetraboritá

Názvy solí

Názvy solí bezkyslíkatých kyselin

V názvu těchto solí má podstatné jméno koncovku **-id**.

NaCl	chlorid sodný
AgBr	bromid stříbrný
NH ₄ I	jodid amonný
HgS	sulfid rtuťnatý
KCN	kyanid draselný

Názvy solí oxokyselin

Podstatné jméno má slovní základ kyselinotvorného prvku a příslušnou koncovku aniontu odvozenou od oxidačního čísla.

Na ₂ CO ₃	uhličitan sodný
AgNO ₃	dusičnan stříbrný
BaCrO ₄	chroman barnatý
KClO ₃	chlореčnan draselný
KMnO ₄	manganistan draselný

Názvy hydrogensolí

Tyto soli vznikají při částečné neutralizaci vícesytných kyselin. Přítomnost vodíkového atomu se vyjádří předponou **hydrogen-** (podle potřeby doplněnou číslovkovou předponou).

NaHCO_3	hydrogenuhličitan sodný
KH_2PO_4	dihydrogenfosforečnan draselný
NaHS	hydrogensulfid sodný

Názvy hydroxid solí

Tyto soli obsahují hydroxidové anionty OH^- a vznikají při částečné neutralizaci vícesytných hydroxidů. Ve vzorci se skupina OH píše do kulaté závorky, v názvu se odděluje pomlčkou. Podle potřeby se doplní jednoduchá číslovková předpona (např. di-, tri-, ...).

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$	chlorid-hydroxid hořečnatý
$\text{Cd}(\text{OH})\text{I}$	jodid-hydroxid kademnatý
$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	dusičnan-dihydroxid bismutitý
$\text{Al}(\text{OH})\text{CO}_3$	uhličitan-hydroxid hlinitý

Názvy solí podvojných kationtů

Tento druh solí obsahuje dva kationty. Ve vzorcích se píše v pořadí rostoucích oxidačních čísel (s výjimkou vodíku), při stejném oxidačním čísle v abecedním pořadí symbolů prvků. V názvech se čte pořadí kationtů stejně jak je zapsáno ve vzorci. Při psaní se názvy kationtů oddělují pomlčkou.

KMgF_3	fluorid draselno-hořečnatý
$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	síran draselno-hlinitý
NH_4MgPO_4	fosforečnan amonno-hořečnatý
$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	uhličitan vápenato-hořečnatý

Názvy solí smíšených aniontů

Ve vzorcích i v názvech se anionty uvádějí v abecedním pořadí symbolů prvků resp. centrálních atomů.

MgClF	chlorid-fluorid hořečnatý
$\text{Ca}_2\text{F}_2(\text{SO}_4)$	difluorid-síran vápenatý
$\text{Al}_2\text{F}_3(\text{PO}_4)$	trifluorid-fosforečnan hlinitý
$\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2\text{F}_2$	bis(uhličitan)-difluorid měďnatý

Opakování

1. Určete oxidační čísla všech prvků v následujících sloučeninách:
 K_2O , SnO , Fe_2O_3 , SO_2 , Mn_2O_7 , SO_3 , Cl_2O_5 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, Ag_2S , PbCl_2 , CuI_2 , HNO_2 ,
 H_3AsO_3 , Na_3PO_4 , MgHSbO_4 , $\text{Cd}(\text{OH})\text{Br}$.
2. Pojmenujte následující oxidy:
 Li_2O , SrO , As_2O_5 , Br_2O_7 , MnO_2 , Al_2O_3 , SnO , Bi_2O_3 , ZrO_2 , Cs_2O , MgO , B_2O_3 ,
 Sb_2O_3 , NO , OsO_4 , Ga_2O_3 , PtO_2 , Ir_2O_3 .
3. Napište vzorce následujících oxidů:
manganatý, hlinitý, wolframový, olovnatý, rutheničitý, nikelnatý, thallitý, rubidný,
olovičitý, chlorečný, manganistý, jodistý, titanitý, ceričitý, chromitý, sírový,
vanadičitý, molybdenový, chlorný, germaničitý, kobaltnatý, rtuťný.
4. Pojmenujte následující hydroxidy:
 CsOH , $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{Cd}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$.
5. Napište vzorce hydroxidů:
lithný, germaničitý, hlinitý, olovnatý, nikelnatý, stříbrný.
6. Vytvořte názvy následujících kyselin:
 - a) H_2S , HI , HF , HCN , HOCN ,
 - b) HNO_2 , H_3PO_4 , H_2MoO_4 , H_2SeO_3 , H_3BO_3 , H_2WO_4 , H_3AsO_3 , HClO_4 ,
 - c) H_3IO_5 , H_5ClO_6 , H_4SiO_4 , H_4CrO_5 , $(\text{HOO})\text{NO}_2$, $(\text{HOO})_2\text{CO}$,
 - d) HSCN , H_2CS_3 , $\text{H}_3\text{PO}_3\text{S}$, $\text{H}_3\text{AsO}_2\text{S}_2$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$,
 - e) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$.
7. Napište vzorce následujících kyselin:
 - a) bromovodíková, kyanovodíková, jodovodíková, isokyanatá,
 - b) uhličitá, dusičná, selenová, chromová, trihydrogenantimonitá, trihydrogenboritá,
bromičná, chloristá, manganová, dusitá, trihydrogenarseničná,
 - c) peroxodusitá, diperoxouhličitá, peroxosírová, triperoxofosforečná,
 - d) thiokyanatá, dithiouhličitá, thiosírová, trihydrogentetrathiofosforečná,
trihydrogendithioarseničná.
8. Pojmenujte následující soli:
 - a) NaBr , CuS , HgCl_2 , NH_4F , KCN , PbI_2 , FeCl_3 , CoS , Ag_2S ,
 - b) Li_2CO_3 , AgNO_3 , BaSO_4 , KClO_3 , PbWO_4 , CaSO_3 , NH_4IO_4 , NaBrO , K_2MoO_4 ,
 Ag_2SeO_3 , $\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Cu}_3(\text{AsO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$, AgMnO_4 , $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$,
 - c) KHSO_4 , MgHPO_4 , $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_3$, $\text{Pb}(\text{HSiO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{H}_2\text{PO}_3)_2$, BaHSbO_4 ,
 $\text{Cd}(\text{HMoO}_4)_2$, $\text{Hg}(\text{HS})_2$,
 - d) $\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$, $\text{Zn}(\text{OH})\text{I}$, $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Ga}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{OH})\text{CO}_3$,
 - e) $\text{Hg}(\text{SCN})_2$, K_2CS_3 , $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$, BaCr_2O_7 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $(\text{NH}_4)_4\text{P}_2\text{O}_7$,
 - f) ZnClF , $\text{Mg}_2\text{F}_2(\text{SO}_4)$, $\text{Bi}_2\text{F}_3(\text{PO}_4)$, $\text{Ni}_3(\text{CO}_3)_2\text{F}_2$.

9. Napište racionální vzorce následujících solí:

- a) sulfid železitý, chlorid hlinitý, kyanid rtuťnatý, bromid olovnatý, jodid cesný, chlorid cíničitý, hydrogensulfid stříbrný, hydrogensulfid barnatý, fluorid vápenatý,
- b) dusičnan zinečnatý, síran kademnatý, dusitan amonný, seleničitan strontnatý, chroman olovnatý, bromičnan draselný, jodistan železitý, molybdenan měďnatý, arseničnan lithný, selenan vápenatý,
- c) hydrogenuhličitan nikelnatý, hydrogenseleničitan rtuťnatý, dihydrogenfosforečnan hořečnatý, hydrogenarsenitan draselný, hydrogenchroman barnatý, dihydrogenantimoničnan hlinitý,
- d) chlorid-hydroxid kademnatý, fluorid-hydroxid zinečnatý, uhličitan-hydroxid gallitý, dusičnan-dihydroxid bismutitý,
- e) dithioughličitan sodný, thiokyanatan draselný, thiosíran sodný, trithiofosforečnan barnatý, dichroman olovnatý, disíran draselný, tetraboritan amonný,
- f) chlorid-fluorid vápenatý, difluorid-bis(uhličitan) olovnatý, trifluorid-arseničnan gallitý.

10. Napište následující kationty:

draselný, amonný, vápenatý, tetraamminměďnatý, železitý, hexaaquanikelnatý.

11. Napište následující anionty:

bromidový, bromičnanový, bromnanový, jodistanový, siřičitanový, sulfidový, kyanidový, thiosíranový, hydrogenuhličitanový, dihydrogenarsenitanový, thiokyanatanový, hydrogenantimoničnanový.

12. Pojmenujte následující kationty:

Cu^{2+} , Cd^{2+} , Ag^+ , $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

13. Pojmenujte následující anionty:

CN^- , I^- , NO_2^- , AsO_4^{3-} , SCN^- , H_2PO_3^- , HSO_3^- , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

Latinské názvosloví

Latinské názvosloví není zdaleka tak dokonalé a přehledné jako názvosloví české. Vedle pravidelných názvů se vyskytuje i řada výjimek a názvů vytvořených nikoliv podle systému, ale historicky. Rozhodující by mělo být znění uvedené v Českém lékopisu 1997 (ČL 97).

Podle vyhlášky ministerstva zdravotnictví je ČL 97 závazný pro organizace a odborné pracovníky podléající se na přípravě, výrobě, kontrole, hodnocení, uchovávání, předepisování a vydávání léčiv a zdravotnických potřeb uvedených v lékopisu. Tito pracovníci, mezi než patří lékaři, farmaceuti, chemici a laboranti, jsou povinni znát obsah lékopisu a řídit se jím. ČL 97 obsahuje tři svazky. 1. svazek zahrnuje všeobecnou část, popis zkušebních metod a přípravu reagentů. Ve 2. svazku je seznam všech léčiv a u nich název latinský a český, dále chemický vzorec (u organických sloučenin sumární i strukturní) a molární hmotnost. Dále jsou popsány vlastnosti léčiva, terapeutické dávky a další potřebné údaje. Ve 3. svazku jsou pak popsány léčivé přípravky (např. masti, sirupy, kapky apod.).

V současné době v souvislosti s připravovanou integrací České republiky do evropských struktur dochází i ke změnám v latinském názvosloví. Tradiční dosud uváděné názvy by měly být postupně nahrazovány tzv. **INN-názvy (mezinárodní nechráněné názvy - International Nonproprietary Names)**. Tyto změny se týkají především latinských názvů léčiv, ale rozdílné jsou i některé názvy anorganických sloučenin. Kromě změn názvoslovných pravidel dochází i ke změnám pravopisným. U anorganických sloučenin se to týká především slov oxidum a hydroxidum, v jejichž ekvivalentech v tradičním latinském názvosloví se píše oxydatum a hydroxydatum.

Protože v současnosti ještě nebyla nová pravidla jednoznačně přijata, uvádíme zde tradiční názvosloví a současně i zásady tvorby INN-názvů.

Názvy oxidů

Názvy oxidů se tvoří v tradičním latinském názvosloví několika způsoby. U **kovových prvků** poskytujících pouze **jeden** oxid se název vytvoří tak, že se k latinskému názvu prvku připojí přídatné jméno **oxydatum**.

Na₂O Natrium oxydatum

K₂O Kalium oxydatum

CaO Calcium oxydatum

ZnO Zincum oxydatum

BaO Barium oxydatum

MgO Magnesium oxydatum

Al₂O₃ Aluminium oxydatum

Bi₂O₃ Bismuthum oxydatum

Tvoří-li kovový prvek oxidy **dva**, pak název oxidu s **nižším** oxidačním číslem je tvořen přídavným jménem **oxydulatum**, pro **vyšší** oxidační číslo se použije **oxydatum**.

Cu ₂ O	Cuprum oxydulatum	Hg ₂ O	Hydrargyrum oxydulatum
CuO	Cuprum oxydatum	HgO	Hydrargyrum oxydatum
FeO	Ferrum oxydulatum	SnO	Stannum oxydulatum
Fe ₂ O ₃	Ferrum oxydatum	SnO ₂	Stannum oxydatum

U názvů oxidů **nekovových** prvků lze postupovat stejně, ale vhodnější je použít **latinského názvu příslušné kyseliny** s připojením **anhydricum**.

B ₂ O ₃	Acidum boricum anhydricum
SO ₂	Acidum sulfurosum anhydricum
SO ₃	Acidum sulfuricum anhydricum
As ₂ O ₃	Acidum arsenicosum anhydricum

Někdy se může název oxidu vytvořit i tak, že se označí počet kyslíkových atomů číslovkovou předponou. Tento způsob je použit zejména tam, kde příslušný oxid není anhydridem žádné kyseliny.

CO	Carboneum monoxydatum
CO ₂	Carboneum dioxydatum (Ac. carbonicum anhydricum)

V **INN-názvech** se oxidy nazývají **oxidum**. Název se tvoří bez ohledu na to, o jaký druh prvku jde. Použije se **latinský název prvku v genitivu** a podstatné jméno **oxidum**, které se podle potřeby doplní příslušnou číslovkovou předponou.

INN-názvy výše uvedených oxidů

Na ₂ O	Dinatrii oxidum	Fe ₂ O ₃	Diferri trioxidum
K ₂ O	Dikalii oxidum	Hg ₂ O	Dihydrargyri oxidum
CaO	Calcii oxidum	HgO	Hydrargyri oxidum
ZnO	Zinci oxidum	SnO	Stanni oxidum
BaO	Barii oxidum	SnO ₂	Stanni dioxidum
MgO	Magnesii oxidum	B ₂ O ₃	Dibori trioxidum
Al ₂ O ₃	Dialuminii trioxidum	SO ₂	Sulfuri dioxidum
Bi ₂ O ₃	Dibismuthi trioxidum	SO ₃	Sulfuri trioxidum
Cu ₂ O	Dicupri oxidum	As ₂ O ₃	Diarseni trioxidum
CuO	Cupri oxidum	CO	Carbonei oxidum
FeO	Ferri oxidum	CO ₂	Carbonei dioxidum

Názvy peroxidů

Tyto názvy se tvoří z latinského názvu prvku, k němuž se připojí **peroxydatum** (u INN-názevů je název prvku v genitivu, podstatné jméno má tvar **peroxidum**).

Na_2O_2	Natrium peroxydatum (Natrii peroxidum)
H_2O_2	Hydrogenium peroxydatum (Hydrogenii peroxidum)
MgO_2	Magnesium peroxydatum (Magnesii peroxidum)
BaO_2	Barium peroxydatum (Barii peroxidum)

Názvy hydroxidů

Hydroxidy se nazývají latinsky **hydroxydatum**. Tvoří-li se hydroxidy daného prvku ve dvou oxidačních číslech, pak se ještě doplní **oxydulatum** pro nižší a **oxydatum** pro vyšší oxidační číslo.

NaOH	Natrium hydroxydatum
Ca(OH)_2	Calcium hydroxydatum
Zn(OH)_2	Zincum hydroxydatum
CuOH	Cuprum hydroxydatum oxydulatum
Cu(OH)_2	Cuprum hydroxydatum oxydatum
Fe(OH)_2	Ferrum hydroxydatum oxydulatum
Fe(OH)_3	Ferrum hydroxydatum oxydatum

U INN-názevů hydroxidů se postupuje obdobně jako u názvů oxidů, tj. použije se název prvku v genitivu a podstatné jméno **hydroxidum** doplněné podle potřeby příslušnou číslovkovou předponou. Ta se použije jen v těch případech, kdy příslušný prvek tvoří více hydroxidů s různým oxidačním číslem kationtu.

INN-názvy uvedených hydroxidů

NaOH	Natrii hydroxidum
Ca(OH)_2	Calcii hydroxidum
Zn(OH)_2	Zinci hydroxidum
CuOH	Cupri hydroxidum
Cu(OH)_2	Cupri dihydroxidum
Fe(OH)_2	Ferri dihydroxidum
Fe(OH)_3	Ferri trihydroxidum

Názvy kyselin

Názvy kyselin se tvoří v tradičním názvosloví i u INN-názevů stejným způsobem.

Názvy bezkyslíkatých kyselin

Kyseliny se latinsky nazývají **acidum**. U bezkyslíkatých kyselin se použije předpona **hydro-** a přípona **-icum**.

HCl	Acidum hydrochloricum
HBr	Acidum hydrobromicum
H ₂ S	Acidum hydrosulfuricum
HCN	Acidum hydrocyanicum

Názvy oxokyselin

U oxokyselin je nutno nejprve rozhodnout, kolik kyselin daný prvek tvoří. Vzniká-li **jediná** oxokyselina, pak se název vytvoří příponou **-icum**.

H ₂ CO ₃	Acidum carbonicum
H ₃ BO ₃	Acidum boricum
H ₂ SiO ₃	Acidum silicicum
H ₂ MoO ₄	Acidum molybdaenicum

Tvoří-li prvek **dvě** oxokyseliny s různým oxidačním číslem centrálního atomu, pak se pro kyselinu odvozenou od **nižšího** oxidačního čísla použije přípona **-osum**, pro **vyšší** oxidační číslo přípona **-icum**.

H ₂ S ^{IV} O ₃	Acidum sulfurosum
H ₂ S ^{VI} O ₄	Acidum sulfuricum
HN ^{III} O ₂	Acidum nitrosum
HN ^V O ₃	Acidum nitricum
H ₃ P ^{III} O ₃	Acidum phosphorosum
H ₃ P ^V O ₄	Acidum phosphoricum

U halových prvků, které mohou tvořit až čtyři různé oxokyseliny, má nejnižší kyselina předponu **hypo-** a příponu **-osum**, vyšší má příponu **-osum**, další kyselina má příponu **-icum** a konečně nejvyšší kyselina má předponu **hyper-** (nebo **per-**) a příponu **-icum**.

$\text{HCl}^{\text{I}}\text{O}$	Acidum hypochlorosum
$\text{HCl}^{\text{III}}\text{O}_2$	Acidum chlorosum
$\text{HCl}^{\text{V}}\text{O}_3$	Acidum chloricum
$\text{HCl}^{\text{VII}}\text{O}_4$	Acidum hyperchloricum (perchloricum)

Tento způsob se nedůsledně používá i u některých jiných prvků. Např.:

$\text{H}_2\text{Mn}^{\text{VI}}\text{O}_4$	Acidum manganicum
$\text{HMn}^{\text{VII}}\text{O}_4$	Acidum hypermanganicum

Názvy solí

Názvy solí bezkyslíkatých kyselin

Tyto názvy se tvoří z latinského názvu kovu a koncovky **-atum**, která se připojí k názvu aniontu. Je-li třeba, označí se ještě nižší nebo vyšší oxidační číslo kationtu přidavným jménem oxydulatum (pro nižší) nebo oxydatum (pro vyšší) oxidační číslo.

NaCl	Natrium chloratum
AgI	Argentum iodatum
KCN	Kalium cyanatum
FeCl_2	Ferrum chloratum oxydulatum
FeCl_3	Ferrum chloratum oxydatum

V INN-názvech se použije opět název kationtu v genitivu, různá oxidační čísla se podle potřeby rozliší koncovkou **-osi** (pro **nižší**) nebo **-i** (pro **vyšší** oxidační číslo). Aniont má koncovku **-idum**.

INN-názvy uvedených solí bezkyslíkatých kyselin

NaCl	Natrii chloridum
AgI	Argentii iodidum
KCN	Kalii cyanidum
FeCl_2	Ferrosi chloridum
FeCl_3	Ferri chloridum

Názvy solí oxokyselin

Tyto názvy se utvoří z latinského názvu kovového prvku a latinského názvu původní kyseliny (event. s doložkou oxydulatum nebo oxydatum pro rozlišení oxidačního čísla kationtu).

Na_2CO_3	Natrium carbonicum
K_2SO_3	Kalium sulfurosum
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Calcium phosphoricum
NaClO	Natrium hypochlorosum
NH_4BrO_2	Ammonium bromosum
KIO_3	Kalium iodicum
$\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2$	Hydrargyrum hyperchloricum oxydatum
FeSO_4	Ferrum sulfuricum oxydulatum

V INN-názvech je uveden kationt v genitivu (podle potřeby se rozliší různá oxidační čísla koncovkou **-osi** nebo **-i**) a pro aniont se použije koncovka **-as**, pokud se jedná o sůl kyseliny s koncovkou **-icum**, nebo koncovka **-is** (pro soli kyselin s koncovkou **-osum**); případně se ještě doplní předpona **hypo-** nebo **hyper-** (per-) shodně s názvem původní kyseliny.

INN-názvy uvedených solí oxokyselin

Na_2CO_3	Natrii carbonas
K_2SO_3	Kalii sulfis
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Calcii phosphas
NaClO	Natrii hypochloris
NH_4BrO_2	Ammonii bromis
KIO_3	Kalii iodas
$\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2$	Hydrargyri hyperchloras (perchloras)
FeSO_4	Ferrosi sulfas

Názvy hydrogensolí

Tyto názvy se tvoří podobně jako v českém názvosloví, tj. pro přítomné vodíkové atomy se použije předpona **hydrogen-** doplněná podle potřeby ještě číslovkovou předponou. Dále platí pravidla stejná jako pro předchozí typy solí. V INN-názvech se používá předpona **hydrogeno-** (podle potřeby doplněná číslovkou předponou), ostatní pravidla jsou beze změn.

NaHS	Natrium hydrogensulfuratum
---------------	----------------------------

$\text{Cu}(\text{HS})_2$	Cuprum hydrogensulfuratum oxydatum
NaHCO_3	Natrium hydrogencarbonicum
$\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$	Barium hydrogensulfuricum
$\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2$	Ferrum hydrogensulfurosum oxydulatum
LiH_2PO_4	Lithium dihydrogenphosphoricum

Uvedenému způsobu se dává přednost, i když se připouštějí i další možnosti. Hydrogensoli dvojsytných kyselin mohou být také označovány s použitím předpony *bi-*.

NaHCO_3	Natrium bicarbonicum
KHSO_3	Kalium bisulfurosum

U trojsytných kyselin se může použít rovněž označení *monobasicum*, *dibasicum* nebo *tribasicum* podle počtu nahrazených vodíkových atomů.

NaH_2PO_4	Natrium phosphoricum monobasicum
Na_2HPO_4	Natrium phosphoricum dibasicum
Na_3PO_4	Natrium phosphoricum tribasicum

INN-názvy uvedených hydrogensolí

NaHS	Natrii hydrogenosulfuridum
$\text{Cu}(\text{HS})_2$	Cupri hydrogenosulfuridum
NaHCO_3	Natrii hydrogenocarbonas
$\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$	Barii hydrogenosulfas
LiH_2PO_4	Lithii dihydrogenophosphas
KHSO_3	Kalii hydrogenosulfis
NaH_2PO_4	Natrii dihydrogenophosphas
Na_2HPO_4	Natrii hydrogenophosphas
Na_3PO_4	Natrii phosphas

Názvy hydroxid solí

Pro tyto typy solí se v tradičním názvosloví i v INN-názvech použije předpona **sub-** před názvem aniontu.

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$	Magnesium subchloratum (Magnesii subchloridum)
$\text{Cd}(\text{OH})\text{I}$	Cadmium subiodatum (Cadmii subiodidum)
$\text{Al}(\text{OH})\text{CO}_3$	Aluminium subcarbonicum (Aluminii subcarbonas)

V tradičním názvosloví je možné použít i další způsob tvorby názvu hydroxid solí a to pomocí přídatného jména *basicum*.

Bi(OH)CO_3 Bismuthum carbonicum basicum

Hg(OH)NO_3 Hydrargyrum nitricum basicum

Tam, kde není latinský název zcela jednoznačný nebo v případech, kdy by mohlo dojít k nebezpečné záměně sloučenin, se uvádí v závorce i chemický vzorec.

Názvy hydrátů

V tradičním názvosloví se hydratované soli označí slovem **hydricum** s příslušnou číslovkovou předponou, u bezvodých solí (je-li to nutné) se použije **anhydricum**. U INN-názevů se používá přídatné jméno **hydricus** (s příslušnou číslovkovou předponou), u bezvodých solí se použije **anhydricus**.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ Cuprum sulfuricum oxydatum pentahydricum

Cupri sulfas pentahydricus

Na_2CO_3 Natrium carbonicum anhydricum

Natrii carbonas anhydricus

$\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$ Calcium sulfuricum hemihydricum

Calcii sulfas hemihydricus

Pro úplnost jsou uvedeny i latinské názvy některých organických kyselin, s nimiž se lze často setkat v biochemii. U aniontů se podle pravidel tzv. mezinárodního názvosloví připojuje koncovka **-át** (acetát, laktát, pyruvát apod.). U INN-názevů se používá koncovka **-as**.

Kyselina	Acidum	Aniont	INN-název
adipová	adipicum	adipát	adipas
askorbová	ascorbicum	askorbát	ascorbas
barbiturová	barbituricum	barbiturát	barbituras
benzoová	benzoicum	benzoát	benzoas
citronová	citricum	citrát	citras

Kyselina	Acidum	Aniont	INN-název
fenyloctová	fenylaceticum	fenylacetát	fenylacetas
ftalová	ftalicum	ftalát	ftalas
fumarová	fumaricum	fumarát	fumaras
gallová	gallicum	gallát	gallas
glutamová	glutamicum	glutamát	glutamas
glutarová	glutaricum	glutarát	glutaras
jablečná	malicum	malát	malas
jantarová	succinicum	sukcinát	succinas
kapronová	capronicum	kapronát	capronas
laurová	lauricum	laurát	lauras
listová	folicum	folát	folas
maleinová	maleinicum	maleinát	maleinas
malonová	malonicum	malonát	malonas
máselná	butyricum	butyrát	butyras
mléčná	lacticum	laktát	lactas
močová	uricum	urát	uras
mravenčí	formicum	formiát	formias
nikotinová	nicotinicum	nikotinát	nicotinas
octová	aceticum	acetát	acetas
olejová	oleicum	oleát	oleas
palmitová	palmiticum	palmitát	palmitas
propionová	propionicum	propionát	propionas
pyrohroznová	pyruvicum	pyruvát	pyruvas
salicylová	salicylicum	salicylát	salicylas
stearová	stearicum	stearát	stearas
šťavelová	oxalicum	oxalát	oxalas
valerová	valericum	valerát	valeras
vinná	tartaricum	tartarát	tartaras

Příklady některých latinských názvů (tradiční názvosloví)

Natrium oxydatum	oxid sodný	Na ₂ O
Lithium oxydatum	oxid lithný	Li ₂ O
Rubidium oxydatum	oxid rubidný	Rb ₂ O
Cuprum oxydulatum	oxid měďný	Cu ₂ O
Cuprum oxydatum	oxid měďnatý	CuO
Ferrum oxydulatum	oxid železnatý	FeO
Ferrum oxydatum	oxid železitý	Fe ₂ O ₃
Hydrargyrum oxydulatum	oxid rtuťný	Hg ₂ O
Hydrargyrum oxydatum	oxid rtuťnatý	HgO
Manganum oxydulatum	oxid manganatý	MnO
Manganum oxydatum	oxid manganitý	Mn ₂ O ₃
Manganum dioxydatum	oxid manganičitý	MnO ₂
Acidum manganicum anhydricum	oxid manganový	MnO ₃
Ac. hypermanganicum anhydricum	oxid manganistý	Mn ₂ O ₇
Carboneum monooxydatum	oxid uhelnatý	CO
Acidum carbonicum anhydricum	oxid uhličitý	CO ₂
Acidum silicicum anhydricum	oxid křemičitý	SiO ₂
Acidum sulfurosum anhydricum	oxid siřičitý	SO ₂
Acidum sulfuricum anhydricum	oxid sírový	SO ₃
Acidum arsenicosum anhydricum	oxid arsenitý	As ₂ O ₃
Acidum arsenicum anhydricum	oxid arseničný	As ₂ O ₅
Acidum phosphorosum anhydricum	oxid fosforitý	P ₂ O ₃
Acidum phosphoricum anhydricum	oxid fosforečný	P ₂ O ₅
Calcium hydroxydatum	hydroxid vápenatý	Ca(OH) ₂
Barium hydroxydatum	hydroxid barnatý	Ba(OH) ₂
Stannum hydroxydatum oxydulatum	hydroxid cínatý	Sn(OH) ₂
Stannum hydroxydatum oxydatum	hydroxid cíničitý	Sn(OH) ₄
Cuprum hydroxydatum oxydulatum	hydroxid měďný	CuOH
Cuprum hydroxydatum oxydatum	hydroxid měďnatý	Cu(OH) ₂
Ferrum hydroxydatum oxydulatum	hydroxid železnatý	Fe(OH) ₂
Ferrum hydroxydatum oxydatum	hydroxid železitý	Fe(OH) ₃

Acidum hydrochloricum	kys. chlorovodíková	HCl
Acidum hydrobromicum	kys. bromovodíková	HBr
Acidum hydroiodicum	kys. jodovodíková	HI
Acidum hydrosulfuricum	kys. sirovodíková	H ₂ S
Acidum hydrocyanicum	kys. kyanovodíková	HCN
Acidum carbonicum	kys. uhličitá	H ₂ CO ₃
Acidum silicicum	kys. křemičitá	H ₂ SiO ₃
Acidum sulfurosum	kys. siřičitá	H ₂ SO ₃
Acidum sulfuricum	kys. sírová	H ₂ SO ₄
Acidum nitrosum	kys. dusitá	HNO ₂
Acidum nitricum	kys. dusičná	HNO ₃
Acidum phosphorosum	kys. trihydrogenfosforitá	H ₃ PO ₃
Acidum phosphoricum	kys. trihydrogenfosforečná	H ₃ PO ₄
Acidum arsenicosum	kys. trihydrogenarsenitá	H ₃ AsO ₃
Acidum arsenicum	kys. trihydrogenarseničná	H ₃ AsO ₄
Acidum hypochlorosum	kys. chlorná	HClO
Acidum chlorosum	kys. chloritá	HClO ₂
Acidum chloricum	kys. chlorečná	HClO ₃
Acidum hyperchloricum	kys. chloristá	HClO ₄
Acidum hypobromosum	kys. bromná	HBrO
Acidum bromosum	kys. bromitá	HBrO ₂
Acidum bromicum	kys. bromičná	HBrO ₃
Acidum hyperbromicum	kys. bromistá	HBrO ₄
Acidum manganicum	kys. manganová	H ₂ MnO ₄
Acidum hypermanganicum	kys. manganistá	HMnO ₄
Natrium chloratum	chlorid sodný	NaCl
Ammonium bromatum	bromid amonný	NH ₄ Br
Kalium iodatum	jodid draselný	KI
Argentum sulfuratum	sulfid stříbrný	Ag ₂ S
Ferrum sulfuratum oxydulatum	sulfid železnatý	FeS
Ferrum sulfuratum oxydatum	sulfid železitý	Fe ₂ S ₃
Hydrargyrum chloratum oxydulatum	chlorid rtuťný	Hg ₂ Cl ₂

Hydrargyrum chloratum oxydatum	chlorid rtuťnatý	HgCl ₂
Kalium cyanatum	kyanid draselný	KCN
Calcium carbonicum	uhličitan vápenatý	CaCO ₃
Barium sulfurosum	siřičitan barnatý	BaSO ₃
Hydrargyrum nitricum oxydatum	dusičnan rtuťnatý	Hg(NO ₃) ₂
Ferrum sulfuricum oxydulatum	síran železnatý	FeSO ₄
Lithium phosphoricum	fosforečnan lithný	Li ₃ PO ₄
Kalium hypermanganicum	manganistan draselný	KMnO ₄
Natrium hypochlorosum	chlornan sodný	NaClO
Kalium iodicum	jodičnan draselný	KIO ₃
Natrium hydrogencarbonicum	hydrogenuhlčitan sodný	NaHCO ₃
Lithium dihydrogenphosphoricum	dihydrogenfosforečnan lithný	LiH ₂ PO ₄
Kalium dihydrogenarsenicum	dihydrogenarsenitan draselný	KH ₂ AsO ₃
Calcium hydrogenphosphoricum	hydrogenfosforečnan vápenatý	CaHPO ₄
Cadmium subchloratum	chlorid-hydroxid kademnatý	Cd(OH)Cl
Stibium subchloratum oxydulatum	chlorid-dihydroxid antimonitý	Sb(OH) ₂ Cl
Bismuthum subcarbonicum	uhličitan-hydroxid bismutitý	Bi(OH)CO ₃
Magnesium subnitricum	dusičnan-hydroxid hořečnatý	Mg(OH)NO ₃
Natrium thiosulfuricum	thiosíran sodný	Na ₂ S ₂ O ₃
Kalium dichromicum	dichroman draselný	K ₂ Cr ₂ O ₇
Natrium tetraboricum	tetraboritan sodný	Na ₂ B ₄ O ₇
Kalium trithiocarbonicum	trithiouhličitan draselný	K ₂ CS ₃
Natrium carbonicum decahydricum	dekahydrát uhličitanu sodného	Na ₂ CO ₃ · 10 H ₂ O

INN-názvy uvedených příkladů

Na ₂ O	Dinatrii oxidum	Fe ₂ O ₃	Diferri trioxidum
Li ₂ O	Dilithii oxidum	MnO	Mangani oxidum
Rb ₂ O	Dirubidii oxidum	Mn ₂ O ₃	Dimangani trioxidum
Cu ₂ O	Dicupri oxidum	MnO ₂	Mangani dioxidum
CuO	Cupri oxidum	MnO ₃	Mangani trioxidum
FeO	Ferri oxidum	Mn ₂ O ₇	Dimangani heptaoxidum

Hg ₂ O	Dihydragyri oxidum	SiO ₂	Silicii dioxidum
HgO	Hydragyri oxidum	As ₂ O ₃	Diarseni trioxidum
CO	Carbonei oxidum	As ₂ O ₅	Diarseni pentaoxidum
CO ₂	Carbonei dioxidum	P ₂ O ₃	Diphosphori trioxidum
SO ₂	Sulfuri dioxidum	P ₂ O ₅	Diphosphori pentaoxidum
SO ₃	Sulfuri trioxidum		
Ca(OH) ₂	Calcii hydroxidum	CuOH	Cupri hydroxidum
Ba(OH) ₂	Barii hydroxidum	Cu(OH) ₂	Cupri dihydroxidum
Sn(OH) ₂	Stanni dihydroxidum	Fe(OH) ₂	Ferri dihydroxidum
Sn(OH) ₄	Stanni tetrahydroxidum	Fe(OH) ₃	Ferri trihydroxidum
NaCl	Natrii chloridum	Hg ₂ Cl ₂	Hydrargyrosi chloridum
NH ₄ Br	Ammonii bromidum	HgCl ₂	Hydragyri chloridum
KI	Kalii iodidum	KCN	Kalii cyanidum
Ag ₂ S	Argenti sulfuridum		
FeS	Ferrosi sulfuridum	Fe ₂ S ₃	Ferri sulfuridum
CaCO ₃	Calcii carbonas	Li ₃ PO ₄	Lithii phosphas
BaSO ₃	Barii sulfis	KMnO ₄	Kalii hypermanganas
Hg(NO ₃) ₂	Hydragyri nitras	NaClO	Natrii hypochloris
FeSO ₄	Ferrosi sulfas	KIO ₃	Kalii iodas
NaHCO ₃	Natrii hydrogenocarbonas		
CaHPO ₄	Calcii hydrogenophosphas	LiH ₂ PO ₄	Lithii dihydrogenophosphas
Cd(OH)Cl	Cadmii subchloridum	Sb(OH) ₂ Cl	Stibiosi subchloridum
Bi(OH)CO ₃	Bismuthi subcarbonas	Mg(OH)NO ₃	Magnesii subnitras
Na ₂ S ₂ O ₃	Natrii thiosulfas	K ₂ Cr ₂ O ₇	Kalii dichromas
Na ₂ B ₄ O ₇	Natrii tetraboras	K ₂ CS ₃	Kalii trithiocarbonas
Na ₂ CO ₃ · 10 H ₂ O			Natrii carbonas decahydricus

Opakování

1. Pojmenujte latinsky tyto prvky:

- a) antimon, cín, hořčík, měď, olovo, rtuť, sodík, stříbro, vápník, draslík, železo, zlato, sodík, mangan,
- b) Al, B, Br, C, H, Hg, Mn, Mg, N, S, Ca, K, Si, Sn, Sb, Ni.

2. Pojmenujte česky následující prvky a napište jejich značky:

Aurum, Calcium, Cerium, Kalium, Magnesium, Manganum, Plumbum, Selenium, Silicium, Stannum, Strontium, Tantalum, Stibium, Hydrargyrum, Hydrogenium, Carboneum.

3. Pojmenujte latinsky tyto oxidy:

- a) K_2O , Rb_2O , CaO , ZnO , Al_2O_3 , CuO , FeO , SnO_2 , Bi_2O_3 , Ag_2O , Hg_2O , NiO , PbO_2 , MgO ,
- b) B_2O_3 , P_2O_3 , Sb_2O_5 , SO_2 , As_2O_3 , SiO_2 , WO_3 , OsO_4 , SeO_2 , Cl_2O_3 , Br_2O , I_2O_5 , Mn_2O_7 , CrO_3 , CO_2 ,
- c) CdO , SO_3 , Cl_2O_7 , BaO , Na_2O , I_2O_3 , P_2O_5 , Ga_2O_3 , Tl_2O_3 , HgO , Br_2O_5 , SrO , CoO , Fe_2O_3 , SeO_3 , Cs_2O , K_2O , CO_2 .

4. Napište vzorce následujících oxidů a uveďte český název:

- a) Strontium oxydatum, Argentum oxydatum, Cuprum oxydulatum, Ferrum oxydatum, Stannum oxydulatum, Plumbum oxydatum, Cobaltum oxydatum, Niccolum oxydatum, Magnesium oxydatum, Carboneum monooxydatum,
- b) Acidum sulfuricum anhydricum, Acidum nitrosum anhydricum, Acidum arsenicosum anhydricum, Acidum stibicum anhydricum, Acidum hyperbromicum anhydricum, Acidum hypochlorosum anhydricum, Acidum bromosum anhydricum, Acidum hypermanganicum anhydricum, Acidum selenicum anhydricum, Acidum molybdaenicum anhydricum.
- c) Dichromii trioxidum, Calcii oxidum, Carbonei dioxidum, Titanii dioxidum, Hydrargyri oxidum, Dimangani heptaoxidum

5. Pojmenujte latinsky tyto sloučeniny:

$Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Ni(OH)_2$, $CuOH$, $AgOH$, $Sn(OH)_4$, $Al(OH)_3$, H_2O_2 , K_2O_2 , BaO_2 , MgO_2 .

6. Napište vzorce následujících sloučenin a pojmenujte je česky:

Caesium hydroxydatum, Cadmium hydroxydatum, Cuprum hydroxydatum oxydatum, Ferrum hydroxydatum oxydulatum, Bismuthum hydroxydatum, Hydrargyrum hydroxydatum oxydatum, Barium peroxydatum, Natrium peroxydatum.

Cupri hydroxidum, Ferri trihydroxidum, Cobalti dihydroxidum, Niccoli hydroxidum, Stanni tetrahydroxidum, Kalii peroxidum

7. Pojmenujte latinsky tyto sloučeniny a napište jejich vzorec:

oxid vápenatý, hydroxid železitý, oxid fosforečný, hydroxid nikelnatý, oxid hořečnatý, oxid siřičitý, oxid selenový, oxid stříbrný, peroxid vodíku, oxid chlorečný, hydroxid bismutitý, oxid hlinitý, oxid chlorný, oxid arsenitý, hydroxid zinečnatý, hydroxid rtuťnatý, hydroxid kobaltitý, oxid molybdenový, oxid bromičný, oxid wolframový, hydroxid chromitý, peroxid barnatý, oxid olovičitý, peroxid lithný, hydroxid sodný, oxid manganový.

8. Pojmenujte latinsky tyto kyseliny:

a) HCl, HCN, H₂S, H₃BO₃, H₂MoO₄, HF, H₂CO₃, HI, H₂SiO₃,

b) H₂SO₃, HNO₃, H₃PO₄, H₂SeO₃, H₃AsO₃, H₃SbO₄, HNO₂, H₂SO₄, HClO₃, HIO, HMnO₄, HBrO₂,

c) fluorovodíková, dusičná, chlorečná, seleničitá, uhličitá, wolframová, křemičitá, siřičitá, chlorná, manganistá, chromová, jodistá, molybdenová, dusitá, sirovodíková, bromičná, trihydrogenfosforečná, sírová, kyanovodíková, trihydrogenboritá, trihydrogenarsenitá, manganová, jodná, bromovodíková, chloritá.

9. Napište vzorce následujících kyselin a uveďte český název:

Acidum nitricum, Acidum sulfuricum, Acidum molybdaenicum, Acidum hydrochloricum, Acidum carbonicum, Acidum selenicosum, Acidum iodosum, Acidum hypermanganicum, Acidum hydrocyanicum, Acidum hypochlorosum, Acidum trihydrogenarsenicum, Acidum silicicum, Acidum tetraboricum, Acidum chromicum, Acidum thiosulfuricum, Acidum trihydrogenboricum, Acidum bromosum, Acidum hyperchloricum, Acidum hydrofluoricum.

10. Pojmenujte česky tyto organické kyseliny:

Acidum formicicum, Acidum tartaricum, Acidum aceticum, Acidum lacticum, Acidum salicylicum, Acidum benzoicum, Acidum butyricum, Acidum oxalicum, Acidum succinicum, Acidum pyruvicum, Acidum uricum, Acidum malicum.

11. Pojmenujte latinsky tyto organické kyseliny:

mléčná, jantarová, listová, močová, mravenčí, stearová, šťavelová, jablečná, malonová, citronová, vinná.

12. Pojmenujte česky tyto anionty organických kyselin:

acetát, tartarát, urát, formiát, butyrát, glutamát, barbiturát, sukcinát, ftalát, malát, pyruvát.

acrylas, oxalas, maleinas, malonas, benzoas, propionas, salicylas, gallas, malas, lauras, acetas, pyruvas

13. Jak pojmenujete v biochemii tyto anionty?

jablečnan, octan, propionan, jantaran, vinan, gallan, citronan, močan, šťavelan, mravenčan, ftalan, mléčnan, palmitan, maleinan, citran.

Kvalitativní analýza kationtů a aniontů

Cílem kvalitativní analýzy je zjistit složení látek a k tomu se používají reakce, jejichž průběh je nápadný vznikem sraženiny, změnou zbarvení nebo vývojem charakteristického plynu. V našich cvičeních se budou reakce provádět ve vodném prostředí, kde většina anorganických sloučenin disociuje na ionty. V analyzovaném vzorku se dokazují nejdříve přítomné kationty, pak anionty. Analýza se provádí podle určitého systému, který je založen na **srážecích reakcích**. K tomu jsou vybrána určitá **srážecí činidla**, jejichž pořadí musí být dodrženo. Podle výsledku reakcí se rozdělují ionty do skupin. Ve skupinách se pak dokazují jednotlivé ionty pomocí dalších **specifických** nebo **selektivních reakcí**.

Níže uvedené úlohy jsou jednoduchou ukázkou důkazu přítomnosti některých iontů v roztoku. S praktickým využitím se lze setkat v nejrůznějších chemických oborech, z pohledu lékařské chemie např. při soudních analýzách, při ověřování čistoty léků, analýze močových konkrementů aj.

1. úloha:

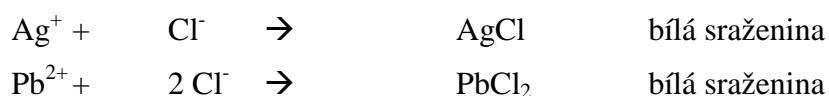
Důkaz kationtů

Nejdříve se kationty rozdělí do pěti skupin podle výsledku skupinových reakcí. K tomu použijete srážecí skupinová činidla v předepsaném pořadí. Pozitivní výsledek srážecí reakce určuje, kterou skupinu kationtů je třeba v roztoku hledat, negativní výsledek určitou skupinu vylučuje.

I. skupina: Ag^+ , Pb^{2+}

Činidlo: zředěný roztok HCl

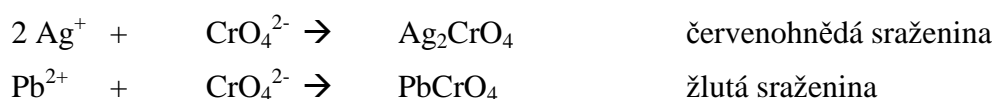
Připravíte si dvě zkumavky. Do první dáte asi 1 ml roztoku s ionty stříbrnými, do druhé dáte stejné množství roztoku s ionty olovnatými. Pak přidáte do každé zkumavky několik kapek činidla (zředěný roztok HCl). Pozorujete vznik bílé sraženiny chloridů.



Chlorid stříbrný je rozpustný v amoniaku. Zkoušku provedete takto: zkumavku se sraženinou AgCl protřepete a pak necháte chvíli stát, aby se sraženina usadila („sbalila“) na dně. Pak slijete roztok nad sraženinou, přidáte asi 5 ml zředěného amoniaku a dobře protřepete. Sraženina zmizí.



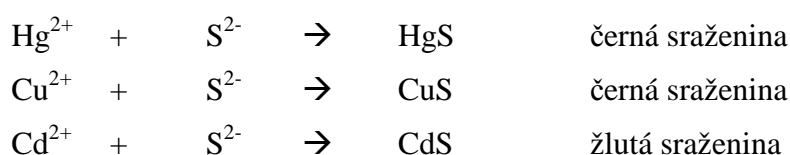
Chlorid olovnatý je v amoniaku nerozpustný. Oba kationy můžete rozlišit ještě další reakcí. Použijete k tomu opět původní roztok rozdělený do dvou zkumavek. K oběma přidáte asi 1 ml činidla (roztok K_2CrO_4). Vzniknou barevné sraženiny chromanů.



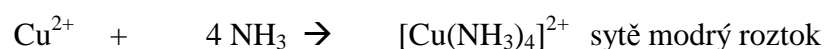
II. A skupina: Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+}

Činidlo: zředěný roztok HCl a sirovodíková voda

Připravíte si tři zkumavky s roztoky uvedených kationtů (asi 1 ml), přidáte několik kapek zředěného roztoku HCl a pak asi 1 ml sirovodíkové vody (pracujte v digestoři!). Vzniknou výrazně zbarvené sulfidy.



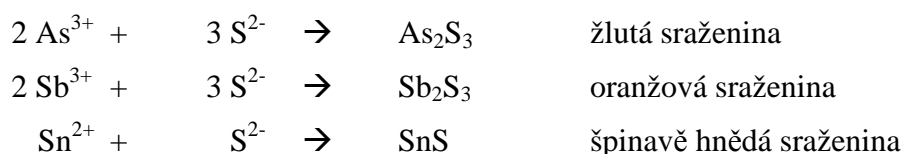
Sraženiny sulfidů jsou **nerozpustné** v polysulfidu amonném $(NH_4)_2S_x$. Bezpečně lze v této skupině určit ionty Cd^{2+} podle žluté barvy sulfidu. Ionty Hg^{2+} a Cu^{2+} rozlišíte podle barvy původního roztoku. Ionty rtuťnaté jsou v roztocích bezbarvé, ionty měďnaté tvoří modré komplexy $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$. Zbarvení je možno prohloubit amoniakem.



II. B skupina: As^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+}

Činidlo: zředěný roztok HCl a sirovodíková voda

Skupinovou reakci provedete stejně jako u II.A skupiny. Vzniknou barevné sulfidy, které jsou však **rozpustné** v polysulfidu amonném. Pečlivě provedete tuto zkoušku zejména u sraženiny As_2S_3 (možnost záměny s CdS).

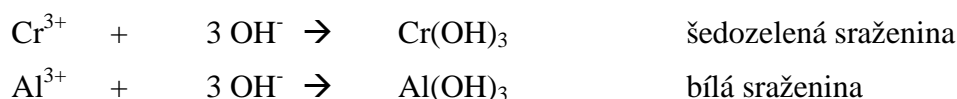


III. A skupina: Fe^{3+} , Cr^{3+} , Al^{3+}

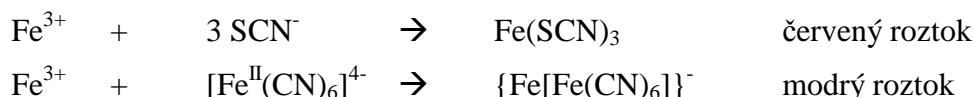
Činidlo: roztok NH_4Cl a zředěný amoniak

Ve III.A skupině se srážejí kationty Fe^{3+} , Cr^{3+} a Al^{3+} jako nerozpustné hydroxidy, avšak při srážení nesmí být překročeno pH 9, proto je nutná přítomnost NH_4Cl . Pokud by se tyto ionty srážely samotným amoniakem nebo přímo roztokem NaOH, mohl by se $Cr(OH)_3$ rozpustit na chromitan a podobně $Al(OH)_3$ na hlinitan.





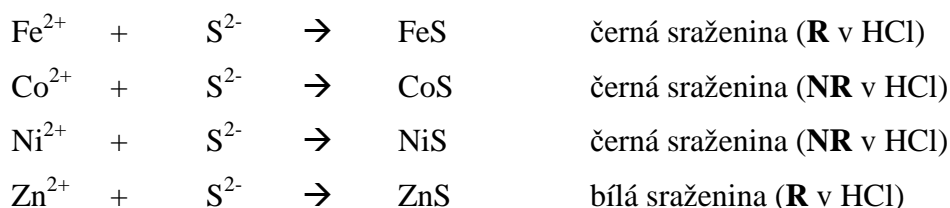
K rozlišení iontů v této skupině může přispět i zbarvení původních roztoků. Ionty Fe^{3+} jsou v roztoku žluté, ionty Cr^{3+} jsou lahově zelené a ionty Al^{3+} bezbarvé. Přítomnost iontů Fe^{3+} (nebo naopak jejich vyloučení) lze potvrdit dalšími dvěma výraznými reakcemi. Použije se původní roztok, k němuž se přidá buď thiokyanatan amonný (vyvine se intenzivně červené zbarvení) nebo roztok hexakynoželeznanu draselného (vyvine se sytě modré zbarvení, tzv. „berlínská modř“).



III. B skupina: Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+}

Činidlo: roztok $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ a zředěný amoniak

Ionty III.B skupiny se srážejí jako sulfidy nerozpustné v alkalickém prostředí. Proto musíte přidat nejprve několik kapek amoniaku a poté vlastní srážecí činidlo (pracujte v digestoři). Pozorujete vznik barevných sulfidů, které se liší rozpustností ve zředěné HCl .



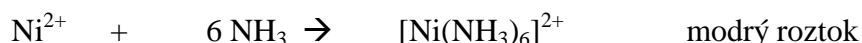
Bez problémů byste měli určit ionty Zn^{2+} , které tvoří bílý sulfid a navíc jsou (na rozdíl od ostatních iontů ve skupině) v původním roztoku bezbarvé. Vzhled dalších tří sulfidů je podobný, proto musíte zkoumat dál.

Ionty Fe^{2+} tvoří světle zelené roztoky a dávají výraznou barevnou reakci s hexakynoželezitanem draselným (modrý komplex „berlínské modři“).



Ionty Co^{2+} jsou v hydratované formě růžové, ztrátou vody zmodrají. Snadno se o tom přesvědčíte, kápnete-li roztok na filtrační papír a nad kahanem vysušíte. Na místě původního roztoku se objeví modrá skvrna. Dále lze prokázat ionty Co^{2+} reakcí s NH_4SCN . K 1 ml vzorku přidáme asi 1 ml činidla (nasycený roztok NH_4SCN), 1 ml amylalkoholu a důkladně protřepete. Po rozdělení fází bude horní (alkoholová) vrstva zbarvena modře.

Ionty Ni^{2+} lze snadno identifikovat, neboť jejich vodné roztoky jsou jasně zelené. Přidáním několika kapek amoniaku původní roztok zmodrá.

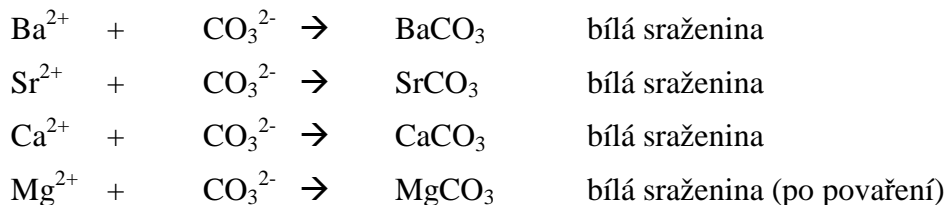


IV. A skupina: Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+}

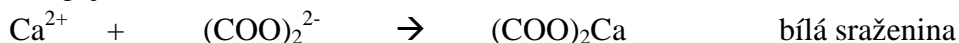
IV. B skupina: Mg^{2+}

Činidlo: roztok $(NH_4)_2CO_3$ a zředěný amoniak

Chování iontů IV. skupiny je velmi podobné a to činí při jejich důkazu jisté potíže. Všechny čtyři kationty dávají bílé, špatně rozpustné uhličitany. Ionty Ba^{2+} , Sr^{2+} a Ca^{2+} se srážejí ihned, ionty Mg^{2+} až po povaření.



Při rozlišování těchto kationtů budete postupovat dále takto: nejdříve dokážete (nebo vyloučíte) ionty Ca^{2+} . K 1 ml původního roztoku přidáte asi 1 ml roztoku kyseliny šťavelové. V přítomnosti vápenatých iontů se vytvoří bílá sraženina šťavelanu vápenatého. Ostatní ionty nereagují.



Rozlišení iontů Ba^{2+} a Sr^{2+} provedete plamennou zkouškou. Platinovou kličku vyžiháte a pak ještě horkou ponoříte do zkoumaného roztoku. Pak kličku přiložíte k dolní povrchové oblasti nesvítivého plamene a sledujete, zda se objeví záblesk zbarvení. Ionty barnaté barví plamen zeleně, strontnaté karmínově.

V. skupina: Li^+ , Na^+ , K^+ , NH_4^+

Činidlo: -

Důkaz kationtů V. skupiny je nejobtížnější. Nesrážejí se žádným skupinovým činidlem, snažíte se tedy prokázat každý iont jednotlivě.

Ionty Li^+ budete srážet roztokem Na_3PO_4 jako bílý špatně rozpustný fosforečnan. (Pozor na záměnu s ionty Mg^{2+} , které se chovají podobně!) Nesvítivý plamen barví ionty Li^+ karmínově (možnost záměny se Sr^{2+}).



Ionty Na^+ dávají za horka sraženinu antimoničnanu sodného. K 1 ml vzorku přidáte asi 1 ml činidla ($K[Sb(OH)_6]$) a chvíli povaříte. Pozorujete vznik bílé sraženiny.



Ionty K^+ dávají s koncentrovanou kyselinou chloristou (pozor žíravina!) sraženinu chloristanu draselného. K 1 ml vzorku přidáte opatrně činidlo ($HClO_4$) a pozorujete vznik bílé sraženiny.



Ionty NH_4^+ prokážete Nesslerovým činidlem (alkalický roztok tetrajodortuťnatanu rtuťnatého $Hg[HgI_4]$). Reakce je velmi citlivá, reagují i velmi zředěné roztoky. K 1 ml vzorku přidáte 1 ml zředěného roztoku $NaOH$ a několik kapek činidla. Pozorujete vznik hnědé sraženiny, u velmi zředěných roztoků žlutého zbarvení.

Přehled reakcí kationtů

Skupina	Činidlo	Kationt	Sraženina	Poznámka
I.	HCl	Ag ⁺	bílá	R v NH ₃ , NR v HNO ₃
		Pb ²⁺	bílá	R v horké vodě, NR v NH ₃
II. A	HCl	Cu ²⁺	černá	původní roztok modrý
	+	Hg ²⁺	černá	původní roztok bezbarvý
	H ₂ S	Cd ²⁺	žlutá	NR v (NH ₄)S _x
II. B	HCl	As ³⁺	žlutá	R v (NH ₄)S _x
	+	Sb ³⁺	oranžová	
	H ₂ S	Sn ²⁺	hnědá	
III. A	NH ₄ Cl	Fe ³⁺	hnědá	původní roztok žlutý
	+	Cr ³⁺	zelená	původní roztok zelený
	NH ₃	Al ³⁺	bílá	původní roztok bezbarvý
III. B	(NH ₄) ₂ S	Fe ²⁺	černá	původní roztok zelený
	+	Co ²⁺	černá	původní roztok růžový
	NH ₃	Ni ²⁺	černá	původní roztok zelený
		Zn ²⁺	bílá	původní roztok bezbarvý
IV. A	(NH ₄) ₂ CO ₃	Ba ²⁺	bílá	plamen zelený
	+	Sr ²⁺	bílá	plamen červený
	NH ₃	Ca ²⁺	bílá	
IV. B	(NH ₄) ₂ CO ₃ + NH ₃	Mg ²⁺	bílá	
V.	-	Li ⁺	-	
		Na ⁺	-	
		K ⁺	-	
		NH ₄ ⁺	-	

Vysvětlivky: **R** - rozpustná

NR - nerozpustná

2. úloha:

Důkaz aniontů

Při důkazu přítomných aniontů budete postupovat opět systematicky. Rozdělení do skupin provedete na základě výsledků reakce se skupinovými činidly. Ta jsou v tomto případě pouze dvě: AgNO_3 a $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Zařazení do skupiny provedete podle výsledků srážecích reakcí.

I. skupina: SO_4^{2-}

reakce: Ag^+ : nereaguje

Ba^{2+} : bílá sraženina

Do zkumavky dáte asi 1 ml roztoku iontů SO_4^{2-} a ověříte si, že vzniká bílá sraženina BaSO_4 , která je nerozpustná ve zředěné HNO_3 . Výsledek můžete potvrdit ještě s ionty Pb^{2+} , které tvoří bílou sraženinu PbSO_4 .

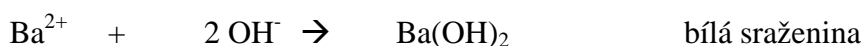
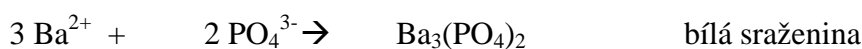
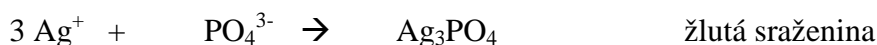


II. skupina: PO_4^{3-} , CrO_4^{2-} , OH^-

reakce: Ag^+ : výrazně barevná sraženina

Ba^{2+} : bílá nebo žlutá sraženina

Uvedené anionty dávají výrazně zbarvené, ve vodě nerozpustné stříbrné soli. Sráží se žlutý Ag_3PO_4 , červenohnědý Ag_2CrO_4 a tmavě hnědý AgOH , který se ihned přeměňuje na Ag_2O . Odpovídající barnaté soli jsou bílé nebo žluté. Všechny sraženiny jsou rozpustné ve zředěné HNO_3 .

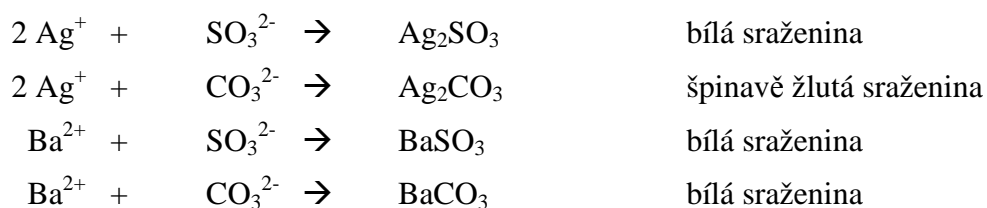


III. skupina: SO_3^{2-} , CO_3^{2-}

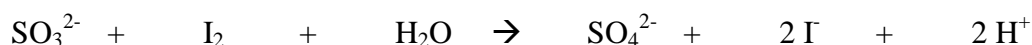
reakce: Ag^+ : bílá sraženina

Ba^{2+} : bílá sraženina

V této skupině vznikají vesměs bílé sraženiny s oběma skupinovými činidly, pouze sraženina Ag_2CO_3 je špinavě žlutá. Sraženiny stříbrných solí se snadno rozpouštějí ve zředěné HNO_3 i v amoniaku, barnaté soli jsou rozpustné pouze v HNO_3 .



Výsledek skupinových reakcí nedává možnost oba anionty spolehlivě rozlišit, proto musíte provést ještě další zkoušku. Je založena na tom, že siřičitany mají na rozdíl od uhličitanů redukční vlastnosti. Důkaz provedete s roztokem jodu. Bude-li se redukovat (a odbarvovat přeměnou na bezbarvý jodid), je přítomen siřičitan. Uhličitan jod neobarví. Zkoušku provedete tak, že do zkumavky dáte asi 1 ml vzorku, po kapkách budete přidávat roztok jodu a sledovat jeho chování ve zkumavce.

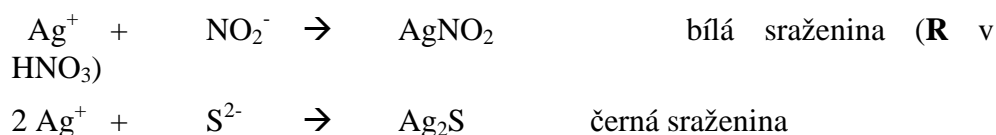


IV. skupina: NO_2^- , S^{2-}

reakce: Ag^+ : bílá nebo černá sraženina

Ba^{2+} : nereaguje

Sulfidy určíte snadno podle černé, prakticky nerozpustné sraženiny Ag_2S . U dusitanů musíte být pozornější, protože podobné bílé sraženiny se ještě vyskytují u dalších aniontů z V. A a V. B skupiny. Rozhodující je, že sraženina AgNO_2 je **rozpustná** ve zředěné kyselině dusičné.

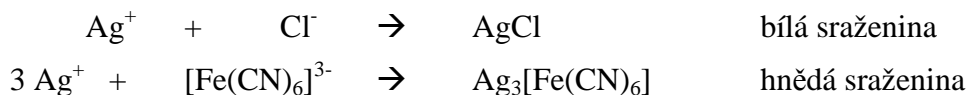


V.A skupina: Cl^- , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

reakce: Ag^+ : bílá nebo hnědá sraženina (R** v NH_3 , **NR** v HNO_3)**

Ba^{2+} : nereaguje

V této skupině byste měli bezpečně určit hexakynoželezitany. Původní roztok je světle žlutý, sraženina stříbrné soli je hnědá. Při jakékoliv pochybnosti máte ještě možnost využít k celkem jednoznačnému důkazu reakci s ionty Fe^{2+} (tvorba „berlinátu“). Bílou sraženinu AgCl můžete snadno zaměnit. Důležité je, že je **nerozpustná** ve zředěné HNO_3 , ale **rozpustná** v amoniaku.

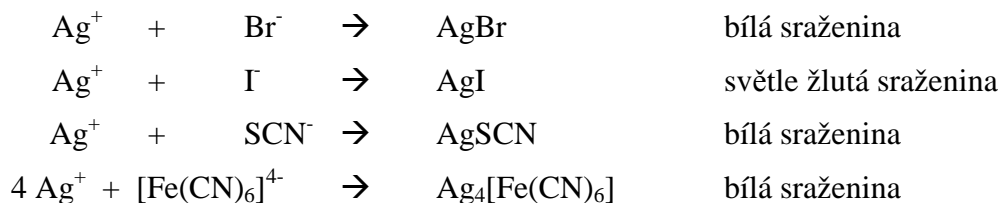


V.B skupina: Br^- , I^- , SCN^- , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

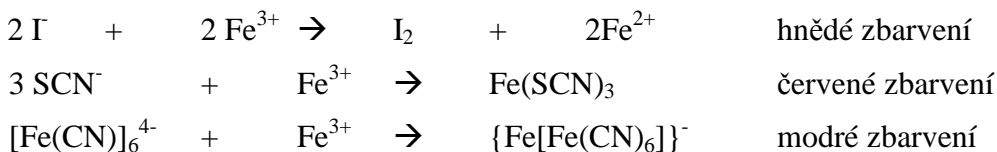
reakce: Ag^+ : bílá nebo žlutá sraženina (NR v NH_3 , NR v HNO_3)

Ba^{2+} : nereaguje

V této poměrně početné skupině na sebe upozorní především hexakynoželeznatany, protože jejich roztok je světle žlutý. Dále si lze povšimnout lehce nažloutlého zbarvení AgI.



Celkem snadno rozlišíte uvedené anionty po přidání roztoku FeCl_3 . Bromidy nereagují, jodidy se oxidují na jod (vzorek ve zkumavce zhnědne), thiokyanatany dávají sytě červený roztok $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ a hexakynoželeznatany vytvoří tmavě modrý „berlinát“. Připravíte si čtyři zkumavky se zkoumanými anionty, do každé přidáte činidlo (roztok FeCl_3) a výsledek reakce porovnáte.

**VI. skupina: NO_3^- , MnO_4^-**

reakce: Ag^+ : nereaguje

Ba^{2+} : nereaguje

K rozlišení uvedených dvou aniontů postačí zbarvení původního roztoku. Dusičnany jsou bezbarvé, manganistany výrazně červenofialové.

Přehled reakcí aniontů

Skupina	Aniont	Reakce s Ag ⁺	Reakce s Ba ²⁺
I.	SO ₄ ²⁻	-	sraženina bílá
II.	CrO ₄ ²⁻	sraženina červenohnědá	sraženina žlutá
	PO ₄ ³⁻	sraženina žlutá	sraženina bílá
	OH ⁻	sraženina hnědá	sraženina bílá
III.	SO ₃ ²⁻	sraženina bílá	sraženina bílá
	CO ₃ ²⁻	sraženina bílá	sraženina bílá
IV.	NO ₂ ⁻	sraženina bílá	-
	S ²⁻	sraženina černá	-
V. A	Cl ⁻	sraženina bílá	-
	[Fe(CN) ₆] ³⁻	sraženina hnědá	-
V. B	Br ⁻	sraženina bílá	-
	I ⁻	sraženina světle žlutá	-
	SCN ⁻	sraženina bílá	-
	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	sraženina bílá	-
VI.	NO ₃ ⁻	-	-
	MnO ₄ ⁻	-	-

Praktické provedení

Vyzkoušíte si všechny popsané reakce kationtů i aniontů. Základní roztoky a činidla máte na pracovním stole, ostatní jsou společné pro celou studijní skupinu. Získané poznatky si zapisujete do pracovního sešitu. Na závěr praktického cvičení obdržíte dva vzorky. Ve vzorku „K“ určíte neznámý kationt, ve vzorku „A“ neznámý aniont. Analytický postup, probíhající reakce a výsledky zkoušek zpracujete do písemného protokolu. Bude obsahovat tyto údaje:

1. Jméno, číslo studijní skupiny, datum konání praktického cvičení a pořadové číslo protokolu.
2. Popis analyzovaného vzorku.
3. Popis prováděných zkoušek.

4. Závěr: určený kationt (resp. aniont) a všechny reakce (v iontovém tvaru), které jste použili k důkazu.

Na závěr uklidíte své pracoviště, pracovní stůl předáte laborantce a u svého asistenta si necháte do laboratorního deníku potvrdit účast na praktickém cvičení.

Použité roztoky a činidla

1. úloha:

Roztoky kationtů ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)

I. skupina: Ag^+ (dusičnan stříbrný)

Pb^{2+} (dusičnan olovnatý)

II. A skupina: Hg^{2+} (dusičnan rtuťnatý)

Cu^{2+} (dusičnan měďnatý)

Cd^{2+} (dusičnan kademnatý)

II.B skupina: As^{3+} (10 g oxidu arsenitého rozpustit v 80 ml NaOH ($c = 1 \text{ mol/l}$), zneutralizovat HCl ($c = 1 \text{ mol/l}$) a doplnit vodou na 1 litr)

Sb^{3+} (chlorid antimonitý)

Sn^{2+} (chlorid cínatý)

III. A skupina: Fe^{3+} (chlorid železitý v HCl ($c = 0,1 \text{ mol/l}$))

Cr^{3+} (síran chromitý)

Al^{3+} (dusičnan hlinitý)

III. B skupina: Fe^{2+} (síran železnatý)

Co^{2+} (chlorid kobaltnatý)

Ni^{2+} (dusičnan nikelnatý)

Zn^{2+} (síran zinečnatý)

IV. skupina: Ba^{2+} (dusičnan barnatý)

Sr^{2+} (dusičnan strontnatý)

Ca^{2+} (chlorid vápenatý)

Mg^{2+} (síran hořečnatý)

V. skupina: Li^+ (chlorid lithný)

Na^+ (dusičnan sodný)

K^+ (dusičnan draselný)

NH_4^+ (chlorid amonný)

Činidla:

1. Kyselina sírová ($c = 2 \text{ mol/l}$)
2. Kyselina chlorovodíková ($c = 2 \text{ mol/l}$)
3. Kyselina chloristá (65% roztok)
4. Hydroxid sodný ($c = 2 \text{ mol/l}$)
5. Amoniak ($c = 2 \text{ mol/l}$)
6. Sirovodíková voda (nasycený roztok H_2S ve vodě)
7. Sulfid amonný (koncentrovaný amoniak se zředí vodou 1:1, rozdělí se na dvě části, jedna se nasytí H_2S a pak se roztoky spojí)
8. Polysulfid amonný (rozmělní se krystalická síra a rozpustí se v roztoku 1.7.)
9. Chlorid amonný ($c = 2 \text{ mol/l}$)
10. Uhličitan amonný ($c = 1 \text{ mol/l}$)
11. Chroman draselný ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
12. Fosforečnan sodný ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
13. Hexakynoželezitan draselný ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
14. Hexakynoželezitan draselný ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
15. Thiokyanatan amonný ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
16. Thiokyanatan amonný (nasycený roztok)
17. Kyselina šťavelová ($c = 1 \text{ mol/l}$)
18. Nesslerovo činidlo
(6 g HgCl_2 se rozpustí v 50 ml teplé vody (80°C) a vysráží se 7,4 g KI v 50 ml vody. Sraženina se promyje čtyřnásobnou dekantací po 20 ml vody a přidá se k ní 5 g KI. Směs se rozpustí přidáním malého množství vody a spláchne se do baňky objemu 100 ml, přidá se 65 ml 30% NaOH, doplní vodou na 100 ml a protřepe. Za 24 hod. se roztok nad sraženinou slije do tmavé lahvičky. Nutno chránit před parami amoniaku!)
19. Hexahydrooantimoničnan draselný (nasycený roztok) - (připraví se za tepla nasycený roztok a po zchlazení se zfiltruje)
20. Amylalkohol

2. úloha:

Roztoky aniontů ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)

- I. skupina: SO_4^{2-} (síran sodný)
- II. skupina: PO_4^{3-} (fosforečnan sodný)
- CrO_4^{2-} (chroman draselný)
- OH^- (hydroxid sodný)

- III. skupina: SO_3^{2-} (siřičitan sodný)
 CO_3^{2-} (uhliřitan sodný)
- IV. skupina: NO_2^- (dusitan sodný)
 S^{2-} (sulfid sodný)
- V. A skupina: Cl^- (chlorid sodný)
 $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ (hexakyanořezezitan draselný)
- V. B skupina: Br^- (bromid draselný)
 I^- (jodid draselný)
 $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ (hexakyanořezeznatan draselný)
 SCN^- (thiokyanatan amonný)
- VI. skupina: NO_3^- (dusiřnan sodný)
 MnO_4^- (manganistan draselný)

řinidla:

1. Kyselina dusiřná ($c = 2 \text{ mol/l}$)
2. Dusiřnan barnatý ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
3. Dusiřnan řtříbrný ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
4. Roztok jodu (4 g KI rozpustit ve 100 ml vody, řřidat 1,3 g jodu)
5. Chlorid řezezitý (0,1 mol/l) roztok v HCl (0,1 mol/l)

Vzorky:

1. Vzorek kationtu
2. Vzorek aniontu

Výpočtové úlohy

Chemie se zabývá studiem kvalitativních i kvantitativních vztahů mezi zkoumanými látkami. Řešení kvantitativních vztahů je často založeno na kombinaci experimentu a výpočtu. K získání potřebného výsledku je pak nutné zvládnout vedle experimentální techniky i „techniku chemických výpočtů“. Tato kapitola je proto věnována běžným výpočtovým úlohám, jejichž řešení je při studiu chemie i při práci v laboratoři nezbytné.

Jednotlivé veličiny vystupují navzájem v různých vztazích. Ty označíme jako **základní vztahy** (případně z nich odvodíme další **odvozené vztahy**) a poslouží nám k řešení všech výpočtových úloh. Při výpočtech budeme dodržovat pravidla pro zaokrouhlování čísel: následuje-li za poslední uvažovanou číslicí **5, 6, 7, 8, 9**, zaokrouhluje se směrem **nahoru** (k poslední uvažované číslici přičteme jedničku). Jsou-li za poslední číslicí **0, 1, 2, 3, 4**, zaokrouhluje se směrem **dolů** (zůstává tato číslice beze změny).

Přehled veličin, jednotek a jejich vztahů

	Veličina	Symbol	Jednotka*)	Vztah
1.	Hmotnost	m	g	-
2.	Objem	V	l (dm ³), ml (cm ³)	-
3.	Hustota	ρ	g/cm ³	$\rho = m : V$
4.	Látkové množství	n	mol	$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
5.	Molární hmotnost	M	g/mol	$M = m : n$
6.	Látková koncentrace	c	mol/l	$c = \frac{n}{V}, c = \frac{m}{M \cdot V}$
7.	Hmotnostní koncentrace	μ	g/l	$\mu = m : V, \mu = c \cdot M$
8.	Hmotnostní zlomek	w	-	$w = m_i : m$
9.	Hmotnostní procento	%	-	$\% = w \cdot 100$
10.	Vzájemná ekvivalence	-	-	$n_A = \frac{a}{b} \cdot n_B^{**})$ $n_A = \frac{a}{b} \cdot \frac{m_B}{M_B}$ $n_A = \frac{a}{b} \cdot c_B \cdot V_B$

*) Jsou uvedeny jednotky nejčastěji používané ve výpočtových úlohách.

***) Vztah **a / b** se označuje jako **stechiometrický faktor** a lze jej vypočítat dosazením stochiometrických koeficientů **a, b** reaktantů **A, B** v příslušné chemické rovnici.

Výpočty

1. Hustota

Hustota je vztah mezi hmotností a objemem látky. Základní jednotkou hustoty v SI soustavě je kg/m^3 , ve výpočtových úlohách budeme používat jednotku menší - (g/cm^3). Proto musíme dosazovat objem vždy v cm^3 (u roztoků v **ml**). S hustotou budeme nejčastěji počítat při převodech objemu roztoku na hmotnost a obráceně.

1. příklad

Vypočítejte hmotnost vodného roztoku NaCl, je-li objem 100 ml a hustota $1,20 \text{ g/cm}^3$.

Výpočet:

$$m = \rho \cdot V = 1,20 \cdot 100 = 120 \text{ g}$$

Hmotnost roztoku NaCl je 120 g.

2. příklad

Vypočítejte objem vodného roztoku HCl, je-li jeho hmotnost 500 g a hustota $1,15 \text{ g/cm}^3$.

Výpočet:

$$V = m : \rho = 500 : 1,15 = 434,8 \text{ ml}$$

Objem roztoku HCl je 434,8 ml.

3. Vypočítejte:

Jaký objem bude zaujímat:

- | | |
|---|-------------|
| a) 250 g roztoku H_2SO_4 (hustota $1,55 \text{ g/cm}^3$)? | (161,3 ml) |
| b) 1500 g roztoku NaOH (hustota $1,40 \text{ g/cm}^3$)? | (1071,4 ml) |
| c) 0,75 kg roztoku Na_2CO_3 (hustota $1,35 \text{ g/cm}^3$)? | (555,6 ml) |

Jakou hmotnost mají roztoky:

- | | |
|--|----------|
| a) 650 ml H_3PO_4 (hustota $1,70 \text{ g/cm}^3$)? | (1105 g) |
| b) 1,5 l H_2O_2 (hustota $1,10 \text{ g/cm}^3$)? | (1650 g) |
| c) 0,3 l $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (hustota $0,89 \text{ g/cm}^3$)? | (267 g) |

2. Látkové množství

Látkové množství je základní fyzikální veličina. Slouží k určování **množství** chemicky stejnorodé látky podle počtu elementárních jednotek, kterými mohou být atomy, molekuly, ionty, radikály, protony, elektrony apod. **Jednotkou** látkového množství je **mol**

(symbol mol). Je to takové množství chemicky stejnorodé látky, v němž je stejný počet elementárních jednotek, jako je atomů uhlíku v 12 g isotopu uhlíku ^{12}C . Tento počet je číselně roven **Avogadrově konstantě** N_A .

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Např.: 1 mol (C) obsahuje $6,023 \cdot 10^{23}$ atomů uhlíku
2 mol (O_2) ... $1,205 \cdot 10^{24}$ molekul kyslíku
0,1 mol (Cl^-) ... $6,023 \cdot 10^{22}$ aniontů Cl^-
0,5 mol (H^+) ... $3,012 \cdot 10^{23}$ protonů
 10^{-2} mol (e^-) ... $6,023 \cdot 10^{21}$ elektronů

1. příklad

Vypočítejte, kolik elementárních jednotek (j) obsahuje 0,1 mol kationtů Na^+ .

Výpočet:

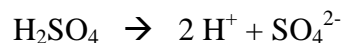
$$j(\text{Na}^+) = n \cdot N_A = 0,1 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 6,023 \cdot 10^{22}$$

0,1 mol Na^+ obsahuje $6,023 \cdot 10^{22}$ kationtů Na^+ .

2. příklad

Vypočítejte, kolik protonů (iontů H^+) se uvolní při úplné disociaci $3,2 \cdot 10^{-5}$ mol H_2SO_4 .

Výpočet:



$$n(\text{H}^+) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$n(\text{H}^+) = 2 \cdot 3,2 \cdot 10^{-5} = 6,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

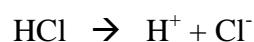
$$j(\text{H}^+) = n(\text{H}^+) \cdot N_A = 6,4 \cdot 10^{-5} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 3,85 \cdot 10^{19}$$

Celkem se uvolní $3,85 \cdot 10^{19}$ protonů.

3. příklad

Vypočítejte, jaké látkové množství HCl bylo rozpuštěno v roztoku, který obsahuje $4,22 \cdot 10^{20}$ iontů H^+ .

Výpočet:



$$j(\text{HCl}) = j(\text{H}^+) = 4,22 \cdot 10^{20}$$

$$n(\text{HCl}) = j(\text{HCl}) : N_A = (4,22 \cdot 10^{20}) : (6,023 \cdot 10^{23}) = 7,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Látkové množství HCl v roztoku je $7,0 \cdot 10^{-4}$ mol.

4. Vypočítejte, kolik elementárních jednotek obsahuje:

- a) 0,001 mol O₂ (6,02 · 10²⁰)
b) 6,5 · 10⁻² mol OH⁻ (3,91 · 10²¹)
c) 4,8 mmol protonů (2,89 · 10²¹)

5. Vypočítejte, kolik protonů se uvolní při úplné disociaci vodných roztoků obsahujících:

- a) 0,025 mol HNO₃ (1,50 · 10²²)
b) 7,3 · 10⁻⁴ mol H₂SO₄ (8,79 · 10²⁰)
c) 0,45 mmol H₃PO₄ (8,13 · 10²⁰)

6. Vypočítejte, kolik iontů se uvolní při úplné disociaci roztoků obsahujících:

- a) 35 mmol KBr (4,22 · 10²²)
b) 9,2 · 10⁻⁴ mol Na₂CO₃ (1,66 · 10²¹)
c) 6,2 · 10⁻⁵ mol K₃PO₄ (1,49 · 10²⁰)

7. Převed'te na látkové množství:

- a) 6,0 · 10¹⁹ iontů H⁺ (9,96 · 10⁻⁵ mol)
b) 5,8 · 10²⁵ elektronů (96,30 mol)
c) 8,4 · 10²¹ iontů Ba²⁺ (1,39 · 10⁻² mol)

Hmotnost molu se vyjadřuje pomocí **molární hmotnosti**, která udává hmotnost jednoho molu látky v jednotkách g/mol. Hodnoty molárních hmotností lze vypočítat z relativních atomových hmotností, které jsou uvedeny tabulkách. S molární hmotností je nutno kalkulovat při všech převodech látkového množství na hmotnost a obráceně.

1. příklad:

Vypočítejte látkové množství 1,17 g NaCl (M = 58,5 g/mol).

Výpočet:

$$n = m : M = 1,17 : 58,5 = 0,02 \text{ mol}$$

Látkové množství 1,17 g NaCl je 0,02 mol.

2. příklad:

Vypočítejte, jakou hmotnost má 0,2 mol Na_2CO_3 ($M = 106,0$ g/mol).

Výpočet:

$$m = n \cdot M = 0,2 \cdot 106,0 = 21,2 \text{ g}$$

Hmotnost 0,2 mol Na_2CO_3 je 21,2 g.

3. Vypočítejte látkové množství soli v roztoku, který obsahuje:

- | | |
|--|----------------------------|
| a) 32 g KCl ($M = 74,5$ g/mol) | (0,43 mol) |
| b) 1,2 mg Na_3PO_4 ($M = 163,9$ g/mol) | $(7,32 \cdot 10^{-6}$ mol) |
| c) 0,5 kg $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ($M = 381,4$ g/mol) | (1,31 mol) |

4. Kolik g látky je třeba rozpustit, aby roztok obsahoval:

- | | |
|--|----------|
| a) 0,05 mol NaOH ($M = 40,0$ g/mol)? | (2,0 g) |
| b) 6,5 mmol $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ($M = 248,2$ g/mol)? | (1,61 g) |
| c) 7,5 mmol NaCl ($M = 58,5$ g/mol)? | (0,44 g) |

3. Koncentrace

Množství látky rozpuštěné v roztoku se vyjadřuje pomocí koncentrace. **Látková koncentrace** udává látkové množství látky rozpuštěné v jednom litru roztoku. Její jednotkou je mol/l. Při počítání s látkovou koncentrací je tedy nutno dosazovat objem v litrech.

1. příklad:

Vypočítejte látkovou koncentraci roztoku NaOH, jsou-li ve 2 l roztoku rozpuštěny 3 mol NaOH.

Výpočet:

$$c = n : V = 3 : 2 = 1,5 \text{ mol/l}$$

Látková koncentrace roztoku NaOH je 1,5 mol/l.

2. příklad:

Vypočítejte, jaké látkové množství obsahuje 0,5 l roztoku NaCl ($c = 0,2$ mol/l).

Výpočet:

$$n = c \cdot V = 0,2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ mol}$$

V roztoku je rozpuštěno 0,1 mol NaCl.

3. příklad:

Jaké látkové množství Na_2CO_3 je třeba k přípravě 5 l roztoku látkové koncentrace 0,5 mol/l?

Výpočet:

$$n = c \cdot V = 0,5 \cdot 5 = 2,5 \text{ mol}$$

Je třeba rozpustit 2,5 mol Na_2CO_3 .

4. Vypočítejte látkovou koncentraci, obsahuje-li:

- a) 5 l roztoku 0,2 mol KOH (0,04 mol/l)
- b) 100 ml roztoku 0,05 mol HCl (0,5 mol/l)
- c) 2 l roztoku 25 mmol NaCl (12,5 mmol/l)

5. Vypočítejte, jaké látkové množství soli obsahuje:

- a) 2,5 l roztoku NaCl ($c = 0,5 \text{ mol/l}$) (1,25 mol)
- b) 0,25 l roztoku K_2SO_4 ($c = 1,5 \text{ mol/l}$) (0,37 mol)
- c) 350 ml roztoku $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ($c = 0,25 \text{ mol/l}$) (87,5 mmol)

6. Vypočítejte, jaký bude výsledný objem roztoku, máme-li rozpustit 2 mol KBr tak, aby vznikl roztok o koncentraci $c(\text{KBr}) = 0,25 \text{ mol/l}$. (8 l)

7. V jakém objemu je třeba rozpustit 0,3 mol NaOH, aby vznikl roztok o koncentraci $c(\text{NaOH}) = 150 \text{ mmol/l}$? (2 l)

Hmotnostní koncentrace udává počet gramů látky rozpuštěné v jednom litru roztoku a její jednotkou je g/l.

1. příklad:

Vypočítejte hmotnostní koncentraci, obsahuje-li 0,5 l roztoku 5,0 g NaCl.

Výpočet:

$$\mu = m : V = 5,0 : 0,5 = 10 \text{ g/l}$$

Hmotnostní koncentrace roztoku NaCl je 10 g/l.

2. příklad:

Vypočítejte, kolik g NaOH potřebujeme na přípravu 100 ml roztoku hmotnostní koncentrace $\mu(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ g/l}$.

Výpočet:

$$m = \mu \cdot V = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ g}$$

Na přípravu požadovaného roztoku je potřeba 0,02 g NaOH.

3. Vypočítejte, kolik gramů látky odvážíte na přípravu následujících roztoků:

- | | |
|---|-----------|
| a) 0,5 l roztoku KOH ($\mu = 0,25 \text{ g/l}$) | (0,125 g) |
| b) 300 ml roztoku Na_2SO_4 ($\mu = 450 \text{ mg/l}$) | (0,135 g) |
| c) 10 l roztoku NaCl ($\mu = 100 \text{ mg/l}$) | (1,0 g) |

4. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku, když:

- | | |
|--|-------------|
| a) 300 ml roztoku obsahuje 4,5 g K_2CO_3 | (15,0 g/l) |
| b) 4 l roztoku obsahuje 1,2 g KOH | (0,3 g/l) |
| c) 150 ml roztoku obsahuje 25 mg HCl | (0,167 g/l) |

5. Vypočítejte, jaký objem roztoku KMnO_4 o koncentraci 0,5 g/l lze připravit z 20 g látky.
(40 l)

Častým požadavkem zejména v analytické chemii je **převod látkové koncentrace na hmotnostní** a naopak. S výhodou použijeme upravený vztah:

$$\mu = c \cdot M$$

6. příklad:

Jaká je hmotnostní koncentrace roztoku NaCl ($c = 0,5 \text{ mol/l}$)? $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$

Výpočet:

$$\mu = c \cdot M = 0,5 \cdot 58,5 = 29,25 \text{ g/l}$$

Hmotnostní koncentrace roztoku NaCl je 29,25 g/l.

7. Převed'te na hmotnostní koncentraci následující údaje:

- | | |
|---|------------|
| a) $c(\text{HCl}) = 0,65 \text{ mol/l}$, $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$ | (23,7 g/l) |
| b) $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,084 \text{ mol/l}$, $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$ | (8,23 g/l) |
| c) $c(\text{NaOH}) = 58 \text{ mmol/l}$, $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g/mol}$ | (2,32 g/l) |

8. Jaká je látková koncentrace roztoků obsahujících:

- a) 25 g Na₂SO₄/l? $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,0 \text{ g/l}$ (0,176 mol/l)
b) 560 mg MgCl₂/l? $M(\text{MgCl}_2) = 95,2 \text{ g/l}$ (5,88 mmol/l)
c) 320 mg KOH/l? $M(\text{KOH}) = 56,1 \text{ g/l}$ (5,70 mmol/l)

Častým požadavkem v chemii je rovněž výpočet **hmotnosti látky** (tzv. navážky) pro přípravu požadovaného roztoku. S výhodou lze využít další upravený vztah:

$$m = c \cdot V \cdot M$$

9. příklad:

Kolik g NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$) bude potřeba na přípravu 500 ml roztoku látkové koncentrace $c(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ mol/l}$?

Výpočet:

$$m = c \cdot V \cdot M = 0,2 \cdot 0,5 \cdot 40 = 4,0 \text{ g}$$

Bude potřeba 4,0 g NaOH.

10. příklad:

Vypočítejte látkovou koncentraci roztoku, který obsahuje 5,0 g NaCl v 500 ml roztoku. $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$

Výpočet:

$$c = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{5,0}{58,5 \cdot 0,5} = 0,17 \text{ mol/l}$$

Látková koncentrace roztoku NaCl je 0,17 mol/l.

11. příklad:

Jaký objem roztoku KMnO₄ ($c = 0,02 \text{ mol/l}$) lze připravit z 10 g látky? $M(\text{KMnO}_4) = 158,0 \text{ g/mol}$

Výpočet:

$$V = \frac{m}{c \cdot M} = \frac{10}{0,02 \cdot 158} = 3,16 \text{ l}$$

Zásoba stačí na přípravu 3,16 l roztoku.

12. Vypočítejte, kolik g látky budete potřebovat na přípravu:

- a) 1,5 l roztoku NaCl ($c = 0,3 \text{ mol/l}$), $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$ (26,32 g)
b) 750 ml roztoku KOH ($c = 1,5 \text{ mol/l}$), $M(\text{KOH}) = 56,1 \text{ g/mol}$ (63,11 g)
c) 2,5 l roztoku močoviny ($c = 50 \text{ mmol/l}$), $M((\text{NH}_2)_2\text{CO}) = 60,0 \text{ g/mol}$ (7,5 g)

13. Vypočítejte látkovou koncentraci roztoku, který obsahuje:

- a) 620 g HCl ($M = 36,5 \text{ g/mol}$) v 10 l roztoku (1,70 mol/l)
b) 52 mg NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$) v 150 ml roztoku (8,67 mmol/l)
c) 3,5 g KBr ($M = 119,0 \text{ g/mol}$) v 600 ml roztoku (49 mmol/l)

Hmotnostní zlomek udává poměr hmotnosti složky k hmotnosti celku. Z hlediska roztoků to znamená poměr hmotnosti rozpuštěné látky k hmotnosti celého roztoku. V praxi se také vyjadřuje hmotnostní zlomek pomocí **hmotnostních procent**. Udávají hmotnost složky ve 100 g celku, tedy v roztocích počet gramů rozpuštěné látky ve 100 g celkového roztoku.

1. příklad:

Vypočítejte hmotnostní zlomek roztoku, který vznikne smícháním 20 g NaOH a 100 g vody.

Výpočet:

$$w = m_i : m = 20 : (20 + 100) = 0,167$$

Hmotnostní zlomek NaOH v roztoku je 0,167.

2. příklad:

Kolik g NaCl je třeba na přípravu 900 g roztoku ($w(\text{NaCl}) = 0,015$)?

Výpočet:

$$m_i = w \cdot m = 0,015 \cdot 900 = 13,5 \text{ g}$$

K přípravě roztoku je třeba 13,5 g NaCl.

3. příklad:

Kolik g NaOH bude třeba na přípravu 500 ml roztoku ($w = 0,15$)? $\rho(\text{NaOH}) = 1,16 \text{ g/cm}^3$

Výpočet:

$$m(\text{roztoku}) = \rho \cdot V = 1,16 \cdot 500 = 580 \text{ g}$$

$$m(\text{NaOH}) = w \cdot m_r = 0,15 \cdot 580 = 87,0 \text{ g}$$

Na přípravu roztoku bude třeba 87,0 g NaOH.

4. příklad:

Jaký obsah NaOH (v %) bude mít roztok, přidá-li se k 500 ml 10% roztoku ($\rho = 1,10 \text{ g/cm}^3$) 200 ml vody?

Výpočet:

$$m(\text{roztoku}) = \rho \cdot V = 1,10 \cdot 500 = 550 \text{ g}$$

$$m(\text{NaOH}) = w \cdot m_r = 0,1 \cdot 550 = 55 \text{ g}$$

$$\% \text{ NaOH} = \frac{m(\text{NaOH})}{m_r + m_{\text{voda}}} \cdot 100 = \frac{55}{550 + 200} \cdot 100 = 7,3\%$$

Roztok obsahuje 7,3% NaOH.

5. příklad:

Kolik ml roztoku 50% HNO_3 ($\rho_1 = 1,31 \text{ g/cm}^3$) je třeba na přípravu 1 l roztoku s obsahem 10% HNO_3 ($\rho_2 = 1,05 \text{ g/cm}^3$)?

Výpočet:

$$m(10\% \text{ roztoku}) = \rho_2 \cdot V_2 = 1,05 \cdot 1000 = 1050 \text{ g}$$

$$m(\text{HNO}_3) = m_i = w_2 \cdot m_{r2} = 0,1 \cdot 1050 = 105 \text{ g}$$

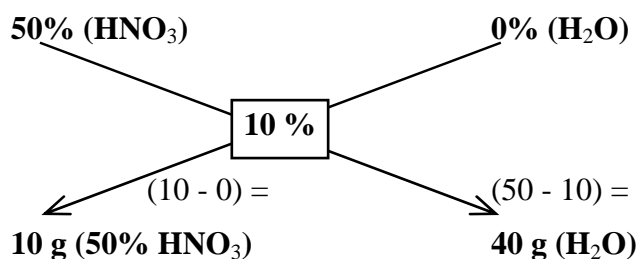
$$m(50\% \text{ roztoku}) = m_i : w_1 = 105 : 0,5 = 210 \text{ g}$$

$$V(50\% \text{ roztoku}) = m_{r1} : \rho_1 = 210 : 1,31 = 160,3 \text{ ml}$$

Na přípravu požadovaného roztoku je třeba 160,3 ml 50% HNO_3 .

Dobrou pomůckou při řešení podobných příkladů může být tzv. **směšovací (křížové) pravidlo**. Jeho použití je omezeno na případy, kdy všechny koncentrace roztoků (výchozího i konečného) jsou udány hmotnostním zlomkem nebo procenty.

Do **levého horního** rohu napíšeme koncentraci **výchozího** roztoku, do **pravého horního** rohu koncentraci **ředícího** roztoku. (Pokud ředíme vodou, napíšeme 0%.) **Uprostřed** je koncentrace **výsledného** roztoku. Čísla do kříže odečteme. **Vlevo dole** dostaneme počet **gramů výchozího** roztoku, **vpravo dole** počet **gramů ředícího** roztoku (event. vody). Pomocí křížového pravidla vyřešíme výše uvedený 5. příklad.

Výpočet:

⇒ celkem 50 g výsledného roztoku

↑	10 g (50% HNO ₃)	na 50 g (10% HNO ₃)	↑
	x g (50% HNO ₃)	na 1050 g (10% HNO ₃)	
$x = (10 \cdot 1050) : 50 = 210 \text{ g (tj. 160,3 ml)}$				

6. příklad:

Kolik ml 15% HCl je třeba na přípravu 2 l roztoku látkové koncentrace $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$?
 $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$

Výpočet:

$$m(\text{HCl}) = c \cdot V \cdot M = 0,1 \cdot 2 \cdot 36,5 = 7,3 \text{ g}$$

$$m(15\% \text{ roztoku}) = m(\text{HCl}) : w = 7,3 : 0,15 = 48,7 \text{ g}$$

$$V(15\% \text{ roztoku}) = m : \rho = 48,7 : 1,07 = 45,5 \text{ ml}$$

Na přípravu je třeba 45,5 ml 15% HCl.

7. Vypočítejte hmotnostní procenta roztoku, který vznikne smícháním:

a) 260 g KCl a 800 ml vody (24,5%)

b) 52 g Na₃PO₄ a 650 ml vody (7,41%)

c) 120 mg KBr a 10 ml vody (1,19%)

8. Kolik g látky je třeba na přípravu následujících roztoků?

a) 750 g 3,5% KOH (26,25 g)

b) 1,5 kg 8% NaCl (120 g)

c) 500 mg 20% NaOH (0,1 g)

9. Kolik g látky obsahuje:

a) 250 ml 3,5% NaOH (hustota: 1,02 g/cm³)? (9,01 g)

b) 850 ml 10% amoniaku (hustota: 0,96 g/cm³)? (81,6 g)

c) 0,7 l 30% K₂CO₃ (hustota: 1,30 g/cm³) (273 g)

10. Jaký bude hmotnostní zlomek $w(\text{HCl})$ v roztoku, smícháme-li 300 ml 15% HCl ($\rho = 1,07 \text{ g/cm}^3$) a 120 ml vody? (0,11)

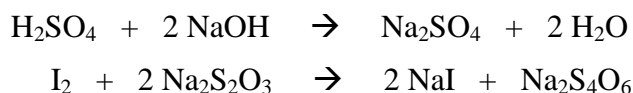
11. Kolik ml 80% H₂SO₄ (hustota: 1,73 g/cm³) bude potřeba na přípravu 1,5 l roztoku s obsahem 12% H₂SO₄ (hustota: 1,08 g/cm³)? (140,5 ml)

12. Kolik ml 40% NaOH (hustota: 1,43 g/cm³) je třeba na přípravu 2 l roztoku s obsahem 7,5% NaOH (hustota: 1,08 g/cm³)? (283,2 ml)
13. Kolik ml 5% HCl (hustota: 1,02 g/cm³) můžeme připravit z 1 l roztoku s obsahem 35% HCl (hustota: 1,17 g/cm³)? (8029,4 ml)
14. Kolik ml 60% HNO₃ (hustota: 1,37 g/cm³) budete potřebovat na přípravu 500 ml roztoku látkové koncentrace 0,5 mol/l? M(HNO₃) = 63,0 g/mol (19,0 ml)
15. Kolik ml 40% NaOH (hustota: 1,43 g/cm³) budete potřebovat na přípravu 2,5 l roztoku látkové koncentrace 0,8 mol/l? M(NaOH) = 40,0 g/mol (139,9 ml)
16. Kolik ml 90% H₂SO₄ (hustota: 1,81 g/cm³) je třeba na přípravu 250 ml roztoku o koncentraci c(H⁺) = 0,1 mol/l? M(H₂SO₄) = 98,1 g/mol (1,50 ml)

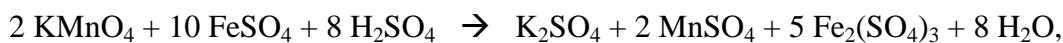
4. Vzájemná ekvivalence

Vzájemnou ekvivalenci dvou látek při chemické reakci lze zkoumat u dějů, které probíhají stechiometricky a dají se vyjádřit chemickou rovnicí.

Např.:



Na chemickém ději se může samozřejmě podílet i více látek, např.:



avšak vzájemná ekvivalence se posuzuje jen u té dvojice, jejíž interakce tvoří podstatu děje, tj. reaktanty se navzájem neutralizují, redukují a oxidují apod.

Poměr látkového množství sloučenin, které spolu reagují při chemické reakci lze vyjádřit poměrem malých celých čísel, což je jeden z nejstarších chemických zákonů (**Dalton**, 1802). Tak je:

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{SO}_4) / n(\text{NaOH}) &= 1 / 2 \\ n(\text{I}_2) / n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) &= 1 / 2 \\ n(\text{KMnO}_4) / n(\text{FeSO}_4) &= 2 / 10 = 1 / 5 \end{aligned}$$

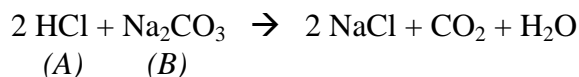


Poměr látkových množství reaktantů (n_A / n_B) vyjádřený poměrem stechiometrických koeficientů (a / b) se nazývá **stechiometrický faktor**.

1. příklad:

Určete stechiometrický faktor pro reakci kyseliny chlorovodíkové a uhličitanu sodného.

Výpočet:



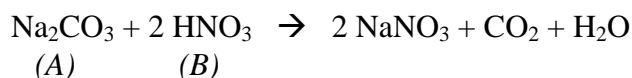
$$n_A / n_B = a / b = 2 / 1 = 2$$

Stechiometrický faktor $n(\text{HCl}) / n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ je 2.

2. příklad:

Vypočítejte, jaké látkové množství Na_2CO_3 je třeba k úplné neutralizaci 0,3 mol HNO_3 .

Výpočet:



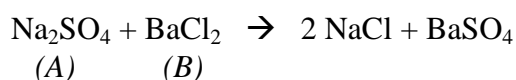
$$n_A = \frac{a}{b} \cdot n_B = \frac{1}{2} \cdot 0,3 = 0,15 \text{ mol}$$

K úplné neutralizaci 0,3 mol HNO_3 je třeba 0,15 mol Na_2CO_3 .

3. příklad:

Kolik g Na_2SO_4 ($M = 142,0 \text{ g/mol}$) je třeba k úplnému vysrážení 0,1 mol BaCl_2 ?

Výpočet:



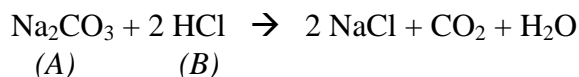
$$m_A = \frac{a}{b} \cdot n_B \cdot M_A = 1 \cdot 0,1 \cdot 142,0 = 14,2 \text{ g}$$

K vysrážení 0,1 mol BaSO_4 je třeba 14,2 g Na_2SO_4 .

4. příklad:

Kolik g Na_2CO_3 ($M = 106,0 \text{ g/mol}$) je třeba k úplné neutralizaci 7,3 g HCl ($M = 36,5 \text{ g/mol}$)?

Výpočet:



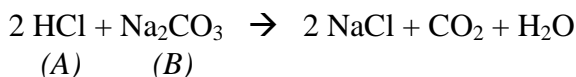
$$m_A = \frac{a}{b} \cdot \frac{m_B}{M_B} \cdot M_A = \frac{1}{2} \cdot \frac{7,3}{36,5} \cdot 106 = 10,6 \text{ g}$$

K neutralizaci 7,3 g HCl je třeba 10,6 g Na₂CO₃.

5. příklad:

Jakou látkovou koncentraci musí mít roztok HCl (M = 36,5 g/mol), když požadujeme, aby 1 ml tohoto roztoku zneutralizoval 1 mg Na₂CO₃ (M = 106,9 g/mol)?

Výpočet:



$$n_A = \frac{a}{b} \cdot \frac{m_B}{M_B} = \frac{2}{1} \cdot \frac{0,001}{106} = 1,89 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

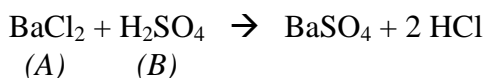
$$c_A = \frac{n_A}{V_A} = \frac{1,89 \cdot 10^{-5}}{0,001} = 1,89 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

Látková koncentrace roztoku HCl musí být 0,019 mol/l.

6. příklad:

Jaké látkové množství BaCl₂ obsahoval roztok, když na jeho úplné vysrážení bylo použito 0,2 l roztoku H₂SO₄ (c = 0,05 mol/l)?

Výpočet:



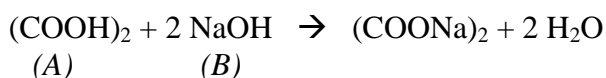
$$n_A = \frac{a}{b} \cdot c_B \cdot V_B = 1 \cdot 0,05 \cdot 0,2 = 0,01 \text{ mol}$$

Roztok obsahoval 0,01 mol BaCl₂.

7. příklad:

Kolik g kyseliny šťavelové (M = 90,0 g/mol) obsahoval roztok, když na jeho neutralizaci bylo použito 50 ml roztoku NaOH (c = 0,5 mol/l)?

Výpočet:



$$m_A = \frac{a}{b} \cdot c_B \cdot V_B \cdot M_A = \frac{1}{2} \cdot 0,5 \cdot 0,05 \cdot 90 = 1,125 \text{ g}$$

Roztok obsahoval 1,125 g kyseliny šťavelové.

8. Určete stechiometrický faktor pro následující reaktanty:

- | | |
|---|---|
| a) H_3PO_4 a KOH (1/3) | d) NaCl a $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (2/1) |
| b) H_2SO_4 a $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (1/1) | e) I_2 a Na_2SO_3 (1/1) |
| c) K_2CrO_4 a AgNO_3 (1/2) | f) KMnO_4 a FeSO_4 (1/5) |

9. Jaké látkové množství HCl obsahuje roztok, když na jeho neutralizaci bylo použito 1,2 g NaOH ($M=40,0$ g/mol)? (0,03 mol)

10. Kolik g AgNO_3 ($M = 169,9$ g/mol) použijeme k vysrážení 50 g KCl ($M = 74,5$ g/mol)? (113,9 g)

11. Kolik g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($M = 158,1$ g/mol) je třeba k úplné redukci 100 g jodu ($M(\text{I}_2) = 253,8$ g/mol)? (124,6 g)

12. Jakou látkovou koncentraci musí mít roztok AgNO_3 , požadujeme-li, aby 1 ml tohoto roztoku byl ekvivalentní 1 mg NaCl ($M = 58,5$ g/mol)? (17,09 mmol/l)

13. Kolik mg Na_2CO_3 ($M = 106,0$ g/mol) je třeba k úplné neutralizaci 20 ml roztoku HCl ($c = 0,05$ mol/l)? (0,053 g)

14. Jaké látkové množství H_2SO_4 obsahuje roztok, když na jeho neutralizaci bylo použito 500 ml roztoku KOH ($c = 0,25$ mol/l)? (62,5 mmol)

15. Jaké látkové množství KMnO_4 je třeba k úplné oxidaci 11,39 g FeSO_4 ($M = 151,9$ g/mol)? (0,015 mol)

16. Vypočítejte látkovou koncentraci roztoku KCl . 25 ml tohoto roztoku bylo kvantitativně vysráženo 12,4 ml roztoku AgNO_3 ($c = 50$ mmol/l). (24,8 mmol/l)

17. Jaký objem H_2SO_4 ($c = 0,2$ mol/l) potřebujeme na úplné vysrážení 500 ml roztoku $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ($c = 0,3$ mol/l)? (750,0 ml)

18. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku jodu ($M(\text{I}_2) = 253,8$ g/mol). 250 ml tohoto roztoku kvantitativně zoxidovalo 135 ml roztoku $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($c = 0,4$ mol/l). (27,4 g/l)

19. Jaká je hmotnostní koncentrace roztoku HCl ($M = 36,5$ g/mol)? 45 ml tohoto roztoku bylo kvantitativně zneutralizováno 60 ml roztoku K_2CO_3 ($c = 0,2$ mol/l). (19,5 g/l)

20. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku MgCl_2 ($M = 95,2$ g/mol). 25 ml tohoto roztoku bylo kvantitativně vysráženo 4,5 ml roztoku AgNO_3 ($c = 50$ mmol/l). (1,38 g/l)

Opakování

1. Kolik protonů se uvolní v 5000 ml roztoku HCl ($c = 0,25 \text{ mol/l}$)? (7,53 · 10²³)
2. Kolik aniontů OH⁻ je možno zneutralizovat v 0,2 l roztoku Ca(OH)₂ ($c = 0,4 \text{ mol/l}$)? (9,6 · 10²²)
3. Roztok obsahuje 8,5 · 10²¹ iontů barnatých. Jaké látkové množství Ba(NO₃)₂ bylo rozpuštěno? (0,0141 mol)
4. Kolik molekul N₂ obsahuje nádoba s 4 mol plynu? (2,41 · 10²⁴)
5. Jaké je látkové množství 3,5 g NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$)? (87,5 mmol)
6. Kolik g NaCl ($M = 58,5 \text{ g/mol}$) obsahuje roztok s 600 mmol Na⁺? (13,8 g)
7. Roztok má obsahovat 0,5 mol Ba²⁺. Kolik g BaCl₂ ($M = 208,2 \text{ g/mol}$) rozpustíte? (104,15 g)
8. Vypočítejte molární hmotnost Na₂CO₃. Látkové množství 0,75 mol má hmotnost 79,5 g. (106,0 g/mol)
9. Jaké látkové množství Cl⁻ obsahuje 35 g NaCl ($M = 58,5 \text{ g/mol}$)? (0,598 mol)
10. Kolik g CuSO₄ · 5 H₂O ($M = 249,7 \text{ g/mol}$) je třeba rozpustit, aby roztok obsahoval 50 mmol Cu²⁺? (12,5 g)
11. Jaké látkové množství Na⁺ obsahuje roztok, v němž bylo rozpuštěno 100 g Na₂HPO₄ · 12 H₂O ($M = 358,1 \text{ g/mol}$)? (0,558 mol)
12. Jaká je látková koncentrace roztoku, je-li rozpuštěno 2,2 mol KOH v 5000 ml roztoku? (0,44 mol/l)
13. Jaké látkové množství NaNO₃ je obsaženo v 300 ml roztoku látkové koncentrace 0,5 mol/l? (0,15 mol)
14. Na kolik litrů roztoku Na₂CO₃ ($c = 0,6 \text{ mol/l}$) stačí zásoba 15 mol látky? (25 l)
15. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku, který obsahuje 55 g KCl v 500 ml roztoku. (110 g/l)
16. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku, který obsahuje 0,8 mol KOH ($M = 56,1 \text{ g/mol}$) v 0,5 l roztoku. (89,76 g/l)
17. Kolik g Zn(NO₃)₂ odvážíte na přípravu 200 ml roztoku hmotnostní koncentrace 500 mg/l? (0,290 g)
18. V 500 ml roztoku je rozpuštěno 50 g FeCl₃ · 6 H₂O ($M = 270,3 \text{ g/mol}$). Jaká je látková koncentrace $c(\text{Fe}^{3+})$? (0,37 mol/l)
19. Kolik g Ni(NO₃)₂ · 6 H₂O ($M = 290,8 \text{ g/mol}$) je třeba na přípravu 400 ml roztoku o koncentraci $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,1 \text{ mol/l}$? (11,63 g)
20. Kolik mg NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$) obsahuje 450 ml roztoku látkové koncentrace 25 mmol/l? (450 mg)
21. Kolik g NaCl je třeba k přípravě 1280 g 3% roztoku? (38,4 g)
22. Jaký je hmotnostní zlomek Na₂CO₃ v roztoku, který vznikl smícháním 9 g soli a 85 ml vody? (0,096)

23. Jakou hmotnost má 280 ml roztoku KCl (hustota: $1,15 \text{ g/cm}^3$)? (322 g)
24. Kolik g NaOH je třeba na přípravu 245 g roztoku NaOH ($w = 0,025$)? (6,125 g)
25. Jaký objem zaujímá 600 g roztoku H_2SO_4 (hustota: $1,6 \text{ g/cm}^3$)? (375 ml)
26. Kolik g NaNO_3 je třeba na přípravu 500 ml 15% roztoku (hustota: $1,12 \text{ g/cm}^3$)? (84 g)
27. Kolik g H_2SO_4 obsahuje 200 ml 60% roztoku (hustota: $1,50 \text{ g/cm}^3$)? (180 g)
28. Jaký je hmotnostní zlomek NaCl v roztoku, který vznikl smícháním 120 g NaCl a 650 ml vody? (0,18)
29. K 850 ml 10% roztoku K_2CO_3 (hustota: $1,09 \text{ g/cm}^3$) bylo přidáno 300 ml vody. Jaká je výsledná koncentrace? (7,55%)
30. Roztok obsahuje 0,17 g bílkoviny v 800 ml roztoku. Jaká je koncentrace (mg/l)? (212,5 mg/l)
31. Kolik g glukosy je obsaženo v 400 ml roztoku o koncentraci 130 mg/l? (0,052 g)
32. Vypočítejte hmotnostní zlomek Na_2SO_4 v roztoku, který vznikl smícháním 15 g soli a 230 ml vody. (0,061)
33. Na kolik litrů roztoku o koncentraci 250 mg/l stačí zásoba 1,6 g NaCl? (6,4 l)
34. Kolik ml 30% methanolu (hustota: $0,951 \text{ g/cm}^3$) použijete na přípravu 300 ml 15% roztoku (hustota: $0,974 \text{ g/cm}^3$)? (153,6 ml)
35. Zuby horní čelisti mají celkovou hmotnost 22,50 g. Vypočítejte, kolik gramů vápníku obsahují, je-li $w(\text{Ca}) = 0,30$. (6,75 g)
36. Obsah síry v zubu je 0,14%. Vypočítejte, kolik mg síry obsahuje horní řezák o hmotnosti 1,2 g. (1,68 mg)
37. Kolik ml 60% ethanolu (hustota: $0,891 \text{ g/cm}^3$) potřebujeme na přípravu 250 ml 8% roztoku (hustota: $0,985 \text{ g/cm}^3$)? (36,85 ml)
38. Kolik ml 30% roztoku HCl (hustota: $1,15 \text{ g/cm}^3$) je třeba na přípravu 500 ml 5% roztoku (hustota: $1,02 \text{ g/cm}^3$)? (73,9 ml)
39. Pacient (hmotnost 60 kg) má dostat denně 1,5 mg léku na 1 kg tělesné hmotnosti. Kolik gramů léku podáte v jedné dávce, bude-li užívat přípravek s 10% účinné látky 3x denně? (0,3 g)
40. Ve 100 ml krevního séra je 2,5 mg hořčíku ($M = 24,3 \text{ g/mol}$). Uveďte látkovou koncentraci $c(\text{Mg}^{2+})$ v mmol/l. (1,029 mmol/l)
41. Hladina vápníku v séru je 2,5 mmol/l. Vypočítejte, kolik mg Ca ($M = 40,1 \text{ g/mol}$) je v 5,5 l séra. (551,4 mg)
42. U dospělého člověka (hmotnost 70 kg) činí celková tělesná tekutina v průměru 42 kg. Uveďte tento údaj v %. (60%)
43. Hmotnostní zlomek γ -globulinové frakce v séru je 0,161. Vypočítejte koncentraci (g/l), je-li hladina celkových plasmatických bílkovin 72,0 g/l. (11,6 g/l)
44. U dospělého člověka (hmotnost 70 kg) by měla činit zásoba tělesného tuku asi 19,3%. Kolik je to kg? (asi 13,5 kg)

45. Kolik g NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$) je třeba na přípravu 400 ml roztoku látkové koncentrace 0,25 mol/l? (4,0 g)
46. Kolik g $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12 \text{ H}_2\text{O}$ ($M = 358,1 \text{ g/mol}$) odvážíte na přípravu 100 ml roztoku látkové koncentrace 0,5 mol/l? (17,91 g)
47. Kolik ml 35% HCl (hustota: $1,17 \text{ g/cm}^3$) použijete na přípravu 1,5 l roztoku látkové koncentrace 0,75 mol/l? $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$ (100,3 ml)
48. Jaké látkové množství NaCl ($M = 58,5 \text{ g/mol}$) obsahuje 1 l 15% roztoku (hustota: $1,11 \text{ g/cm}^3$)? (2,85 mol)
49. Kolik ml 90% H_2SO_4 (hustota: $1,81 \text{ g/cm}^3$) je třeba k přípravě 500 ml roztoku látkové koncentrace 0,2 mol/l? $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$ (6,0 ml)
50. Oční voda s kyselinou boritou (Collyrium acidi borici) je 1,7% roztok H_3BO_3 . Kolik g této kyseliny obsahuje 250 g balení přípravku? (4,25 g)
51. V moči byla nalezena koncentrace chloridů 250 mmol/l. Kolik g NaCl ($M = 58,5 \text{ g/mol}$) se vyloučilo močí za 24 hodin při objemu moči 2,2 l/24 hod. (32,2 g)
52. Máme připravit 2000 ml roztoku s ionty Fe^{3+} ($c = 0,25 \text{ mol/l}$). Kolik g $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$ ($M = 270,3 \text{ g/mol}$) pro tento účel použijete? (135,15 g)
53. Kolik ml 30% H_2O_2 (hustota: $1,11 \text{ g/cm}^3$) je třeba na přípravu 0,5 l desinfekčního roztoku (3% H_2O_2 - hustota: $1,02 \text{ g/cm}^3$)? (45,5 ml)
54. Kolik g KMnO_4 ($M = 158,0 \text{ g/mol}$) je třeba na přípravu 5000 ml roztoku o koncentraci 0,01 mol/l? (7,9 g)
55. V 500 ml roztoku je rozpuštěno 13,5 g KOH ($M = 56,1 \text{ g/mol}$). Vypočítejte látkovou koncentraci. (0,481 mol/l)
56. 300 ml roztoku obsahuje 25 g Na_2HPO_4 ($M = 142,0 \text{ g/mol}$). Vypočítejte $c(\text{Na}^+)$. (1,173 mol/l)
57. Určete stechiometrický faktor pro reakci kyseliny sírové a hydroxidu sodného. (1/2)
58. Jaké látkové množství Na_2CO_3 je třeba k úplné neutralizaci 3,5 mol HCl? (1,75 mol)
59. Kolik g KOH ($M = 56,1 \text{ g/mol}$) spotřebujeme na úplnou neutralizaci 4,2 mol H_3PO_4 ? (706,9 g)
60. Roztok HNO_3 ($M = 63,0 \text{ g/mol}$) byl zneutralizován 20 g NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$). Kolik g HNO_3 bylo v roztoku? (31,5 g)
61. Jaké látkové množství NaOH obsahuje roztok? Na jeho neutralizaci se spotřebovalo 15 g $(\text{COOH})_2$ ($M=90,0 \text{ g/mol}$). (0,33 mol)
62. Jaká musí být látková koncentrace roztoku AgNO_3 , požadujeme-li, aby 1 ml tohoto roztoku vysrážel 1 mg NaCl ($M=58,5 \text{ g/mol}$)? (0,0171 mol/l)
63. Kolik g BaCl_2 ($M = 208,2 \text{ g/mol}$) je třeba k úplnému vysrážení 250 ml roztoku H_2SO_4 ($c = 0,5 \text{ mol/l}$)? (26,03 g)
64. Kolik ml roztoku NaOH ($c = 0,25 \text{ mol/l}$) je třeba k neutralizaci 30 ml roztoku CH_3COOH ($c = 0,85 \text{ mol/l}$)? (102,0 ml)

65. Jakou látkovou koncentraci má roztok jodu? 100 ml tohoto roztoku beze zbytku zreagovalo s 85 ml roztoku $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($c = 0,05 \text{ mol/l}$). (42,5 mmol/l)
66. Jaká je hmotnostní koncentrace vzorku NaBr ($M = 102,9 \text{ g/mol}$)? Na vysrážení 40 ml roztoku bylo použito 120 ml roztoku AgNO_3 ($c = 0,01 \text{ mol/l}$). (3,087 g/l)
67. Kolik litrů roztoku H_2SO_4 ($c = 0,5 \text{ mol/l}$) je třeba k vysrážení přesně 5 mol $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$? (10,0 l)
68. Kolik g NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$) obsahuje roztok, na jehož neutralizaci bylo použito 175 ml roztoku H_2SO_4 ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) (1,4 g)
69. Roztok vznikl rozpuštěním 1,2 g NaCl ($M = 58,5 \text{ g/mol}$) se značným množstvím nečistot. Vypočítejte, kolik % NaCl obsahuje, když na jeho úplné vysrážení bylo použito 150 ml roztoku AgNO_3 ($c = 0,1 \text{ mol/l}$). (73,1%)
70. Vypočítejte, kolik % vody obsahuje kyselina šťavelová. Bylo rozpuštěno 12,607 g hydratované látky. Spotřeba na její neutralizaci činila 200 ml roztoku KOH ($c = 1,0 \text{ mol/l}$). $M(\text{COOH})_2 = 90,0 \text{ g/mol}$ (28,61%)

Odměrná analýza

Odměrné analýza využívá v praxi vztahu vzájemné ekvivalence:

$$n_A = \frac{a}{b} \cdot n_B$$

Mezi oběma reaktanty musí probíhat rychle a bez vedlejších reakcí definovaný chemický děj (neutralizace, oxidace a redukce či iontová výměna), který lze jednoznačně popsat stechiometrickou rovnicí.

Při vlastním provádění odměrné analýzy (tzv. **titraci**) se měří objemy (odtud odměrná analýza) a porovnávají koncentrace obou reaktantů:

$$c_A \cdot V_A = \frac{a}{b} \cdot c_B \cdot V_B$$

Látkou A je vždy **zkoumaný vzorek** nebo **standardní roztok** a pro lepší přehlednost budeme všechny údaje s nimi spojené označovat indexem **-v-** (pro vzorek) nebo **-st-** pro standard. **Látku B** budeme označovat jako **titrační roztok (TR)** a u všech symbolů použijeme index **-t-**. (Titrační roztok se rovněž označuje jako titrační činidlo nebo odměrný roztok či odměrné činidlo.) **Stechiometrický poměr** reaktantů a/b budeme označovat jako **titrační faktor** (symbol **-f-**) a odvodíme jej z průběhu titrační reakce. Tedy:

$$\begin{aligned} c_v \cdot V_v &= c_t \cdot V_t \cdot f_v & f_v &= n_v / n_t \\ c_{st} \cdot V_{st} &= c_t \cdot V_t \cdot f_{st} & f_{st} &= n_{st} / n_t \end{aligned}$$

Objemy V_v , V_{st} , V_t dosazujeme vždy v **mililitrech**, pro objem V_t se používá označení **spotřeba** (symbol **-sp-**). Koncentraci titračního roztoku (c_t) dosazujeme v jednotkách, které jsou žádány u vzorku, tj. v **mol/l** (pokud jsou koncentrace velmi malé, pak v **mmol/l**).

Základem každé titrace je průběh příslušné chemické reakce. Při **vzájemné rekombinaci iontů** probíhají titrace

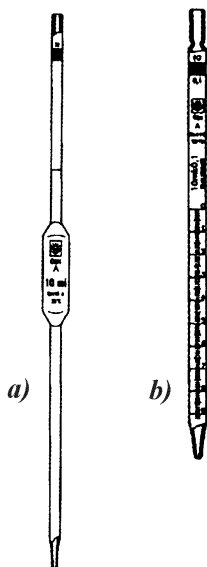
- a) **neutralizační** $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ (vzniká voda)
- b) **srážecí** $Me^+ + X^- \rightarrow MeX$ (vzniká nerozpustná sraženina)
- c) **komplexotvorné** $Me^+ + X^- \rightarrow [MeX]$ (vzniká nedisociovaný komplex)

Při **elektronové výměně** provádíme

- a) **oxidimetrii** $X \rightarrow X^{n+} + n e^-$ (vzorek se oxiduje)
- b) **reduktometrii** $Y^{n+} + n e^- \rightarrow Y$ (vzorek se redukuje)

Název titrační metody se odvozuje od titračního roztoku. Je buď **obecný** (alkalimetrie, acidimetrie, oxidimetrie) nebo **speciální**, odvozený od použitého titračního činidla (manganometrie, jodometrie, argentometrie).

Na začátku každé titrace je třeba věnovat velkou pozornost **kvantifikaci vzorku**. Vychází-li se z pevné látky, pak se na analytických vahách přesně odváží potřebné množství vzorku, beze zbytku rozpustí v destilované vodě a ztitruje. Vychází-li se z roztoku, pak jej lze rovněž odvážit, ale častěji se odměruje vhodný objem. Pro tyto účely se používají **pipety**. Jsou to odměrné nádoby kalibrované **na vylití**, tzn. že požadovanému

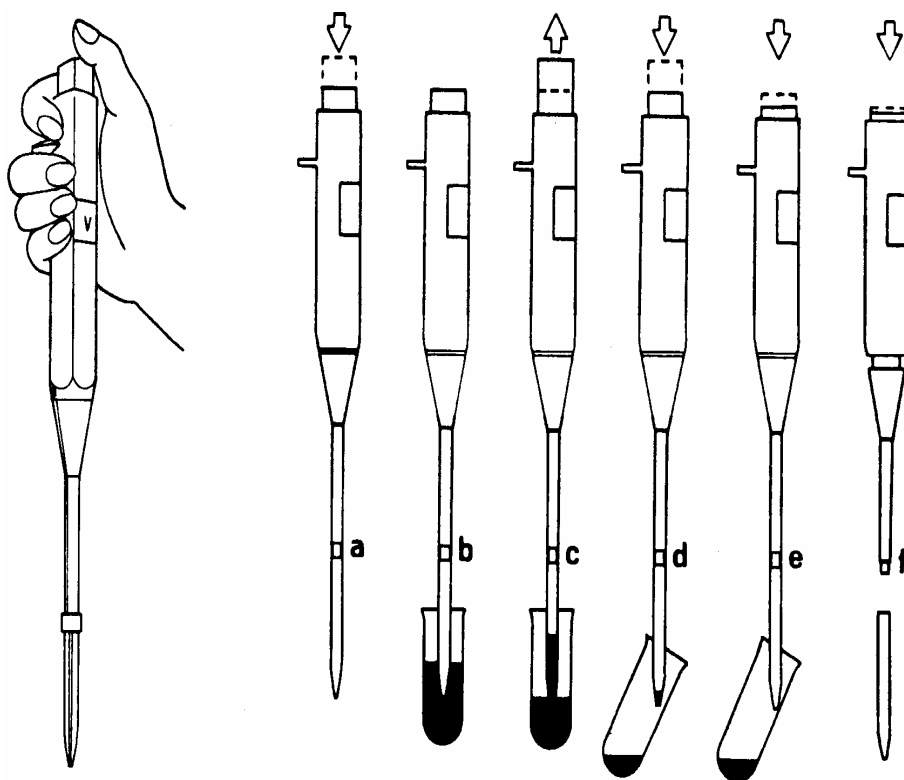


a) pipeta jednorázová
b) pipeta dělená

objemu odpovídá množství roztoku, které z pipety vyteklo. Pipety se vyrábějí v různých velikostech. Jsou buď **jednorázové**, určené k měření jednoho objemu (např. na objem 1, 2, 5, 10 nebo 25 ml) nebo **dělené** (stupnice dělí udané objemy na menší jednotky). Velikost pipety a její dělení je na ní uvedeno. Např. označení **2 IN 1/50 ml** znamená: celkový objem pipety je 2 ml, 1 dílek = 1/50 ml. Dále je uvedena i teplota, při níž má být objem měřen (20°C). Odečítá se poloha **dolního** menisku kapaliny při poloze pipety ve výšce oka.

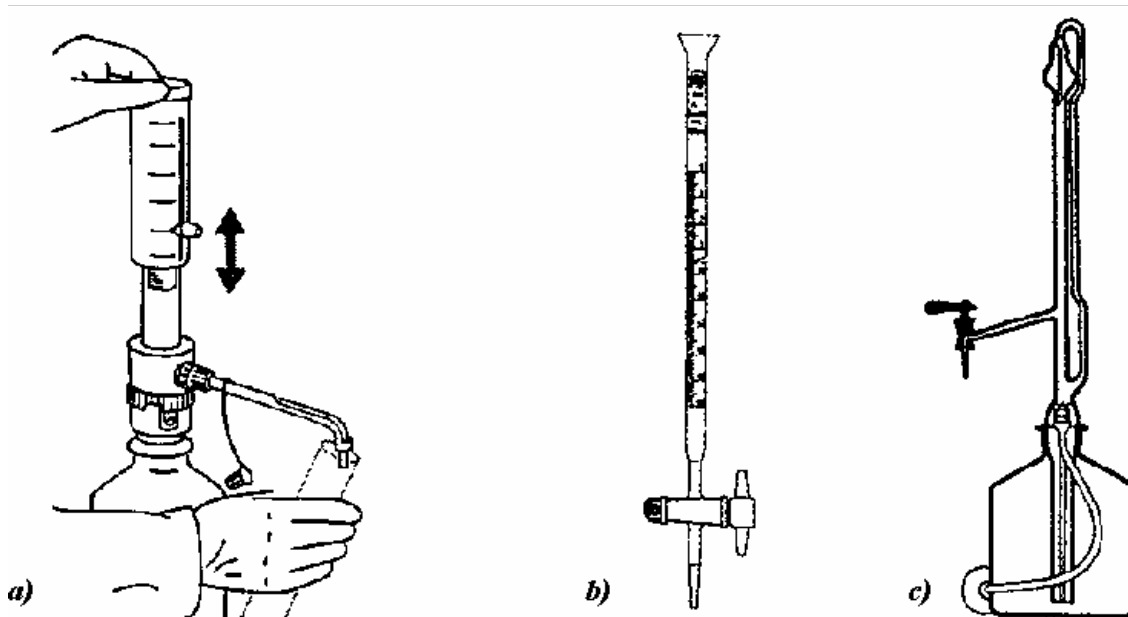
Neškodné roztoky se nasávají do pipety ústy. Horní konec pipety se uzavírá **ukazovákem**. U ostatních roztoků je nutno použít **balonek**. Stiskem ventilu "A" se vytlačí vzduch a balonek se nasadí na horní konec pipety. Pak se pipeta ponoří do roztoku a stiskem ventilu "S" se nasaje roztok po potřebnou značku. Přesná hodnota se upraví ventilem "E", pipeta se přeneseme do titrační baňky a stiskem "E" se obsah vypustí.

Pro velmi malé objemy se používají **mechanické dávkovací pipety** (označované někdy jako "automatické pipety"). Opět jsou k dispozici **jednorázové** nebo s **měnitelným objemem**. Skládají se z vlastního dávkovače a vyměnitelné plastové špičky na jedno použití. Píst se ovládá **palcem**. Objem je uveden v **mikrolitrech** (např. 100, 200, 500, 1000 apod.). Špičky jsou vyrobeny z odolného nesmáčivého plastu, na který nepůsobí roztoky kyselin, louhů ani jiných škodlivin. Jsou v barvě bílé, modré nebo žluté a barevně se shodují s barvou pístového tlačítka.



Držení a práce s mechanickou dávkovací pipetou

Vzorek se titruje v **titrační baňce**. Je zhotovena ze skla a její velikost je volena s ohledem na objem vzorku. Při titraci malých objemů je vhodné přidat destilovanou vodu, aby bylo možno průběh titrace bez problémů sledovat. Má-li se ke vzorku přidat určité množství dalšího roztoku (např. k dosažení vhodných reakčních podmínek), lze s výhodou použít **stolní pístový dávkovač**. Při titraci je nutno obsah baňky neustále promíchávat. Vhodné je použití elektromagnetické míchačky. Vzorek je automaticky míchán a pracovník se může plně soustředit na sledování průběhu titrace.



a) stolní pístový dávkovač, b) byreta, c) automatická byreta

Titrační roztok se ke vzorku přidává z **byrety** a jeho výběr závisí na druhu titrační metody. Přípravuje se z chemikálií nejvyšší chemické čistoty v koncentraci, která řádově odpovídá koncentraci vzorku. Přesná koncentrace titračního roztoku se zjistí tzv. **standardizací**. Pro tyto účely jsou doporučeny vhodné látky, tzv. **standarty**, z nichž je možno přesnou navázkou připravit definované roztoky. Jsou to např. kyselina šťavelová pro alkalimetrii a manganometrii, tetraboritan sodný pro acidimetrii, chlorid sodný pro argentometrii apod. Standardizační titrací se zjistí přesná koncentrace titračního roztoku.

$$c_t = \frac{c_{st} \cdot V_{st}}{V_t \cdot f_{st}}$$

Koncentrace udaná v mol/l se počítá na tři platné číslice (např. 0,105 mol/l nebo 0,0508 mol/l), u koncentrací v mmol/l na jedno desetinné místo (např. 105,1 mmol/l nebo 50,8 mmol/l).

Dále se postupuje tak, že vypočítaná koncentrace (c_t) se dosadí do vztahu pro výpočet koncentrace vzorku:

$$c_v = \frac{c_t \cdot V_t \cdot f_v}{V_v}$$

Rozhodujícím momentem při provádění titrací je naprosto přesné a jednoznačné rozeznání konce titrace, zjištění tzv. **ekvivalentního bodu**. Ten může být určen subjektivně (při vizuální titraci) nebo objektivně (při titraci prováděné pomocí přístrojů).

Při **subjektivním** hodnocení je nutno s nejvyšší možnou přesností určit vizuální změnu vzorku v ekvivalentním bodě. Tou může být:

1. Změna zbarvení: a) přechod bezbarvého roztoku v barevný
b) výrazná změna jedné barvy v druhou
c) odbarvení roztoku
2. Vznik sraženiny (roztok se na konci titrace zakalí)
3. Vznik nebo zánik fluorescence

Tyto změny lze pozorovat u některých titračních metod přímo (tzv. autoindikační titrace). V takových případech je titrační roztok barevný a v průběhu titrace se odbarvuje přeměnou na bezbarvý produkt. Příkladem je manganometrie (červenofialový KMnO_4 se redukuje na bezbarvé ionty Mn^{2+}) nebo jodometrie (červenohnědý roztok jodu se redukuje na bezbarvý jodid).

V ostatních případech musí být použity **indikátory**. Ty se přidávají k vzorku na začátku titrace. V ekvivalentním bodě dojde k barevné změně způsobené indikátorem, který reaguje s první přebytečnou kapkou titračního roztoku. Volba indikátoru má pro titraci zásadní význam a vždy je třeba si uvědomit, že každá takováto titrace je zatížena jistou **indikátorovou chybou**. Vhodný indikátor může tuto chybu minimalizovat.

Při **objektivní titraci** problémy s indikátory odpadají. Průběh titrace se sleduje měřením vhodné fyzikální veličiny (elektrodového potenciálu u potenciometrické titrace či vodivosti u konduktometrie). Vyhodnocení se provádí pomocí tzv. titračních křivek.

Neutralizační titrace

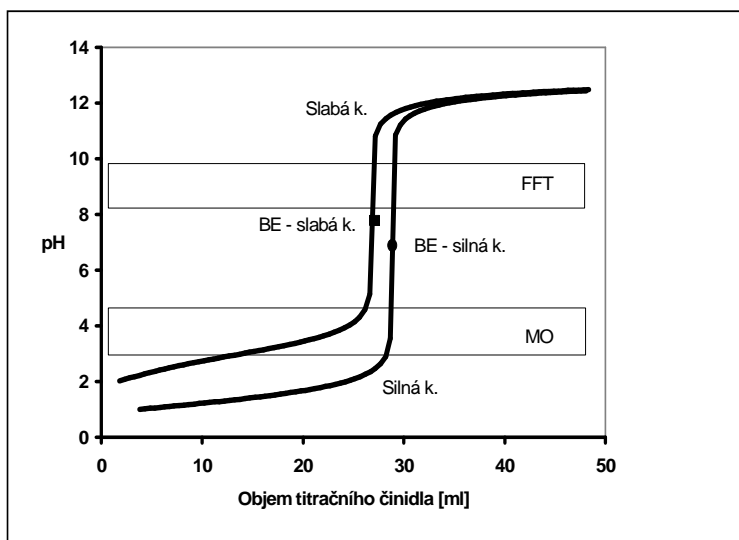
Jako neutralizační titrace se označují dvě odměrné metody: alkalimetrie a acidimetrie. **Alkalimetricky** se stanovují koncentrace kyselých roztoků, **acidimetricky** se zjišťuje koncentrace roztoků zásaditých. Jako titrační činidla se používají zásadně roztoky silných protolytů. Pro alkalimetrii nejčastěji hydroxid sodný, pro acidimetrii kyselina chlorovodíková.

Konec titrace určují **acidobazické indikátory**. Jsou to zředěné (přibližně 0,1%) vodné nebo ethanolové roztoky organických sloučenin ze skupiny ftaleinů, sulfoftaleinů a azobarviv, jejichž zbarvení je závislé na pH. Volba indikátoru se řídí průběhem **titrační křivky**, která vyjadřuje závislost pH na objemu přidaného titračního roztoku. Tyto křivky mají charakteristický esovitý tvar. Indikátor se zvolí tak, aby se oblast pH jeho barevného přechodu nacházela ve strmé části titrační křivky.

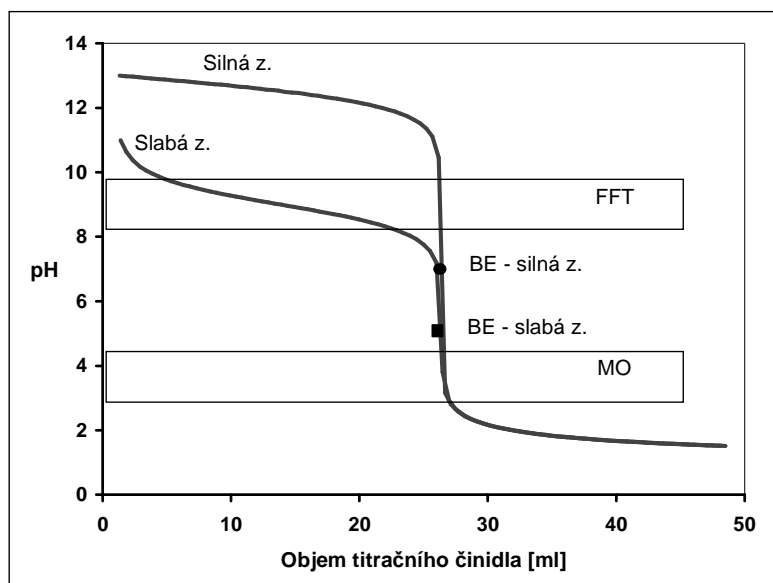
U silných protolytů (silné kyseliny a zásady) dochází v oblasti ekvivalentního bodu k prudké změně pH, což se projeví „skokem“ na titrační křivce. Proto lze vybírat z řady indikátorů, které splňují výše uvedenou podmínku. U slabých protolytů (slabé kyseliny a zásady) je změna pH podstatně menší a výběr indikátorů je tedy omezen. U velmi slabých protolytů je skok nevýrazný a vhodný indikátor pro vizuální titraci se hledá jen obtížně. Ty nejslabší vizuálně titrovat nelze.

Acidobazické indikátory

Název	Kyselé prostř.	Zásadité prostř.	Oblast pH
Methylová oranž	červená	oranžová	3,0 - 4,4
Methylová červeň	červená	žlutá	4,4 - 6,2
Neutrální červeň	červená	žlutá	6,0 - 8,0
Thymolová modř	žlutá	modrá	8,0 - 9,6
Fenolftalein	bezbarvá	fialová	8,2 - 9,9



Titrační křivka alkalimetrické titrace silné a slabé kyseliny



*Titrační křivka
acidimetrické titrace
silné a slabé zásady*

Z průběhu titračních křivek a barevných přechodů indikátorů je zřejmé, že při vhodné volbě dvojice indikátorů lze titrovat silný a slabý protolyt vedle sebe. Toho se v praxi využívá např. při stanovení acidity žaludeční šťávy, při titraci uhličitanů vedle NaOH, silné kyseliny vedle slabé, vícesytné kyseliny do několika stupňů apod.

Všechny titrace se provádějí **dvakrát**. První stanovení má orientační charakter, při druhé titraci se pečlivě sleduje oblast ekvivalentního bodu. Nalezené spotřeby se nesmí lišit o více než 0,2 ml. Jsou-li rozdíly větší, je nutné titraci ještě jednou zopakovat.

Praktické provedení

1. úloha: Acidimetrie

Titrační roztok: HCl

Nejčastěji se používá roztok HCl ($c = 0,1 \text{ mol/l}$), který se připravuje ředěním koncentrovaných roztoků (většinou 35-36% HCl) a musí být nutně standardizován.

Standard: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, Na_2CO_3 nebo NaHCO_3

Roztok se připraví z přesné navážky některé z uvedených sloučenin.

Indikátory:

Volí se podle průběhu titrační křivky. Většinou se vystačí s fenolftaleinem (pro silné zásady) a methylovou oranží (pro slabé zásady).

Stanovení:

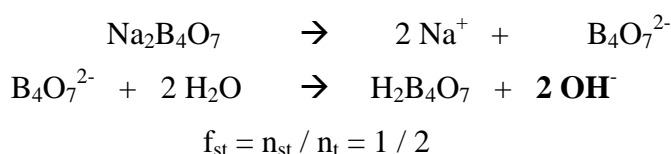
Titrovat lze roztoky dávající alkalickou reakci, tj. silné a slabé hydroxidy, zásaditě reagující soli a některé organické zásady.

1.1. Standardizace titračního roztoku HCl

Do titrační baňky odpipetujete přesně 10 ml standardního roztoku $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, přidáte indikátor (methylová oranž) a ztitrujete roztokem HCl do oranžového („cibulového“) odstínu. Výsledek si ověříte opakovanou titrací. Z průměrné spotřeby vypočítáte přesnou koncentraci titračního roztoku.

$$c_t = \frac{c_{st} \cdot V_{st}}{V_t \cdot f_{st}} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

Tetraboritan sodný (podobně jako ostatní soli slabých kyselin a silných hydroxidů) ve vodě disociuje. Aniont slabé kyseliny se chová jako silná base a přijímá protony, jejichž donorem jsou molekuly H_2O (voda zastupuje kyselinu). Titrují se ionty OH^- uvolněné z vody.



1.2. Stanovení koncentrace NaOH (M = 40,0 g/mol)

Do titrační baňky odpipetujete 10 ml vzorku, přidáte 2-3 kapky indikátoru (fenolftalein), roztok se zbarví fialově. V ekvivalentním bodě se odbarví. Titraci provedete dvakrát, z průměrné spotřeby vypočítáte látkovou a hmotnostní koncentraci.

$$c_v = \frac{c_t \cdot V_t \cdot f_v}{V_v} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

$$f_v = n_v / n_t = 1 / 1$$

$$\mu_v = c_v \cdot M_v \text{ [g/l]}$$

1.3. Stanovení koncentrace Na_2CO_3 (M = 106,0 g/mol)

Jak již bylo uvedeno v souvislosti s titrací tetraboritanu sodného, reagují soli slabých kyselin a silných hydroxidů ve vodném roztoku alkalicky. Lze je spolehlivě titrovat na methylovou oranž. K 10 ml vzorku přidáte 2-3 kapky indikátoru (roztok se zbarví žlutě). Titrujete do oranžového zbarvení. Z průměrné spotřeby vypočítáte opět látkovou i hmotnostní koncentraci předloženého vzorku.

2. úloha: Alkalimetrie

Titrační roztok: NaOH

Nejčastěji se používá titrační roztok NaOH ($c = 0,1 \text{ mol/l}$), který se připravuje z vypočítané navážky chemikálie nejvyšší analytické čistoty (p.a.). Musí se však počítat s tím, že NaOH se na vzduchu slučuje s vodou i s CO_2 , proto se přesná koncentrace zjišťuje standardizací. U děle skladovaných roztoků se musí kontrola pravidelně opakovat.

Standard: (COOH)₂ · 2 H₂O

Kyselina šřavelová je krystalická látka, standardní roztok se připraví z vypočítané navážky.

Indikátory:

Používají se stejné indikátory jako v acidimetrii a jejich výběr se řídí průběhem titrační křivky. Většinou se vystačí s methylovou oranží (pro silné kyseliny) a fenolftaleinem (pro slabé kyseliny).

Stanovení:

Titrují se silné a slabé kyseliny a kyselí reagující soli.

2.1. Standardizace titračního roztoku NaOH

Do titrační baňky odpipetujete 10 ml standardního roztoku (COOH)₂ a opakovaně ztitrujete na fenolftalein (2-3 kapky). V ekvivalentním bodě se roztok zbarví růžově. Vypočítáte přesnou koncentraci titračního roztoku.

2.2. Stanovení koncentrace HCl (M = 36,5 g/mol)

Odpipetujete 10 ml předloženého vzorku, přidáte 2-3 kapky indikátoru (methylová oranž), roztok se zbarví červeně. Titrujete do barevného přechodu indikátoru. V ekvivalentním bodě se objeví „cibulové“ zbarvení. Vypočítáte látkovou i hmotnostní koncentraci.

2.3. Stanovení koncentrace CH₃COOH (M = 60,0 g/mol)

Budete titrovat 10 ml vzorku, jako indikátor použijete fenolftalein (2-3 kapky). Na konci titrace se roztok zbarví růžově. Vypočítáte látkovou i hmotnostní koncentraci.

2.4. Kontrola oční vody s kyselinou boritou (M = 61,8 g/mol)

V očním lékařství se používají tyto přípravky s kyselinou boritou:

- a) Oční voda (Collyrium acidi borici) s obsahem 1,63-1,73% H₃BO₃
- b) Solutio Jarisch (1,85-2,15% H₃BO₃)
- c) Borová voda (2,85-3,15% H₃BO₃)

Uvedené přípravky se zhotovují v lékárnách, kontrolují se titračně.

Kyselina boritá je velmi slabá kyselina, která disociuje jen do prvního stupně. Její vizuální titrace nedává s žádným indikátorem uspokojivé výsledky. Využívá se však toho, že v přítomnosti některých polyolů (např. manitol, glycerol) se tvoří komplexy, které se chovají jako silnější kyselina, která disociuje lépe. Tyto komplexní sloučeniny lze titrovat jako ostatní slabé kyseliny na fenolftalein nebo thymolovou modř. V předloženém vzorku provedete kontrolu koncentrace oční vody.

Provedení:

Odpipetujete 5 ml vzorku oční vody, přidáte 5 ml komplexotvorného alkoholu a 2-3 kapky indikátoru (fenolftalein). Titrujete roztokem NaOH do světle fialového zbarvení. Paralelně ztitrujete i slepý pokus: 5 ml destilované vody a 5 ml komplexotvorného alkoholu (indikátor fenolftalein). Vypočítáte obsah kyseliny borité (v %) a porovnáte s lékopisným údajem.

$$c_v = \frac{(sp_v - sp_0) \cdot c_t}{V_v} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

2.5. Stanovení acidity žaludeční šťávy

Kyselost žaludeční šťávy je způsobena hlavně přítomnou kyselinou chlorovodíkovou, která se zde nachází jednak volná, jednak vázaná v žaludečním hlenu. Její stanovení se provádí titračně. Vhodnou kombinací indikátorů se může v jednom vzorku stanovit vedle sebe volná a celková HCl. Z rozdílu se vypočítá vázaná HCl.

Normální hodnoty:	volná HCl:	20 až 40 mmol/l
	celková acidita:	40 až 60 mmol/l

Zvýšená sekrece HCl (hyperchlorhydrie) doprovází často vředovou chorobu, naopak snížená produkce (hypochlorhydrie) bývá průvodním jevem chronických zánětů. Nepřítomnost volné HCl (achlorhydrie) bývá u karcinomu žaludku a perniciosní (zhoubné) anemie.

Provedení:

Do titrační baňky odpipetujete 5 ml vzorku imitované žaludeční šťávy a přidáte 2 kapky každého indikátoru (fenolftalein a p-dimethylaminoazobenzen). V přítomnosti volné HCl se vzorek zbarví červeně. Titrujete roztokem NaOH do vzniku citronově žluté barvy (uplatňuje se indikátor p-dimethylaminoazobenzen). Zapišete spotřebu (volná HCl) a pokračujete v titraci dál až do vzniku „lososového“ odstínu (uplatňuje se fenolftalein). Konečná spotřeba odpovídá celkové aciditě. Vázanou HCl vypočítáte z rozdílu spotřeb. Do výpočtu dosazujete koncentraci titračního roztoku v **mmol/l**.

$$\text{volná HCl:} \quad c_{\text{HCl}} = (sp_1 \cdot c_t) : 5 \quad [\text{mmol/l}]$$

$$\text{celková acidita:} \quad c_{\text{TOTAL}} = (sp_2 \cdot c_t) : 5 \quad [\text{mmol/l}]$$

Výsledky porovnáte s normálními hodnotami.

2.6. Zjištění titrační acidity moči

pH moči bývá obvykle kyselé a zjišťuje se u čerstvé moči indikátorovými papírky nebo titračně.

Normální hodnoty:	25 až 70 mmol/l
-------------------	-----------------

Provedení:

Ze vzorku imitujícího čerstvou ranní moč odpipetujete do titrační baňky 10 ml, zředíte destilovanou vodou asi na dvojnásobek, přidáte 3 kapky indikátoru (fenolftalein) a ztitrujete roztokem NaOH. Na konci titrace je roztok zbarven růžově. Vypočítáte aciditu

(mmol/l) a porovnáte s normální hodnotu. Výkyvy pH mohou signalizovat některé stavy acidosisy nebo alkalosisy.

2.7. Zkouška kyselosti výpotku

Výpotek je patologicky zmnožená tekutina, která se ukládá do kloubních prostor, podkoží, serosních dutin apod. Může být zánětlivého i nezápětlivého původu. Jedním z kriterií rozlišení je zkouška kyselosti. Pro **zápětlivý** výpotek (**exudát**) je charakteristické **kyselé pH**, zatímco **nezápětlivý** výpotek (**transudát**) má **pH neutrální**. Hodnotí se spotřeba NaOH ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) na 10 ml vzorku.

Hodnocení:	spotřeba do 0,4 ml	...	transudát
	spotřeba vyšší	...	exudát

Provedení:

Do titrační baňky dáte 10 ml imitovaného vzorku výpotku, zředíte destilovanou vodou asi na 50 ml, přidáte 3 kapky indikátoru (fenolftalein) a titrujete roztokem NaOH do světle fialového zbarvení. Z výsledku určíte typ výpotku.

Opakování

1. Jaký standard se doporučuje pro alkalimetrii?
2. Která z uvedených látek se používá jako acidimetrický standard?
a) NaCl, b) Na₂CO₃, c) NaOH, d) NH₄Cl, e) NaHCO₃, f) (COOH)₂
3. Vysvětlete, proč se může Na₂B₄O₇ použít jako acidimetrický standard.
4. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku H₂SO₄ ($M = 98,1 \text{ g/mol}$). Na 10 ml vzorku byla při alkalimetrické titraci nalezena spotřeba 13,8 ml NaOH ($c = 0,105 \text{ mol/l}$).
(7,11 g/l)
5. Byla vyšetřována acidita žaludeční šťávy způsobem popsáným v úloze 2.5. Máte vypočítat volnou HCl a celkovou aciditu a posoudit, zda výsledek odpovídá normálním hodnotám. 5 ml vzorku bylo titrováno roztokem NaOH ($c = 98,0 \text{ mmol/l}$).
 $sp_1 = 1,3 \text{ ml}$, $sp_2 = 2,5 \text{ ml}$.
(25,5 resp. 49,0 mmol/l)
6. Máte posoudit, zda % obsah H₃BO₃ v oční vodě (Collyrium acidi borici) odpovídá normě. Stanovení bylo provedeno způsobem popsáným v úloze 2.4.
Na 10 ml vzorku byla nalezena spotřeba 27,2 ml NaOH ($c = 0,102 \text{ mol/l}$), spotřeba na slepý pokus: 0,05 ml. $M(\text{H}_3\text{BO}_3) = 61,8 \text{ g/mol}$
(1,71%)
7. Vypočítejte titrační aciditu moči zjišťovanou jako v úloze 2.6. Na 5 ml vzorku byla nalezena spotřeba 2,6 ml NaOH ($c = 98,5 \text{ mmol/l}$)
(51,2 mmol/l)
8. Vypočítejte, kolik g NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$) obsahuje 50 ml zkoumaného roztoku. K titraci bylo použito 10 ml vzorku, spotřeba činila 14,5 ml HCl ($c = 0,205 \text{ mol/l}$).
(0,59 g)

9. Vypočítejte, kolik ml 35% HCl (hustota $1,17 \text{ g/cm}^3$) budeme potřebovat na přípravu 10 l titračního roztoku, požaduje-li se, aby 1 ml tohoto roztoku byl ekvivalentní 1 mg Na_2CO_3 . $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$, $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106,0 \text{ g/mol}$

(16,8 ml)

Použité roztoky

1. úloha:

1. Titrační roztok HCl ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
2. Standardní roztok $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ($c = 0,050 \text{ mol/l}$)
3. Methylová oranž (0,1% roztok ve vodě)
4. Fenolftalein (0,1% roztok v 50% ethanolu)
5. Vzorky: NaOH
 Na_2CO_3

2. úloha:

1. Titrační roztok NaOH ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
2. Standardní roztok $(\text{COOH})_2$ ($c = 0,050 \text{ mol/l}$)
3. Methylová oranž (0,1% roztok ve vodě)
4. Fenolftalein (0,1% roztok v 50% ethanolu)
5. p-dimethylaminoazobenzen (0,1% roztok v 90% ethanolu)
6. Vzorky: HCl
 CH_3COOH
Oční voda s kyselinou boritou
Imitace žaludeční šťávy
Imitace moči
Imitace výpotku

Srážecí a komplexotvorné titrace

Srážecí titrace

Tento druh titračních metod je založen na vzniku málo disociovaných, ve vodě prakticky nerozpustných sloučenin. Z velkého počtu srážecích reakcí, jak je známe z reakcí kationtů a aniontů, vyhovuje titračním podmínkám jen několik z nich. Prakticky přicházejí v úvahu jen některé málo rozpustné soli stříbrné, které jsou základem **argentometrie**. V praxi se nejčastěji používá metoda **Mohrova** (argentometrie přímá) a metoda **Volhardova** (argentometrie nepřímá).

Mohrova metoda používá jako titrační roztok dusičnan stříbrný, který se standardizuje pomocí NaCl. Indikátorem pro tuto titraci je roztok K_2CrO_4 , který v ekvivalentním bodě (po vysrážení vzorku) vytvoří červenohnědou sraženinu Ag_2CrO_4 . Metoda se používá pro stanovení iontů Cl^- , Br^- a SCN^- v neutrálním prostředí. Není vhodná pro stanovení jodidů.

Volhardova metoda je založena na tom, že se nejprve vysráží přítomný vzorek přebytkem $AgNO_3$. Část iontů Ag^+ se tak spotřebuje, zbývající ionty se pak retitrují titračním roztokem NH_4SCN . Ten se standardizuje roztokem $AgNO_3$ známé koncentrace. Indikátorem je roztok $NH_4Fe(SO_4)_2$. Na konci titrace se objeví červené zbarvení $Fe(SCN)_3$. Metoda je vhodná pro stanovení Br^- , I^- a SCN^- , nedoporučuje se pro stanovení chloridů.

$$n_v = n_{Ag} - n_t$$
$$c_v = \frac{(c_{Ag} \cdot V_{Ag}) - (c_t \cdot V_t)}{V_v}$$

Komplexotvorné titrace

Podstatou těchto titračních metod je tvorba nedisociovaných, ale ve vodě **rozpustných** komplexů kovových kationtů s komplexotvorným činidlem. K titračním účelům se využívá:

- reakce kationtů s aminopolykarboxylovými kyselinami (chelatometrie)
- tvorby rtuťnatých komplexních solí (merkurimetrie)

V chelatometrii je titrační činidlo ligandem vznikajícího komplexu. U merkurimetrie je tomu obráceně, titrační roztok poskytuje centrální kationt, ligandem je aniont vzorku.

3. úloha:

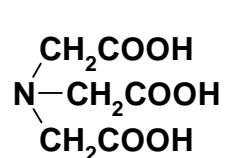
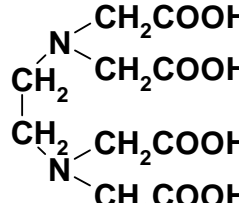
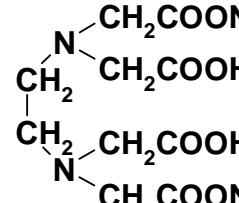
Chelatometrie

Chelatometrická titrační činidla se označují jako **chelatony** (komplexony). Jsou to aminopolykarboxylové kyseliny odvozené od kyseliny iminodiacetové.



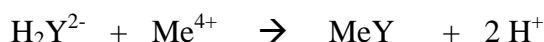
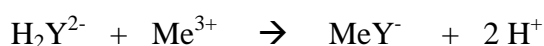
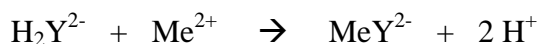
Konkrétně je to

- kyselina nitrilotrioctová (NTA) - Chelaton 1
- kyselina ethylendiaminotetraoctová (EDTA) - Chelaton 2
- disodná sůl kyseliny ethylendiaminotetraoctové - Chelaton 3

CHELATON 1	CHELATON 2	CHELATON 3
		

Z komplexonů má největší využití Chelaton 3, protože je z uvedených sloučenin nejlépe rozpustný. Používá se jako titrační činidlo v chelatometrii, jako změkčovač vody (váže do komplexu vápenaté a hořečnaté ionty, které způsobují tvrdost vody), v medicíně jako detoxikační přípravek při otravách těžkými kovy (léčivo EDTACAL), aj.

Chelaton 3 (zkracuje se $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$) ve vodě disociuje na iont H_2Y^{2-} , který reaguje s kationty Me^{2+} , Me^{3+} nebo Me^{4+} vždy v poměru 1:1 a přitom se uvolňují dva protony.



Z uvedených rovnic vyplývá, že v komplexu je vázán vždy jen jeden vícesytný kationt bez ohledu na jeho iontový náboj. Proto bude mít **stechiometrický faktor** všech chelatometrických stanovení **hodnotu 1**.

Nejsložitější otázkou chelatometrických titrací je způsob indikace ekvivalentního bodu, protože jak činidlo, tak vznikající komplexy jsou bezbarvé. Používají se tzv. **metalochromní indikátory**, které jsou vhodné vždy pro určitou skupinu kationtů. Jsou to výrazně zbarvené sloučeniny (vesměs ze skupiny azobarviv a sulfoftaleinů), které tvoří s kationty sloučeniny barevně se lišící od vlastního volného indikátoru. Důležité je, že komplex [indikátor - kov] je méně stálý než komplex [chelaton - kov]. Prakticky to znamená, že na začátku titrace je roztok zbarven komplexem [indikátor - kationt]. Na konci titrace přejde veškerý kov do bezbarvého komplexu [chelaton - kationt] a uvolněný indikátor se projeví změnou barvy. Protože zbarvení indikátoru je závislé na pH, musí se titrovat v pufovaném prostředí, aby se eliminoval vliv iontů H^+ uvolňovaných v průběhu titrace.

Titrační roztok: CHELATON 3

Chelaton 3 (disodná sůl kyseliny ethylendiaminotetraoctové) existuje ve velmi čistém stavu, a proto není nutné pro běžná stanovení provádět standardizaci. Pro některá speciální stanovení se připravují standardní roztoky o známé koncentraci, které obsahují stejný kationt jako vzorek. Titruje se pak **paralelně se standardem**, tzn. že vedle vzorku (nebo série vzorků) se vždy provede i standardizační titrace. Tento způsob se volí zejména při titraci velmi zředěným chelatonem (např. při stanovení vápníku v séru). Pro běžná stanovení se připravuje titrační roztok v koncentraci 0,050 mol/l rozpuštěním přesné navážky v redestilované vodě a přechovává se v nádobách z plastu, aby se zabránilo nežádoucímu vyluhování vápníku ze skla.

Indikátory

Z doporučených indikátorů se nejčastěji titruje na **murexid** (v alkalickém prostředí fialový), dále se používá **eriochromová čerň T** (v alkalickém prostředí modrá) a **pyrokatechinová violeť** (v alkalickém prostředí červenofialová). Pro stanovení vápníku se doporučuje **fluorexon**, který je v silně alkalickém prostředí zbarven růžově, jeho komplex s vápenatými kationty žlutozeleně fluoreskuje. Vodné roztoky uvedených indikátorů nejsou příliš stálé, proto se raději připravují pevné směsi s NaCl v poměru 1:100.

Stanovení:

Použití této titrační metody je široké a popis jednotlivých stanovení lze najít ve speciálních monografiích. Nejčastěji se stanovují:

na murexid: Ni^{2+} , Co^{2+} , Cu^{2+} aj.

na Erio T: Mg^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Pb^{2+} , Hg^{2+} aj.

na pyrokatechinovou violeť: Ni^{2+} , Co^{2+} , Mg^{2+} , Bi^{3+} aj.

na fluorexon: Ca^{2+}

Praktické provedení:

3.1. Stanovení obsahu niklu ($M = 58,7 \text{ g/mol}$)

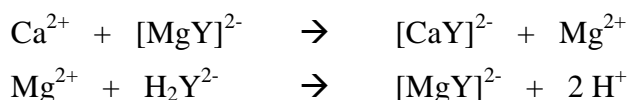
Odpipetujete 10 ml vzorku a upravíte pH přidáním 1 ml koncentrovaného amoniaku (pozor, žíravina!). Pak přidáte práškový indikátor (murexid) tak, aby byl roztok zbarven světle žlutě. Vytvoří se komplex [murexid - Ni]. Pozor na předávkování indikátoru! Sytě zbarvené roztoky se hůře titrují. V ekvivalentním bodě se objeví fialové zbarvení murexidu uvolněného z nikelnatého komplexu. Výsledek uvedete v % Ni (při výpočtu uvažujeme, že hustota velmi zředěných roztoků je prakticky rovna $1,00 \text{ g/cm}^3$).

3.2. Stanovení obsahu hořčíku ($M = 24,3 \text{ g/mol}$)

Odpipetujete 10 ml vzorku a upravíte pH přidáním 1 ml amoniakátového pufru (pozor, žíravina!). Přidáte indikátor (Erio T) tak, aby byl roztok zbarven slabě vínově (komplex [Erio - Mg]). V ekvivalentním bodě bude roztok zbarven blankytně modře (indikátor uvolněný z hořečnatého komplexu). Vypočítáte % Mg (při výpočtu považujeme hustotu zředěného roztoku rovnu $1,00 \text{ g/cm}^3$).

3.3. Stanovení vápníku vytěšňovací metodou $M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g/mol}$

Přímá titrace vápenatých iontů na fluorexon se při denním světle provádí poněkud obtížně. Není-li k dispozici zdroj UV-záření, je vhodnější zvolit **vytěšňovací metodu**. Princip je následující: ke vzorku se přidá tzv. vytěšňovací roztok, který obsahuje pufr (pro úpravu pH) a komplex chelatonu s hořčíkem. Ionty Ca^{2+} však mají k chelatonu větší afinitu, proto vytěsní z komplexu hořčík a samy se zakomplexují. Při titraci se pak vlastně stanovují uvolněné ionty Mg^{2+} .



Odpipetujete 5 ml vzorku a přidáte 5 ml vytěšňovacího roztoku (proběhne výměna kationtů v komplexu). Pak přidáte tolik indikátoru (Erio T), aby roztok získal slabé vínové zbarvení (komplex [Erio - Mg]). Titrujete do vzniku blankytně modré barvy (uvolněný indikátor). Výsledek uvedete v mmol Ca^{2+}/l .

Použité roztoky

3. úloha:

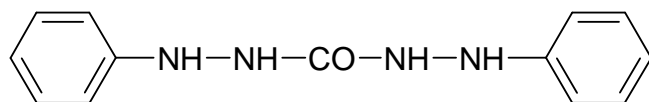
1. Titrační roztok chelatonu ($c = 0,050 \text{ mol/l}$)
2. Amoniak (koncentrovaný roztok)
3. Amoniakátový pufr ($\text{pH} = 10$)
(54 g NH_4Cl a 350 ml konc. amoniaku doplnit vodou do 1 l)
4. Vytěšňovací roztok ($\text{pH} = 10$)
Rozpustí se 8,92 g NH_4Cl , 62 ml konc. amoniaku a 20,3 g $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ asi v 500 ml vody, přidá se 56 ml chelatonu ($0,050 \text{ mol/l}$) a doplní vodou do 1 l.
5. Murexid (pevná směs s NaCl 1:100)
6. Eriochromová čerň T (pevná směs s NaCl 1:100)
7. Vzorky: NiSO_4
 MgSO_4
 CaCl_2

Merkurimetrie

Merkurimetrie patří rovněž mezi komplexotvorné titrace, avšak titrační roztok obsahující ionty Hg^{2+} / $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ nebo $\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2$ / poskytuje na rozdíl od chelatometrie iont centrální. Stanovují se ligandy (sloučeniny obsahující ionty Cl^- , Br^- , CN^- a SCN^-), které tvoří rozpustné, ale nedisociované komplexy obecného vzorce $[\text{Hg}(\text{X})_2]$.

Titrační roztok se standardizuje pomocí NaCl . Praktické využití titrace je podobné jako u argentometrických metod, v klinické biochemii se tak stanovují chloridy v séru, v moči nebo v mozkomíšním moku.

Jsou zavedeny dvě metody lišící se způsobem indikace. **Votočková metoda** používá jako indikátor nitroprusid sodný $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$, který dává na konci titrace bílou sraženinu $\text{Hg}[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$. Titruje se do vzniku prvního stálého bílého zákalu. V **Trtílkově metodě** se využívá k indikaci ekvivalentního bodu barevné reakce iontů Hg^{2+} s difenylkarbazidem:



Na konci titrace se objeví modrofialové zbarvení. Titruje se na elektromagnetické míchačce (indikátor je rozpuštěn v CCl_4 - při intenzivním míchání se zvětší styčná plocha mezi titračním roztokem a indikátorem).

Opakování

1. Napište vzorec kyseliny ethylendiaminotetraoctové.
2. Vysvětlete funkci tzv. metalochromních indikátorů.
3. Jaké indikátory se doporučují pro chelatometrické stanovení látek obsahujících ionty Ni^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Zn^{2+} ?
4. Vysvětlete princip tzv. vytěšňovací metody.
5. Vypočítejte látkovou koncentraci ZnSO_4 (v mmol/l). Na 10 ml vzorku byla při chelatometrické titraci (indikátor Erio T) nalezena spotřeba 16,8 ml chelatonu 3 ($c = 0,050 \text{ mol/l}$) (84 mmol/l)
6. Vypočítejte, kolik % nečistot obsahuje technický $\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ ($M = 280,9 \text{ g/mol}$). Byly odváženy 2 g látky a rozpuštěny na 100 ml roztoku. K titraci bylo použito 10 ml vzorku, spotřeba chelatonu 3 ($c = 0,050 \text{ mol/l}$) činila 13,5 ml. (5,2%)

7. Titrační stanovení vápníku v séru se provádí chelatometricky. Protože jde o velmi nízké koncentrace, musí být použit také velmi zředěný chelaton (přibližně 2,5 mmol/l). Jeho koncentrace se přesně nezjišťuje, ale provádí se titrace paralelně se standardem. Podmínky (pufr, indikátor) jsou v obou titracích shodné. Vypočítejte podle uvedených hodnot látkovou koncentraci $c(\text{Ca}^{2+})$ v séru (v mmol/l) a porovnejte ji s normální hodnotou (2,10 - 2,60 mmol/l).

Vzorek:

objem: 1 ml

spotřeba: 1,1 ml chelatonu 3

Standard:

objem: 2 ml

koncentrace: 2,5 mmol/l

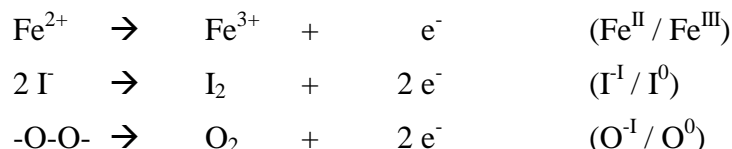
spotřeba: 2,15 ml chelatonu 3

(2,56 mmol/l)

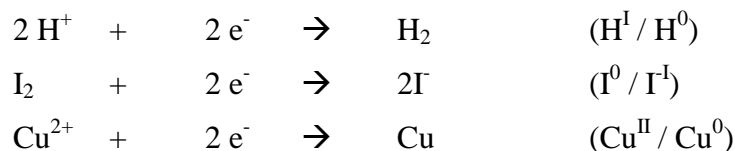
Redoxní titrace

Redoxní děje jsou určitou analogií dějů neutralizačních. Zatím co u neutralizačních pochodů se mezi reaktanty vyměňují protony (vodíkové ionty), v redoxním ději se vyměňují **elektrony**.

Oxidace je děj, při němž určitý atom **uvolňuje** elektrony, čímž se **zvyšuje** jeho oxidační číslo. Např.:



Redukce je děj opačný. Atom elektrony **přijímá**, oxidační číslo se **snižuje**.



Redoxní reakce je výhodné zapisovat děje pomocí iontových rovnic. Při **oxidaci** se elektrony odevzdávají (jsou na **pravé** straně rovnice), při **redukci** se přijímají (jsou na **levé** straně).

Schopnost látky podílet se na elektronové výměně je závislá na hodnotě jejího **redoxního potenciálu**. Ten se měří proti dohodnutému standardu, kterým je **standardní vodíková elektroda** (potenciál 0,0 V).

Aby se mohl redoxní děj uskutečnit, musí být přítomni oba aktéři výměny, donor i akceptor elektronů. Výměna bude probíhat, pokud rozdíl redoxních potenciálů obou reaktantů bude alespoň 0,3 V. Pak **látka s vyšším potenciálem bude oxidovat látku s nižším potenciálem**. Jinak řečeno: látka s vyšším potenciálem bude svému redoxnímu partnerovi odebírat elektrony.

Redoxní děje mají všeobecně zásadní význam. Je s nimi spojeno především získávání energie a to jak v makroměřítku (spalování fosilních paliv), tak v buněčném mechanismu („spalování“ živin).

Řadu redoxních dějů lze s výhodou využít i v odměrné analýze. V **oxidimetrické titraci** je vzorek oxidován (titrační roztok mu odebírá elektrony), v **reduktometrické titraci** je tomu obráceně, vzorek se redukuje, tj. přijímá elektrony, jejichž donorem je titrační roztok.

Jak již bylo uvedeno v předchozích výpočtech, musí se uvažovat vždy hodnota titračního faktoru. Faktor se odvodí z rovnice popisující průběh redoxního děje, kterou budeme zapisovat v iontovém tvaru.

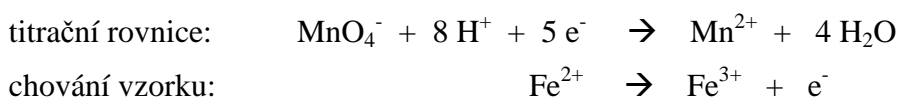
Titrace se běžně provádějí ve vodném prostředí, kde většina iontových sloučenin disociuje na příslušný kationt a aniont. Do iontové redoxní rovnice se uvádějí jen ty ionty, které se na redoxním ději bezprostředně podílejí. Např. KMnO_4 disociuje na K^+ a MnO_4^- , avšak na elektronové výměně se podílejí jen anionty MnO_4^- (resp. atom Mn^{VII}). Titrace

probíhá v kyselém prostředí, které se realizuje přidáním H_2SO_4 , ale v rovnici se uvažují pouze ionty H^+ (na druhu aniontu kyseliny v podstatě nezáleží).

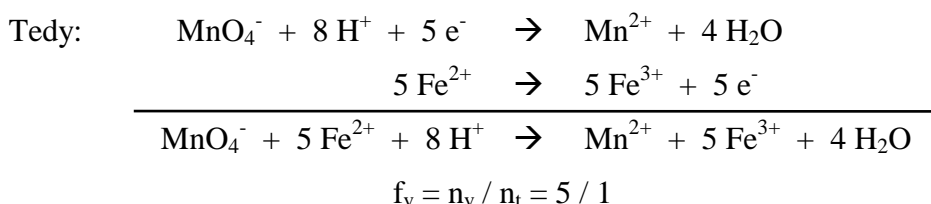
Při odvozování **iontových redoxních rovnic** je třeba dodržovat určitá pravidla. Především je nutno si ujasnit, na co se v průběhu děje redoxní partneři přeměňují. Např. z aniontu MnO_4^- vzniká kationt Mn^{2+} , jod se přeměňuje na jodid, kyselina šťavelová na oxid uhličitý apod. Ostatní členy v rovnici (H^+ nebo H_2O a elektrony) se doplní vcelku mechanicky tak, aby **součet atomů i iontových nábojů byl na obou stranách rovnice stejný**.

Pokud se aniont mění na kationt ($\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$), pak z atomů kyslíku v aniontu vzniká ekvivalentní množství H_2O , ovšem za přítomnosti (či dodání) příslušného množství iontů H^+ . Počet elektronů (uvolňovaných či přijímaných) odpovídá změně oxidačního čísla daného donoru či akceptoru. Celkem jednoduše jej lze zjistit, pokud se sečtou iontové náboje na obou stranách rovnice a pomocí elektronů (tj. jejich záporných nábojů) se sjednotí.

Jako první v pořadí se zapíše titrační rovnice. Vyjadřuje-li děj redukční, pak rovnice popisující chování vzorku musí být oxidační a obráceně. Např.



Stechiometrický poměr reaktantů se určí tak, že se obě rovnice formálně sečtou za předpokladu, že počet uvolňovaných a současně přijímaných elektronů je stejný. Tzn. že obě rovnice je nutno podle potřeby vynásobit vhodným koeficientem.



K odměrnému stanovení látek podílejících se na redoxních dějích lze využít **oxidimetrii** nebo **reduktometrii**. Volba titrační metody závisí na rozdílu redoxních potenciálů vzorku a titračního činidla. V praxi se více využívají oxidimetrické metody. Hlavní nevýhodou reduktometrických metod je malá stálost titračních roztoků. Často se oxidují již vzdušným kyslíkem a z tohoto důvodu se titrace provádějí v poměrně složitých aparaturách zamezujících přístupu vzduchu. Zvláštní postavení má jodometrie založená na dokonale vratné přeměně jodu na jodid a obráceně. Jod se používá jako titrační činidlo v oxidimetrii, jodid v reduktometrii.

Z oxidimetrických titrací se využívá asi nejčastěji **manganometrie** (založená na silných oxidačních vlastnostech manganistanu draselného v kyselém prostředí) a **jodometrie**. Z reduktometrických titrací našla největší užití **titanometrie**, při níž se využívá redukčních vlastností chloridu titanitého. Provádí se v inertní atmosféře CO_2 nebo N_2 . Samostatnou kapitolou je **thiosulfátimetrie**, při níž se využívá redukčních vlastností jodidu draselného. Provedení je poněkud netypické a zmíníme se o něm později.

Oxidimetrické titrace

4. úloha: Manganometrie

Titrační roztok: KMnO_4

Titrační roztok se připravuje z přesné navážky chemikálie nejvyšší chemické čistoty v koncentraci 0,05 nebo 0,01 mol/l. K titraci nelze použít čerstvě připravené roztoky, protože destilovaná voda přechovávaná na vzduchu obsahuje vždy stopová množství různých mikroorganismů, které se manganistanem zoxidují. Z tohoto důvodu je rovněž nezbytné titrační roztok standardizovat.

Standard: $(\text{COOH})_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, $(\text{COONa})_2$, As_2O_3 nebo $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$

Nejvhodnější a nejdostupnější je kyselina šťavelová nebo šťavelan sodný. Obě tyto látky lze spolehlivě odvážit, neboť jsou na vzduchu stálé. Navíc se kyselina šťavelová používá i jako alkalimetrický standard.

Indikátory:

Protože i velmi zředěné roztoky manganistanu draselného jsou zřetelně růžově zabarveny, není třeba při většině titrací používat indikátory (**autoindikace**). V průběhu titrace se manganistan redukuje na bezbarvé ionty manganaté, takže po překročení ekvivalentního bodu se titrovaný roztok zbarví růžově.

V případech, kdy vzniká výrazně zbarvený produkt, se používají redoxní indikátory.

Katalyzátory:

K urychlení průběhu poměrně složité přeměny $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ je třeba zejména na začátku titrace dodat katalyzátor. Často stačí zahřát reakční směs asi na 80°C nebo přidat několik kapek MnSO_4 (při stanovení peroxidu vodíku), v jiných případech se osvědčilo použít $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$.

Stanovení:

Použití je široké, přehled je uveden v tabulce. Ze zvláštních stanovení lze zmínit alespoň analýzu povrchových vod, kde se stanovuje tzv. oxidovatelnost. Slouží k posouzení obsahu organických nečistot (manganistanové číslo).

Příklady manganometrických stanovení

Látka	Prostředí
I^- / I_2	H_2SO_4 nebo HCl
$\text{Br}^- / \text{Br}_2$	H_2SO_4 při 80°C
$\text{NO}_2^- / \text{NO}_3^-$	H_2SO_4 (titruje se nepřímo)
$\text{AsO}_3^{3-} / \text{AsO}_4^{3-}$	H_2SO_4 (katalyzátor OsO_4)
$\text{Sb}^{3+} / \text{Sb}^{5+}$	HCl

$\text{H}_2\text{O}_2 / \text{O}_2$	H_2SO_4 (katalyzátor MnSO_4)
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} / [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	H_2SO_4 nebo HCl
$\text{Cr}^{3+} / \text{CrO}_4^{2-}$	pH = 7 za varu
$(\text{COOH})_2 / \text{CO}_2$	H_2SO_4 při 80°C

Praktické provedení

4.1. Standardizace titračního roztoku KMnO_4

Do titrační baňky odpipetujete přesně 10 ml standardního roztoku kyseliny šťavelové, přidáte 10 ml H_2SO_4 ($c = 2 \text{ mol/l}$) (opatrnost!) a na síťce nad kahanem zahřejete asi na 80°C . Roztok nesmí vařit! Pak ihned ještě za horka ztitrujete. V ekvivalentním bodě je roztok trvale světle růžově zabarven. Sestavíte iontovou redoxní rovnici, určíte stechiometrický faktor a vypočítáte přesnou koncentraci titračního roztoku.

4.2. Stanovení koncentrace šťavelanu sodného ($M = 134,0 \text{ g/mol}$)

Odpipetujete 10 ml vzorku, přidáte 10 ml H_2SO_4 ($c = 2 \text{ mol/l}$) a zahřejete na 80°C . Za horka ztitrujete do vzniku růžového zbarvení. Sestavíte redoxní rovnici, odvodíte titrační faktor a vypočítáte látkovou a hmotnostní koncentraci vzorku.

4.3. Stanovení koncentrace FeSO_4 ($M = 151,9 \text{ g/mol}$)

Titrace se provádí bez katalyzátoru. K 10 ml vzorku přidáte 10 ml roztoku H_2SO_4 ($c = 2 \text{ mol/l}$) a ihned ztitrujete do vzniku růžového zbarvení. Vypočítáte koncentraci vzorku v g/l.

4.4 Stanovení koncentrace peroxidu vodíku ($M = 34,0 \text{ g/mol}$)

K 10 ml vzorku přidáte 10 ml H_2SO_4 ($c = 2 \text{ mol/l}$) a 4-5 kapek katalyzátoru (roztok MnSO_4). Titrujete do vzniku růžového zbarvení. Vypočítáte % obsah H_2O_2 v roztoku. Metoda se používá při kontrolní analýze desinfekčního roztoku.

Jodometrie

V jodometrii se využívá oxidačních vlastností jodu:



Redoxní potenciál je však asi o 1 V nižší než u manganometrie a tím je omezeno i použití této metody. Titrační roztok jodu lze připravit přesně, pokud je k dispozici přesublimovaná substance. Standardizace proto většinou odpadá. Titrace je autoindikační, červenohnědý jod se redukuje na bezbarvý jodid. Titruje se do vzniku žlutého zbarvení, což se (zejména při špatném osvětlení) může zdůraznit škrobem, který s jodem dává intenzivně modré nebo modrofialové zbarvení. Reakce není stechiometrická, vysvětluje se adsorpcí jodu na makromolekulu škrobu. Proto se také zbarvení liší v závislosti na původu a strukturním uspořádání molekul škrobu.

Příklady jodometrických stanovení

Látka	Prostředí
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} / \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	pH = 7
$\text{SO}_3^{2-} / \text{SO}_4^{2-}$	H_2SO_4 (nepřímá titrace)
$\text{N}_2\text{H}_4 / \text{N}_2$	NaHCO_3
$\text{AsO}_3^{3-} / \text{AsO}_4^{3-}$	NaHCO_3
$\text{SbO}_3^{3-} / \text{SbO}_4^{3-}$	NaHCO_3
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}^{4+}$	HCl (za nepřístupu vzduchu)
$\text{HCHO} / \text{HCOOH}$	NaOH (nepřímá titrace)
k. askorbová / k. dehydroaskorbová	H_2SO_4

Použité roztoky:

4. úloha:

1. Titrační roztok KMnO_4 ($c = 0,01 \text{ mol/l}$)
2. Standardní roztok $(\text{COOH})_2$ ($c = 0,025 \text{ mol/l}$)
3. Roztok H_2SO_4 ($c = 2 \text{ mol/l}$)
4. Roztok MnSO_4 ($c = 1 \text{ mol/l}$)
5. Vzorky: $(\text{COONa})_2$
 $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$
 H_2O_2

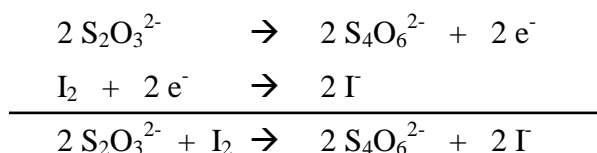
Reduktometrické titrace

5. úloha: Thiosulfátimetrie

Tato titrační metoda by se mohla nazvat též „jodidometrie“, neboť se v ní využívá redukčních vlastností jodidu draselného.



Ale vzhledem k tomu, že se titruje thiosíranem sodným, používá se označení shodné s titračním roztokem. Důvod, proč nelze titrovat přímo jodidem, je prostý: problém s indikací ekvivalentního bodu. Všechna stanovení se provádějí tak, že se ke vzorku přidá dostatečný nadbytek jodidu draselného a podle potřeby upraví pH. Průběh redoxní reakce prozradí hnědé zbarvení, způsobené vyloučeným jodem. Jod se titruje roztokem $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ až do vymizení zbarvení, což se může ještě zvýraznit škrobem. Ten se přidává až těsně před koncem titrace, když už je roztok jen slabě žlutý. Tak se zabrání nežádoucím adsorpcím jodu na povrchu makromolekuly škrobu.



Titrační roztok: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Roztok se připravuje z vypočítané navážky $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Tato látka není na vzduchu absolutně stálá, proto se musí provádět standardizace. To platí i pro déle skladované roztoky. Pro udržení větší stálosti se doporučuje přidat Na_2CO_3 .

Standard: I_2 , KIO_3 , KBrO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Roztok se připraví z přesné navážky. Použije-li se roztok jodu, musí být připraven z přesublimované substance.

Indikátor: autoindikace

Konec titrace určí odbarvení žlutého roztoku, doporučuje se však zvýraznit ekvivalentní bod přidáním roztoku škrobu. Jak již bylo vysvětleno, přidává se až těsně před koncem titrace. Po jeho přidání roztok v titrační baňce zmodrá. Titruje se do okamžiku, kdy modré zbarvení právě zmizí.

Příklady thiosulfátimetrických stanovení

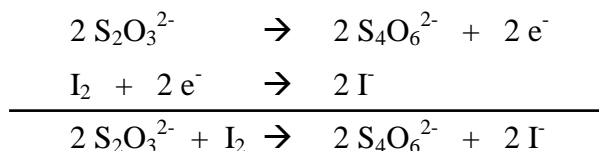
Látka	Prostředí
$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$	neutrální
$\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$	H_2SO_4
$\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-$	HCl
$\text{BrO}_3^- / \text{Br}^-$	HCl nebo H_2SO_4
I_2 / I^-	neutrální
$\text{IO}_3^- / \text{I}_2$	HCl
$\text{IO}_4^- / \text{IO}_3^-$	pH=9,2 (pufr $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_3\text{BO}_3$)
$\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$	H_2SO_4 , katalyzátor $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$	HCl nebo H_2SO_4
$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	HCl
$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$	HCl

Odvození titračního faktoru

Pro odvození titračního faktoru je samozřejmě rozhodující vlastní reduktometrie, při níž je vzorek redukován jodidem. Při tom se vyloučí ekvivalentní množství jodu. Stechiometrický faktor pro tuto reakci (f_{RED}) je:

$$f_{\text{RED}} = n_v / n(\text{I}_2) \quad \text{tedy} \quad n_v = f_{\text{RED}} \cdot n(\text{I}_2)$$

Pak se provede vlastní titrace. Ta probíhá u všech vzorků stejně, neboť vyloučený jod $n(\text{I}_2)$ se zredukuje thiosíranem:



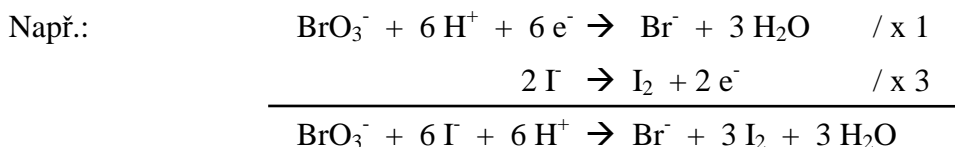
$$f_t = n(\text{I}_2) / n_t = 1 / 2 \quad \text{tedy} \quad n_t = 2 \cdot n(\text{I}_2)$$

Vlastní titrační faktor (f_v), který se použije pro výpočet koncentrace vzorku je:

$$f_v = \frac{n_v}{n_t} = \frac{f_{\text{RED}} \cdot n(\text{I}_2)}{2 \cdot n(\text{I}_2)} = \frac{f_{\text{RED}}}{2}$$

tedy:

$$c_v \cdot V_v = c_t \cdot V_t \cdot \frac{f_{\text{RED}}}{2}$$

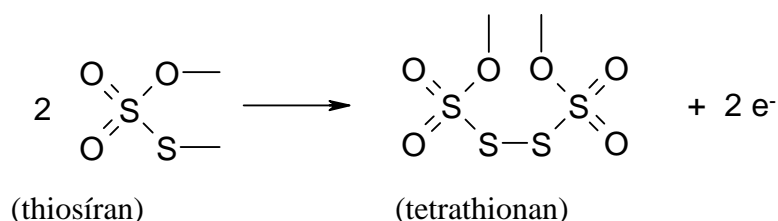


$$f_{RED} = n(\text{BrO}_3^-) / n(\text{I}_2) = 1 / 3$$

$$f_v = \frac{f_{RED}}{2} = \frac{1}{6}$$

$$c_v \cdot V_v = c_t \cdot V_t \cdot \frac{1}{6}$$

Snad by bylo ještě vhodné podrobněji vysvětlit oxidaci thiosíranu. Donorem elektronů jsou atomy S^{-II} vázané v thioskupině -SH. Při oxidaci se vytvoří disulfidická vazba -S-S-, v níž mají oba atomy síry oxidační číslo -I.

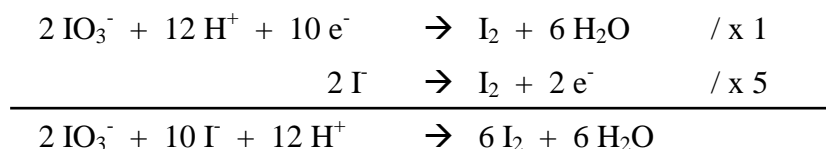


Praktické provedení

5.1. Standardizace titračního roztoku Na₂S₂O₃

Do titrační baňky odpipetujete 10 ml standardního roztoku KIO₃, přidáte 10 ml HCl (c = 6 mol/l) a 10 ml 10% KI. Mezi IO₃⁻ a jodidem proběhne výměna elektronů, roztok se zbarví hnědě vyloučeným jodem. Jod ztitrujete titračním roztokem thiosíranu sodného. Hnědé zbarvení bude v průběhu titrace slábnout. Těsně před koncem (roztok je světle žlutý) přidáte 2-3 kapky roztoku škrobu (roztok zmodrá). Pokračujete v titraci dál až do okamžiku, kdy se roztok odbarví. Spotřebu zaznamenáte a potvrdíte opakovanou titrací.

Sestavíte reductometrickou iontovou rovnici a odvodíte stechiometrický faktor (f_{RED}). Pak vypočítáte přesnou koncentraci titračního roztok



$$f_{RED} = n(\text{IO}_3^-) / n(\text{I}_2) = 1/3$$

$$c_t = \frac{c_{st} \cdot V_{st}}{V_t \cdot \frac{f_{RED}}{2}}$$

$$c_t = \frac{c_{st} \cdot V_{st}}{V_t \cdot \frac{1}{6}} \quad \left[\frac{mol}{l} \right]$$

5.2. Stanovení koncentrace $KMnO_4$ ($M = 158,0 \text{ g/mol}$)

Do titrační baňky odpipetujete roztoky v tomto pořadí: 10 ml 10% KI, dále 10 ml HCl ($c = 6 \text{ mol/l}$), promícháte krouživým pohybem baňky a přidáte 10 ml vzorku. Původní fialové zbarvení manganistanu zmizí a objeví se hnědé zbarvení vyloučeného jodu. Ten ztitrujete standardizovaným roztokem $Na_2S_2O_3$. Spotřebu v ekvivalentním bodě (roztok se právě odbarvil, což můžete zvýraznit škrobem) použijete pro výpočet látkové koncentrace vzorku $KMnO_4$. Stechiometrický faktor f_{RED} určíte z průběhu reduktometrické reakce.

$$c_v = \frac{c_t \cdot V_t \cdot \frac{f_{RED}}{2}}{V_v} \quad \left[\frac{mol}{l} \right]$$

5.3. Stanovení koncentrace $K_2Cr_2O_7$ ($M = 294,2 \text{ g/mol}$)

Odpipetujete 10 ml vzorku a přidáte 10 ml HCl ($c = 6 \text{ mol/l}$). Promícháte krouživým pohybem baňky a pak přidáte 10 ml 10% KI. Vyloučený jod ztitrujete thiosíranem sodným jako v předchozích úlohách. Na konci titrace bude roztok zbarven světle zeleně přítomnými ionty Cr^{3+} . Stanovení se v praxi využívá např. při analýze povrchových vod (tzv. „dichromanové číslo“), v soudním lékařství při určování alkoholu v krvi (Widmarkova zkouška).

5.4. Určování obsahu alkoholu v krvi (Widmarkova zkouška)

Mezi základní stanovení v soudním lékařství patří zjišťování obsahu alkoholu v krvi. Jednou z používaných metod stanovení je Widmarkova zkouška, která využívá thiosulfátimetrickou titraci.

Ke stanovení se odebírá asi 5 - 8 ml krve, přičemž je zakázáno desinfikovat kůži a nástroje k odběru krve pomocí prostředků obsahujících alkohol nebo jiné těkavé redukující organické látky. Zkumavku je nutno zcela naplnit krví a neprodyšně uzavřít, aby nemohlo dojít ke ztrátě vypařováním.

Při vlastním stanovení se do dvou Widmarkových baňek vpraví roztok dichromanu draselného v koncentrované kyselině sírové. Do staniolové mističky se přesně naváží kolem 100 mg krve a mistička se pinzetou přenesse do zábrusové zátky, kterou se ihned uzavře jedna Widmarkova baňka. Druhá bude sloužit jako slepý vzorek. Baňky se nechají inkubovat 2 hodiny při $60^\circ C$, přičemž dochází k uvolňování alkoholu z krve, absorpci v koncentrované kyselině sírové a následné oxidaci dichromanem. Úbytek dichromanu je tedy přímo úměrný množství alkoholu v krvi a lze ho zjistit porovnáním obsahu zbylého dichromanu v baňce se vzorkem a obsahu dichromanu v původním roztoku (slepý vzorek).

Množství dichromanu se stanovuje thiosulfátimetrickou titrací: Obsah baněk se po vychladnutí zředí destilovanou vodou, dobře promíchá, přidá se roztok jodidu draselného a titruje roztokem thiosíranu. Bod ekvivalence se zvýrazní přidáním škrobového roztoku.

Provedení:

Na pracovním stole jsou připraveny dvě vzorkovnice. Vzorkovnice „vz“ imituje roztok získaný takto: do jedné Widmarkovy baňky (vz) byl vpraven 1 ml 0,25% roztoku dichromanu draselného v koncentrované kyselině sírové a vložena mistička s 105,5 mg krve. Po inkubaci byl obsah baňky zředěn 25 ml destilované vody. Druhá baňka (sl) byla zpracována stejně, ale bez vložení vzorku. Její obsah je imitován roztokem ve vzorkovnici „sl“. V praxi se titruje přímo ve Widmarkových baňkách, v laboratorním cvičení si roztoky z provozních důvodů odpipetujete.

Do jedné titrační baňky odměřte 25 ml vzorku (vz), do druhé 25 ml slepého roztoku (sl). Do každé z obou baněk přidejte 0,5 ml 10% roztoku jodidu draselného, titrací roztokem $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($c = 0,01 \text{ mol/l}$) stanovte úbytek dichromanu (bod ekvivalence zvýrazněte škrobovým roztokem) a určete množství alkoholu ve vzorku krve (v promile) podle vzorce:

$$x_{\text{vz}} = 113 \cdot \frac{V_{\text{t1}} - V_{\text{t2}}}{m_{\text{vz}}}$$

x	množství alkoholu v krvi (v promile)
V_{t1}	spotřeba titračního roztoku na vzorek (v ml)
V_{t2}	spotřeba titračního roztoku na slepý vzorek (v ml)
m_{vz}	navážka krve (v mg)
113	empirický faktor

Použité roztoky:

5. úloha:

1. Titrační roztok $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($c = 0,05 \text{ mol/l}$), pro konzervaci přidat 0,2 g Na_2CO_3 na 1 l roztoku
2. Titrační roztok $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($c = 0,01 \text{ mol/l}$), připravovat vždy čerstvý
3. Standardní roztok KIO_3 ($c = 83,33 \text{ mmol/l}$)
4. KI (10% roztok)
5. HCl ($c = 6 \text{ mol/l}$)
6. Roztok škrobu
(2 g bramborového škrobu se rozmíchají s 10 ml vody na kaši, která se za stálého míchání vlije do 100 ml vroucí vody. Pro konzervování se přidá 1 g KF nebo trochu HgCl_2)
6. Vzorky: KMnO_4
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
imitace roztoků pro Widmarkovu zkoušku

Opakování

1. Napište v iontovém tvaru základní titrační rovnici pro manganometrii a thiosulfátimetrii.
2. Z tabulky manganometrických stanovení vyberte pět látek, napište pro ně redoxní rovnici (v iontovém tvaru) a odvoďte titrační faktor.
3. Vypočítejte % obsah vápníku ($M = 40,1 \text{ g/mol}$). Bylo odváženo $0,5 \text{ g}$ látky a po převedení do roztoku byl vápník kvantitativně vysrážen jako $(\text{COO})_2\text{Ca}$. Sraženina byla odfiltrována, promyta a rozpuštěna ve zředěné H_2SO_4 . Uvolněná kyselina šťavelová byla stanovena manganometricky. Spotřeba KMnO_4 ($c = 0,05 \text{ mol/l}$) byla $12,8 \text{ ml}$.
(12,83%)
4. Vypočítejte, kolik % nečistot obsahuje technický $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ ($M = 278,0 \text{ g/mol}$). $2,5 \text{ g}$ vzorku bylo rozpuštěno na 100 ml roztoku. K manganometrické titraci bylo odebráno 10 ml . Nalezená spotřeba KMnO_4 ($c = 0,0105 \text{ mol/l}$) činila $15,2 \text{ ml}$.
(11,26%)
5. Určete % obsah H_2O_2 ($M = 34,0 \text{ g/mol}$) v desinfekčním roztoku. Kontrolovaný přípravek byl zředěn 50x . K manganometrické titraci bylo použito 10 ml vzorku. Spotřeba: $6,8 \text{ ml KMnO}_4$ ($c = 0,0105 \text{ mol/l}$).
(3,03%)
6. Sestavte iontovou reduktometrickou rovnici pro následující dvojice reaktantů a odvoďte stechiometrický faktor (f_{RED}).
 - a) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI}$ $f_{\text{RED}} = n(\text{H}_2\text{O}_2) / n(\text{I}_2) = 1 / 1$
 - b) $\text{NaClO}_3 + \text{KI}$ $f_{\text{RED}} = n(\text{ClO}_3^-) / n(\text{I}_2) = 1 / 3$
 - c) $\text{KIO}_4 + \text{KI}$ ($\text{pH} = 9,2$) $f_{\text{RED}} = n(\text{IO}_4^-) / n(\text{I}_2) = 1 / 1$
7. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku KIO_3 ($M = 214,0 \text{ g/mol}$). K 10 ml vzorku (v prostředí HCl) bylo přidáno 10 ml 10% KI a ztitrováno thiosulfátimetricky. Spotřeba: $9,4 \text{ ml Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($c = 0,0504 \text{ mol/l}$).
(1,69 g/l)

Acidobazické rovnováhy

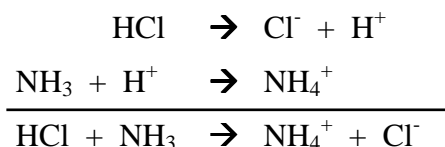
Problematiku acidobazických rovnováh je nutno řešit ve spojitosti s teorií kyselin a bazí. Vzhledem k aplikaci v biochemii se lze na tomto místě při výkladu omezit pouze na vodné roztoky. **Kyseliny** jsou takové látky, které mohou **uvolňovat** proton (vodíkový kationt). Kyselina je tím silnější, čím ochotněji proton uvolňuje. Naopak **baze** je taková látka, která proton **přijímá** a to tím ochotněji, čím je silnější. Každá kyselina tvoří se svou bazí **acidobazický konjugovaný pár**, přičemž silná kyselina je konjugována se slabou bazí a naopak.

Kyselina \rightarrow Baze + H^+	Konjugovaný pár
$HCl \rightarrow Cl^- + H^+$	silná kyselina / slabá baze
$H_2CO_3 \rightarrow HCO_3^- + H^+$	slabá kyselina / silná baze
$NH_4^+ \rightarrow NH_3 + H^+$	slabá kyselina / slabá baze

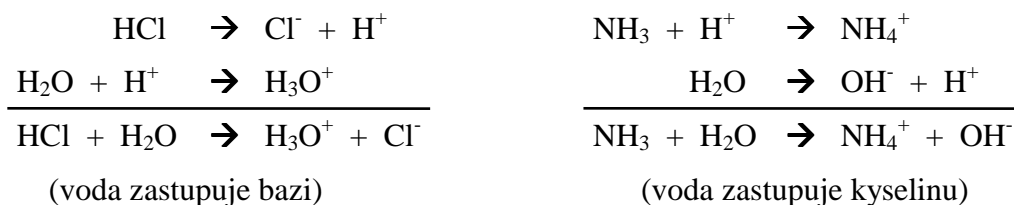
Z uvedených příkladů vyplývá:

- a) Je-li silná kyselina (HCl) konjugována se slabou bazí (Cl^-), bude se v páru HCl / Cl^- uplatňovat prakticky pouze kyselina jako donor protonů, zatímco baze jako akceptor H^+ se projeví v míře zcela zanedbatelné. To platí analogicky pro silnou bazi (HCO_3^-) jako akceptor protonů ve dvojici HCO_3^- / H_2CO_3 .
- b) Nemá-li schopnost přijímat či odevzdávat proton jednoznačně vyhraněna, označují se tyto látky jako **amfolyty**.

Proton může být uvolněn z kyseliny jen tehdy, je-li akceptován přítomnou bazí. Analogicky probíhají elektronové výměny v redoxních dějích.



Zcela vyjíměčné postavení má při těchto výměnách voda, neboť může být podle situace jak donorem tak akceptorem protonu. Jako donor H^+ vystupuje v přítomnosti bazí (chová se jako kyselina), jako akceptor H^+ vystupuje v přítomnosti kyselin (chová se jako baze).



K výměně protonů dochází (i když jen v nepatrné míře) i mezi dvěma molekulami vody (tzv. autoprotolýza).



Látkovou koncentraci $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ve vodě lze odvodit z rovnovážné disociační konstanty:

$$K_v = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_v \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_s$$

Konstanta K_s se nazývá **iontový součin vody** a její číselná hodnota je při 25°C rovna $1,12 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$. Ve vodě je

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

V kyselých roztocích je pak $c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7} \text{ mol/l}$, v alkalických roztocích je $c(\text{H}_3\text{O}^+) < 10^{-7} \text{ mol/l}$.

Vodíkový exponent (pH)

Pojem vodíkového exponentu (běžně pH) zavedl S. P. L. Sørensen (1909) ve snaze zjednodušit údaje o koncentraci vodíkových iontů v roztoku. Na jeho návrh bylo zavedeno používání logaritmické stupnice.

$$\mathbf{pH = -\log c(\text{H}^+) \qquad c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}}}$$

Analogicky lze logaritmickou funkcí vyjádřit i další vztahy odvozené z iontového součinu vody.

$$\mathbf{pOH = -\log c(\text{OH}^-) \qquad c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}}}$$

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

Po této úpravě má pak voda $\text{pH} = 7$, v kyselých roztocích je $\text{pH} < 7$, v alkalických roztocích je $\text{pH} > 7$. Praktický rozsah hodnot pH ve vodných roztocích je 0 až 14.

$$\mathbf{pH = 14 - pOH \qquad pOH = 14 - pH}$$

V klinické biochemii je velmi pozorně sledována hodnota pH krve. Normální hodnota je $7,40 \pm 0,04$, což odpovídá koncentraci 40 nmol/l (s rozpětím 36,5 až 44,0 nmol/l).

Při používání stupnice pH je nutno si vždy plně uvědomit, že jde o logaritmickou škálu. Změna pH o jednotku znamená změnu skutečné koncentrace o řád.

Výpočet pH

1. příklad:

Koncentrace vodíkových iontů $c(\text{H}^+)$ je 0,005 mol/l. Jaké je pH?

Výpočet:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+) = -\log 0,005 = 2,30$$

Roztok má pH = 2,30.

2. příklad:

Koncentrace iontů OH^- v roztoku je 7 mmol/l. Jaké je pH?

Výpočet:

$$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-) = -\log (7 \cdot 10^{-3}) = 2,15$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,15 = 11,85$$

Roztok má pH = 11,85.

3. příklad:

Roztok má pH = 3,3. Jaká je koncentrace $c(\text{H}^+)$?

Výpočet:

$$c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,3} = 5,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

Koncentrace $c(\text{H}^+)$ je 0,505 mmol/l.

4. příklad:

Roztok má pH = 12,8. Vypočítejte $c(\text{OH}^-)$.

Výpočet:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12,8 = 1,2$$

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1,2} = 6,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

V roztoku je koncentrace $c(\text{OH}^-) = 63,1 \text{ mmol/l}$.

5. Vypočítejte pH, je-li:

a) $c(\text{H}^+) = 0,0056 \text{ mol/l}$ (2,25)

b) $c(\text{H}^+) = 4,2 \text{ mmol/l}$ (2,38)

c) $c(\text{H}^+) = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ (4,49)

d) $c(\text{OH}^-) = 0,0085 \text{ mol/l}$ (11,93)

e) $c(\text{OH}^-) = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ (10,65)

f) $c(\text{OH}^-) = 2,5 \text{ mmol/l}$ (11,40)

6. Vypočítejte koncentraci $c(\text{H}^+)$ v roztoku, kde je pH:

- a) 3,8 ($1,6 \cdot 10^{-4}$ mol/l)
b) 2,5 ($3,2 \cdot 10^{-3}$ mol/l)
c) 1,4 ($4,0 \cdot 10^{-2}$ mol/l)

7. Vypočítejte koncentraci $c(\text{OH}^-)$ v roztoku, kde je pH:

- a) 9,3 ($2,0 \cdot 10^{-5}$ mol/l)
b) 10,4 ($2,5 \cdot 10^{-4}$ mol/l)
c) 12,7 ($5,0 \cdot 10^{-2}$ mol/l)

Výpočet pH roztoků silných kyselin a hydroxidů

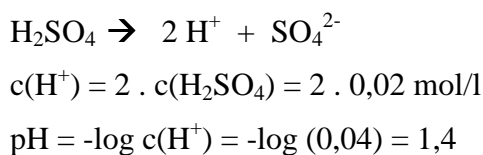
Za **silné kyseliny** se považují takové kyseliny, které jsou ve zředěných vodných roztocích prakticky úplně disociované. V takovém případě lze z jejich látkové koncentrace odvodit koncentraci vodíkových iontů. Pro výpočet pH se použije samozřejmě koncentrace $c(\text{H}^+)$, která je závislá na sytnosti příslušné kyseliny.



1. příklad:

Jaké je pH roztoku kyseliny sírové ($c = 0,02$ mol/l)?

Výpočet:

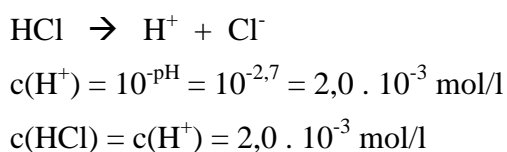


Roztok kyseliny sírové má pH = 1,4.

2. příklad:

Jaká je látková koncentrace roztoku HCl při pH = 2,7?

Výpočet:



Látková koncentrace roztoku HCl je 2 mmol/l.

Za **silné hydroxidy** se považují hydroxidy alkalických kovů a kovů alkalických zemin a to proto, že jsou ve vodě plně disociovány na kovový kationt a hydroxidový aniont OH^- . Tento aniont je silná base, neboť odebírá protony reakčnímu partnerovi. Z koncentrace hydroxidu lze tedy odvodit i koncentraci $c(\text{OH}^-)$ potřebnou pro výpočet pH.

3. příklad:

Jaké pH má roztok KOH ($c = 0,02 \text{ mol/l}$)?

Výpočet:

$$c(\text{OH}^-) = c(\text{KOH}) = 0,02 \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-) = -\log (0,02) = 1,7$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,7 = 12,3$$

Roztok KOH ($c = 0,02 \text{ mol/l}$) má pH = 12,3.

4. příklad:

Roztok $\text{Ba}(\text{OH})_2$ má pH = 12,5. Jaká je látková koncentrace tohoto hydroxidu?

Výpočet:



$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12,5 = 1,5$$

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1,5} = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 1/2 \cdot c(\text{OH}^-) = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

Látková koncentrace roztoku hydroxidu barnatého je 16 mmol/l.

5. Vypočítejte pH následujících roztoků silných kyselin:

a) HNO_3 ($c = 0,005 \text{ mol/l}$) (2,30)

b) H_2SO_4 ($c = 0,035 \text{ mol/l}$) (1,16)

c) HClO_4 ($c = 75 \text{ mmol/l}$) (1,13)

6. Vypočítejte pH silných hydroxidů:

a) KOH ($c = 0,0062 \text{ mol/l}$) (11,79)

b) LiOH ($c = 3,8 \text{ mmol/l}$) (11,58)

c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ($c = 4,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$) (9,98)

7. Vypočítejte látkovou koncentraci následujících roztoků:

a) HCl (pH = 1,7) (0,02 mol/l)

b) HBr (pH = 2,1) (7,9 mmol/l)

c) NaOH (pH = 12,8) (0,063 mol/l)

d) KOH (pH = 13,3) (0,20 mol/l)

8. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku HCl ($M = 36,5 \text{ g/mol}$) při $\text{pH} = 1,5$.
(1,17 g/l)
9. Kolik g NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$) budete potřebovat na neutralizaci 500 ml roztoku HCl, který má $\text{pH} = 1,7$?
(0,4 g)
10. Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ($M = 171,35 \text{ g/mol}$), který má $\text{pH} = 12,8$.
(5,4 g/l)
11. Kolik ml roztoku HCl ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) je třeba na neutralizaci 250 ml roztoku KOH, který má $\text{pH} = 12,6$?
(100 ml)
12. Kolik g NaOH ($M = 40,0 \text{ g/mol}$) navážíte na přípravu 500 ml roztoku o $\text{pH} = 12$?
(0,2 g)
13. Kolik ml 90% roztoku H_2SO_4 ($\rho = 1,81 \text{ g/cm}^3$) budete potřebovat na přípravu 15 l roztoku o $\text{pH} = 2,0$? $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$
(4,5 ml)

Výpočet pH roztoků slabých kyselin a hydroxidů

Slabé kyseliny jsou ve vodných roztocích disociovány jen částečně. Stupeň disociace je závislý na hodnotě disociační konstanty. Disociuje-li slabá kyselina HAc



pak rovnovážná disociační konstanta (K_k) pro tuto kyselinu je

$$K_k = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

Z disociační rovnice plyne, že $[\text{H}^+] = [\text{Ac}^-]$, tedy po dosazení

$$K_k = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HAc}]} \quad \text{a po úpravě}$$

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{K_k \cdot c(\text{HAc})}$$

Koncentrace $c(\text{HAc})$ představuje koncentraci nedisociovaných molekul přítomné slabé kyseliny. Vzhledem k tomu, že disociace probíhá jen v malé míře a na celkovou koncentraci kyseliny (c_k) má jen zanedbatelný vliv, považuje se koncentrace $c(\text{HAc})$ za celkovou koncentraci přítomné kyseliny (c_k). Zlogaritmováním uvedeného vztahu a zavedením pH a $\text{p}K_k$ ($\text{p}K_k = -\log K_k$) se získá konečný výraz pro **výpočet pH slabých kyselin**:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_k - \log c_k)$$

Analogicky lze odvodit podobný vztah pro výpočet pH slabých hydroxidů:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_z - \log c_z)$$

1. příklad:

Jaké pH má roztok kyseliny mravenčí ($c = 0,032 \text{ mol/l}$)? $\text{pK}_k = 3,75$

Výpočet:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_k - \log c_k) = \frac{1}{2} \cdot (3,75 - \log 0,032)$$

$$\text{pH} = 2,62$$

Roztok kyseliny mravenčí má pH = 2,62.

2. příklad:

Vypočítejte pH roztoku amoniaku ($c = 64 \text{ mmol/l}$). $\text{pK}_z = 4,75$

Výpočet:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_z - \log c_z)$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (4,75 - \log 0,064)$$

$$\text{pH} = 11,03$$

pH roztoku amoniaku je 11,03.

3. Vypočítejte pH roztoků těchto slabých kyselin:

a) octové ($c = 4,6 \text{ mmol/l}$), $\text{pK}_k = 4,75$ (3,54)

b) mléčné ($c = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$), $\text{pK}_k = 3,86$ (3,49)

c) benzoové ($c = 0,006 \text{ mol/l}$), $\text{pK}_k = 4,20$ (3,21)

4. Vypočítejte pH roztoků těchto slabých zásad:

a) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ($c = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$), $\text{pK}_z = 4,36$ (10,19)

b) NH_2OH ($c = 8,5 \text{ mmol/l}$), $\text{pK}_z = 7,97$ (8,98)

c) CH_3NH_2 ($c = 0,5 \text{ mmol/l}$), $\text{pK}_z = 3,36$ (10,67)

5. Vypočítejte látkovou koncentraci kyseliny mravenčí při $\text{pH} = 2,8$. ($\text{pK}_k = 3,75$)
(0,014 mol/l)

6. Jaké látkové množství amoniaku ($pK_z = 4,75$) obsahuje 500 ml roztoku při $pH = 10,0$?
(0,28 mmol)
7. Kolik g NaOH ($M = 40,0$ g/mol) je třeba k úplné neutralizaci 3 l roztoku kyseliny octové, která má $pH = 3,75$? ($pK_k = 4,75$)
(0,216 g)

Opakování

1. K uvedeným kyselinám přiřaďte acidobazickou konjugovanou bazi:
 $HCl, CH_3COOH, H_2PO_4^-, H_2CO_3, HSO_4^-, NH_4^+, HAsO_3^{2-}$
2. K uvedeným bazím přiřaďte konjugovanou kyselinu:
 $Br^-, CH_3COO^-, HCO_3^-, NH_3, OH^-$
3. Jaké pH má roztok s koncentrací $c(H^+) = 5,5$ mmol/l? (2,26)
4. Jaká je koncentrace $c(OH^-)$ při $pH = 11,9$? (7,9 mmol/l)
5. Jaké pH má roztok HNO_3 ($c = 6,5$ mmol/l)? (2,19)
6. Jaká je látková koncentrace roztoku KOH při $pH = 12,8$? (0,063 mol/l)
7. Jaká je hmotnostní koncentrace roztoku H_2SO_4 ($M = 98,1$ g/mol) při $pH = 1,6$?
(1,22 g/l)
8. Jaké pH má roztok NaOH ($M = 40,0$ g/mol), který obsahuje 10 mg NaOH rozpuštěného v 500 ml roztoku? (10,7)
9. Kolik ml 30% HCl ($\rho = 1,15$ g/cm³) je třeba k neutralizaci 500 ml roztoku NaOH, který má $pH = 13,1$? $M(HCl) = 36,5$ g/mol (6,9 ml)
10. Jaké pH má roztok kyseliny octové ($c = 8,0$ mmol/l)? $pK_k = 4,75$ (3,42)
11. Vypočítejte látkovou koncentraci amoniaku ($pK_z = 4,75$) při $pH = 10,8$.
(22,5 mmol/l)
12. Kolik g KOH ($M = 56,1$ g/mol) je třeba k úplné neutralizaci 500 ml roztoku kyseliny mléčné ($pK_k = 3,86$), která má $pH = 2,43$? (2,805 g)

Měření pH

Určování pH patří k základním úlohám v laboratoři i v chemické praxi. Používají se jednoduché kolorimetrické metody i exaktní měření pomocí pH-metrů. V kolorimetrických metodách se používají různé acidobazické indikátory nejčastěji impregnované na proužku svého papíru. Přesnost odhadu se pohybuje okolo $\pm 0,2$ jednotek pH. Moderními pH-metry lze měřit pH s přesností setiny jednotek pH.

Praktické provedení

6. úloha: Kolorimetrické měření pH

Měření je založeno na pozorování barevných změn acidobazických indikátorů. Tyto indikátory mění své zbarvení v závislosti na koncentraci iontů H^+ v roztoku. Pro měření jsou vhodné pouze dvojbarevné indikátory, které přecházejí z jedné barvy do druhé vždy v určitém, pro ně charakteristickém rozmezí pH.

Indikátor se chová jako slabá kyselina nebo slabá zásada. Budeme uvažovat častější případ, tedy dvojbarevný indikátor HI, který je slabou kyselinou. Jeho disociaci ve vodě vyjadřuje disociační rovnice:



Rovnovážná disociační konstanta K_i je:

$$K_i = \frac{[H^+].[I^-]}{[HI]}$$

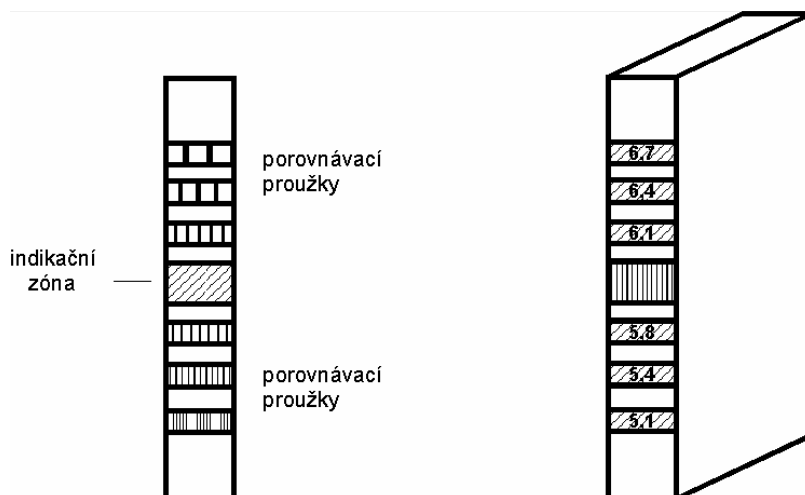
Z této formule je možné odvodit následující vztah:

$$pH = pK_i + \log \frac{[I^-]}{[HI]} = pK_i + \log \frac{[baze]}{[kyselina]}$$

Jsou-li formy $[I^-]$ a $[HI]$ barevně odlišné, pak z odvozené rovnice plyne, že změní-li se pH roztoku, změní se i poměr složek a to je spojeno s barevnou změnou. Změnu barvy lze rozlišit, je-li přítomno alespoň 10% jedné z forem indikátoru, z čehož plyne, že k výrazným barevným změnám dochází v rozmezí $pH = pK_i \pm 1$. Tato skutečnost je podkladem kolorimetrického měření pH.

Velice jednoduché je stanovení pH pomocí indikátorových papírků (v ČR je vyrábí firma *LACHEMA*). **Universální indikátorový papírek** má osmnáctičlennou srovnávací barevnou stupnici pro pH v rozmezí od 0 do 12 s možností odhadu $\pm 0,5$ pH.

K přesnějšímu zjištění pH lze použít papírky vyráběné v ČR pod názvem **PHAN**. Mají uprostřed nanášen indikátor a po obou stranách jsou natištěny srovnávací barevné proužky, jejichž barevný tón odpovídá určitým hodnotám pH. Ty jsou vyznačeny pro každý druh papírku na přiložené stupnici dělené většinou po 0,3 pH. Přesnost měření při zachování všech podmínek je $\pm 0,15$ pH.



V praxi se osvědčily též různé speciální indikátorové proužky určené pro prostředí, kde běžné papírky selhávají, např. ke stanovení pH silně zbarvených nebo zakalených roztoků. Speciálně účelové papírky se používají rovněž v potravinářství (kyselost mléka, sýrů, tvarohu), v zemědělství (reakce půdy, kontrola siláže), v klinické biochemii (vyšetření moči) aj.

6.1. Určení pH pomocí indikátorových papírků

1. Z kotoučku universálního papírku oddělíte kousek asi 1,5 cm dlouhý, uchopíte do pinsety a krátce ponoříte do zkoumaného vzorku. Zbarvení porovnáte se stupnicí na obalu a odečtete přibližné pH.
2. Pak vyberete proužek *PHAN* tak, aby předpokládané pH leželo přibližně uprostřed škály uvedené na obalu. Proužek ponoříme do roztoku tak, aby byly zvlhčeny všechny barevné zóny. Po vyjmutí porovnáte indikační zónu (uprostřed) se srovnávacími barevnými proužky. Najdete-li shodu, přiložíte papírek ke stupnici na obalu a odečtete pH. Budou-li se shodovat krajní indikační zóny, použijete proužek s příslušnou vyšší (nižší) stupnicí pH.
3. Výsledek si ověříte u asistenta.

6.2. Určení pH podle Gillespiea

Jednoduchý způsob určení pH pomocí dvojbarevných indikátorů navrhl L. J. Gillespie. Do jedné zkumavky se dá určitý počet kapek indikátoru ($x = 1$ až 9) a přidáním zásady se převede na alkalickou formu. Do druhé zkumavky se dá $(10 - x)$ kapek téhož indikátoru a převede se na kyselou formu. Změnou počtu kapek se získají dvojice roztoků, jež v průhledu proti bílému pozadí poskytují celou škálu zbarvení v oblasti barevného přechodu indikátoru. Při shodě zbarvení vzorku i indikátoru lze vypočítat pH podle rovnice:

$$pH = pK_i + \log \frac{x}{10 - x}$$

- U předloženého vzorku, jehož pH jste změřili pomocí papírku PHAN, si zvolíte indikátor tak, aby předpokládaná hodnota pH ležela asi uprostřed jeho barevného přechodu.

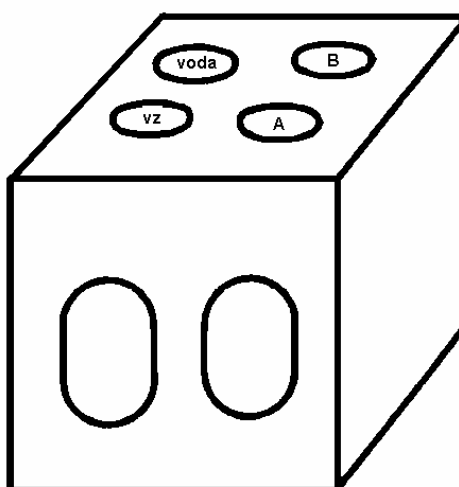
Indikátor	pH barevného přechodu	pK _i
Methylová červeň	4,4 až 6,2	5,3
Bromthymolová modř	6,0 až 7,6	6,8
Thymolová modř	8,0 až 9,6	8,8

- Do stojánku si připravíte dvě řady devíti stejných zkumavek. Do první řady (značené 1A, 2A, 3A, ..., 9A) odpipetujete 5 ml zásaditého roztoku a pomocí kapátka postupně přidáte 1, 2, 3, ...až 9 kapek indikátoru. Do druhé řady (9B, 8B, 7B, ..., 1B) odpipetujete 5 ml kyselého roztoku a přidáte 9, 8, ...až 1 kapku indikátoru. Na přesném počítání kapek velmi záleží! Směs promícháte opakovaným převrácením zkumavek.

Počet kapek indikátoru

Řada A: (zás.)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	(x)
Řada B: (kys.)	9	8	7	6	5	4	3	2	1	(10 - x)
pH										-

- Do zkumavky stejných rozměrů odpipetujete 5 ml vzorku a přidáte 10 kapek téhož indikátoru a konečně do další zkumavky dáte 5 ml vody.
- Barevné srovnání provedete v komparátoru (obr.). Do první dvojice otvorů vložíte za sebou zkumavku se vzorkem a s destilovanou vodou. Do druhé dvojice otvorů budete postupně vkládat páry 1A - 9B, 2A - 8B, 3A - 7B, atd. Budete hledat takový pár, který se svým zbarvením nejvíce blíží zkoumanému vzorku.
- pH vypočítáte z hodnoty pK_i použitého indikátoru a počtu kapek vybrané dvojice.
- Výsledek si ověříte u asistenta.



komparátor

6.3. Stanovení pH za použití pufrů

Je-li známo přibližné pH vyšetřovaného roztoku, vybere se vhodný indikátor, jehož barevný přechod leží v oblasti předpokládaného pH. Jako srovnávací roztoky se použijí pufrů, u nichž bylo pH zjištěno přesným elektrometrickým měřením. Vlastní stanovení je jednoduché. Do řady stejných zkumavek se odpipetuje stejné množství vhodných pufrů lišících se obvykle o 0,2 pH. Do další zkumavky se dá stejný objem vzorku. Pak se přidá do všech zkumavek stejné množství indikátoru a porovná se zbarvení vyšetřovaného vzorku se zbarvením pufrů.

1. Podle tabulky si připravíte do zkumavek stejných rozměrů srovnávací škálu pufrů. Do každé zkumavky přidáte 20 kapek indikátoru (bromkresolová zeleň).

Tabulka srovnávacích pufrů

pH	CH ₃ COOH (c = 100 mmol/l)	CH ₃ COONa (c = 100 mmol/l)
	ml	ml
3,80	9,0	1,0
4,15	8,0	2,0
4,38	7,0	3,0
4,58	6,0	4,0
4,75	5,0	5,0
4,93	4,0	6,0
5,11	3,0	7,0
5,35	2,0	8,0

2. Do další zkumavky odpipetujete 10 ml vzorku a přidáte rovněž 20 kapek indikátoru. Všechny zkumavky promícháte opakovaným převrácením.
3. Barevné srovnání provedete v komparátoru. Do jednoho otvoru vložíte zkumavku se vzorkem, do vedlejšího budete postupně vkládat srovnávací pufrů a hledat barevnou shodu. pH odečtete z tabulky.
4. Výsledek si ověříte u asistenta.

Použité roztoky a činidla

Úloha 6.1.

1. Universální indikátorové papírky
2. Indikátorové papírky PHAN

Úloha 6.2.

1. Universální indikátorové papírky
2. Indikátorové papírky PHAN
3. Roztok A (pH = 11) - NaOH (c = 0,001 mol/l)
4. Roztok B (pH = 3) - HCl (c = 0,001 mol/l)
5. Methylová červeň (0,02% roztok v 50% ethanolu)
6. Bromthymolová modř (0,04% roztok ve vodě)
7. Thymolová modř (0,04% roztok v 50% ethanolu)
8. Vzorky pro měření pH (v rozmezí 4,5 až 6,0; 6,2 až 7,5; 8,1 až 9,5)

Úloha 6.3.

1. Universální indikátorové papírky
2. Indikátorové papírky PHAN
3. CH₃COOH (c = 100 mmol/l)
4. CH₃COONa (c = 100 mmol/l)
5. Bromkresolová zeleň (0,04% roztok v 20% ethanolu)
6. Vzorky pro měření pH (v rozmezí pH 4,1 až 5,9)

Tlumivé soustavy

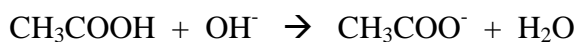
V chemické praxi bývají pro různé účely požadovány roztoky s určitou konkrétní hodnotou pH, kterou si navíc mají zachovat i při působení různých vnějších vlivů. Tento požadavek lze v silně kyselé a silně alkalické oblasti pokrýt vhodným ředěním silných anorganických kyselin resp. hydroxidů. Ve střední oblasti stupnice pH (asi 3 až 11) plní tuto funkci tzv. **tlumivé roztoky**, označované rovněž jako ústojné roztoky, tlumiče, ústoje, nárazníky nebo **pufry** (z něm. Puffer - nárazník). Jak označení napovídá, mají tyto roztoky schopnost podstatným způsobem zmírnit (ztlumit) změnu pH, k níž by jinak vlivem zásahu zvenčí došlo.

Tlumivé soustavy jsou složeny vždy ze dvou složek: slabé kyseliny a její konjugované báze, event. ze slabé báze a její konjugované kyseliny. V prvním případě budou mít obě složky **společný aniont** (např. CH_3COOH a CH_3COONa), v druhém případě mají **společný kationt** (např. NH_4OH a NH_4Cl).

Funkci tlumivých roztoků lze dobře vysvětlit na příkladě acetátového pufru, který je tvořen směsí roztoku kyseliny octové a octanu sodného. Kyselina octová je slabý protolyt a její disociace je ještě více potlačena přítomnými ionty CH_3COO^- , které vznikly disociací její soli. Okyselí-li se tento roztok, pak přidané ionty H^+ zreagují ihned s ionty acetátovými na nedisociovanou CH_3COOH a pH roztoku se příliš nezmění.



Přidá-li se naopak roztok silné zásady (např. NaOH), proběhne reakce s kyselinou octovou opět bez podstatného výkyvu pH.

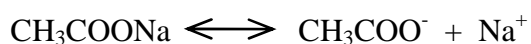
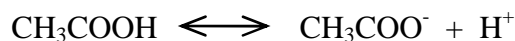


Analogicky se chová i pufr amoniakátový ($\text{NH}_4\text{OH} / \text{NH}_4\text{Cl}$). Náraz kyseliny (a tím nutně vyvolanou prudkou změnu pH) ztlumí hydroxid amonný (I.), změnu pH vyvolanou silným hydroxidem ztlumí přítomný chlorid amonný (II.)



Henderson-Hasselbalchova rovnice

Pufr je soustavou dvou složek se společným aniontem nebo kationtem. Smíchá-li se např. kyselina octová a octan sodný ve vodném prostředí, proběhnou tyto reakce:



Disociační konstanta (K_k) kyseliny octové je:

$$K_k = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Disociace kyseliny octové je silně potlačena přítomnými ionty CH_3COO^- , takže lze považovat hodnotu $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ za látkovou koncentraci soli v celkovém objemu pufru (c_s) a hodnotu $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ za látkovou koncentraci přítomné kyseliny v celkovém objemu pufru (c_k).

Po úpravě:

$$K_k = \frac{[\text{H}^+] \cdot c_s}{c_k} \quad \text{a dále} \quad c(\text{H}^+) = \frac{K_k \cdot c_k}{c_s}$$

Po zlogaritmování dostaneme konečný výraz označovaný jako **Henderson-Hasselbalchova rovnice**, který slouží k výpočtu pH a složení tlumivých soustav.

$$\text{pH} = \text{pK}_k + \log \frac{c_s}{c_k}$$

Symbole c_s a c_k označují látkové koncentrace složek v celém objemu pufru. Henderson-Hasselbalchovu rovnici lze upravit do tvaru s látkovým množstvím, který lze s výhodou používat ve většině výpočtů:

$$\text{pH} = \text{pK}_k + \log \frac{n_s}{n_k}$$

Analogicky lze připravit tlumivý roztok pro alkalickou oblast pH a to ze směsi roztoku slabé baze a její konjugované kyseliny, např. z amoniaku a chloridu amonného. Podobnou úvahou jako v předchozím případě je možno odvodit Henderson-Hasselbalchovu rovnici, která má pro tyto případy tvar:

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{pK}_z + \log \frac{n_s}{n_z} \right)$$

K přípravě tlumivých soustav se používají roztoky slabých kyselin a jejich solí, ale vhodné jsou rovněž hydrogensoli, např. dvojice NaH_2PO_4 a Na_2HPO_4 . Sůl s větším počtem atomů vodíku zastupuje kyselinu.

Jiná možnost přípravy pufrů je částečná neutralizace kyselin či zásad vypočítaným množstvím příslušného činidla. Např. v acetátovém pufru lze nahradit octan sodný reakcí kyseliny octové a NaOH, nebo v amoniakátovém pufru chlorid amonný reakcí amoniaku s HCl.

Smícháním několika tlumivých soustav lze získat pufrы účinné v širokém úseku pH. Např.: Britton-Robinsonův universální pufr je směsí H_3PO_4 , CH_3COOH a H_3BO_3 , k nimž se přidá předepsané množství NaOH, což vzhledem k trojsytnosti kyseliny fosforečné představuje pět tlumivých soustav, které pokrývají celou oblast pH v rozmezí 2 až 12. Složení tlumivých soustav se uvádí v různých tabulkách. Pro názornost uvedeme nejběžnější.

Tlumivá soustava	Oblast pH
Kys. citronová - citrát sodný	3,06 ± 1
Kys. octová - octan sodný	4,75 ± 1
NaH ₂ PO ₄ - Na ₂ HPO ₄	7,21 ± 1
H ₃ BO ₃ - Na ₂ B ₄ O ₇	9,24 ± 1
NH ₄ OH - NH ₄ Cl	9,25 ± 1
Na ₂ HPO ₄ - Na ₃ PO ₄	12,32 ± 1
H ₃ PO ₄ - CH ₃ COOH - H ₃ BO ₃ - NaOH	1,8 až 12

Význam tlumivých soustav je mimořádný. Uplatňují se při mnoha chemických procesech v roztocích, včetně biochemických a jsou nezbytnou součástí regulačních soustav živých organismů.

Funkce tlumivých soustav

Úkolem tlumivých soustav je zabránit velkým změnám pH v roztoku. Jejich účinnost omezuje několik činitelů.

Prvním limitujícím faktorem je hodnota disociační konstanty pK_k (resp. pK_z). **Maximální pufovací schopnost** mají takové soustavy, kde je

$$\begin{array}{llll} \text{pH} = \text{pK}_k & \text{pak je} & n_s = n_k \\ \text{resp.} & \text{pH} = 14 - \text{pK}_z & \text{pak je} & n_s = n_z \end{array}$$

Dobrou pufovací schopnost mají ještě roztoky, kde je

$$n_s/n_k \text{ (resp. } n_s/n_z) \text{ rovno } 1/10 \text{ až } 10/1$$

Tento poměr vymezuje tzv. **pufovací oblast**. Každý jednoduchý pufr je tedy použitelný v rozsahu

$$\text{pH} = \text{pK}_k \pm 1 \quad \text{resp.} \quad \text{pH} = 14 - (\text{pK}_z \pm 1)$$

Dalším činitelem, který ovlivňuje vlastnosti pufru, je **látkové množství jeho složek**. Z Henderson-Hasselbalchovy rovnice plyne, že poměr složek ovlivňuje hodnotu pH, zatímco jejich látkové množství má vliv na **kapacitu pufru**.

Pufovací kapacita udává látkové množství silné kyseliny nebo hydroxidu, které způsobí změnu pH o jednotku.

Pro pufr se často udává tzv. celková koncentrace pufru, která je dána vztahem :

$$c_p = \frac{n_p}{V_p} = \frac{n_s + n_k}{V_p} \quad \text{resp.:} \quad c_p = \frac{n_p}{V_p} = \frac{n_s + n_z}{V_p}$$

c_p celková koncentrace pufru
 n_p celkové látkové množství složek pufru
 V_p objem pufru

Výpočty pH

Výpočty s použitím Henderson-Hasselbalchovy rovnice si ukážeme na několika vzorových příkladech.

Základní zadání:

Připravte 500 ml acetátového pufru ($c = 100 \text{ mmol/l}$) o $\text{pH} = 5,0$. ($\text{p}K_k = 4,75$)

Výpočet:

$$\text{pH} = \text{p}K_k + \log \frac{n_s}{n_k}$$

$$5,0 = 4,75 + \log \frac{n_s}{n_k}$$

$$\log \frac{n_s}{n_k} = 0,25$$

$$\frac{n_s}{n_k} = 10^{0,25} = 1,8 = \frac{1,8}{1}$$

Pufr obsahuje: $n = c \cdot V = 100 \cdot 0,5 = 50 \text{ mmol složek}$, které rozdělíme v poměru 1,8 : 1 (celkem 2,8 dílů)

$$n_s = (50 : 2,8) \cdot 1,8 = 32,14 \text{ mmol soli}$$

$$n_k = (50 : 2,8) \cdot 1 = 17,86 \text{ mmol kyseliny}$$

Další postup záleží na tom, v jaké podobě máme k dispozici výchozí složky pufru (kyselina octová, octan sodný).

1. Budeme vycházet z původních chemikálií

(tj. ze substance CH_3COONa a 100% (ledové) CH_3COOH)

Výpočet:

$$m_s = n_s \cdot M_s = 0,03214 \cdot 82 = 2,63 \text{ g } \text{CH}_3\text{COONa}$$

$$m_k = n_k \cdot M_k = 0,01786 \cdot 60 = 1,072 \text{ g CH}_3\text{COOH}$$

$$V_k = m_k : \rho_k = 1,072 : 1,050 = \mathbf{1,02 \text{ ml CH}_3\text{COOH}}$$

Postup bude následující: 2,63 g soli nasypeme do odměrné baňky (objem 500 ml) a rozpustíme v malém množství vody. Přidáme 1,02 ml ledové kyseliny octové a doplníme vodou na 500 ml.

2. Budeme mít k dispozici CH₃COONa a zředěnou (60%) CH₃COOH

Výpočet:

Navážka soli zůstává: **2,63 g soli**

$$m_{60\%} = m_k : w = 1,072 : 0,6 = 1,787 \text{ g kyseliny}$$

$$V_{60\%} = m_{60\%} : \rho_{60\%} = 1,787 : 1,064 = \mathbf{1,68 \text{ ml kyseliny}}$$

Na přípravu 500 ml acetátového pufru použijeme 2,63 g octanu sodného a 1,68 ml 60% CH₃COOH.

3. Budeme vycházet ze zásobních roztoků

K dispozici je: roztok soli (c = 0,1 mol/l)

roztok kyseliny (c = 0,2 mol/l)

Výpočet:

$$V_s = n_s : c_s = 32,14 : 0,1 = \mathbf{321,4 \text{ ml soli}}$$

$$V_k = n_k : c_k = 17,86 : 0,2 = \mathbf{89,3 \text{ ml kyseliny}}$$

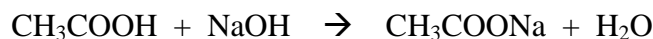
Smícháme vypočítané objemy složek a doplníme vodou na 500 ml.

4. Budeme vycházet z kyseliny a vhodného hydroxidu

(použijeme 100% CH₃COOH a pevný NaOH)

Výpočet:

sůl vznikne reakcí:



Na vznik potřebného látkového množství soli je třeba:

$$32,14 \text{ mmol NaOH (tj. 1,286 g NaOH)}$$

$$32,14 \text{ mmol CH}_3\text{COOH (tj. 1,84 ml 100\% CH}_3\text{COOH)}$$

K tomu přidáme ještě 17,86 mmol kyseliny (tj. 1,02 ml 100% CH₃COOH)

Celkem použijeme: 1,286 g NaOH a (1,84 + 1,02) = 2,86 ml 100% CH₃COOH, které rozpustíme na 500 ml roztoku.

5. Můžeme vycházet i z roztoků CH₃COOH a vhodného hydroxidu

Použijeme: roztok CH₃COOH (c = 0,2 mol/l)

roztok NaOH (c = 0,4 mol/l)

Výpočet:

Na vznik soli je třeba: 32,14 mmol kyseliny

32,14 mmol NaOH

$V_k = n_k : c_k = 32,14 : 0,2 = 160,7$ ml kyseliny

$V_{\text{NaOH}} = n_z : c_z = 32,14 : 0,4 = 80,35$ ml NaOH

Po smíchání vznikne 32,86 mmol soli

K tomu přidáme 17,86 mmol kyseliny /tj. 89,3 ml CH₃COOH (c = 0,2 mol/l)/

Celkem použijeme: 80,35 ml NaOH (c = 0,4 mol/l) a (160,7 + 89,3) = 250,0 ml CH₃COOH (c = 0,2 mol), které doplníme vodou na 500 ml.

6. Dále vypočítáme, jak se změní pH sledovaného pufru po přidání 50 ml roztoku HCl (c = 100 mmol/l).

Výpočet:

$n_{\text{HCl}} = c_k \cdot V_k = 100 \cdot 0,05 = 5$ mmol HCl

Reakce: $\text{HCl} + \frac{\text{CH}_3\text{COONa}}{\text{ubyl}} \rightarrow \frac{\text{CH}_3\text{COOH}}{\text{přibyl}} + \text{NaCl}$

$$\text{pH} = \text{p}K_k + \log \frac{n_s}{n_k}$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{32,14 - 5}{17,86 + 5}$$

pH = 4,82

Změna pH: 5,0 - 4,82 = **0,18 jednotek**

pH roztoku se vlivem kyseliny snížilo o 0,18 jednotek.

7. Pro porovnání ještě vypočítejme, jak by se změnilo pH, kdybychom přidali 5 mmol HCl k 500 ml vody.

Výpočet:

$c_{\text{HCl}} = n_k : V_k = 0,005 : 0,5 = 0,01$ mol/l

pH = -log c(H⁺) = -log 0,01 = 2

Změna pH: 7,0 - 2,0 = **5 jednotek**

pH vody se vlivem kyseliny snížilo o 5 jednotek. Vliv pufru na stabilitu pH je nesporný.

8. Konečně vypočítejme kapacitu sledovaného pufru

Jak již bylo řečeno výše, kapacita udává látkové množství silné kyseliny nebo hydroxidu, které způsobí změnu pH o jednotku.

Výpočet:

Přidání kyseliny: změna pH: $5,0 - 1 = 4,0$

$$pH = pK_k + \log \frac{n_s}{n_k}$$

$$4,0 = 4,75 + \log \frac{32,14 - x}{17,86 + x}$$

$x = 24,59$ mmol silné kyseliny

Přidání hydroxidu: změna pH: $5,0 + 1 = 6,0$

$$pH = pK_k + \log \frac{n_s}{n_k}$$

$$6,0 = 4,75 + \log \frac{32,14 + x}{17,86 - x}$$

$x = 15,19$ mmol silného hydroxidu

Puf r má větší zásobu soli, proto odolává lépe náporu kyseliny.

Jeden z nejsledovanějších pufrů v klinické biochemii je hydrogenuhličitanový pufr působící v krvi. Je tvořen hydrogenuhličitanem a kyselinou uhličitou ($pK_k = 6,1$). Při metabolických přeměnách vznikají častěji kyseliny než baze a tomu je pufr přizpůsoben. Má mnohem větší zásobu hydrogenuhličitanu než kyseliny. Poměr n_s/n_k je 20/1. Při poruchách acidobazické rovnováhy se může organismus dostat do stavu **acidosis** (horní hranice je pH = 6,8) nebo **alkalosis** (dolní hranice je pH = 7,7).

Normální pH : $7,40 \pm 0,04$

Hladina HCO_3^- : 24,0 mmol/l

Hladina H_2CO_3 (v přepočtu): 1,2 mmol/l

Opakování

1. Jaké pH má pufr složený ze 100 ml roztoku kyseliny mravenčí ($pK_k = 3,75$) a 350 ml roztoku mravenčanu sodného stejné látkové koncentrace (0,1 mol/l)? (4,29)
2. Jaké pH bude mít roztok, který obsahuje 0,35 mol amoniaku a 0,70 mol chloridu amonného? ($pK_z = 4,75$) (8,95)
3. Jaké pH bude mít roztok, který vznikne smícháním (částečnou neutralizací) 50 ml roztoku kyseliny barbiturové ($c = 0,2$ mol/l) a 10 ml roztoku NaOH ($c = 0,2$ mol/l)? ($pK_k = 3,20$) (2,60)
4. Jak se změní pH acetátového pufru (obsahuje 200 mmol složek v litru), jestliže k 20 ml pufru ($n_s/n_k = 3/1$) přidáme 5 ml HCl ($c = 0,1$ mol/l)? ($pK_k = 4,75$) (z 5,23 na 4,97)
5. Jaké pH bude mít roztok, který obsahuje 75 mmol CH_3COOH ($pK_k = 4,75$) a 25 mmol CH_3COONa ? (4,27)
6. Vypočítejte pH roztoku, který vznikne smícháním 500 ml roztoku NaH_2PO_4 a 250 ml roztoku Na_2HPO_4 stejné látkové koncentrace ($c = 200$ mmol/l). ($pK_k = 7,21$) (6,91)
7. Vypočítejte pH citrátového pufru ($pK_k = 3,06$), který byl připraven smícháním 150 ml roztoku kyseliny citronové ($c = 0,1$ mol/l) a 150 ml citrátu sodného ($c = 0,2$ mol/l). (3,36)
8. Vypočítejte pH roztoku, který vznikl smícháním 250 ml amoniaku ($c = 0,2$ mol/l) a 750 ml NH_4Cl ($c = 0,1$ mol/l). ($pK_z = 4,75$) (9,07)
9. Jaké pH bude mít roztok, smícháme-li 10 ml amoniaku a 2 ml HCl stejné látkové koncentrace ($c = 100$ mmol/l)? ($pK_z = 4,75$) (9,85)
10. Jaké pH bude mít roztok po smíchání 200 ml kyseliny diethylbarbiturové ($c = 0,5$ mol/l) a 100 ml NaOH ($c = 0,1$ mol/l) ($pK_k = 7,40$) (6,45)
11. Fosfátový pufr ($pK_k = 7,21$) obsahuje 60 mmol NaH_2PO_4 a 40 mmol Na_2HPO_4 . Jak se změní jeho pH po přidání 100 ml NaOH ($c = 0,1$ mol/l)? (z 7,03 na 7,21)
12. Amoniakátový pufr ($pK_z = 4,75$) byl připraven smícháním 400 ml roztoku amoniaku ($c = 30$ mmol/l) a 600 ml NH_4Cl ($c = 50$ mmol/l). Jak se změní pH po přidání 50 ml HCl ($c = 0,1$ mol/l)? (z 8,85 na 8,55)
13. Vypočítejte poměr n_s/n_k v acetátovém pufru ($pK_k = 4,75$) při $pH = 5,05$. (2/1)
14. Máte k dispozici roztok kyseliny citronové ($pK_k = 3,06$) a její sodné soli stejné látkové koncentrace ($c = 0,4$ mol/l). Kolik ml obou složek smícháte, chcete-li získat 1 litr pufru o $pH = 2,66$? (714,3 ml kyseliny a 285,7 ml soli)
15. Vypočítejte potřebné navážky látek pro přípravu 1 litru fosfátového pufru ($pK_k = 7,21$) o $pH = 7,81$ a celkovém množství složek 200 mmol. K dispozici je:
 Na_2HPO_4 ($M = 142,0$ g/mol) (22,72 g)
 KH_2PO_4 ($M = 136,1$ g/mol) (5,44 g)
16. Vypočítejte kapacitu 1 l citrátového pufru ($pK_k = 3,06$), který obsahuje 500 mmol složek v poměru 1/1. (204,5 mmol)

17. Kolik ml 10% CH_3COOH (hustota $1,012 \text{ g/cm}^3$) a kolik g NaOH potřebujeme na přípravu 500 ml acetátového pufru o $\text{pH} = 5,05$ a celkovém látkovém množství složek 300 mmol v litru? $\text{pK}_k = 4,75$, $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g/mol}$
(88,9 ml kyseliny a 4,0 g NaOH)
18. Kolik g kyseliny citronové ($M = 192,1 \text{ g/mol}$) a kolik ml roztoku NaOH ($c = 0,5 \text{ mol/l}$) je třeba na přípravu 1 l citrátového pufru o $\text{pH} = 2,76$ a obsahu složek 180 mmol v litru? ($\text{pK}_k = 3,06$)
(120 ml NaOH a 34,58 g kyseliny)
19. Kolik ml roztoku Na_2HPO_4 ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) a kolik litrů roztoku KH_2PO_4 ($c = 0,05 \text{ mol/l}$) použijete na přípravu 3 l fosfátového pufru o $\text{pH} = 7,51$ a celkovém látkovém množství složek 50 mmol v litru? ($\text{pK}_k = 7,21$) (2 l KH_2PO_4 a 500 ml Na_2HPO_4 doplnit do 3 l vodou)
20. Jak se změní pH amoniakátového pufru ($\text{pK}_z = 4,75$), který obsahuje 2,5 mmol NH_4Cl a 3,5 mmol amoniaku, po přidání 50 ml roztoku H_2SO_4 ($c = 0,01 \text{ mol/l}$)? (z 9,39 na 9,11)

7. úloha:

Vlastnosti a funkce pufrů

7.1. Kapacita acetátového pufru

Kapacita pufru udává látkové množství kyseliny nebo zásady, které způsobí změnu pH o jednotku. Kapacita je závislá na látkovém množství složek pufru. Bude-li pufr obsahovat více soli, bude lépe odolávat náporu kyseliny. Bude-li naopak obsahovat více kyseliny, bude lépe odolávat náporu zásady. Budou-li obě složky zastoupeny stejně, bude na obě strany vyvážený.

V následující úloze budete sledovat acetátový pufr s poměrem složek $n_s/n_k = 1/1$. Jejich látkové množství bude postupně klesat.

Provedení:

1. Do očíslovaných titračních baněk si připravíte podle tabulky 10 ml acetátového pufru ($pK_k = 4,75$), přidáte 2-3 kapky indikátoru (fenolftalein) a ztitrujeme standardizovaným roztokem NaOH do růžového zbarvení. Spotřebu (sp) zapíšete do tabulky.

Číslo roztoku	CH ₃ COOH (0,1 mol/l)	CH ₃ COONa (0,1 mol/l)	H ₂ O	c_{pufr}	spotřeba (sp)	n_{NaOH}
	ml	ml	ml	mmol/l	ml	mmol
1	5,0	5,0	-			
2	4,0	4,0	2,0			
3	3,0	3,0	4,0			
4	2,0	2,0	6,0			
5	1,0	1,0	8,0			

2. Standardizace titračního roztoku NaOH:

Odpipetujete 10 ml standardního roztoku kyseliny šťavelové, přidáte 2-3 kapky indikátoru (fenolftalein) a ztitrujete do trvalého růžového zbarvení.

$$c_t = \frac{c_{st} \cdot V_{st}}{V_t \cdot f_{st}} \quad [mmol/l]$$

3. Z objemů CH₃COOH ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) a CH₃COONa ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) vypočítáte látkové množství složek pufru. Toto množství vztaženo na 1 l pufru se označuje jako **látková koncentrace pufru** (c_{pufr}).

$$c_{\text{pufr}} = \frac{n_s + n_k}{V_{\text{pufr}}} \quad [mmol/l]$$

4. Vypočítáte látkové množství NaOH, které způsobilo překročení kapacity zkoumaného pufru.

$$n_{\text{NaOH}} = c_t \cdot sp \quad [mmol]$$

5. Na milimetrový papír sestrojíte graf: na osu x nanese te látkovou koncentraci pufru (mmol/l), na osu y látkové množství NaOH (mmol). Nalezenými body proložíte přímkou. Výsledek zhodnotíte.

7.2. Pufrovací schopnost acetátového pufru

Pufrovací schopnost je závislá na hodnotě pK_k a na poměru složek n_s/n_k . Nejlepší vlastnosti má pufr při hodnotě $pH = pK_k$. V tom případě je poměr $n_s/n_k = 1/1$. Oblast pH , pro niž je pufr prakticky použitelný, je $pH = pK_k \pm 1$.

Pracovat budete s acetátovým pufrem ($pK_k = 4,75$) celkové látkové koncentrace 0,1 mol/l. Vyhodnocení provedete graficky.

Provedení:

1. Do očíslovaných titračních baněk si připravíte podle tabulky 10 ml acetátového pufru. Přidáte 2-3 kapky indikátoru (fenolftalein) a ztitrujete standardizovaným roztokem NaOH (viz úloha 7.1, úkol 2) do trvalé světle růžové barvy. Spotřebu (sp) zapíšete do tabulky.

Číslo roztoku	CH ₃ COOH (0,1 mol/l)	CH ₃ COONa (0,1 mol/l)	pH	spotřeba (sp)	n _{NaOH}
	ml	ml		ml	mmol
1	9,9	0,1			
2	9,5	0,5			
3	9,0	1,0			
4	7,5	2,5			
5	6,0	4,0			
6	4,0	6,0			
7	2,5	7,5			
8	1,0	9,0			
9	0,5	9,5			
10	0,1	9,9			

2. Vypočítáte pH všech roztoků

$$pH = pK_k + \log \frac{n_s}{n_k}$$

$$pH = pK_k + \log \frac{c_s \cdot V_s}{c_k \cdot V_k}$$

$$pH = 4,75 + \log \frac{V_s}{V_k} \quad (\text{protože } c_s = c_k)$$

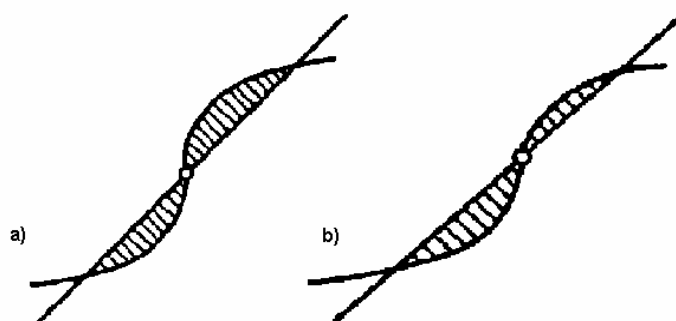
3. Z nalezené spotřeby vypočítáte látkové množství NaOH (mmol), které způsobilo změnu pH (tedy překročení pufovací kapacity) zkoumaného pufru a doplníte tabulku.

$$n_{\text{NaOH}} = c_t \cdot sp \quad [\text{mmol}]$$

4. Na milimetrový papír sestrojíte titrační křivku pufru: na osu x nanese hodnoty pH, na osu y odpovídající látkové množství NaOH. Nalezenými body proložíte plynulou křivku esovitého tvaru. Pufovací oblast, pro niž platí $\text{pH} = \text{pK}_k \pm 1$, vyšrafujete.
5. Na titrační křivce určíte **inflexní bod**. Jeho průmět na osu x udává hodnotu pK_k a současně i hodnotu pH, kdy má pufr nejlepší pufovací schopnost (pH_{max}).
6. Vyhodnocení titračních křivek:

a) **Metoda podle Kohna a Zítka**

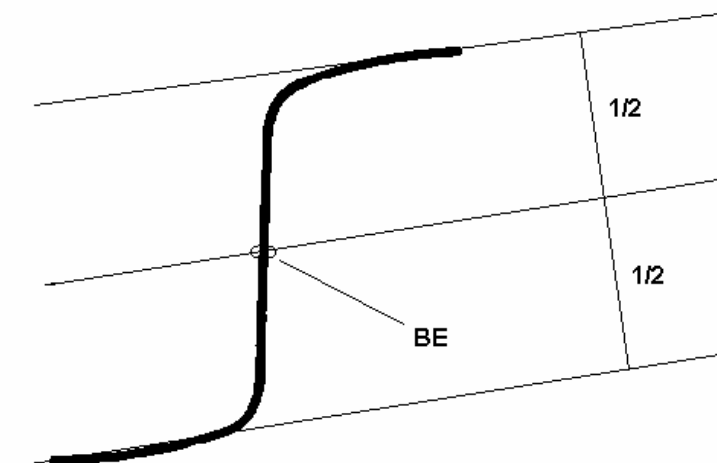
Titrační křivkou se vede přímka tak, aby ji protla ve třech bodech. Snažíme se, aby vymezené plochy nad přímkou a pod ní byly stejné.



a) *správné vyhodnocení*, b) *nesprávné vyhodnocení*

b) **Grafická metoda**

Vedou se dvě rovnoběžky, které se dotýkají titrační křivky v její nejzakřivenější části (tj. prakticky prodlužují počáteční a závěrečnou část křivky). Vzdálenost mezi rovnoběžkami se rozpůlí a průsečík půlící rovnoběžky s titrační křivkou udává polohu inflexního bodu. Jeho průmět na osu x udává (stejně jako v předchozí metodě) pK_k a pH_{max} .



Použité roztoky:

1. Titrační roztok NaOH (0,1 mol/l)
2. Standardní roztok (COOH)₂ (0,05 mol/l)
3. CH₃COOH (0,1 mol/l)
4. CH₃COONa (0,1 mol/l)
5. Fenolftalein (0,1% roztok v 50% ethanolu)

8. úloha: Reakce vybraných organických sloučenin

Pro tuto úlohu byly vybrány takové reakce, na nichž je možno demonstrovat základní vlastnosti a chování jednotlivých skupin organických sloučenin (např. aldehydů, ketonů, fenolů, apod.) včetně přírodních látek (sacharidů, bílkovin), s nimiž byli posluchači podrobněji seznámeni na přednášce. Bude ověřována jejich reaktivnost, redoxní vlastnosti, tvorba barevných sloučenin, apod. Dále jsou zařazeny některé reakce, které se v různých příbuzných oborech (klinická biochemie, farmacie, soudní lékařství) používají k důkazům sledovaných látek.

Studenti provedou modelově uvedené reakce a získané poznatky si ověří na průkazu neznámých vzorků, které obdrží na konci praktika od laborantky.

8.1. Reakce halogenderivátů

Halogenderiváty lze odvodit od základních uhlovodíků náhradou jednoho nebo více atomů vodíku halovým prvkem (F, Cl, Br nebo I). Tak lze získat mono-, di-, tri- až polyhalogenderiváty. Po stránce chemické jsou to látky různě reaktivní. Halogenderiváty velmi reaktivní se často používají k přípravě jiných derivátů, neboť halogen lze snadno zaměnit za jiný substituent. Uplatňují se proto hlavně v oblasti organických syntéz. Naproti tomu jiné halogenderiváty jsou velice stabilní a používají se např. jako inertní nehořlavá rozpouštědla. Jako součást živých organismů se vyskytují poměrně vzácně, řada z nich se však používá jako **léčiva** (chlortetracyklin, chloramfenikol, chlorpromazin aj.), **narkotika** (chloroform), **antiseptika** (jodoform), **antitusika** (bromoform) aj. Některé z halogenderivátů jsou značně toxické.

Provedení:

8.1.1. Beilsteinova zkouška

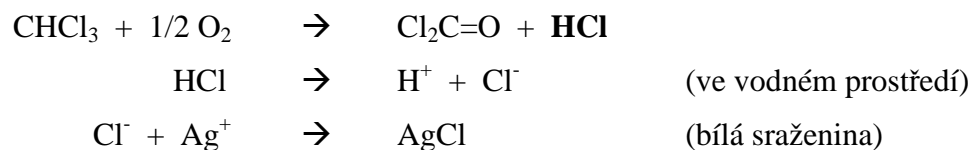
Měď s halogeny (údajně za spolupůsobení vzdušného kyslíku) dává těkavé halogenidy měďnaté, které barví plamen zeleně. Zkouška je orientační, neboť i jiné sloučeniny mohou barvit plamen zeleně (např. plamenná zkouška kationtů Ba^{2+}). Je-li však reakce **negativní**, **není** halogen přítomen. Reagují chloro-, bromo- a jododeriváty, nehodí se pro deriváty s fluorem.

Reakci si ověříte s chloroformem (CHCl_3). Měděný drátek ponoříte do zkoumaného roztoku a přiložíte k plameni. Probleskne zelené zbarvení.

8.1.2. Průkaz čistoty chloroformu

Na světle v přítomnosti kyslíku se chlorované deriváty zvolna rozkládají. Z chloroformu postupně vzniká fosgen a chlorovodík. Oba produkty jsou toxické, zejména fosgen, který vyvolává těžké plicní edémy a později ochromení srdeční činnosti. Důkaz rozkladných produktů je založen na reakci HCl s AgNO_3 , s nímž dává ve vodném prostředí

bílou sraženinu AgCl (viz srážecí reakce iontů Ag⁺ nebo Cl⁻). Je-li reakce pozitivní, nelze v žádném případě použít chloroform pro narkózu.



Zkoušku provedete takto: do jedné zkumavky dáte asi 0,5 ml chloroformu podezřelého z rozkladu, do druhé zkumavky kontrolní čistý chloroform. Do obou zkumavek přidáte 0,5 ml činidla (roztok AgNO₃), uzavřete zátkou a dobře protřepete. Po rozdělení fází by měla být horní (vodná) fáze u chloroformu znečištěného fosgenem bíle zakalena sraženinou AgCl.

8.2. Reakce alkoholů

Alkoholy jsou deriváty uhlovodíků, v nichž je jeden nebo několik atomů vodíku nahrazeno hydroxylovou skupinou -OH. Název alkoholu se odvozuje od základního uhlovodíku připojením koncovky **-ol** (methanol, ethanol, propanol), která se podle počtu skupin -OH doplňuje ještě číslovkou předponou (ethandiol, propantriol).

Alkoholy se rozdělují podle počtu hydroxylových skupin na jednosytné (jednofunkční), dvojsytné (difunkční), trojsytné (trifunkční) atd. až vícesytné (polyfunkční).

Podle charakteru řetězce se alkoholy dělí na alifatické nasycené (alkanoly) a nenasycené (alkenoly), alicyklické (cykloalkanoly) a aromatické. (Skupina -OH je vázána v postranním alifatickém řetězci. Nezaměňovat s fenoly!)

Podle toho, kde je hydroxylová skupina v řetězci vázána, se dělí alkoholy na primární (funkční skupina -CH₂OH), sekundární (skupina $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{CHOH} \end{array}$) a terciární (skupina $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{COH} \end{array}$).

Hydroxylová skupina se vyznačuje značnou reaktivitou.

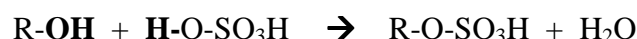
a) S alkalickými kovy vznikají **alkoholáty**



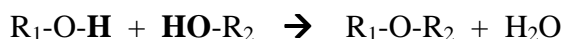
b) Se silnými dehydratačními činidly vznikají **nenasycené uhlovodíky**



c) Reakcí s anorganickými i organickými kyselinami vznikají **estery**. Rozdíl je však v mechanismu reakce.



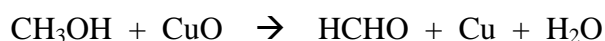
d) Reakcí dvou alkoholů vznikají **ethery**



Významná je oxidace (dehydrogenace) alkoholů. Primární alkoholy při ní poskytují **aldehydy**, které se mohou oxidovat až na karboxylové kyseliny. Sekundární alkoholy se oxidují na **ketony**, terciární alkoholy se oxidují až silnými oxidačními činidly a poskytují směs různých oxidačních produktů, z nichž jeden bývá obvykle keton.

8.2.1. Oxidace methanolu

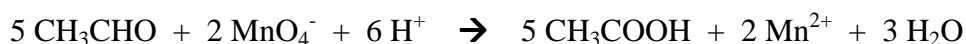
Methanol se oxiduje (dehydrogenuje) oxidem měďnatým za horka na methanal (formaldehyd). Do zkumavky dáte asi 1 ml methanolu. Měděný drátek žhavíte v plameni tak dlouho, až se pokryje černou vrstvou CuO. Ještě horký drátek ponoříte do methanolu. Proběhne redoxní reakce, na povrchu drátku se objeví lesklý červenohnědý povlak mědi. Postup ještě alespoň jednou zopakujete. Vzniklý methanal dokážete Schiffovým činidlem (viz reakce aldehydů, úloha 8.4.1.)



8.2.2. Kontrola čistoty ethanolu

Ethanol používaný v lékárnách pro přípravu léčiv (Spiritus 95%) může být znečištěn ethanalem (acetaldehydem), který by přípravek znehodnotil. Ethanol se zkouší redoxním testem. U čistého preparátu musí být tento test **negativní**.

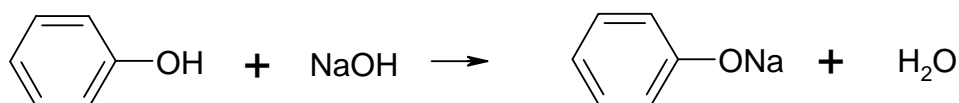
Připravíte si dvě zkumavky. Do jedné dáte asi 1 ml prověřovaného vzorku, do druhé zkumavky dáte stejné množství kontrolního čistého ethanolu. Do obou zkumavek přidáte 0,5 ml roztoku H_2SO_4 ($c = 2 \text{ mol/l}$) a pak budete po kapkách přidávat roztok KMnO_4 . Bude-li se manganistan odbarvovat, probíhá redoxní reakce, tzn. že je přítomen ethanal a vzorek **není vhodný** pro farmaceutické použití.



8.3. Reakce fenolů

Fenoly mají hydroxylovou skupinu vázanu přímo na aromatické jádro. Podobně jako alkoholy se dělí podle počtu funkčních skupin na jednosytné (jednofunkční), dvojsytné (dvojfunkční) atd. V názvech se používá předpona **hydroxy-** (hydroxybenzen, 1,2-dihydroxybenzen), ale běžné jsou (jako ostatně v organické chemii dost často) i názvy triviální (fenol, pyrokatechol, resorcinol aj.).

Fenoly mají některé reakce společné s alkoholy, ale dost podstatně se liší svým kyselým charakterem. To, že se z hydroxylové skupiny uvolňuje ve vodném prostředí vodíkový iont, je důsledek vlivu aromatického jádra. Proto se fenoly chovají jako slabé kyseliny a s anorganickými hydroxidy poskytují **fenoláty**.



Vícesytné fenoly mají velkou afinitu k některým kovům, s nimiž vytvářejí výrazně zbarvené soli komplexního charakteru. Toho se oboustranně využívá: jak k důkazu fenolů, tak i k důkazu komplexotvorných kovů.

8.3.1. Reakce fenolů s ionty Fe^{3+}

Fenoly obecně dávají s roztoky železitých solí barevné komplexy, jejichž barvy se navzájem liší. Na vzduchu (a zejména v alkalickém prostředí) se zbarvení prohlubuje a postupně přechází do tmavších odstínů, což je způsobeno oxidačním vlivem kyslíku.

Připravíte si několik zkumavek. Do první dáte asi 0,5 ml roztoku hydroxybenzenu (fenolu) a do dalších několik krystalků předložených fenolů, které rozpustíte v několika kapkách vody nebo ethanolu. Přidáte asi 5 kapek roztoku FeCl_3 a zaznamenáte zbarvení komplexní železité soli. Zbarvení spolu se vzorcem fenolu doplníte do tabulky.

Vzorek	Rozpouštědlo	Vzorec	Zbarvení
Fenol	H_2O		
Pyrokatechol	H_2O		
Hydrochinon	H_2O		
Pyrogallol	H_2O		
α -naftol	ethanol		
β -naftol	ethanol		

8.3.2. Reakce fenolů s ionty Hg^{2+} (Millonova reakce)

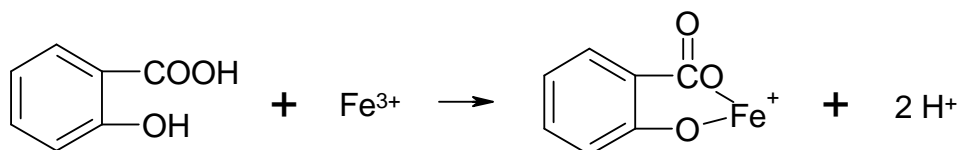
Fenoly dávají s Millonovým činidlem (rtuť v dýmavé kyselině dusičné) červeně zbarvené komplexy poměrně komplikovaného složení. Reakce je citlivá a používá se nejen k důkazu fenolů, ale i bílkovin, v nichž je aminokyselina tyrosin (svou povahou fenol) zabudována do polypeptidového řetězce.

Připravíte si dvě zkumavky. Do jedné dáte asi 0,5 ml roztoku fenolu, do druhé stejné množství roztoku bílkoviny. Pak do obou zkumavek přidáte 0,5 ml Millonova činidla (opatrnost!) a obě zkumavky zahřejete. Vyvine se jasně červené zbarvení rtuťnatého komplexu.

8.3.3. Důkaz kyseliny salicylové

Kyselina salicylová (2-hydroxybenzoová) patří rovněž mezi fenoly a dává s ionty Fe^{3+} červenofialově zbarvený komplex. Reakce je velmi citlivá a probíhá stechiometricky. Používá se na jedné straně k důkazu a fotometrickému stanovení iontů železitých, na druhé straně lze použít reakci s ionty Fe^{3+} k důkazu i fotometrickému stanovení kyseliny salicylové a salicylátů. Toho se využívá ke stanovení její hladiny v krvi rheumatiků léčených salicyláty nebo při důkazu salicylátů v moči.

Do zkumavky dáte asi 0,5 ml roztoku kyseliny salicylové a přidáte asi 0,5 ml činidla (roztok FeCl_3). Ihned se vyvine sytě červené zbarvení komplexní železité soli.

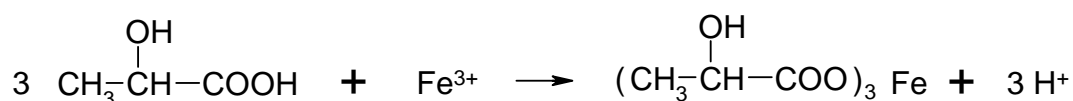


8.3.4. Důkaz kyseliny mléčné podle Uffelmana

Reakci fenolu s ionty Fe^{3+} lze využít (i když nepřímo) i k důkazu kyseliny mléčné. Kyselina mléčná (2-hydroxypropanová) je důležitý metabolit, který vzniká v těle při anaerobní glykolýze. Kvantitativně se stanovuje např. v krvi sportovců po zátěži, dokazuje se v žaludeční šťávě při podezření na karcinom (při achlorhydrii).

Kyselina mléčná dává s ionty Fe^{3+} žlutě zbarvenou komplexní sůl. Činidlo (roztok FeCl_3) je však samo zbarveno žlutě, proto se provádí důkaz v úpravě podle Uffelmana: nejprve se s ionty Fe^{3+} vytvoří tmavě zbarvená komplexní sůl s fenolem. Po přidání kyseliny mléčné přejde železitý kationt do laktátového komplexu a v roztoku se projeví barevná změna. Původní tmavá modrofialová barva se změní v žlutou.

Do zkumavky dáte 0,5 ml roztoku fenolu a 5 kapek roztoku FeCl_3 . Objeví se tmavé modrofialové zbarvení. Pak přidáte asi 0,5 ml roztoku kyseliny mléčné (nebo laktátu), tmavé zbarvení zmizí a objeví se žlutá barva.



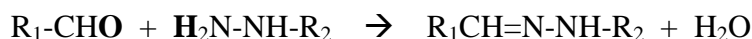
8.4. Reakce aldehydů a ketonů

Aldehydy a ketony obsahují karbonylovou funkční skupinu >C=O , která je u aldehydů vázána na konci řetězce, u ketonů je uprostřed. Názvy se odvozují od základních uhlovodíků: u aldehydů pomocí přípony **-al** (methanal, ethanal), ketony mají koncovku **-on** (propanon, butanon). Vedle toho se běžně užívají i názvy triviální (formaldehyd, acetaldehyd, aceton).

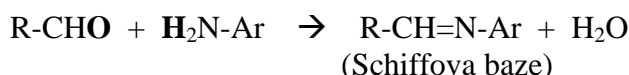
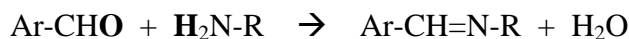
Reakce podmíněné přítomností karbonylové skupiny jsou pro aldehydy i ketony společné. Jsou to adice a kondenzace. Avšak na redoxních dějích se mohou podílet jen aldehydy. Poměrně snadno se totiž oxidují na karboxylové kyseliny.

Z adičních reakcí má velký význam **adice vody**. Nejprve vznikají poměrně nestálé aldehydhydráty nebo ketonhydráty, které lze stabilizovat reakcí s alkoholem, při níž vznikají **poloacetal** nebo **acetal**, resp. **poloketal** a **ketal**. Mimořádný význam má tvorba vnitřních poloacetalů (poloketalů) u cukrů.

Z kondenzačních reakcí je významná reakce s **hydrazinem** a jeho deriváty, při níž vznikají **aldehydhydrazony** a **ketonhydrazony**.



Největší význam má však reakce s **primárními aminy**. Reakce probíhá snadno zejména mezi alifatickým aminem a aromatickým aldehydem nebo obráceně mezi aromatickým aminem a alifatickým aldehydem. Obdobně probíhá reakce i s ketony. Kondenzační produkt se obecně označuje jako tzv. **Schiffova baze**. Tato reakce se uplatňuje v celé řadě biochemických dějů, kromě jiného je podstatou tzv. transaminací, což je klíčový pochod při přeměně aminokyselin v živých organismech.



8.4.1. Důkaz aldehydů a ketonů Schiffovým činidlem

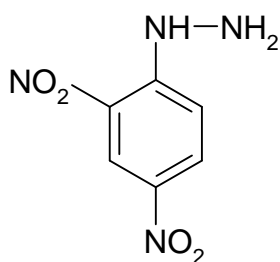
Schiffovo činidlo obsahuje červené barvivo fuchsin odbarvené hydrogensířičitanem. Při adiční reakci se hydrogensířičitan spotřebovává (aduje se na aldehyd nebo keton), čímž se uvolní původní červené barvivo. Aldehydy reagují ihned, ketony až po chvíli.

Připravíte si dvě zkumavky. Do jedné dáte asi 0,5 ml roztoku formaldehydu, do druhé stejné množství acetonu. Pak přidáte do obou zkumavek 5 kapek Schiffova činidla a pozorujete reakci. Formaldehyd by měl reagovat ihned, aceton až po chvíli. Podobným způsobem prokážete methanal v úloze 8.2.1.

8.4.2. Důkaz aldehydů a ketonů s 2,4-dinitrofenylhydrazinem

2,4-dinitrofenylhydrazin dává s aldehydy žluté, ve vodě nerozpustné 2,4-dinitrofenylhydrazony. Tyto deriváty dobře krystalizují a mají ostré body tání. Mohou sloužit k identifikaci látek. Pokud se provede srážení kvantitativně a vzniklý hydrazon se rozpustí v CCl_4 , může být reakce využito i ke kvantitativnímu stanovení. Podobně reagují i ketony. Cukry tvoří s uvedeným činidlem nerozpustné **osazony**.

Do zkumavky dáte asi 0,5 ml roztoku formaldehydu a přidáte 0,5 ml nasyceného roztoku činidla v HCl. Vytvoří se žlutá sraženina methanalhydrazonu. Stejnou reakci dává i aceton. Provedení je stejné, vznikne žlutá sraženina propanonhydrazonu.

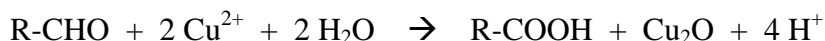


2,4-dinitrofenylhydrazin

8.4.3. Důkaz aldehydů Fehlingovým činidlem

Fehlingovo činidlo vznikne reakcí tartarátu s ionty Cu^{2+} . Komplex není příliš stálý, proto se připravuje těsně před reakcí smícháním stejných objemů roztoku Fehling I (roztok CuSO_4) a Fehling II (alkalický roztok vinanu sodno-draselného). Činidlo je čiré, sytě modře zbarvené. V přítomnosti aldehydů a redukujících cukrů se **za horka** (asi po dvouminutovém varu) redukuje na červenohnědý Cu_2O nebo až na kovovou měď. Při reakci musí nutně vzniknout zákal, pouze změna barvy činidla nestačí. V klinické biochemii se této reakce využívá k důkazu redukujících cukrů v moči.

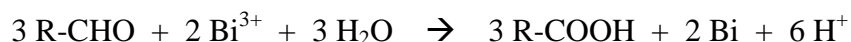
Připravíte si roztok Fehlingova činidla smícháním 2 ml roztoku Fehling I a stejného množství roztoku Fehling II. Odlijete asi 0,5 ml (zbytek použijete k dalším důkazům) a přidáte stejný objem roztoku formaldehydu. Směs povaříte a pozorujete vznik červenohnědé sraženiny Cu_2O , někdy se vytvoří na stěně zkumavky „měděné zrcátko“ vyredukované mědi.



8.4.4. Důkaz aldehydů Nylanderovým činidlem

Reakce je založena na stejném principu jako předchozí reakce Fehlingova. Nylanderovo činidlo obsahuje komplex kyseliny vinné s ionty Bi^{3+} , z něhož lze **za horka** vyredukovat černý kovový bismut.

Do zkumavky dáte asi 0,5 ml roztoku formaldehydu a stejné množství činidla. Krátce povaříte a pozorujete vznik tmavě hnědé až černé sraženiny vyredukovaného bismutu. Reakci lze použít i k důkazu redukujících cukrů v moči.



8.4.5. Důkaz aldehydů Tollensovým činidlem

Tollensovo činidlo obsahuje komplexní iont $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ a připravuje se vždy čerstvé těsně před reakcí: do zkumavky dáte 0,5 ml roztoku AgNO_3 a pomalu po kapkách přidáváte zředěný amoniak, až se hnědá sraženina Ag_2O právě rozpustí. Pak přidáte 3 kapky roztoku KOH a pak opět amoniak až do rozpuštění sraženiny. K tomuto činidlu

přidáte 0,5 ml roztoku zkoumaného aldehydu a krátce povaříte. Kovové stříbro se vyloučí jako černá sraženina nebo jako zrcátko na stěně zkumavky. I tuto reakci je možno použít k důkazu redukujících cukrů v moči.



8.4.6. Důkaz acetonu v moči

Množství acetonu v moči je obvykle nepatrné (do 60 mg/24h) a běžnými reakcemi se neprokáže. Pozitivní nález (**ketonurie**) je známkou poruchy metabolismu tuků bez přiměřené dodávky sacharidů, jak je tomu při hladovění, vyčerpávající tělesné námaze, při cukrovce (diabetes mellitus) a jiných patologických stavech. Při prokázané ketonurii je vždy nutno pátrat po vyvolávající příčině.

Důkaz acetonu je založen na barevné reakci s nitroprusidem sodným ($\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$). Činidlo není v roztoku stálé, proto jsou reakce upraveny tak, že se přidává nitroprusid v pevném stavu.

a) Lestradetova zkouška (s práškovým činidlem)

Lestradetovo činidlo je pevná směs nitroprusidu sodného, síranu amonného a bezvodého uhličitanu sodného. Na filtrační papír dáte na špičku nože činidla a pokápnete **vodným roztokem(!)** acetonu. Do 30 sekund se vyvine fialové zbarvení. Činidlo se musí chránit před vzdušnou vlhkostí a přechovává se v lahvičkách s dobře těsnící zátkou.

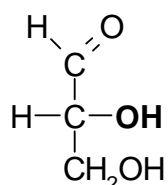
b) Legalova zkouška

Do zkumavky dáte malé množství nitroprusidu sodného a rozpustíte v několika kapkách vody. Pak přidáte 3 kapky roztoku NaOH a 3 kapky vodného roztoku acetonu. Vyvine se červené zbarvení. Pak přidáte ještě 3 kapky roztoku kyseliny octové. V přítomnosti acetonu se zbarvení prohloubí, není-li aceton přítomen, zbarvení zmizí.

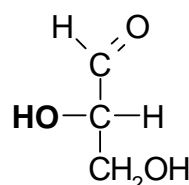
8.5. Reakce sacharidů

Sacharidy je souborný název pro monosacharidy, oligosacharidy a polysacharidy. **Cukry** je souborné označení mono- a oligosacharidů. Monosacharidy již nelze hydrolyticky štěpit na nižší sacharidové jednotky, oligosacharidy se skládají z 2 až 10 monosacharidových jednotek, polysacharidy jich obsahují více než deset, většinou tvoří dlouhé polymerní řetězce.

Monosacharidy jsou svou chemickou podstatou polyhydroxyaldehydy nebo polyhydroxyketony a podle toho se rozdělují na **aldosy** a **ketosy**. Podle počtu uhlíků v molekule se dělí na **triosy** (C_3), **tetrosy** (C_4), **pentosy** (C_5) a **hexosy** (C_6). Dále se monosacharidy rozdělují do dvou řad: **D-** a **L-**, které se odvozují od nejjednoduššího cukru (glyceraldehydu). Monosacharidy, které mají na předposledním uhlíku -OH skupinu **vpravo**, patří k **D-řadě**, je-li táž skupina **vlevo**, jsou zástupci **L-řady**.



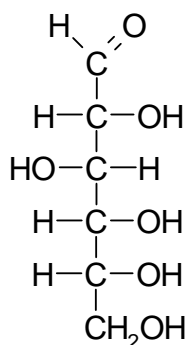
D-glyceraldehyd



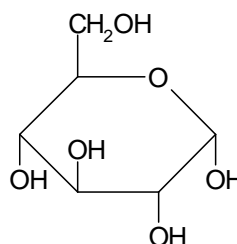
L-glyceraldehyd

Všechny cukry (s výjimkou dihydroxyacetonu) mají ve své molekule alespoň jeden asymetrický uhlík (tj. uhlík, který váže čtyři různé substituenty). To podmiňuje optickou aktivitu cukrů. Látky, které otáčejí rovinu polarizovaného světla vpravo, označujeme jako **pravotočivé** (+), látky **levotočivé** označujeme (-). Prostorové uspořádání *D*- a *L*- nemá obecně žádný vztah ke smyslu otáčení roviny polarizovaného světla. Látky mohou být *D*(+), *D*(-), *L*(+) i *L*(-).

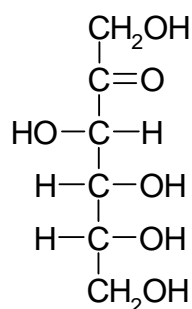
Vzorce monosacharidů se zapisují dvojím způsobem. Buď zachováme původní aldehydickou (ketonickou) funkční skupinu a získáme tzv. otevřený **Fischerův vzorec**. V podobě aldosa (ketosa) se monosacharidy nacházejí jen v bezvodém prostředí. Ve styku s vodou dochází k adiční reakci, vznikají příslušné aldehydhydráty (ketonhydráty) a z nich pak vnitřní poloacetalové (poloketalové). Tím se změní původní otevřená struktura v cyklickou. Formálně vznikají šestičlenné kyslíkaté heterocykly (**pyranosy**) nebo pětičlenné cykly (**furanosy**). Znázorňují se pomocí cyklických **Hawortových projekčních vzorců**. V cyklickém vzorci se místo původní aldehydické (ketonické) skupiny objevuje poloacetalová (poloketalová) formace, která má na rozdíl od karbonylu skupinu -OH. Je-li tato nově vzniklá skupina ve Fischerově vzorci zapsána **vpravo**, je v Hawortově vzorci psána směrem **dolů** a struktura se označuje jako **α-anomer**. Je-li umístěna ve Fischerově vzorci **vlevo**, píše se v Hawortově vzorci směrem **nahoru** (**β-anomer**).



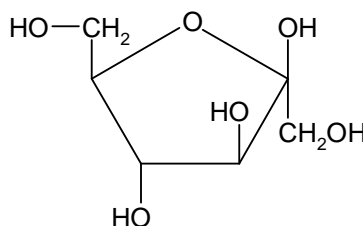
D(+)-glukosa



α -*D*-glukopyranosa



D(-)-fruktosa



β -*D*-fruktofuranosa

Monosacharidy, které patří do skupiny aldós, mají redukční vlastnosti a chovají se v tomto směru stejně jako aldehydy. Redukují za horka Fehlingovo, Nylanderovo nebo Tollensovo činidlo a samy se přitom oxidují na příslušnou kyselinu. Toho lze využít k jejich důkazu a k rozlišení od ketos.

Z oligosacharidů jsou biochemicky nejdůležitější disacharidy, které vznikají kondenzací dvou monosacharidových jednotek. Vazba, která takto vzniká [-O-] se nazývá **glykosidická**. Vytváří-li se tato vazba spojením dvou poloacetalových funkčních skupin, vzniká disacharid **neredukující**. Vznikne-li glykosidická vazba v místě poloacetalové a jiné hydroxylové skupiny, jedná se o disacharid **redukující**. Mezi nejznámější neredukující disacharidy patří sacharosa, redukující je naopak maltosa a laktosa.

Polysacharidy vznikají polykondenzací základních monosacharidových jednotek. Z biochemického hlediska jsou nejdůležitější škrob, glykogen, celulóza a dextran, což jsou tzv. polyglukany (polymery glukosy), dále agar (polymer galaktosy, izolovaný v mořských řas) a inulin (polyfruktan rostlinného původu).

8.5.1. Redukční zkoušky na přítomnost glukosy

Jak již bylo několikrát zdůrazněno, patří glukosa mezi monosacharidové aldósy a bude se v přítomnosti oxidačních činidel chovat jako aldehyd. Fehlingovým, Nylanderovým nebo Tollensovým činidlem se oxiduje za horka na kyselinu glukonovou, což se projeví vznikem sraženiny vyredukovaného Cu_2O , Bi nebo Ag. Provedení se nijak neliší od zkoušek na aldehydy.

Připravíte si tři zkumavky a dáte do nich asi 0,5 ml roztoku glukosy. Pak přidáte stejné množství činidel (používali jste je v úloze 8.4.3. /Fehlingovo č./, 8.4.4. /Nylanderovo č./ a 8.4.5. /Tollensovo č./). Roztoky ve zkumavkách krátce povaříte a pozorujete výsledek redoxní zkoušky.

Uvedené zkoušky se používají při biochemickém vyšetření moči (nejčastěji zkouška Fehlingova). V moči se mohou za normálních okolností vyskytovat nepatrná množství různých cukrů, což běžné zkoušky neprokáží. Zvýšené množství glukosy v moči (**glukosurie**) může mít příčinu alimentární, být způsobeno poruchou funkce ledvin, jater, endokrinních žláz a rovněž častou příčinou je cukrovka (diabetes mellitus). V případě pozitivního výsledku je třeba ověřit ketonurii, stanovit hladinu glukosy v krvi na lačno (glykemii) a provést další speciální vyšetření.

8.5.2. Důkaz fruktosy Selivanovou zkouškou

Fruktosa dává s resocinolem a ionty Fe^{3+} poměrně komplikovaný barevný produkt. Reakce je vhodná k důkazu fruktosy v moči a používá se rovněž u tzv. funkčních zkoušek ledvin (inulinová clearance). Fruktosurie se vyskytuje celkem zřídka. Je to relativně neškodná metabolická porucha, jejíž příčinou je nepřítomnost enzymu fruktoskinasy v játrech.

Ve zkumavce smícháte asi 0,5 ml vzorku fruktosy, přidáte 0,5 ml roztoku resorcinolu a 0,5 ml roztoku FeCl_3 rozpuštěného v koncentrované HCl. Povaříte a sledujete vznik červeného zbarvení.

8.5.3. Reakce sacharosy

- a) S roztokem sacharosy provedete Fehlingovu zkoušku.
- b) S roztokem sacharosy provedete Selivanovu zkoušku.
- c) Provedete hydrolytické štěpení glykosidické vazby : 1 ml roztoku sacharosy smícháte s 0,5 ml koncentrované HCl (opatrnost!) a 3 minuty povaříte. Po ochlazení rozdělíte hydrolyzát do dvou zkumavek. Obsah první zkumavky zneutralizujete 1 ml NaOH ($c = 2 \text{ mol/l}$) a zopakujete Fehlingovu zkoušku. S obsahem druhé zkumavky zopakujte Selivanovu zkoušku.

Do protokolu uveďte rovnici hydrolytického štěpení sacharosy a diskutujte výsledky pokusu.

8.5.4. Redukční vlastnosti laktosy

Redukční vlastnosti laktosy prokážete Fehlingovou zkouškou. Do zkumavky s 0,5 ml roztoku laktosy přidáte 0,5 ml Fehlingova činidla a 2 minuty povaříte. Do protokolu napište vzorec laktosy a zdůvodněte výsledek pokusu.

8.6. Reakce bílkovin

8.6.1. Biuretová reakce

Plasmatické bílkoviny tvoří zcela specifickou a naprosto nezastupitelnou složku krve. Jejich stanovení v séru se běžně provádí na každém oddělení klinické biochemie. Normální hodnota je 62 až 82 g/l. Snížená hladina (hypoproteinemie) se nachází zejména u poruch funkce ledvin (ztráty moči) nebo u komplikovaných jaterních onemocnění (nedostatečná syntéza). Naopak zvýšená hladina (hyperproteinemie) doprovází nejčastěji stavy těžké dehydratace organismu.

Plasmatické bílkoviny se stanovují fotometricky na základě barevné tzv. **biuretové reakce**. Tuto reakci dávají všechny sloučeniny s vazbou **-NH-CO-**, tedy ta nejjednodušší - biuret (odtud její jméno) - i složité polypeptidy a bílkoviny s mnohanásobně se opakující peptidovou vazbou. V přítomnosti této vazby a iontů Cu^{2+} vzniká v alkalickém prostředí barevný komplex.

Do zkumavky dáte asi 0,5 ml roztoku bílkoviny a stejné množství biuretového činidla. Pozorujete vznik modrofialového zbarvení.

8.6.2. Důkaz bílkovin v moči

Bílkoviny jsou závažnou patologickou součástí moči. Jejich přítomnost značí obvykle závažný zdravotní problém, který nesmí zůstat bez povšimnutí. Nejčastější příčinou **proteinurie** jsou poruchy funkce ledvin.

a) Srážení bílkovin kyselinou sulfosalicylovou

Důkaz bílkovin v moči je založen na jejich poměrně snadném srážení. Nejčastěji se využívá reakce s kyselinou sulfosalicylovou, která se vyhodnocuje podle mohutnosti zákalu pomocí tzv. arbitrárních jednotek (arb.j.). Zákal se nesmí hodnotit v procházejícím světle! Světlo musí dopadat **z boku**.

bez zákalu	0 arb.j.
slabý zákal	1 arb.j.
silný zákal	2 arb.j.
mléčný zákal	3 arb.j.
tvarohovitá sraženina	4 arb.j.

Do zkumavky dáte asi 0,5 ml roztoku bílkoviny a přidáte 0,5 ml roztoku kyseliny sulfosalicylové. Vyvine se bílá sraženina.

b) Srážení bílkovin v acetátovém pufru varem

Bílkoviny tvoří ve vodě koloidní roztoky, které jsou neobyčejně citlivé na vliv prostředí (pH, teplota, chemické vlivy). Změnou podmínek obvykle ireversibilně denaturují, a tak trvale ztrácejí své původní vlastnosti.

K 0,5 ml roztoku bílkoviny přidáte 0,5 ml acetátového pufru (pH = 4,6) a povaříte. Vytvoří se bílý zákal.

c) Hellerova srážecí zkouška na bílkoviny.

Připravíte si suchou (!) zkumavku, nakloníte ji a po její šikmé stěně opatrně na dno navrstvíte asi 1 ml koncentrované HNO_3 (opatrnost!). Pak zkumavku pootočíte a po protějším suché stěně nanese roztok bílkoviny tak, aby se obě kapaliny **nepromíchaly**. Po napřímení zkumavky se objeví na rozhraní bílý prstenec, který po protřepání zmizí.

8.7. Analýza neznámých vzorků

Po provedení všech modelových reakcí dostanete od laborantky vlastní vzorky. Provedete jejich vyhodnocení a do protokolu zapíšete:

- stručný pracovní postup důkazové reakce
- je-li to možné, probíhající chemický děj
- závěrečné hodnocení

Použité roztoky a činidla:

- 8.1.1. 1. Chloroform
2. Měděný drátek
- 8.1.2. 1. Chloroform (čistý)
2. Chloroform (podezřelý z rozkladu)
3. AgNO_3 ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
- 8.2.1. 1. Methanol
2. Měděný drátek
- 8.2.2. 1. Ethanol pro přípravu léčiv (Spiritus 95%)
2. Ethanol podezřelý z rozkladu
3. H_2SO_4 ($c = 2 \text{ mol/l}$)
4. KMnO_4 ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
- 8.3.1. 1. Fenol
2. Pyrokatechol
3. Hydrochinon
4. Pyrogallol
5. α -naftol
6. β -naftol
7. Ethanol
8. FeCl_3 ($0,1 \text{ mol/l}$ v HCl ($c = 0,1 \text{ mol/l}$))
- 8.3.2. 1. Fenol
2. Roztok bílkoviny (8.6.1.1.)
3. Millonovo činidlo
(50 g rtuť se smíchá se 100 g (73 ml) 60% HNO_3 a po úplném rozpuštění se zředí na dvojnásobný objem vodou)
- 8.3.3. 1. Kyselina salicylová ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)
2. FeCl_3 ($0,1 \text{ mol/l}$ v HCl ($c = 0,1 \text{ mol/l}$))
- 8.3.4. 1. Kyselina mléčná ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) nebo mléčnan amonný (10% roztok)
2. Fenol
3. FeCl_3 ($0,1 \text{ mol/l}$ v HCl ($c = 0,1 \text{ mol/l}$))
- 8.4.1. 1. Formaldehyd
2. Aceton

3. Schiffovo činidlo

0,1 g basickeho fuchsinu se rozpustí v 500 ml vody a 1 ml konc. HCl (35-36%). Pak se pridává po kapkách za stáleho míchání na elektromagnetické míchače nasycený roztok NaHSO₃ až do vymizení růžové barvy.

Zkouška činidla: Po přidání 1 kapky formaldehydu musí vzniknout fialové zbarvení.

8.4.2. 1. Formaldehyd

2. Aceton

3. 2, 4-dinitrofenylhydrazin (nasycený roztok v HCl (c = 2 mol/l))

8.4.3. 1. Formaldehyd

2. Fehling I

(7,0 g CuSO₄ · 5 H₂O rozpustit vodou na 100 ml roztoku)

3. Fehling II

(35 g vinanu sodno-draselného a 10 g NaOH rozpustit vodou na 100 ml roztoku)

8.4.4. 1. Formaldehyd

2. Nylanderovo činidlo

(2 g Bi(OH)(NO₃)₂, 4 g vinanu sodno-draselného a 10 g NaOH se rozpustí vodou na 100 ml roztoku)

8.4.5. 1. Formaldehyd

2. AgNO₃ (6,6% roztok)

3. Amoniak (10% roztok)

4. KOH (12% roztok)

8.4.6. 1. Aceton (vodný roztok)

2. Lestradetovo činidlo

(2 g Na₂[Fe(CN)₅NO] se rozetře a přidá se 200 g (NH₄)₂SO₄ a 200 g bezvodého Na₂CO₃. Směs se dobře promíchá. Přechovávat v zábrusové lahvičce!)

3. Nitroprusid sodný (chránit před vzdušnou vlhkostí!)

4. NaOH (10% roztok)

5. Ledová (100%) CH₃COOH (Pozor, žíravina!)

8.5.1. 1. Glukosa (2% roztok)

2. Fehling I (8.4.3.2)

3. Fehling II (8.4.3.3)

4. Nylanderovo činidlo (8.4.4.2)

5. Tollensovo činidlo (8.4.5.2. až 4.)

8.5.2. 1. Fruktosa (2% roztok)

2. Resorcinol (0,2 % roztok v ethanolu)

3. FeCl_3
0,73 g FeCl_3 (event. 1,22 g $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) se rozpustí ve 100 ml konc. (35-36%) HCl
- 8.5.3. 1. Sacharosa (2% roztok)
2. Fehling I (8.4.3.2)
3. Fehling II (8.4.3.3)
4. Resorcinol (0,2 % roztok v ethanolu)
5. FeCl_3
0,73 g FeCl_3 (event. 1,22 g $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) se rozpustí ve 100 ml konc. (35-36%) HCl
6. Koncentrovaná (35-36%) HCl
7. NaOH (c = 2 mol/l)
- 8.5.4. 1. Laktosa (2% roztok)
2. Fehling I (8.4.3.2)
3. Fehling II (8.4.3.3)
- 8.6.1. 1. Roztok bílkoviny (2 ml Reptestu (SEVAC) se zředí vodou na 50 ml)
2. Biuretové činidlo (BIO-LA-TEST TP - celková bílkovina)
- 8.6.2. 1. Roztok bílkoviny (8.6.1.1.)
2. Kyselina sulfosalicylová (20% roztok)
3. Acetátový pufr (pH = 4,6)
(8,2 g CH_3COONa /resp. 12,55 g $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ / se rozpustí asi v 50 ml vody, přidá se 6 ml ledové (100%) CH_3COOH a doplní vodou na 100 ml. pH se zkontroluje papírkem PHAN)
4. Koncentrovaná (60%) HNO_3 /Pozor, žíravina!/
8.7. Vzorky:
1. Chloroform (vhodný/nevhodný pro narkosu)
2. Spiritus 95% (vhodný/nevhodný pro farmacii)
3. Rozlišení kyselin (salicylová/mléčná)
4. Model
 - a) ketonurie
 - b) glukosurie
 - c) glukosurie s ketonurií
 - d) proteinurie

Tabulky

Názvy a značky prvků

Atomové číslo	Název český	Název latinský	Chemická značka	A _r
A				
89	aktinium	Actinium	Ac	227
95	americium	Americium	Am	(243) *)
51	antimon	Stibium	Sb	121,76
18	argon	Argon	Ar	39,94
33	arsen	Arsenum	As	74,91
85	astat	Astatium	At	(210)
B				
56	baryum	Barium	Ba	137,36
97	berkelium	Berkelium	Bk	(245)
4	beryllium	Beryllium	Be	9,01
83	bismut	Bismuthum	Bi	209,00
5	bor	Borum	B	10,82
35	brom	Bromum	Br	79,92
C				
58	cer	Cerium	Ce	140,13
55	cesium	Caesium	Cs	132,91
50	cín	Stannum	Sn	118,70
96	curium	Curium	Cm	(243)
D				
19	draslík	Kalium	K	39,10
7	dušík	Nitrogenium	N	14,01
66	dysprosium	Dysprosium	Dy	162,46
E				
99	einsteinium	Einsteinium	Es	(254)
68	erbium	Erbium	Er	167,20
63	europium	Europium	Eu	152,00
F				
100	fermium	Fermium	Fm	(257)
9	fluor	Fluorum	F	19,00
15	fosfor	Phosphorus	P	30,97
87	francium	Francium	Fr	(223)

Atomové číslo	Název český	Název latinský	Chemická značka	A _r
G				
64	gadolinium	Gadolinium	Gd	156,90
31	gallium	Gallium	Ga	69,72
32	germanium	Germanium	Ge	72,60
H				
72	hafnium	Hafnium	Hf	178,60
2	helium	Helium	He	4,00
13	hliník	Aluminium	Al	26,89
67	holmium	Holmium	Ho	164,94
12	hořčík	Magnesium	Mg	24,32
CH				
17	chlor	Chlorum	Cl	35,46
24	chrom	Chromium	Cr	52,01
I				
49	indium	Indium	In	114,76
77	iridium	Iridium	Ir	192,20
J				
53	jod	Iodum	I	126,91
K				
48	kadmium	Cadmium	Cd	112,41
98	kalifornium	Californium	Cf	(248)
27	kobalt	Cobaltum	Co	58,94
36	krypton	Krypton	Kr	83,80
14	křemík	Silicium	Si	28,09
8	kyslík	Oxygenium	O	16,00
L				
57	lanthan	Lanthanum	La	138,92
103	lawrencium	Lawrentium	Lr	(260)
3	lithium	Lithium	Li	6,94
71	lutecium	Lutetium	Lu	174,99
M				
25	mangan	Manganum	Mn	54,94
101	mendelevium	Mendelevium	Md	(258)
29	měď	Cuprum	Cu	63,54

Atomové číslo	Název český	Název latinský	Chemická značka	A _r
M				
42	molybden	Molybdaenum	Mo	95,95
N				
60	neodym	Neodymium	Nd	144,27
10	neon	Neon	Ne	20,18
93	neptunium	Neptunium	Np	(237)
28	nikl	Niccolum	Ni	58,69
41	niob	Niobium	Nb	92,91
102	nobelium	Nobelium	No	(259)
O				
82	olovo	Plumbum	Pb	207,21
78	osmium	Osmium	Os	190,2
P				
46	palladium	Palladium	Pd	106,7
78	platina	Platinum	Pt	195,23
94	plutonium	Plutonium	Pu	(242)
84	polonium	Polonium	Po	210,00
59	praseodym	Praseodymium	Pr	140,92
61	promethium	Promethium	Pm	(145)
91	protaktinium	Protactinium	Pa	123,00
R				
88	radium	Radium	Ra	226,05
86	radon	Radon	Rn	222,00
75	rhenium	Rhenium	Re	186,31
45	rhodium	Rhodium	Rh	102,91
80	rtuť	Hydrargyrum	Hg	200,61
37	rubidium	Rubidium	Rb	85,48
44	ruthenium	Ruthenium	Ru	101,10
S				
62	samarium	Samarium	Sm	150,43
34	selen	Selenium	Se	78,96
16	síra	Sulfur	S	32,07
21	skandium	Scandium	Sc	44,96
11	sodík	Natrium	Na	22,99

Atomové číslo	Název český	Název latinský	Chemická značka	A _r
S				
38	stroncium	Strontium	Sr	87,63
47	stříbro	Argentum	Ag	107,88
T				
73	tantal	Tantalum	Ta	180,95
43	technecium	Technetium	Tc	(99)
52	tellur	Tellurium	Te	127,61
65	terbium	Terbium	Tb	158,93
81	thallium	Thallium	Tl	204,39
90	thorium	Thorium	Th	232,05
69	thulium	Thulium	Tm	168,94
22	titan	Titanium	Ti	47,90
U				
6	uhlík	Carboneum	C	12,01
92	uran	Uranium	U	238,07
V				
23	vanad	Vanadium	V	50,95
20	vápník	Calcium	Ca	40,08
1	vodík	Hydrogenium	H	1,01
W				
74	wolfram	Wolframium	W	183,92
X				
54	xenon	Xenon	Xe	131,30
Y				
70	ytterbium	Ytterbium	Yb	173,04
39	yttrium	Yttrium	Y	88,92
Z				
30	zinek	Zincum	Zn	65,38
40	zirkon	Zirconium	Zr	91,22
79	zlato	Aurum	Au	197,00
Ž				
26	železo	Ferrum	Fe	55,85

*) Relativní atomová hmotnost nejstálejšího isotopu

Disociační konstanty (pK_k) některých kyselin (při 20°C)

Kyselina	Vzorec	pK_k
Barbiturová	$C_4H_4O_3N_2$	3,18
Benzoová	C_6H_5COOH	4,20
Citronová	$C_6H_8O_7$	$pK_1 = 3,06$
Diethylbarbiturová	$C_8H_{12}O_3N_2$	7,40
Dichloroctová	$CHCl_2COOH$	1,30
Dusitá	HNO_2	3,40
Fluorovodíková	HF	3,14
Fumarová	$HOOC-CH=CH-COOH$	$pK_1 = 3,03$ $pK_2 = 4,47$
Glycin	CH_2NH_2COOH	9,78
Hydroxybenzen (fenol)	C_6H_5OH	9,89
Chlorná	$HClO$	7,52
Kyanovodíková	HCN	9,14
Mléčná	$CH_3CH(OH)COOH$	3,86
Monochloroctová	$CH_2ClCOOH$	2,86
Mravenčí	$HCOOH$	3,75
Octová	CH_3COOH	4,75
Pikrová	$C_6H_2(NO_2)_3OH$	0,38
Salicylová	$C_6H_4(OH)COOH$	2,98
Siřičitá	H_2SO_3	$pK_1 = 1,89$ $pK_2 = 5,30$
Šťavelová	$(COOH)_2$	$pK_1 = 1,19$ $pK_2 = 4,22$
Trihydrogenarseničná	H_3AsO_4	$pK_1 = 2,30$ $pK_2 = 7,08$ $pK_3 = 9,22$
Trihydrogenarsenitá	H_3AsO_3	$pK_1 = 9,22$
Trihydrogenboritá	H_3BO_3	$pK_1 = 9,24$
Trihydrogenfosforečná	H_3PO_4	$pK_1 = 2,12$ $pK_2 = 7,21$ $pK_3 = 12,32$
Trichloroctová	CCl_3COOH	0,89
Uhličitá	H_2CO_3	$pK_1 = 6,10$
Valerová	C_4H_9COOH	4,81

Disociační konstanty (pK_z) některých zásad (při 20°C)

Zásada	Vzorec	pK_z
Amoniak	NH_4OH	4,75
Anilin	$C_6H_5NH_2$	9,42
Atropin	$C_{17}H_{23}O_3N$	4,35
Hydrazin	H_2N-NH_2	5,52
Hydroxylamin	NH_2OH	7,97
Methylamin	CH_3NH_2	3,36
Pyridin	C_5H_5N	8,85
Trimethylamin	$(CH_3)_3N$	3,28

Hustota roztoků některých kyselin a hydroxidů (g/cm^3) (při 20°C)

%	H_2SO_4	HNO_3	HCl	$HClO_4$	H_3PO_4	$NaOH$	KOH	NH_4OH
5	1,03	1,03	1,02	1,03	1,02	1,05	1,04	0,98
10	1,07	1,05	1,05	1,06	1,05	1,11	1,09	0,96
15	1,10	1,08	1,07	1,09	1,08	1,16	1,14	0,94
20	1,14	1,11	1,10	1,13	1,11	1,22	1,19	0,93
30	1,22	1,18	1,15	1,21	1,18	1,33	1,29	0,90
40	1,30	1,25	1,20	1,30	1,25	1,43	1,40	
50	1,40	1,31	1,41	1,33	1,52	1,51		
60	1,50	1,37	1,54	1,43				
70	1,60	1,67	1,53					
80	1,73	1,63						
90	1,81							
100	1,83							

Hustoty roztoků některých anorganických látek (g/cm³) (při 20°C)

%	NaCl	NaBr	KI	NaNO ₃	Na ₂ CO ₃	K ₂ CrO ₄	H ₂ O ₂
5	1,03	1,04	1,04	1,03	1,04	1,04	1,02
10	1,07	1,08	1,07	1,10	1,09	1,08	1,03
15	1,11	1,12	1,12	1,12	1,13	1,12	1,05
20	1,15	1,17	1,16	1,14	1,19	1,17	1,07
25	1,19	1,22	1,21	1,18	1,24	1,22	1,09
30	1,28	1,27	1,22	1,30	1,28	1,11	
35	1,35	1,33	1,27	1,35	1,33		
40	1,41	1,39	1,31	1,41	1,40		
45	1,47	1,37	1,47				
50	1,54	1,54					

Hustoty roztoků některých organických látek (g/cm³) (při 20°C)

%	HCOOH	CH ₃ COOH	CH ₃ OH	C ₂ H ₅ OH	glukosa	sacharosa
1	1,002	1,001	0,996	0,996	1,002	1,002
2	1,004	1,002	0,994	0,994	1,006	1,006
4	1,009	1,004	0,991	0,991	1,014	1,014
6	1,014	1,007	0,988	0,998	1,022	1,022
8	1,020	1,010	0,985	0,985	1,030	1,030
10	1,025	1,012	0,981	0,982	1,038	1,038
15	1,037	1,021	0,974	0,975	1,058	1,059
20	1,049	1,026	0,967	0,969	1,080	1,081
25	1,060	1,031	0,961	0,962	1,100	1,103
30	1,072	1,038	0,951	0,954	1,120	1,127
40	1,100	1,049	0,934	0,935	1,176	
50	1,120	1,057	0,916	0,914	1,230	
60	1,140	1,064	0,895	0,891	1,286	
70	1,161	1,068	0,871	0,868		
80	1,192	1,070	0,847	0,843		
90	1,205	1,066	0,820	0,818		
100	1,220	1,050	0,792	0,789		

Standardní redoxní potenciály některých reakcí

Redoxní děj	V
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}$	-2,71
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}$	-1,66
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}$	-0,76
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}$	-0,74
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}$	-0,40
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}$	-0,25
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}$	-0,14
$\text{Ti}^{3+} \rightarrow \text{Ti}^{4+} + \text{e}$	-0,04
$\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}$	0,00
$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}$	0,15
$\text{Cu}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{e}$	0,16
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}$	0,34
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e}$ (při pH = 7)	0,44
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}$	0,49
$\text{AsO}_3^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}$ (při pH = 3)	0,57
$2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}$	0,58
$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}$	0,70
$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}$	0,75
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}$	0,80
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}$	0,85
$\text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}$	0,90
$\text{Hg}_2^{2+} \rightarrow 2 \text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}$	0,92
$\text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}$	1,08
$2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}$	1,09
$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}$	1,17
$2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}$	1,33
$2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}$	1,40
$\text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BrO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}$	1,42
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}$	1,45
$\text{Ce}^{3+} \rightarrow \text{Ce}^{4+} + \text{e}$ (v prostředí H_2SO_4)	1,46
$\text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}$	1,52
$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}$	1,80

Obsah

1. Úvod	3
2. Pravidla bezpečnosti a ochrany zdraví při práci	5
První pomoc při úrazech v laboratoři	6
3. České chemické názvosloví	8
Chemická vazba	9
Vzorce sloučenin	12
Názvy sloučenin	16
Názvoslovné předpony	16
Názvoslovné přípony	17
Názvy oxidů	17
Názvy peroxidů	17
Názvy hydroxidů	17
Názvy kyselin	18
Názvy solí	19
Opakování	21
4. Latinské názvosloví	23
Názvy oxidů	23
Názvy peroxidů	25
Názvy hydroxidů	25
Názvy kyselin	26
Názvy solí	27
Názvy organických kyselin	30
Příklady některých latinských názvů	32
Opakování	36
5. Kvalitativní analýza kationtů a aniontů	38
Důkaz kationtů	38
I. skupina	38
II. A skupina	39
II. B skupina	39
III. A skupina	39
III. B skupina	40
IV. A skupina	41
IV. B skupina	41
V. skupina	41
Přehled reakcí kationtů	42
Důkaz aniontů	43
I. skupina	43
II. skupina	43
III. skupina	43
IV. skupina	44
V. A skupina	44
V. B skupina	45
VI. skupina	45
Přehled reakcí aniontů	46
Praktické provedení	46
6. Výpočtové úlohy	50
Hustota	51
Látkové množství	51
Koncentrace	54
Vzájemná ekvivalence	61
Opakování	65

7. Odměrná analýza	69
Neutralizační titrace	73
Acidimetrie	74
Alkalimetrie	75
Srážecí titrace	80
Komplexotvorné titrace	80
Chelatometrie	81
Merkurimetrie	84
Opakování	84
Redoxní titrace	86
Manganometrie	88
Jodometrie	90
Thiosulfátimetrie	91
8. Acidobazické rovnováhy	97
pH	98
Výpočet pH silných kyselin a hydroxidů	100
Výpočet pH slabých kyselin a hydroxidů	102
Opakování	104
Měření pH	105
Určení pH pomocí indikátorových papírků.....	106
Určení pH podle Gillespiea	106
Stanovení pH za použití pufrů	108
Tlumivé soustavy	110
Henderson-Hasselbachova rovnice	110
Funkce tlumivých soustav	112
Výpočty pH	113
Opakování	117
Vlastnosti a funkce pufrů	119
Kapacita acetátového pufru	119
Pufrovací schopnost acetátového pufru	120
9. Reakce vybraných organických sloučenin	123
Reakce halogenderivátů	123
Reakce alkoholů	124
Reakce fenolů	125
Reakce aldehydů a ketonů	128
Reakce sacharidů	130
Reakce bílkovin	133
Analýza neznámých vzorků	134
10. Tabulky	138
Názvy a značky prvků	138
Disociační konstanty některých kyselin	142
Disociační konstanty některých zásad	143
Hustota roztoků některých kyselin a hydroxidů	143
Hustoty roztoků některých anorganických látek	144
Hustoty roztoků některých organických látek	144
Standardní redoxní potenciály některých reakcí	145