



Marija Zupančič in Nives Kitanovski
VAJE IZ SPLOŠNE KEMIJE
za študente študijskega programa Gozdarstvo in obnovljivi gozdni viri

VAJE IZ SPLOŠNE KEMIJE za študente študijskega programa Gozdarstvo in obnovljivi gozdni viri

Avtorici

Strokovni pregled

Oblikovanje in prelom

Naslovnica

Urednica založbe

Marija Zupančič, Nives Kitanovski

Romana Cerc Korošec, Franc Perdih

Marija Zupančič, Darko Kokot

Darko Kokot

Barbara Modec

© (2025) Univerza v Ljubljani, Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo

Založila

Za založbo

Izdaja

Ljubljana, 2025

Univerza v Ljubljani, Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo

prof. dr. Andreja Žgajnar Gotvajn

1. spletna izdaja

Vse pravice pridržane.



To delo je objavljeno pod licenco Creative Commons

Priznanje avtorstva-Nekomercialno 4.0 Mednarodna (CC BY-NC 4.0).

Licenca dovoljuje nekomercialno uporabo, kopiranje in razširjanje vsebin v kakršnemkoli mediju in obliki, pri čemer mora biti vir ustrezno naveden (© (2025) Univerza v Ljubljani, Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo). Kopija licence se nahaja na sledeči povezavi:
<https://creativecommons.org/licenses/by-nc/4.0/deed.sl>.

Gradivo dostopno (URL): https://fkkt.uni-lj.si/fileadmin/user_upload/o_fakulteti/e_gradiva/Vaje_iz_splosne_kemije-GOGV-2025-Zupancic-Kitanovski.pdf

Katalogni zapis o publikaciji (CIP) pripravili v Narodni in univerzitetni knjižnici v Ljubljani
COBISS.SI-ID 240138499
ISBN 978-961-7078-56-5 (PDF)

Vaje iz splošne kemije

za študente študijskega programa Gozdarstvo in
obnovljivi gozdni viri

Marija Zupančič, Nives Kitanovski

Ljubljana, 2025

Predgovor k prvi izdaji

Učno gradivo, ki ga imate pred seboj, je vsebinsko prilagojeno praktičnemu delu pri predmetu *Splošna kemija* na univerzitetnemu študijskemu programu ***Gozdarstvo in obnovljivi gozdni viri*** Biotehnične fakultete v Ljubljani. Namen praktičnega dela tega predmeta je, da študenti pridobijo osnovne praktične spretnosti v laboratoriju ter usvojijo osnove kemijskega računanja (stehiometrija).

V uvodnem delu gradiva so zajeti splošni napotki za delo v laboratoriju in obveznosti študentov ter red v laboratoriju. Sledi slikovni pregled osnovnega laboratorijskega inventarja, poglavje o merskih enotah ter osnove kemijske nomenklature (poimenovanja spojin).

Celotna snov, ki je zajeta v praktičnem delu, je združena v osmih laboratorijskih vajah. V uvodu posamezne vaje so na kratko predstavljene teoretične vsebine, ki so predpogoj za razumevanje praktičnega dela te vaje in so se študenti predhodno z njimi že srečali na predavanjih predmeta *Splošna kemija*. Posamezna vaja je razdeljena na več eksperimentalnih nalog, ki jih študenti sami izvedejo v laboratoriju. Eksperimentalnim nalogam vaje sledi poglavje z računskimi nalogami, ki so namenjene utrjevanju poznavanja osnov kemijskega računanja.

Avtorici se zahvaljujeva recenzentoma prof. dr. Romani Cerc Korošec in prof. dr. Francu Perdihu za skrben pregled pričajučega dela ter izvajalcem praktičnega dela vaj za vse konstruktivne predloge k njegovi izboljšavi. Posebno zahvalo za vse predano znanje in spodbude pa izrekava tudi prof. dr. Primožu Šegedinu, dolgoletnemu predavatelju tega predmeta.

Ljubljana, september 2025



UVOD



V uvodnem delu se seznanimo s splošnimi napotki za red v laboratoriju, osnovnim laboratorijskim priborom, merskimi enotami in osnovami kemijske nomenklature.

Splošni napotki in obveznosti študentov

Vsebino in potek posameznih eksperimentalnih vaj ter osnove kemijskega računanja, ki je vsebinsko vezano na posamezno vajo, bodo študenti spoznali na uvodnih seminarjih pred vajo.

Pred samostojno praktično izvedbo vaje se bodo študenti v laboratoriju seznanili z laboratorijskim inventarjem in z različnimi metodami eksperimentalnega dela. Za izvedbo nekaterih eksperimentalnih nalog mora študent predhodno izračunati zahtevane količine. Ker je učno gradivo za vaje oblikovno in vsebinsko mišljeno kot delovni zvezek, študent vsa opažanja, meritve, izračune in rezultate nalog beleži neposredno v gradivo. Meritve naj bodo zapisane na toliko zanesljivih mest, kot to omogoča analitska metoda oz. merilni pripomoček (natančnost). Pri računskih nalogah morajo biti vpisane enote fizikalnih veličin in potek reševanja nalog.

Študenti izpolnjena gradiva (poročila) po vsaki vaji oddajo asistentu v skladu z dogovorom o načinu predaje. Asistent poročila vaj pregleda in po potrebi zahteva popravke. Praktičen del laboratorijskih vaj je zaključen z opravljenimi eksperimentalnimi vajami in urejenimi poročili vaj.

Red v laboratoriju

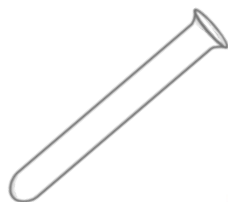
Pred začetkom praktičnega dela v laboratoriju bo študent seznanjen z varstvom pri delu. Opravljeno usposabljanje za varno delo, uspešno opravljen test iz varnosti in zdravja pri delu ter izpolnjena podpisana izjava so predpogoj za vstop v kemijski laboratorij. V izjavi študent potrjuje, da so mu pravila varnega dela na UL FKKT znana in jasna ter da jih je dolžan v celoti upoštevati in se po njih ravnati, da z njihovim neupoštevanjem ne bo ogrožal varnosti sebe in drugih v prostorih fakultete.

Pri samostojnem delu v laboratoriju mora študent dosledno upoštevati laboratorijski red in navodila asistenta. Študenti morajo nositi zaščitne halje, zaščitna očala, spete dolge lase, spredaj zaprto obuvanje in po potrebi/želji rokavice. V laboratoriju je dovoljeno izvajati le predpisane poskuse. Uživanje hrane in pijače v laboratoriju je strogo prepovedano.

**V PRIMERU KAKRŠNEKOLI NEZGODE ALI POŠKODBE
MORA ŠTUDENT NEMUDOMA OBVESTITI ASISTENTA.**

Po končanih vajah mora študent pospraviti svoj delovni prostor. Vsako odsotnost z vaje in uvodnega seminarja mora študent opravičiti s primernim opravičilom (npr. zdravniškim spričevalom). Vajo, ki jo študent zaradi opravičljivih razlogov ni opravil, mora po dogovoru z asistentom opraviti naknadno.

Najpogostejši laboratorijski inventar



epruveta

steklena
palčka

urno steklo



kapalka



čaša



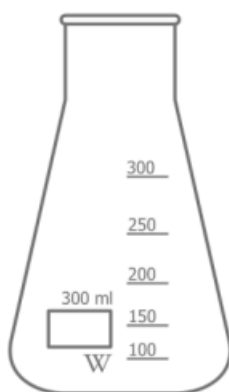
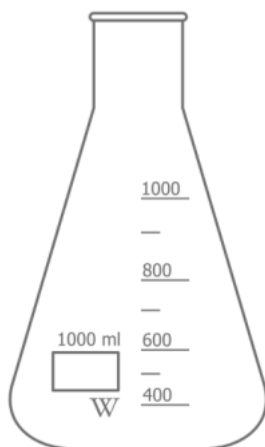
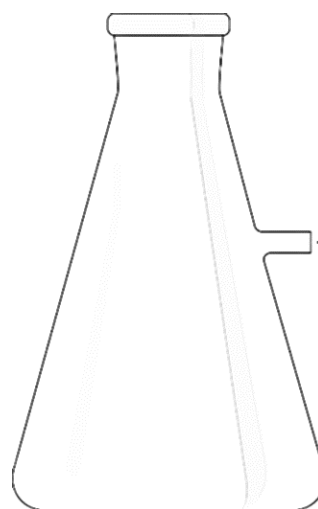
stekleni lij



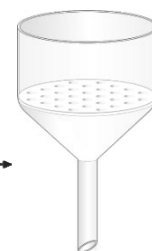
terilnica s pestilom



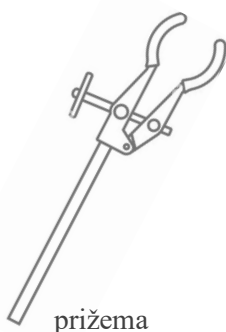
izparilnica

erlenmajerica s
širokim vratomerlenmajerica z
ozkim vratom

presesalna buča



Büchnerjev lij



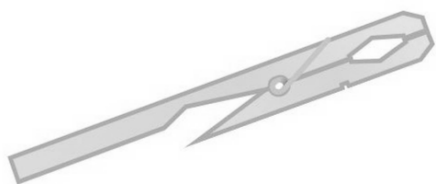
prižema



mufa

mufa z
obročem

puhalka



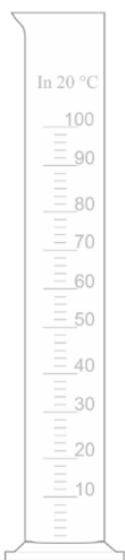
lesene klešče za
epruvete



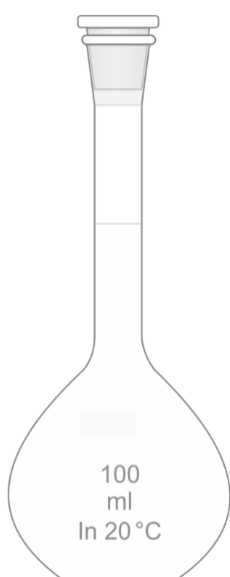
trinožno stojalo
in grelna mrežica



keramični
trikotnik



merilni valj



merilna bučka



merilna pipeta



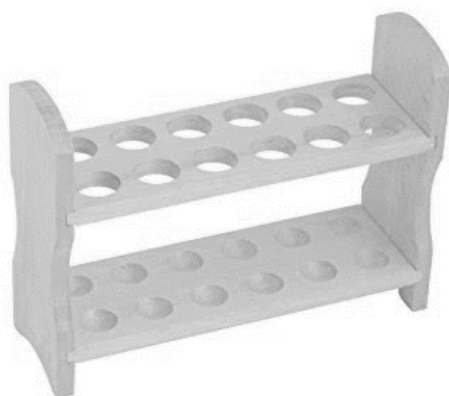
polnilna pipeta



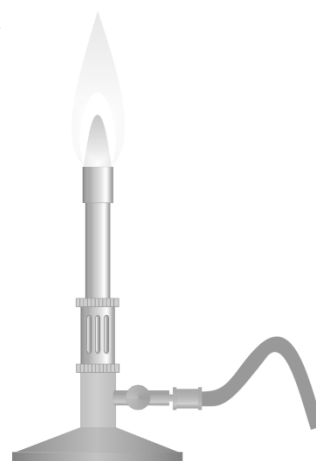
bireta



propipeta
(žogica za pipetiranje)



stojalo za epruvete



Bunsenov gorilnik

Merske enote

Mednarodni urad za uteži in mere (fran. *Bureau international des poids et mesures*) je bil ustanovljen leta 1875 s t.i. metrsko konvencijo, ki jo je takrat podpisalo 17 držav. Trenutno je držav podpisnic metrske konvencije že 64, med njimi tudi Republika Slovenija, pridruženih članic pa je 37. Naloga te mednarodne organizacije je vzdrževanje mednarodnega sistema enot SI (fran. *Système international d'unités*) in skrb za skladnost merskih enot na mednarodni ravni. V Republiki Sloveniji izražanje merilnih rezultatov in vrednosti fizikalnih veličin z enotami mednarodnega sistema enot SI trenutno določata Zakon o meroslovju (Uradni list RS, št. 22/00, 86/04, 26/05) in Odredba o merskih enotah (Uradni list RS, št. 26/01, 109/09, 80/19). Za vzpostavitev, upravljanje in vzdrževanje nacionalne meroslovne infrastrukture skrbi Urad RS za meroslovje (MIRS). V mednarodnem sistemu enot SI poznamo *osnovne enote* SI, *izpeljane enote* SI in *predpone* SI, s katerimi so zabeleženi desetiški mnogokratniki in delitelji enot SI. Poleg tega določa tudi enote, ki so še sprejemljive za uporabo s sistemom enot SI (*posebne dovoljene enote*), in enote, katerih uporaba s sistemom enot SI ni sprejemljiva (*merske enote izven SI*).

V sistemu SI obstaja sedem osnovnih veličin z ustreznimi osnovnimi enotami. Vsaka osnovna enota je ustrezno definirana. Od maja 2019 nobena izmed enot ni več določena z materializirano mero, temveč so vse definirane prek naravnih konstant, ki so v nam znanem vesolju povsod enake. Spremembe so bile narejene tako, da se vrednosti novo definiranih enot SI niso spremenile glede na vrednosti, ki so veljale do sprejetja redefinicije.

veličina		enota	
ime	simbol	ime	simbol
dolžina	l	meter	m
masa	m	kilogram	kg
čas	t	sekunda	s
električni tok	I	amper	A
termodinamska temperatura	T	kelvin	K
množina snovi	n	mol	mol
svetilnost	I_v	kandela	cd

Iz osnovnih veličin lahko izpeljemo sestavljene veličine. Izpeljana veličina in ustrezna izpeljana merska enota sta enolično določeni z definicijsko enačbo. Nekatere izpeljane enote SI:

veličina		definijska enačba	enota		izraženo	
ime	simbol		ime	simbol	z drugimi enotami SI	z osnovnimi enotami SI
sila	F	$F = m \cdot a$	newton	N		kg m s^{-2}
tlak	p	$p = \frac{F}{S}$	pascal	Pa	N m^{-2}	$\text{kg m}^{-1} \text{s}^{-2}$
delo	A	$A = F \cdot l$	joule	J	N m	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
moč	P	$P = \frac{A}{t}$	watt	W	J s^{-1}	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-3}$
molska masa	M	$M = \frac{m}{n}$				g mol^{-1}
temperatura po Celziju ¹⁾	t	$t = T - 273,15 \text{ K}$	stopinja Celzija	°C		

¹⁾ Temperatura po Celziju t je opredeljena kot razlika $t = T - T_0$ med dvema termodinamskima temperaturama T in T_0 , pri čemer je $T_0 = 273,15 \text{ K}$. Interval ali razliko v temperaturi je mogoče izraziti bodisi v kelvinih bodisi v stopinjah Celzija. Enota »stopinja Celzija« je enakovredna enoti »kelvin«

Poleg osnovnih in izpeljanih enot v mednarodnem sistemu enot uporabljamo tudi desetiške mnogokratnike in delitelje enot SI, ki jih zapišemo s predponami SI. Pri zapisu med predpono in enoto SI ni presledka.

ime	simbol	faktor	ime	simbol	faktor
deka	da	10^1	deci	d	10^{-1}
hekto	h	10^2	centi	c	10^{-2}
kilo	k	10^3	mili	m	10^{-3}
mega	M	10^6	mikro	μ	10^{-6}
giga	G	10^9	nano	n	10^{-9}
tera	T	10^{12}	piko	p	10^{-12}
peta	P	10^{15}	femto	f	10^{-15}
eksa	E	10^{18}	ato	a	10^{-18}
zeta	Z	10^{21}	zepto	z	10^{-21}
jota	Y	10^{24}	jokto	y	10^{-24}

V mednarodnem sistemu enot SI je poleg navedenih merskih enot dovoljeno uporabljati tudi nekatere posebne dovoljene merske enote SI. Med njimi so tudi:

veličina		enota		pomen
ime	simbol	ime	simbol	
prostornina	V	liter	l ali L	$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$
masa	m	tona	t	$1 \text{ t} = 1 \text{ Mg} = 10^3 \text{ kg}$
tlak	p	bar	bar	$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
ravninski kot		revolucija		$1 \text{ revolucija} = 2\pi \text{ rad}$
		gon, grad	gon	$1 \text{ gon} = (\pi/200) \text{ rad}$
		(kotna) stopinja	$^{\circ}$	$1^{\circ} = (\pi/180) \text{ rad}$
		(kotna) minuta	'	$1' = (\pi/10\,800) \text{ rad}$
		(kotna) sekunda	"	$1'' = (\pi/648\,000) \text{ rad}$
čas	t	minuta	min	$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$
		ura	h	$1 \text{ h} = 3\,600 \text{ s}$
		dan	d	$1 \text{ d} = 86\,400 \text{ s}$

Pri laboratorijskem delu in v industriji pa se srečamo z merilniki, ki vsebujejo tudi enote izven SI, ki se z Odredbo o merskih enotah smejo uporabljati le tako, da so navedene v oklepaju za zapisom dovoljenih enot. Tu so zbrane nekatere najpogostejše:

veličina		enota		pretvorba v SI
ime	simbol	ime	simbol	
dolžina	l	palec, cola ¹⁾	in	1 in. = 25,4 mm
		čevelj ¹⁾	ft	1 ft = 0,3048 m
		milja ¹⁾	mi	1 mi = 1 609,344 m
		navtična milja	nmi	1 nmi = 1 852 m
prostornina	V	galon ¹⁾	gal	1 gal = 4,54609 dm ³
		sodček ²⁾	bbl	1 bbl = 158,987 dm ³
moč	P	konjska moč	KM	1 KM = 745,7 W
masa	m	unča ³⁾	oz.	1 oz. = 28,34952 g
		funt ⁴⁾	lb	1 lb = 0,4535924 kg
sil	F	kilopond	kp	1 kp = 9,80665 N
tlak	P	tehn. atm.	at	1 at = 98066,5 Pa
		fiz. atm.	atm	1 atm = 101325 Pa
		mm Hg, torr	mm Hg	1 mm Hg = 133,322 Pa
		mm H ₂ O	mm H ₂ O	1 mm H ₂ O = 9,807 Pa
toplota	Q	kalorija	cal	1 cal = 4,1840 J

¹⁾ Imperialne enote oziroma anglosaški merski sistem, ki se je uporabljal (se še uporablja) v Združenem kraljestvu in njegovih kolonijah

²⁾ Sodček surove nafte

³⁾ Unča za drage kovine in zdravila je enaka 31,10348 g

⁴⁾ Funt za drage kovine in zdravila je enak 0,3732417 kg

Osnove kemijske nomenklature

Zaradi potrebe po enotnem poimenovanju elementov in spojin so se kemiki dogovorili za enotno *kemijsko poimenovanje* ali *nomenklature*. Pravila je sprejela Mednarodna zveza za čisto in uporabno kemijo (IUPAC – v zadnji obliki leta 2005). V nadaljevanju je s pomočjo značilnih zgledov podan povzetek najvažnejših pravil anorganske kemijske nomenklature.

Elementi

Kemijski elementi imajo imena in simbole. Imena izhajajo pretežno iz prvotnih latinskih ali grških imen za snovi. Imena spojin tvorimo iz osnov latinskih imen. Simbol elementa ima eno ali dve črki, izpeljani iz latinskega imena. Za imena alotropskih modifikacij elementov, ki so sestavljene iz molekul, navajamo število atomov v molekuli z grškim števnikom, strukturo pa označimo s predpono.

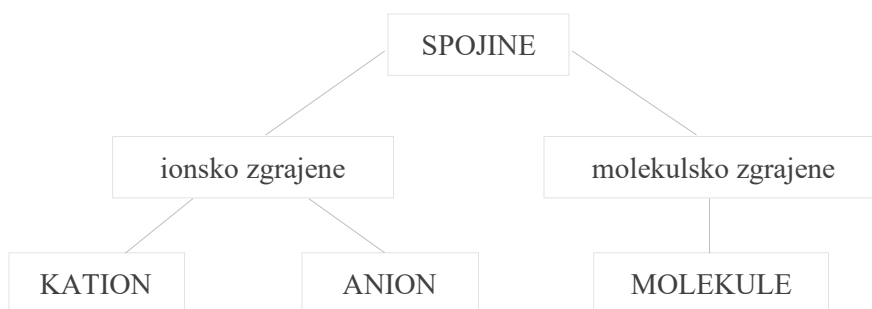
Primeri:

IUPAC ime	trivialno ime
O – kisik	atomarni kisik
O ₂ – dikisik	kisik
O ₃ – trikisik	ozon
S ₈ – <i>ciklo</i> -oktažveplo	λ-žveplo
S _x – <i>katena</i> -poližveplo	μ-žveplo, plastično žveplo

Spojine

Formule kemijskih spojin

S *formulo* najpogosteje in najbolj nedvoumno predstavimo neko spojino. Formule so zlasti pomembne pri pisanju kemijskih enačb. V besedilih praviloma ne uporabljamo formul, ampak imena spojin.



Empirična (enostavna) formula je najenostavnejši način izražanja kemijske sestave spojine. V formuli pišemo simbole elementov drugega za drugim, število atomov označimo spodaj za simbolom, v primeru atomskih skupin pa za oklepajem, ki označuje atomsko skupino. V formuli navedemo bolj pozitivni del (kation) na prvem mestu.

Primeri: NaCl, Cl₂O, LiF, MgSO₄, H₂O, Fe₂O₃, Cd(NO₃)₂, Cr₂(SO₄)₃

Kadar je spojina zgrajena iz molekul, moramo uporabljati *molekulsko (pravo) formulo*, to je formulo, ki je v skladu z molsko maso spojine.

Primeri: P₄O₁₀, S₂Cl₂, Mo₂(CH₃COO)₄

Prostorski razpored atomov v molekuli lahko označimo s *strukturno formulo*.

Imena kemijskih spojin

Imena binarnih spojin (spojin, ki so sestavljene iz dveh elementov)

Pravila:

- Najprej imenujemo kation oziroma bolj pozitivni del spojine, ki dobi pridevniško obrazilo **-ov** ali **-ev**.
- Nato imenujemo anion ali bolj negativni del spojine, ki dobi pripono **-id**.
- Številčno razmerje med atomi lahko podajamo na tri načine:
 - ⇒ z grškimi števnikami (mono, di, tri, tetra, penta, heksa, hepta, okta, nona, deka, undeka, dodeka ...)
 - ⇒ z oksidacijskim številom (Stockov način) kationa oziroma bolj pozitivnega elementa (oksidacijsko število označimo z rimsko številko v okroglem oklepaju takoj – brez presledka – za imenom elementa)
 - ⇒ z navedbo naboja kationa (Ewens-Bassetov način)

Oznako oksidacijskega števila z rimsko številko lahko izpustimo, če ima kation samo eno možno oksidacijsko število. Enako velja tudi v primeru najvišjega (oziroma najstabilnejšega) oksidacijskega števila centralnega atoma.

Primeri:

formula	ime spojine
KCl	kalijev klorid
CO	ogljikov oksid (ogljikov monoksid)
CO ₂	ogljikov dioksid
N ₂ O	dušikov oksid
NO	dušikov oksid (dušikov monoksid)
N ₂ O ₅	dušikov pentaoksid
FeCl ₂	železov diklorid ali železov(II) klorid ali železov(2+) klorid
FeCl ₃	železov triklorid ali železov(III) klorid ali železov(3+) klorid
WBr ₄	volframov tetrabromid ali volframov(IV) bromid ali volframov(4+) bromid
MoCl ₆	molibdenov heksaklorid ali molibdenov(VI) klorid ali molibdenov(6+) klorid
SiCl ₄	silicijev tetraklorid

Imena spojin s tremi ali več atomi

- Po enakih pravilih kot v primeru binarnih spojin imenujemo tudi spojine, ki vsebujejo nekatere enostavne dvoatomne katione in anione.

Primeri:

formula	ime spojine
NaCN	natrijev cianid
NH ₃	amonijak, azan
NH ₄ I	amonijev jodid, azanijev jodid
Cu(OH) ₂	bakrov dihidroksid ali bakrov(II) hidroksid ali bakrov(2+) hidroksid

- Če je negativni del spojine oziroma anion sestavljen iz več atomov, dobi skupina pripono **-at**. Pri anorganskih večatomnih skupinah in anionih je vselej mogoče opredeliti nek atom kot karakteristični ali **centralni atom** (npr. Cl v ClO₄⁻ ali P v PO₄³⁻). Ime celotne skupine je izpeljano iz latinskega imena tega elementa, ki dobi pripono **-at**. Kation (ali bolj pozitivni del spojine) tudi v tem primeru navajamo najprej. Kation dobi pridevniško obrazilo **-ov** ali **-ev**.

V določenih primerih – npr. imena oksokislin – uporabljamo namesto racionalnih imen **poimenovanje kislin po centralnem atomu**. Ime centralnega atoma dobi pridevniško obrazilo **-ova** ali **-eva** ter oznako oksidacijskega števila. Imena kislin smemo poenostaviti tako, da izpustimo število in ime liganda okso. Tako je za H_2SO_4 mnogo enostavnejše in bolj v uporabi poenostavljeno ime po centralnem atomu **žveplova(VI) kislina**. Po najnovejši IUPAC nomenklaturi (IUPAC priporočila 2005) je v uporabi tudi poimenovanje kislin po centralnem atomu, tako da izražamo oksidacijska števila centralnega atoma s priponami in predponami. Pripona **-ova** ali **-eva** ima centralni atom z značilnim oksidacijskim številom (za VII. skupino periodnega sistema je po dogovoru +5, v drugih skupinah pa maksimalno oksidacijsko število), pripono **-asta** ima centralni atom, katerega oksidacijsko število je za 2 manjše od značilnega. Če je oksidacijsko število še za dva manjše, uporabimo še predpono **hipo-**. Za oksidacijska števila, ki so za 2 višja od značilnega (v VII. skupini), pa uporabimo predpono **per-** (ne smemo zamenjati predpon per- in perokso-).

Primeri:

Na prvem mestu je navedeno poimenovanje oksokislin po najnovejši IUPAC nomenklaturi (IUPAC priporočila 2005), pri kateri izražamo oksidacijska števila centralnega atoma s priponami in predponami. Na drugem mestu je navedeno poimenovanje oksokislin po centralnem atomu v skrajšani obliki, ki se še vedno največ uporablja. V primeru soli oksokislin lahko imena poenostavimo na enak način kot pri imenih oksokislin samih. Za vsako kislino je tako navedeno ime **soli** po najnovejši IUPAC nomenklaturi in ime po centralnem atomu v racionalni obliki.

formula	IUPAC ime oksokisline	ime oksokisline po centralnem atomu v racionalni obliki	IUPAC ime soli	ime iona po centralnem atomu v racionalni obliki
H_2SO_4	žveplova kislina	žveplova(VI) kislina	sulfati	sulfati(VI)
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	tiožveplova kislina	tiožveplova(VI) kislina	tiosulfati	tiosulfati(VI)
HNO_3	dušikova kislina	dušikova(V) kislina	nitrati	nitrati(V)
HNO_2	dušikasta kislina	dušikova(III) kislina	nitriti	nitrati(III)
HCl	vodikov klorid (plin); klorovodikova kislina (raztopina)		kloridi	kloridi
HClO	hipoklorasta kislina	klorova(I) kislina	hipokloriti	klorati(I)
HClO_2	klorasta kislina	klorova(III) kislina	kloriti	klorati(III)
HClO_3	klorova kislina	klorova(V) kislina	klorati	klorati(V)
HClO_4	perklorova kislina	klorova(VII) kislina	perklorati	klorati(VII)
H_3PO_4	fosforjeva kislina	fosforjeva(V) kislina	fosfati	fosfati(V)
H_2CO_3	ogljikova kislina	ogljikova(IV) kislina	karbonati	karbonati
HMnO_4	permanganova kislina	manganova(VII) kislina	permanganati	manganati(VII)

Še nekaj primerov poimenovanja soli oksokislin:

formula	IUPAC ime spojine	ime iona po centralnem atomu v racionalni obliki
KMnO_4	kalijev permanganat	kalijev manganat(VII)
Na_2SO_3	natrijev sulfat	natrijev sulfat(IV)
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$	železov(II) nitrit	železov(II) nitrat(III)
$\text{Al}(\text{ClO})_3$	aluminijev hipoklorit	aluminijev klorat(I)
$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	barijev fosfat	barijev fosfat(V)

Imena ionov

Pri pisanju imen ionov uporabljamo ista pravila kot pri pisanju imen soli. Zato v nadaljevanju podajamo samo pregled imen nekaterih kationov in anionov, ki jih najpogosteje srečamo.

Kationi:

ion	poimenovanje	ion	poimenovanje
Li^+	litijev ion	Cu^+	bakrov(1+) ion, bakrov(I) ion
Na^+	natrijev ion	Cu^{2+}	bakrov(2+) ion, bakrov(II) ion
K^+	kalijev ion	Fe^{2+}	železov(2+) ion, železov(II) ion
Cs^+	cezijev ion	Fe^{3+}	železov(3+) ion, železov(III) ion
Mg^{2+}	magnezijev ion	Hg_2^{2+}	diživosrebrov(2+) ion
Ca^{2+}	kalcijev ion	H_3O^+	oksonijev ion, oksidanijev ion
Ba^{2+}	barijev ion	NH_4^+	amonijev ion, azanijev ion

Anioni:

ion	poimenovanje	ion	poimenovanje
F^-	fluoridni ion, fluoridni(1-) ion	SO_4^{2-}	sulfatni ion, sulfatni(VI) ion
Cl^-	kloridni ion, kloridni(1-) ion	HSO_4^-	hidrogensulfatni ion, hidrogensulfatni(VI) ion
Br^-	bromidni ion, bromidni(1-) ion	SO_3^{2-}	sulfitni ion, sulfatni(IV) ion
I^-	jodidni ion, jodidni(1-) ion	HSO_3^-	hidrogensulfitni ion, hidrogensulfatni(IV) ion
H^-	hidridni ion, hidridni(1-) ion	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	tiosulfatni ion, tiosulfatni(VI) ion
O^{2-}	oksidni ion, oksidni(2-) ion	ClO_4^-	perkloratni ion, kloratni(VII) ion
O_2^{2-}	peroksidni ion, dioksidni(2-) ion,	ClO_3^-	kloratni ion, kloratni(V) ion
OH^-	hidroksidni ion	ClO_2^-	kloritni ion, kloratni(III) ion
S^{2-}	sulfidni ion, sulfidni(2-) ion	ClO^-	hipokloritni ion, kloratni(I) ion
HS^-	hidrogensulfidni ion	PO_4^{3-}	fosfatni ion, fosfatni(V) ion
CN^-	cianidni ion	HPO_4^{2-}	hidrogenfosfatni ion, hidrogenfosfatni(V) ion
NH_2^-	amidni ion, azanidni ion	H_2PO_4^-	dihidrogenfosfatni ion, dihidrogenfosfatni(V) ion
NO_3^-	nitratni ion, nitratni(V) ion	CrO_4^{2-}	kromatni ion, kromatni(VI) ion
NO_2^-	nitritni ion, nitratni(III) ion	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dikromatni ion, dikromatni(VI) ion
CO_3^{2-}	karbonatni ion	MnO_4^-	permanganatni ion, manganatni(VII) ion
HCO_3^-	hidrogenkarbonatni ion	MnO_4^{2-}	manganatni ion, manganatni(VI) ion
CH_3COO^-	etanoatni ion (acetatni ion)	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	oksalatni ion

1

VAJA



OSNOVNI KEMIJSKI POJMI. KEMIJSKA REAKCIJA IN NJENA ENAČBA. Spoznajmo postopek preproste sinteze.

1. vaja: Osnovni kemijski pojmi. Kemijska reakcija in njena enačba.

Namen vaje: Spoznati postopek preproste sinteze in ovrednotiti njen izkoristek.

Potrebno znanje: Fizikalne veličine (število, masa, prostornina), množina snovi, Avogadrova konstanta, relativna atomska masa, relativna molekulska (formulska) masa, molska masa, formule kemijskih spojin, kemijska reakcija, urejanje enačb kemijskih reakcij brez pomoči oksidacijskih števil, množinska (stehiometrična) razmerja, limitni reaktant, prebitni reaktant, teoretični dobiček, praktični dobiček, izkoristek, čiste snovi, primesi.

Teoretične osnove

Fizikalne veličine so merljive lastnosti naravnih pojavov. Veličine, s katerimi izražamo količino snovi, so **število delcev**, **masa**, **prostornina**. Za snovi z znano kemijsko sestavo oz. formulo pa količino lahko izrazimo tudi z **množino**.

veličina	simbol	enota
število delcev	N	nima enote
masa	m	kg, g, mg
prostornina	V	m ³ , dm ³ = L, cm ³ = mL
množina	n	kmol, mol, mmol

Množina snovi $n(X)$ je osnovna veličina v mednarodnem sistemu enot SI. Definirana je kot tista množina snovi, ki vsebuje natanko $6,02214076 \cdot 10^{23}$ osnovnih delcev (atomi, molekule, ioni, elektroni, protoni...). To število je numerična vrednost **Avogadrove konstante** N_A . Avogadrova konstanta je neodvisna od vrste snovi in pogojev, njena enota je mol⁻¹.

Množino določene snovi lahko povežemo s **številom delcev** te snovi $N(X)$ oz. **maso** te snovi $m(X)$ preko **Avogadrove konstante** N_A oz. **molske mase** te snovi $M(X)$ snovi.

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A} = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$n(X)$ – množina snovi
 $N(X)$ – število delcev snovi
 N_A – Avogadrova konstanta
 $m(X)$ – masa snovi
 $M(X)$ – molska masa snovi

Molska masa je odvisna od vrste snovi. Pomeni maso enega mola določene snovi, njena enota je g mol⁻¹. Izračunamo jo iz sestave (formule) snovi iz **relativnih atomskih mas elementov** A_r , ki snov sestavljajo. Relativne atomske mase elementov so zapisane v periodnem sistemu.

ELEMENT: natrij, KEMIJSKI SIMBOL: Na

Relativna atomska masa (A_r) natrija

$A_r(\text{Na}) = 22,993$

Molska masa (M) natrija

$M(\text{Na}) = 22,993 \text{ g mol}^{-1}$

SPOJINA: voda, FORMULA: H₂O**Relativni atomski masi (*A_r*) vodika in kisika**

$$A_r(\text{H}) = 1,008 \quad A_r(\text{O}) = 15,999$$

Relativna molekulska oz. formulska (*M_r*) masa vode

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 15,999 = 18,015$$

Molska masa (*M*) vode

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \text{ g mol}^{-1}$$

Sestavo spojine lahko zapišemo s *kemijsko formulo* in/ali *deleži* zastopanosti posameznega elementa v snovi. Deleži so lahko *množinski x* ali *masni w*. Iz formule spojine lahko izračunamo deleže posameznih elementov v njej. Prav tako pa lahko iz zastopanosti (deležev) posameznih elementov izračunamo enostavno formulo spojine. Spojine lahko tudi poimenujemo in tako opišemo njihovo sestavo. Pravila poimenovanja spojin so navedena v uvodu.

Množinski delež določenega elementa v spojini x_i je kvocient med številom atomov tega elementa N_i v spojini in številom vseh atomov, ki spojino sestavljajo ΣN_i . V primeru zmesi je množinski delež podan kot kvocient med množino komponente v zmesi n_i in množino celotne zmesi n . Vsota množinskih deležev vseh elementov/komponent je enaka 1.

$$x_i = \frac{n_i}{n} = \frac{N_i}{\sum_{i=1}^k N_i}$$

$$n = n_1 + n_2 + n_3 + n_4 + \dots + n_k$$

$$n = \sum_{i=1}^k n_i \quad \sum_{i=1}^k x_i = 1$$

x_i – množinski delež komponente i
 n_i – množina komponente i
 n – množina celotne zmesi
 N_i – število delcev komponente i
 ΣN_i – število vseh delcev v spojini

Masni delež določenega elementa v spojini w_i je podan kot razmerje med maso elementa v spojini m_i in maso spojine m . V primeru zmesi je masni delež kvocient med maso komponente v zmesi m_i in maso celotne zmesi m . Vsota masnih deležev vseh elementov/komponent je enaka 1. Oba deleža pogosto pretvorimo v odstotni (procentni) sestav.

$$w_i = \frac{m_i}{m}$$

$$m = m_1 + m_2 + m_3 + m_4 + \dots + m_k$$

$$m = \sum_{i=1}^k m_i \quad \sum_{i=1}^k w_i = 1$$

w_i – masni delež komponente i
 m_i – masa komponente i
 m – masa celotne zmesi

SPOJINA: voda, FORMULA: H₂O**Množinski delež vodika**

$$x(\text{H}) = \frac{N(\text{H})}{N(\text{H}) + N(\text{O})} = \frac{2}{2 + 1} = \frac{2}{3}$$

Masni delež vodika

$$w(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{H}) + m(\text{O})} = \frac{m(\text{H})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{O})}$$

$$w(\text{H}) = \frac{2 \cdot 1,008}{18,016} = 0,1119$$

Množinski delež kisika

$$x(\text{O}) = \frac{N(\text{O})}{N(\text{H}) + N(\text{O})} = \frac{1}{2 + 1} = \frac{1}{3}$$

Masni delež kisika

$$w(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{H}) + m(\text{O})} = \frac{m(\text{O})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_2\text{O})}$$

$$w(\text{O}) = \frac{16,00}{18,016} = 0,8881$$

$$x(\text{H}) + x(\text{O}) = 1$$

$$w(\text{H}) + w(\text{O}) = 1$$

Kemijska formula spojine je lahko **empirična (enostavna)** ali **molekulska (prava)**. Enostavno formulo lahko izračunamo iz množinskih ali masnih deležev elementov, ki spojino sestavljajo. Za izračun prave formule pa moramo poznati njeno molsko maso.

ZAPIS EMPIRIČNE FORMULE IZ MNOŽINSKIH DELEŽEV

Spojino sestavljata vodik in kisik. Množinski delež kisika v spojini je 1/3.

$$x(\text{O}) = \frac{1}{3} \qquad x(\text{H}) = 1 - x(\text{O}) = 1 - \frac{1}{3} = \frac{2}{3}$$

$$n(\text{O}) : n(\text{H}) = N(\text{O}) : N(\text{H}) = 1 : 2$$

Empirična formula spojine je OH_2 oz. H_2O

ZAPIS EMPIRIČNE FORMULE IZ MASNIH DELEŽEV

Spojina vsebuje 26,68 % ogljika, 71,08 % kisika, ostalo je vodik.

$$w(\text{H}) = 1 - (w(\text{C}) + w(\text{O})) = 1 - (0,2668 + 0,7108) = 0,0224$$

$$n(\text{C}) : n(\text{O}) : n(\text{H}) = N(\text{C}) : N(\text{O}) : N(\text{H}) = \frac{w(\text{C})}{A_r(\text{C})} : \frac{w(\text{O})}{A_r(\text{O})} : \frac{w(\text{H})}{A_r(\text{H})} = \frac{0,26688}{12,01} : \frac{0,7108}{16,00} : \frac{0,0224}{1,008}$$

$$\cong 1 : 1,9999791 : 1,000333 \cong 1 : 2 : 1$$

Empirična formula spojine je CO_2H

ZAPIS MOLEKULSKE FORMULE IZ EMPIRIČNE FORMULE

Molska masa spojine je $90,0 \text{ g mol}^{-1}$, njena empirična formula je CO_2H .

Empirična formula: CO_2H

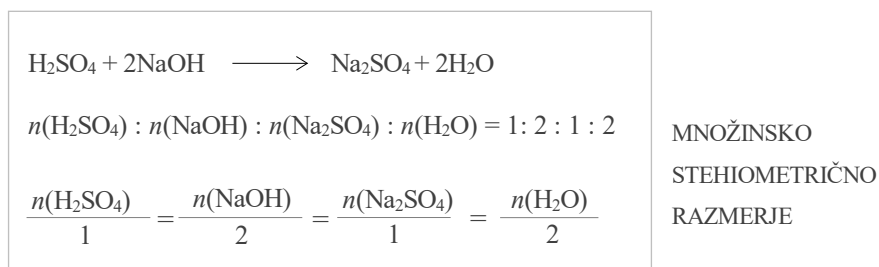
$$M_r(\text{CO}_2\text{H}) = 45,018$$

Molekulska formula = število ponovitev · empirična formula = (empirična formula)^{število ponovitev}

$$\text{število ponovitev} = \frac{M_r(\text{prava})}{M_r(\text{enostavna})} = \frac{90,0}{45,018} = 1,9992 \cong 2$$

Molekulska formula: $(\text{CO}_2\text{H})_2$ oz. $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$ oz. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Kemijsko reakcijo ponazori urejena enačba kemijske reakcije, v kateri je število atomov posameznih elementov na obeh straneh enačaja (puščice) enako. S pomočjo urejene enačbe kemijske reakcije določimo *množinsko stehiometrično razmerje*, ki je osnova za vse stehiometrične izračune.



Reaktanti zreagirajo in pri tem nastanejo produkti v množinskih razmerjih, ki jih določa stehiometrično razmerje urejene enačbe kemijske reakcije.

Kadar se množinsko razmerje reaktantov v reakcijski zmesi razlikuje od stehiometričnega razmerja, je potrebno določiti *limitni reaktant*, to je reaktant, ki popolnoma zreagira (ni v presežku oz. prebitku). V tem primeru zreagirane količine ostalih reaktantov izračunamo iz stehiometričnega razmerja glede na ta (limitni) reaktant. Prav tako iz količine (množine, mase, ...) limitnega reaktanta izračunamo *teoretične dobitke reakcij*, to so teoretične količine (običajno mase) nastalih produktov. V praksi iz mas nastalih produktov (*praktičnih dobitkov sintez*) in teoretičnih dobitkov reakcij izračunamo *izkoristke* η .

$$\eta = \frac{m(\text{produkta})_{\text{praktična}}}{m(\text{produkta})_{\text{teoretična}}}$$

Kemijske reakcije v praksi pogosto izvajamo tako, da kot limitni reaktant uporabimo tistega, ki je cenovno najdražji, ostale pa vzamemo v presežku. S tem dosežemo kar največjo izrabo dražjega reaktanta.

Kot izhodne snovi lahko uporabljamo čiste snovi (reaktante) ali snovi, ki vsebujejo primesi. Pogosto za izvedbo reakcij uporabljamo že pripravljene raztopine reaktantov. Pri izračunih količin izhodnih snovi potrebnih za izvedbo reakcij moramo upoštevati vsebnost reaktantov v njih.

Eksperimentalna naloga 1

V žarilnem lončku izvedite oksidacijo železa v prahu. Napišite in uredite enačbo reakcije, če pri reakciji nastane triželezov tetraoksid. Izračunajte izkoristek kemijske reakcije.

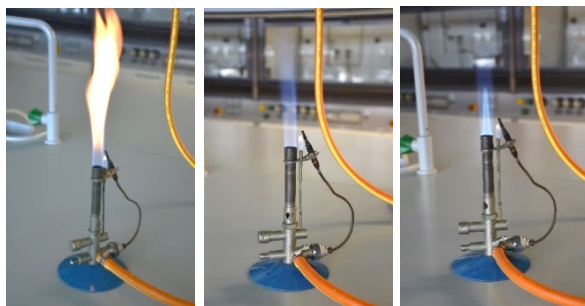
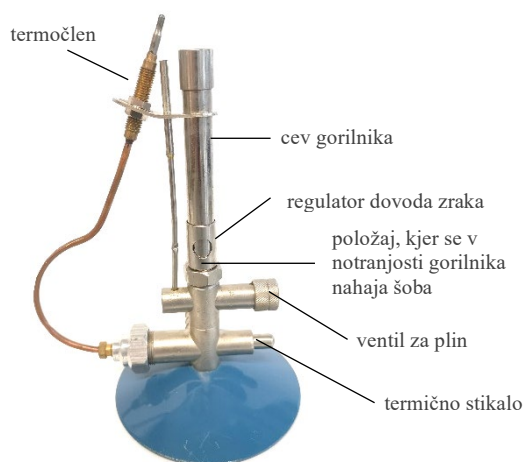
Potrebščine

tehnica, keramični žarilni lonček, spatula, keramični trikotnik, trinožno stojalo, Bunsenov gorilnik, železo v prahu

Železovi oksidi in hidroksidi v naravi

Železo je tehnološko daleč najpomembnejša kovina in ima v naravi pomembno vlogo pri kemijskih procesih v živih organizmih. V naravi ga najdemo predvsem v obliki Fe(II) in Fe(III) spojin, med katerimi so najštevilčnejši oksidi in oksid-hidroksidi, ki so zaradi obstojnosti in cenovne dostopnosti pomembni pigmenti v barvah, premazih in barvnih betonih. Med oksidnimi/hidroksidnimi minerali železa so najpomembnejši hematit (α -Fe₂O₃), magnetit (Fe₃O₄), getit (α -FeO(OH)) in lepidokrokit (γ -FeO(OH)).

Spojina Fe₃O₄ (železov(II,III) oksid; triželezov tetraoksid), ki jo bomo sintetizirali z oksidacijo železa v prahu pri višji temperaturi, je pomemben črn pigment in vsebuje tako Fe²⁺ kot Fe³⁺ ione (»dejanska« formula je FeO·Fe₂O₃). Reakcija ne poteče popolnoma, zato bo produkt, ki ga bomo dobili po končani reakciji, zmes Fe₃O₄ in nezreagirane železa.



svetleč plamen

nesvetleč plamen

šumeč plamen

Bunsenov gorilnik in vrste plamena

Bunsenov gorilnik (poimenovan po izumitelju Robertu W. Bunsenu, 1811–1899) je visokotemperaturni plinski gorilnik. Gorilni plin (zemeljski plin) doteka v notranjost gorilnika preko šobe, kjer se zmeša z zrakom, ki prihaja skozi nastavljivo odprtino za zrak. Temperatura plamena je odvisna od količine zraka, ki pogojuje stopnjo zgorevanja plina. Bolj ko je odprt dotok zraka, bolj popolno zgoreva plin in višja je temperatura plamena. Termočlen je dodatna varnostna komponenta, ki, kadar ni plamena, zapre dovod plina v gorilnik.

Svetleč plamen: Dovod zraka je zaprt. Plin zgoreva z dolgim rumenim plamenom, katerega zgornji del sveti. Plamen ni zelo vroč in na predmetih pušča saje.

Nesvetleč plamen: Dovod zraka odpiramo, dokler plamen ne sveti več. Plamen postane moder in ima zaradi boljšega izgorevanja višjo temperaturo.

Šumeč plamen: Dovod zraka je popolnoma odprt. V notranjosti plamena je svetlo moder stožec (redukcijski plamen). V njegovem območju je mešanica nezgorelega plina in zraka, ki ima temperaturo okoli 300 °C. Stožec obdaja vroč ognjeni ovoj (oksidacijski plamen), katerega temperatura je najvišja nad vrhom notranjega stožca (1000–1200 °C).

Avtor fotografij: Igor Ponikvar

Praktična izvedba naloge

Stehtajte prazen žarilni lonček in si zabeležite maso. S pritiskom na gumb TARA (ZERO) tehtnico nastavite na vrednost nič in v žarilni lonček previdno zatehtajte med 0,3 g in 0,4 g železa v prahu. Zabeležite si točno maso železa in žarilni lonček postavite v keramični trikotnik, nameščen na trinožnem stojalu nad Bunsenovim gorilnikom. Prvi dve minuti žarilni lonček najprej segrevajte tako, da s krožnimi gibi Bunsenovega gorilnika v rokah obivate lonček z majhnim *nesvetlečim plamenom*. Nato povišajte jakost in temperaturo plamena ter lonček segrevajte neposredno nad stožcem *šumečega plamena*. Opazujte, kaj se dogaja in zabeležite opažanja. Po petih minutah je reakcija končana. Ugasnite gorilnik in počakajte, da se lonček na keramičnem trikotniku ohladi. Nato žarilni lonček s produktom stehtajte.

Meritve

$m(\text{žarilnega lončka}) = \text{_____ g}$

$m(\text{železa}) = \text{_____ g}$

$m(\text{žarilnega lončka s produktom}) = \text{_____ g}$

Vprašanja in naloge

a) Iz meritev izračunajte maso nastalega Fe_3O_4 (praktični dobitek sinteze).

b) Koliko gramov železa je ostalo nezreagiranega?

- c) Izračunajte masna deleža Fe_3O_4 in elementarnega Fe v zmesi po končani reakciji.
- d) Koliko gramov Fe_3O_4 bi nastalo, če bi zreagiralo vse železo (teoretični dobitek sinteze)?
- e) Izračunajte izkoristek kemijske reakcije.

Računske naloge

1.) Uredite enačbi kemijskih reakcij:

2.) Izračunajte pravo (molekulsko) formulo spojine iz naslednjih podatkov

$w =$ _____, $w =$ _____, $w =$ _____, $w =$ _____, $M_r =$ _____.

3.) V kateri izmed navedenih treh spojin _____, _____, _____, je masni delež največji?

4.) Praženje ZnS poteka pri 950 °C. Pri praženju se porablja zračni kisik in nastaja plinasti SO₂. Izračunajte množino ZnO, ki pri reakciji nastane, če imamo pred praženjem _____ g ZnS in je izkoristek reakcije _____ %.

5.) Kateri izmed reaktantov ostane nezreagiran, če _____ g silicijevega dioksida in _____ g ogljika zreagira po enačbi: $\text{SiO}_2(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \longrightarrow \text{SiC}(\text{s}) + 2\text{CO}(\text{g})$? Izračunajte njegovo nezreagirano maso. Koliko trdnega produkta nastane pri tej reakciji?

Rezultati računskih nalog

številka listka:

1.) urejena enačba: _____

urejena enačba: _____

2.) formula: _____

3.) spojina: _____

4.) $n =$ _____ mol

5.) formula nezreagiranega reaktanta: _____ $m =$ _____ g

formula trdnega produkta: _____ $m =$ _____ g

2

VAJA



RAZTOPINE. TOPNOST. Pri vaji usvojimo nekatere osnovne tehnike dela v laboratoriju in se seznanimo z različnimi tehnikami priprave raztopin.

2. vaja: Raztopine. Topnost.

Namen vaje: Usvojiti nekatere osnovne tehnike laboratorijskega dela (tehtanje, odmerjanje prostornin, razredčevanje, merjenje gostote) in se seznaniti z različnimi tehnikami priprave raztopin.

Potrebno znanje: Raztopina (topljenec, topilo), topnost, brezvodne snovi/brezvodne soli, solvati/kristalohidrati, načini podajanja sestave raztopin (masni delež topljenca, množinska koncentracija, masna koncentracija, molalnost), gostota, masna bilanca.

Teoretične osnove

Raztopina je homogena zmes (večkomponentni sistem), sestavljena iz topljencev in topil. Obravnavali bomo dvokomponentni sistem, ki ga sestavlja en *topljenec* in eno *topilo*. Topilo je tista komponenta raztopine, katere masa je običajno večja, topljenec pa tista, ki jo je manj. Masa raztopine je vsota mase topljenca in mase topila, ki jo sestavljata (*masna bilanca raztopine*).

$$\begin{array}{l} \text{raztopina} \begin{cases} \text{topljenec} \\ \text{topilo} \end{cases} \end{array} \qquad m(\text{raztopine}) = m(\text{topljenca}) + m(\text{topila})$$

Najpogostejši načini priprave *raztopin* so sledeči:

- raztapljanje trdne snovi v topilu,
- redčenje že pripravljenih raztopin z dodatkom topila in
- mešanje dveh ali več raztopin različnih koncentracij istega topljenca med seboj.

Trdne snovi, ki jih uporabljamo za pripravo raztopin, so lahko *brezvodne snovi/brezvodne soli BS* ali *kristalohidrati KH*. Kadar raztopino pripravimo z raztapljanjem kristalohidrata v vodi, masa brezvodne soli v kristalohidratu predstavlja maso topljenca, masa vode v njem pa se prišteje masi topila. V nadaljevanju bomo zato za *topljenec* uporabljali oznako BS (*brezvodna snov/brezvodna sol*).

Sestavo raztopine opišemo tako, da navedemo kemijsko sestavo (kemijsko formulo) topljenca in topila ter navedemo količinsko razmerje med topljencem in topilom oz. raztopino. Količinsko razmerje običajno izrazimo z masnim deležem topljenca v raztopini $w(\text{BS})$, masno koncentracijo raztopine γ , množinsko koncentracijo raztopine c , imenovano tudi molarnost, in molalnostjo b .

Gostota raztopine $\rho(r)$ je odvisna od sestave raztopine (kemijske sestave topljenca in topila in njunih količinskih razmerij) ter od temperature. Raztopine enake sestave imajo pri različnih temperaturah različne gostote, tako ima enaka masa določene raztopine pri različnih temperaturah različne prostornine. Zato poleg gostote raztopine vedno izmerimo in zabeležimo tudi njeno temperaturo. Gostota je kvocient med maso in prostornino, za raztopine se podaja z enoto g mL^{-1} . Pri pripravi raztopin bomo pri naši vaji predpostavili, da je gostota vode neodvisna od temperature, ter da je njena vrednost $1,00 \text{ g mL}^{-1}$. Gostoto raztopin lahko merimo z različnimi merilnimi pripravami, pri delu v laboratoriju najpogosteje uporabljamo areometer.

$$\rho(r) = \frac{m(r)}{V(r)}$$

$\rho(r)$ – gostota raztopine
 $m(r)$ – masa raztopine
 $V(r)$ – prostornina raztopine

Masni delež topljenca v raztopini $w(\text{BS})$ je podan kot razmerje med maso topljenca v raztopini $m(\text{BS}(r))$ in maso raztopine $m(r)$. Vsota masnih deležev topljenca in topila je enaka 1. Masni delež topljenca lahko pretvorimo tudi v odstotke (procente). Ta način izražanja imenujemo *procentnost*.

$$w(\text{BS}) = \frac{m(\text{BS}(r))}{m(r)}$$

$w(\text{BS})$ – masni delež topljenca v raztopini
 $m(\text{BS}(r))$ – masa topljenca v raztopini
 $m(r)$ – masa raztopine

Procentnost: $w(\text{BS}) \cdot 100$

Masna koncentracija raztopine γ je kvocient med maso topljenca v raztopini $m(\text{BS}(r))$ in prostornino raztopine $V(r)$. Podaja se v gramih topljenca na liter raztopine z enoto g L^{-1} .

$$\gamma = \frac{m(\text{BS}(r))}{V(r)}$$

γ – masna koncentracija raztopine
 $m(\text{BS}(r))$ – masa topljenca v raztopini
 $V(r)$ – prostornina raztopine

Množinska koncentracija raztopine c (*molarost*) pove kolikšno množino topljenca $n(\text{BS}(r))$ vsebuje en liter raztopine $V(r)$. Njena enota je mol L^{-1} (M).

$$c = \frac{n(\text{BS}(r))}{V(r)}$$

c – množinska koncentracija raztopine
 $n(\text{BS}(r))$ – množina topljenca v raztopini
 $V(r)$ – prostornina raztopine

Molalnost b je definirana kot množina topljenca $n(\text{BS}(r))$, ki je raztopljena v enem kilogramu topila (vode) in ima enoto mol kg^{-1} (m).

$$b = \frac{n(\text{BS}(r))}{m(\text{H}_2\text{O}(r))}$$

b – molalnost raztopine
 $n(\text{BS}(r))$ – množina topljenca v raztopini
 $m(\text{H}_2\text{O}(r))$ – masa vode v raztopini

Uporaba definicijskih enačb omogoča enostavno preračunavanje koncentracij, če poznamo gostoto raztopine ali/in molsko maso topljenca.

$$\gamma = w(\text{BS}) \cdot \rho(r) = c \cdot M(\text{BS}) \qquad b = \frac{w(\text{BS})}{(1 - w) \cdot M(\text{BS})}$$

Pri izračunih za priprave raztopin moramo upoštevati masne bilance. Eno že poznamo, to je *masna bilanca za raztopino*, ki smo jo zapisali na začetku tega poglavja in pravi, da je masa raztopine enaka vsoti mas topljenca in topila. Tokrat jo bomo zapisali ponovno z dogovorjenimi oznakami.

raztopina $\begin{cases} \text{BS (topljenec)} \\ \text{H}_2\text{O (topilo)} \end{cases}$

$$m(r) = m(\text{BS}(r)) + m(\text{H}_2\text{O}(r))$$

$m(r)$ – masa raztopine
 $m(\text{BS}(r))$ – masa topljenca v raztopini
 $m(\text{H}_2\text{O}(r))$ – masa vode v raztopini

Masne bilance, ki jih uporabljamo pri pripravi raztopin, so še:

- masna bilanca za topljenec in
- masna bilanca za topilo.

Za topljenec in topilo lahko zapišemo tudi množinski bilanci.

Pri izračunih seveda ne zapišemo vseh bilanc, ampak le toliko, kot jih potrebujemo, odvisno od tega, koliko količin izhodnih snovi (trdnih snovi, topila, raztopin) je potrebno izračunati pred pripravo raztopine. Najpogosteje uporabljamo bilanco za topljenec, kadar je potreben izračun ene količine. Če želimo izračunati dve količini, poleg nje uporabimo še bilanco za raztopino, v določenih primerih pa namesto te bilanco za topilo.

Pri izračunih potrebnih mas in prostornin, fizikalne veličine (mase, množine), ki nastopajo v masnih oz. množinskih bilancah, zamenjamo s podatki izhodnih snovi, topil ali raztopin (ki jih imamo na voljo) in podatki za raztopino, ki jo pripravljamo.

PRIPRAVA RAZTOPINE IZ BREZVODNE SOLI IN VODE



Za raztopino velja, da je masa raztopine enaka vsoti mas topjenca in vode v njej.

$$m(\text{r}) = m(\text{BS(r)}) + m(\text{H}_2\text{O(r)})$$

$m(\text{r})$ – masa raztopine

$m(\text{BS(r)})$ – masa topjenca v raztopini

$m(\text{H}_2\text{O(r)})$ – masa vode v raztopini

Masa topjenca v raztopini je enaka masi topjenca, ki smo ga zatehtali pri pripravi. Enako velja za njeno množino.

$$m(\text{BS}) = m(\text{BS(r)})$$

$$n(\text{BS}) = n(\text{BS(r)})$$

$m(\text{BS})$ – masa zatehtanega topjenca

$m(\text{BS(r)})$ – masa topjenca v raztopini

$n(\text{BS})$ – množina zatehtanega topjenca

$n(\text{BS(r)})$ – množina topjenca v raztopini

Masa topila v raztopini je enaka masi topila, ki smo ga odmerili za pripravo. Prav tako je enaka množina topila.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O(r)})$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O(r)})$$

$m(\text{H}_2\text{O})$ – masa odmerjenega topila

$m(\text{H}_2\text{O(r)})$ – masa topila v raztopini

$n(\text{H}_2\text{O})$ – množina odmerjenega topila

$n(\text{H}_2\text{O(r)})$ – množina topila v raztopini

PRIPRAVA RAZTOPINE IZ KRISTALOHIDRATA IN VODE



Za kristalohidrat KH velja, da je masa kristalohidrata enaka vsoti mas topljenca (brezvodnega dela BS) in vode v njem.

$$m(\text{KH}) = m(\text{BS(KH)}) + m(\text{H}_2\text{O(KH)})$$

$m(\text{KH})$ – masa zatehtanega kristalohidrata
 $m(\text{BS(KH)})$ – masa topljenca v KH
 $m(\text{H}_2\text{O(KH)})$ – masa vode v KH

Za raztopino velja, da je masa raztopine enaka vsoti mas topljenca in vode v njej.

$$m(\text{r}) = m(\text{BS(r)}) + m(\text{H}_2\text{O(r)})$$

$m(\text{r})$ – masa raztopine
 $m(\text{BS(r)})$ – masa topljenca v raztopini
 $m(\text{H}_2\text{O(r)})$ – masa vode v raztopini

Za celoten sistem velja, da je masa raztopine enaka vsoti mas kristalohidrata in vode, v kateri smo kristalohidrat raztopili.

$$m(\text{KH}) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{r})$$

$m(\text{KH})$ – masa zatehtanega kristalohidrata
 $m(\text{H}_2\text{O})$ – masa odmerjene vode
 $m(\text{r})$ – masa raztopine

Množina (masa) topljenca v raztopini je enaka množini (masi) topljenca v kristalohidratu. Ker sta množina kristalohidrata in množina topljenca v njem enaki, je množina topljenca v raztopini enaka množini kristalohidrata, ki smo ga zatehtali pri pripravi.

$$m(\text{BS(r)}) = m(\text{BS(KH)})$$

$m(\text{BS(r)})$ – masa topljenca v raztopini
 $m(\text{BS(KH)})$ – masa topljenca v KH

$$n(\text{BS(r)}) = n(\text{BS(KH)}) = n(\text{KH})$$

$n(\text{BS(r)})$ – množina topljenca v raztopini
 $n(\text{BS(KH)})$ – množina topljenca v KH
 $n(\text{KH})$ – množina KH

Maso topljenca lahko torej izrazimo kot maso kristalohidrata pomnoženega z masnim deležem brezvodne soli v kristalohidratu ($w(\text{BS})$), ki ga predstavlja razmerje molskih mas brezvodne soli ($M(\text{BS})$) in kristalohidrata ($M(\text{KH})$).

$$\frac{m(\text{BS(r)})}{M(\text{BS})} = \frac{m(\text{KH})}{M(\text{KH})} \quad m(\text{BS(r)}) = m(\text{KH}) \cdot \frac{M(\text{BS})}{M(\text{KH})} \quad m(\text{BS(r)}) = m(\text{KH}) \cdot w(\text{BS})$$

Masa topila v raztopini je enaka vsoti mas vode, ki je že prisotna v kristalohidratu, in vode, v kateri smo kristalohidrat raztopili.

$$m(\text{H}_2\text{O(r)}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O(v KH)})$$

$m(\text{H}_2\text{O(r)})$ – masa vode v raztopini
 $m(\text{H}_2\text{O})$ – masa odmerjene vode
 $m(\text{H}_2\text{O(KH)})$ – masa vode v KH

Masa vode v kristalohidratu pa je razlika med maso kristalohidrata in maso brezvodne snovi (topljenca) v njem. Ker je masa topljenca v kristalohidratu enaka njegovi masi v raztopini, lahko zapišemo:

$$m(\text{H}_2\text{O(v KH)}) = m(\text{KH}) - m(\text{BS(KH)}) = m(\text{KH}) - m(\text{BS(r)})$$

PRIPRAVA RAZTOPINE Z REDČENJEM



Za vsako od raztopin velja, da je masa raztopine enaka vsoti mas topiljenca in vode v njej.

$$m(\text{r(1)}) = m(\text{BS(1)}) + m(\text{H}_2\text{O(1)})$$

$m(\text{r(1)})$ – masa izhodne raztopine
 $m(\text{BS(1)})$ – masa topiljenca v izhodni raztopini
 $m(\text{H}_2\text{O(1)})$ – masa vode v izhodni raztopini

$$m(\text{r(2)}) = m(\text{BS(2)}) + m(\text{H}_2\text{O(2)})$$

$m(\text{r(2)})$ – masa nastale raztopine
 $m(\text{BS(2)})$ – masa topiljenca v nastali raztopini
 $m(\text{H}_2\text{O(2)})$ – masa vode v nastali raztopini

Za celoten sistem velja, da je masa končne raztopine enaka vsoti mas izhodne raztopine in dodanega topila, ki ju uporabimo za pripravo.

$$m(\text{r(1)}) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{r(2)})$$

$m(\text{r(1)})$ – masa izhodne raztopine
 $m(\text{H}_2\text{O})$ – masa dodane vode
 $m(\text{r(2)})$ – masa nastale raztopine

Masa topiljenca v obeh raztopinah je enaka, saj dodamo le topilo. Prav tako njegova množina.

$$m(\text{BS(1)}) = m(\text{BS(2)})$$

$m(\text{BS(1)})$ – masa topiljenca v izhodni raztopini
 $m(\text{BS(2)})$ – masa topiljenca v nastali raztopini

$$n(\text{BS(1)}) = n(\text{BS(2)})$$

$n(\text{BS(1)})$ – množina topiljenca v izhodni raztopini
 $n(\text{BS(2)})$ – množina topiljenca v nastali raztopini

Masa topila v raztopini se zaradi redčenja (dodatka vode) poveča. Enako velja za njegovo množino

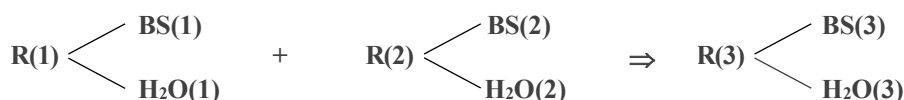
$$m(\text{H}_2\text{O(1)}) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O(2)})$$

$m(\text{H}_2\text{O(1)})$ – masa vode v izhodni raztopini
 $m(\text{H}_2\text{O})$ – masa dodane vode
 $m(\text{H}_2\text{O(2)})$ – masa vode v nastali raztopini

$$n(\text{H}_2\text{O(1)}) + n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O(2)})$$

$n(\text{H}_2\text{O(1)})$ – množina vode v izhodni raztopini
 $n(\text{H}_2\text{O})$ – množina dodane vode
 $n(\text{H}_2\text{O(2)})$ – množina vode v nastali raztopini

PRIPRAVA RAZTOPINE Z MEŠANJEM DVEH RAZTOPIN



Za vsako od raztopin velja, da je masa raztopine enaka vsoti mas topjenca in vode v njej.

$$m(\mathbf{r(1)}) = m(\mathbf{BS(1)}) + m(\mathbf{H_2O(1)})$$

$$m(\mathbf{r(2)}) = m(\mathbf{BS(2)}) + m(\mathbf{H_2O(2)})$$

$$m(\mathbf{r(3)}) = m(\mathbf{BS(3)}) + m(\mathbf{H_2O(3)})$$

$m(\mathbf{r(1)})$ – masa prve izhodne raztopine

$m(\mathbf{BS(1)})$ – masa topjenca v prvi izhodni raztopini

$m(\mathbf{H_2O(1)})$ – masa vode v prvi izhodni raztopini

$m(\mathbf{r(2)})$ – masa druge izhodne raztopine

$m(\mathbf{BS(2)})$ – masa topjenca v drugi izhodni raztopini

$m(\mathbf{H_2O(2)})$ – masa vode v drugi izhodni raztopini

$m(\mathbf{r(3)})$ – masa nastale raztopine

$m(\mathbf{BS(3)})$ – masa topjenca v nastali raztopini

$m(\mathbf{H_2O(3)})$ – masa vode v nastali raztopini

Za celoten sistem velja, da je masa končne raztopine enaka vsoti mas izhodnih raztopin, ki ju uporabimo za pripravo.

$$m(\mathbf{r(1)}) + m(\mathbf{r(2)}) = m(\mathbf{r(3)})$$

$m(\mathbf{r(1)})$ – masa prve izhodne raztopine

$m(\mathbf{r(2)})$ – masa druge izhodne raztopine

$m(\mathbf{r(3)})$ – masa nastale raztopine

Masa topjenca v nastali raztopini je enaka vsoti mas topljenca v obeh izhodnih raztopinah. Enako velja za množino topjenca.

$$m(\mathbf{BS(1)}) + m(\mathbf{BS(2)}) = m(\mathbf{BS(3)})$$

$m(\mathbf{BS(1)})$ – masa topjenca v prvi izhodni raztopini

$m(\mathbf{BS(2)})$ – masa topjenca v drugi izhodni raztopini

$m(\mathbf{BS(3)})$ – masa topjenca v nastali raztopini

$$n(\mathbf{BS(1)}) + n(\mathbf{BS(2)}) = n(\mathbf{BS(3)})$$

$n(\mathbf{BS(1)})$ – množina topjenca v prvi izhodni raztopini

$n(\mathbf{BS(2)})$ – množina topjenca v drugi izhodni raztopini

$n(\mathbf{BS(3)})$ – množina topjenca v nastali raztopini

Masa topila v nastali raztopini je prav tako enaka vsoti mas topil v obeh izhodnih raztopinah. Enako velja za množino topil.

$$m(\mathbf{H_2O(1)}) + m(\mathbf{H_2O(2)}) = m(\mathbf{H_2O(3)})$$

$m(\mathbf{H_2O(1)})$ – masa vode v prvi izhodni raztopini

$m(\mathbf{H_2O(2)})$ – masa vode v drugi izhodni raztopini

$m(\mathbf{H_2O(3)})$ – masa vode v nastali raztopini

$$n(\mathbf{H_2O(1)}) + n(\mathbf{H_2O(2)}) = n(\mathbf{H_2O(3)})$$

$n(\mathbf{H_2O(1)})$ – množina vode v prvi izhodni raztopini

$n(\mathbf{H_2O(2)})$ – množina vode v drugi izhodni raztopini

$n(\mathbf{H_2O(3)})$ – množina vode v nastali raztopini

Topnost. Količina topljenca, ki se lahko raztopi v določeni količini topila, je odvisna od temperature in v primeru raztapljanja trdnih topljencev s temperaturo večinoma narašča. **Nasičena raztopina** je raztopina, v kateri je pri dani temperaturi raztopljena največja možna količina topljenca v določeni količini topila. Sestavo nasičene raztopine podaja **topnost** (t), ki pove, največ koliko gramov nekega topljenca se raztopi pri dani temperaturi v 100 g nekega topila.

$$t(T) = \frac{m(\text{topljenca})}{100 \text{ g}} = \frac{m(\text{topljenca})}{m(\text{topila})} \cdot 100$$

Pri ohlajanju se zaradi zmanjšanja topnosti iz raztopin izločajo v njih raztopljene snovi v obliki trdnih produktov. Snovi, ki se pri ohlajanju izločajo iz raztopin, so lahko **brezvodne snovi** (topljenci) ali pa je v njih poleg brezvodnega dela prisotna še ena ali več molekul topila. Takšne snovi imenujemo **solvati**. Obsežno skupino solvatov predstavljajo **kristalohidrati (hidrati)**, ki so, kot smo že spoznali, sestavljeni iz **brezvodnih** ionsko zgrajenih **sol**i (brezvodna snov) in vode (topilo).

V primeru izločanja **brezvodnih sol/snovi** je količina topila (vode) v raztopinah (pred izločanjem in po izločanju) enaka. Kadar se iz raztopine izločajo **kristalohidrati**, se količina topila (vode) v raztopini, ki ostane po izločanju zmanjša, saj se del vode »izloči« v obliki kristalohidrata.

Eksperimentalna naloga 1

Pripravite raztopino kalcijevega klorida iz trdnega kalcijevega klorida dihidrata in vode. Izmerite gostoto raztopine in izračunajte njeno masno in množinsko koncentracijo ter molalnost.

Potreščine

žlička (spatula), tehtnica, terilnica s pestilom, čaše (400 mL ali 600 mL), merilni valj (50 mL), steklena palčka, termometer, areometer, kiveta za merjenje gostote, trden $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, deionizirana voda

Kalcijev klorid je bela kristalinična snov, dobro topna v vodi (topnost CaCl_2 pri 20 °C je 74,5 g/100 g H_2O). Brezvodna sol je higroskopna (zmožnost snovi, da z absorpcijo ali adsorpcijo nase veže vodo) in se uporablja kot sušilno sredstvo. CaCl_2 tvori več kristalohidratov s splošno formulo $\text{CaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, kjer je $n = 0, 1, 2, 4$ ali 6. Zdaleč največ kalcijevega klorida se uporablja za preprečevanje nastajanja ledu, saj je relativno neškodljiv za rastline in talne organizme in precej bolj učinkovit kot NaCl.

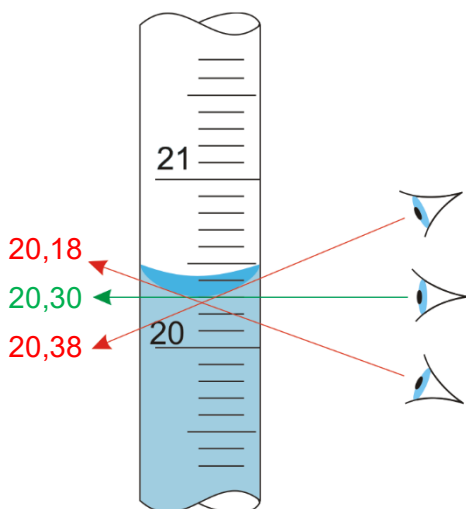
Pri tej vaji boste pripravili raztopine CaCl_2 določene koncentracije iz $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Z raztopino CaCl_2 precej nižje koncentracije pa se boste ponovno srečali pri 4. vaji, kjer se za določanje potencialne kislosti tal uporablja 0,01 M raztopina CaCl_2 .

Izračun pred praktično izvedbo naloge

Koliko gramov $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ in koliko mililitrov vode potrebujete za pripravo 250 g _____ % raztopine kalcijevega klorida?

Praktična izvedba naloge

Trden $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ najprej dobro strite v terilnici. V suho čašo zatehtajte izračunano maso strte soli in ji dolijte izračunano prostornino deionizirane vode, odmerjene z merilnim valjem. Mešajte, dokler se vsa sol ne raztopi. Pripravljeno raztopino nalijte v čisto kiveto za merjenje gostote do $\frac{3}{4}$ višine. Nato previdno spustite vanjo areometer. Odčitajte gostoto raztopine. Raztopino po končanem merjenju gostote prelijte nazaj v čašo in ji izmerite temperaturo.

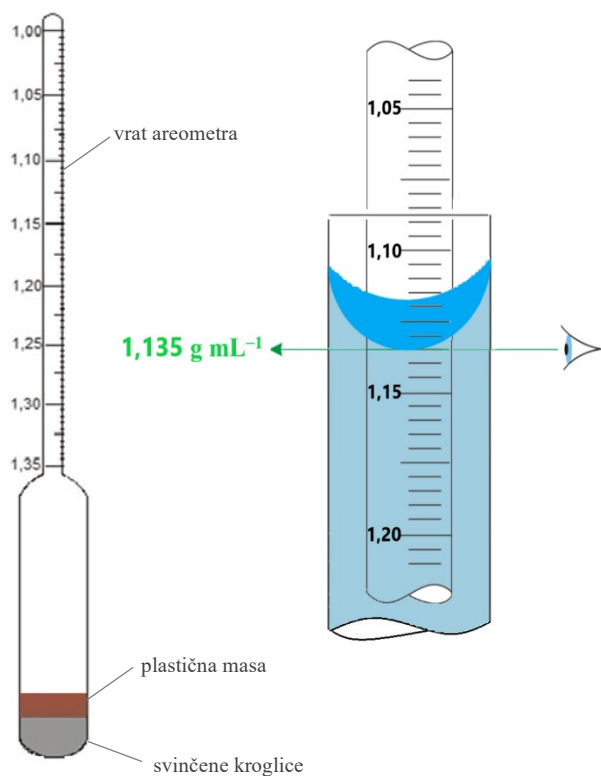


Odmerjanje prostornine

Za odmerjanje prostornine tekočin/raztopin uporabljamo (pri določeni temperaturi, običajno 20 °C ali 25 °C) umerjeno steklovino, ki omogoča hitro, natančno in ponovljivo odmerjanje želene prostornine. Za hitro in manj natančno odmerjanje uporabljamo merilne valje. Z njimi lahko odmerjamo različne prostornine. Manjši kot je njihov največji možni odmerek, večja je njihova natančnost.

Ko tekočino natočimo v merilni valj, se površina tekočine pri dotiku s steno merilnega valja usloči. Prostornine prosojnih tekočin odmerjamo tako, da se spodnji del konkavno ukrivljenega površja (menisk) dotika oznake želene prostornine. Odčitek naredimo »v višini oči« (pravilen odmerek na sliki je 20,30 mL).

Vir slike: povzeto po E. Generalic, <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=parallax>



Areometer in merjenje gostote

Areometer je sestavljen iz steklene, na zgornjem delu zaprte cevi, ki se v spodnjem delu razširi. Napolnjen je z zrakom. Na dnu areometra so svinčene kroglice, ki so zalite s plastično maso. Takšna sestava areometra omogoča njegovo lebdenje v navpičnem položaju med merjenjem. Na zgornjem, tanjšem delu cevi (vratu areometra) je graduirana skala za odčitavanje gostote. V spodnjem razširjenem delu imajo nekateri areometri vgrajene tudi termometre.

V raztopino, ki jo vlijemo v merilno kiveto, nežno spustimo areometer, tako da ne zadene dna čaše. Pri odčitavanju gostote mora biti kiveta navpično vpeta in areometer mora prosto plavati oziroma se ne dotikati dna in sten kivete. Gostoto odčitamo, ko areometer lebdi. Pri prosojnih raztopinah/tekočinah odčitek opravimo na točki (na vratu areometra), kjer površina tekočine (spodnji menisk) seka skalo. Odčitek naredimo »v višini oči«. Vrednost gostote je izražena v g mL^{-1} .

Meritve

$m(\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ g}$

$V(\text{H}_2\text{O}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ mL}$

$\rho(\text{raztopine}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ g mL}^{-1}$

$T(\text{raztopine}) = \underline{\hspace{2cm}} ^\circ\text{C}$

Vprašanja in naloge

a) Izračunajte molarnost, molalnost in masno koncentracijo pripravljene raztopine.

Računske naloge

1.) Pripraviti želimo 250 mL _____ M raztopine _____ iz _____ % raztopine z gostoto _____ g mL⁻¹. Koliko mililitrov izhodne raztopine potrebujete za njeno pripravo?

2.) Koliko mililitrov vode mora izpareti iz _____ mL _____ % raztopine z gostoto _____ g mL⁻¹, da dobimo _____ % raztopino?

3.) V _____ mL merilni bučki zmešate 10,0 g Na_2CO_3 , 10,0 g $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, 10,0 g 5,00 % Na_2CO_3 in 10,0 mL 1,00 M raztopine Na_2CO_3 ter razredčite z vodo do oznake. Izračunajte množinsko koncentracijo (molarnost) dobljene raztopine.

4.) Koliko gramov KNO_3 se izloči, če _____ g nasičene raztopine KNO_3 , pripravljene pri 100 °C ohladimo na 20 °C? Topnost KNO_3 pri 100 °C je 246 g KNO_3 /100 g H_2O , pri 20 °C pa 32,0 g KNO_3 /100 g H_2O .

5.) Koliko mililitrov vode moramo dodati _____ g $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, da dobimo pri 60 °C nasičeno raztopino? Topnost natrijevega karbonata pri 60 °C je 46,4 g Na_2CO_3 na 100 g vode.

Rezultati računskih nalog

številka listka: _____

1.) $V =$ _____ mL

2.) $V =$ _____ mL

3.) $c =$ _____ mol L⁻¹

4.) $m =$ _____ g

5.) $V =$ _____ mL

3

VAJA



ELEKTROLITI. TRDOTA VODE. Spoznajmo praktični postopek nevtralizacijske titracije.

3. vaja: Elektroliti. Trdota vode.

Namen vaje: Spoznati praktični postopek nevtralizacijske titracije in osnovne indikatorje.

Potrebno znanje: Elektroliti, ionske reakcije, nevtralizacija, trdota vode.

Teoretične osnove

Elektroliti so snovi, katerih vodne raztopine prevajajo električni tok. Prevodnost raztopin elektrolitov je posledica prisotnosti električno nabitih delcev (ionov). Med raztapljanjem ionsko zgrajenih trdnih snovi (večina soli in hidroksidov) se ioni na površini kristala obdajo s plaščem molekul topila in preidejo v raztopino (proces poimenujemo **elektrolitska disociacija**). Ioni nastanejo tudi pri raztapljanju nekaterih kovalentno zgrajenih snovi (kislina in baze), kjer pride do reakcije med molekulami topljenca in topila (proces poimenujemo **ionizacija**). Zaradi obeh procesov je v raztopinah elektrolitov večje število delcev, kot ustreza množinski koncentraciji. V kolikšni meri potekajo ti procesi, ovrednotimo s stopnjo disociacije (oziroma ionizacije) α , ki je definirana kot *razmerje med številom disociiranih (ioniziranih) molekul in celotnim številom molekul pred disociacijo*.

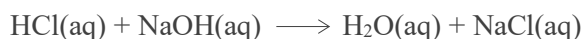
Primeri:

močni elektroliti: $0,8 < \alpha < 1$ (HCl, H₂SO₄, HNO₃, NaOH, vse soli)

šibki elektroliti: $\alpha < 0,3$ (CH₃COOH, NH₃, HNO₂)

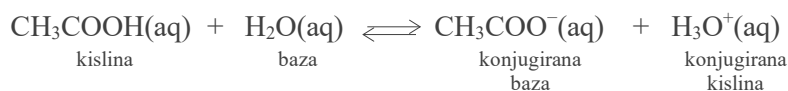
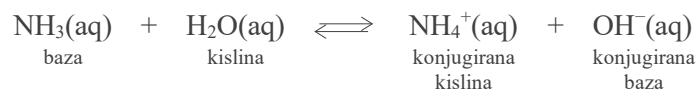
neelektroliti: $\alpha = 0$ (H₂O, C₂H₅OH, C₆H₁₂O₆)

Po Arrheniusovi definiciji so **kislina** snovi, ki v vodni raztopini pri ionizaciji dajejo vodikove ione (H⁺), **baze** pa snovi, ki v vodni raztopini pri disociaciji dajejo hidroksidne ione (OH⁻). Reakcijo med kislino in bazo (nastane sol in voda) imenujemo **nevtralizacija**.



Z oznako (aq) želimo poudariti, da je snov raztopljena v raztopini in obdana z molekulami topila (vode), ki so na površino topljenca vezane. Za tekočine uporabljamo oznako (l), za trdne snovi oznako (s), za pline pa oznako (g).

Glavna pomanjkljivost Arrheniusove definicije je v tem, da je pojem baze v vodnih raztopinah omejen le na snovi, ki vsebujejo hidroksidne ione. Ustreznejša Brønsted-Lowryjeva definicija **kislina** opredeljuje kot snovi, ki oddajajo protone (vodikove ione), **baze** pa snovi, ki protone sprejemajo. Reakcija prehoda protona od kisline na bazo se imenuje **protoliza**.

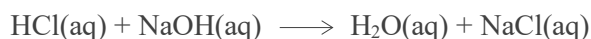


Dvojna puščica v zgornji enačbi pomeni, da gre za ravnotežni reakciji, o katerih boste več izvedeli pri 4. vaji.

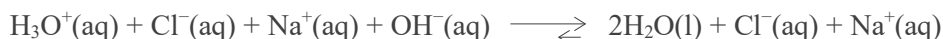
V uporabi je tudi Lewisova definicija kislin in baz, ki ne temelji na prenosu protona s kisline na bazo. Po tej teoriji so baze donorji elektronskega para, kisline pa akceptorji elektronskega para. Z njo razlagamo nastanek donorske-akceptorske vezi v koordinacijskih spojinah, kar pa presega nivo zahtevanega znanja na vašem študijskem programu.

Ionske reakcije: Če imamo v raztopini prisotne ione različnih elektrolitov (npr. talna raztopina kot primer takšne raztopine v okolju), lahko med določenimi ioni pride do reakcije. **Ionske reakcije** potečejo, če ioni v raztopini tvorijo slabo topno snov (AgCl , CaCO_3 , BaSO_4 , PbSO_4 ...), lahko hlapno snov (H_2S , HCN ...) ali slabo disociirano snov (H_2O , HgCl_2 , $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$...)

Primer ionske reakcije je tudi **reakcija nevtralizacije**, ki poteče med kislino in bazo. Kot primer si pogledjmo reakcijo, ki poteče, če raztopini klorovodikove kisline dodamo raztopino natrijevega hidroksida. Enačbo reakcije v splošnem zabeležimo takole:



V raztopini klorovodikove kisline imamo dejansko prisotne kloridne in oksonijeve ione, v raztopini natrijevega hidroksida pa natrijeve in hidroksidne ione. Ionska reakcija poteče le med oksonijevimi in hidroksidnimi ioni (nastane slabo disociirana snov – voda), medtem ko ostali ioni v reakciji ne sodelujejo (v bistvu gre za ravnotežno reakcijo, več o njih pri 4. vaji, ki pa je močno premaknjena v desno):

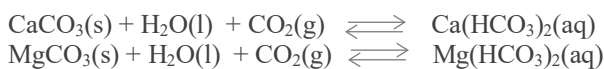


Enačba dejanske reakcije torej je: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O(l)}$

Titracija je volumetrična metoda kvantitativne kemijske analize za določanje koncentracije raztopin. **Nevtralizacijska titracija** temelji na reakciji nevtralizacije, pri kateri določeni prostornini kisline (ali baze) neznane koncentracije postopoma dodajamo bazo (oziroma kislino) z znano koncentracijo in merimo prostornino dodanega reagenta. Ko kislina in baza popolnoma zreagirata (reaktanta sta takrat v stehiometričnem razmerju), pravimo, da smo dosegli **ekvivalentno točko**. Da pri titraciji ugotovimo, kdaj smo dosegli to stanje, si pomagamo z dodatkom ustreznega indikatorja (glej poglavje *Eksperimentalna naloga 1*). Titracijo zaključimo, ko opazimo spremembo barve indikatorja (govorimo o **končni točki titracije**, za katero pa si seveda želimo, da čim bolj sovпада z ekvivalentno točko). V praksi raztopino neznane koncentracije zelo natančno (z uporabo pipete) odmerimo v erlenmajerico, reagent znane koncentracije pa odmerjamo s pomočjo birete, ki omogoča zelo natančno dodajanje reagenta (po kapljicah), zato lahko z malo vaje določimo končno točko titracije z natančnostjo $\pm 0,03$ mL (pri standardnih biretah je prostornina kapljice približno 0,03 mL).

Trdota vode. Nevtralizacijsko titracijo bomo praktično spoznali preko določanja karbonatne trdote vode. Pojem **trdota vode** se uporablja kot kvantitativno merilo prisotnosti raztopljenih mineralnih snovi. V vodovodni vodi so raztopljeni razni minerali oziroma soli, katerih koncentracija je odvisna od področja, kjer voda izvira, in od kemijske sestave podlage, preko katere teče. Največji delež predstavljajo kalcijeve in magnezijeve soli, prisotne so tudi železove in aluminijeve, v še nižjih koncentracijah pa so lahko prisotne tudi soli drugih kovin. Vzrok **karbonatne trdote** sta raztopljeni kalcijev in magnezijev hidrogekarbonat. Imenujemo jo tudi **prehodna trdota**, ker jo lahko s segrevanjem zmanjšamo.

Reakciji raztapljanja karbonatnih kamenin sta sledeči:



Gre za ravnotežni reakciji. Pri segrevanju vode se zmanjša topnost CO_2 (topnost plinov se z višanjem temperature manjša), kar povzroči, da ravnotežni reakciji potečeta v levo. S tem se povečata koncentraciji CaCO_3 in MgCO_3 v vodi in se zaradi presežene topnosti izločita v obliki oborine (vodni kamen).

Karbonatno trdoto najenostavneje določimo kar s titracijo s klorovodikovo kislino in uporabo primerne indikatorja (metiloranž), saj med hidrogenkarbonatnimi in oksonijevimi ioni poteče reakcija nevtralizacije:



Poleg karbonatov voda vsebuje še druge soli (sulfati, kloridi...), ki jih s segrevanjem ne moremo odstraniti, zato trdoto, ki je posledica prisotnosti naštetih soli, imenujemo *stalna trdota*. Vsota prehodne in stalne trdote je *skupna trdota* (imenovana tudi *totalna trdota*).

Za izražanje trdote vode se uporablja več različnih načinov. Pri nas je največ v rabi nemška lestvica, kjer eno stopinjo na lestvici (°dH) predstavlja 1,00 mg CaO v 100 mL vode (množino vseh raztopljenih soli, tudi magnezijevih, s pomočjo množinskih razmerij preračunamo v mg CaO). V zadnjem času se za izražanje trdote vode pogosto uporablja tudi množinska koncentracija CaCO₃, izražena v milimolih na liter.

Lestvica trdote vode:

0–4 °dH	zelo mehka (destilirana voda)
4–8 °dH	mehka voda (deževnica)
8–18 °dH	srednje trda voda (večina vodovodnih vod)
18–30 °dH	trda voda
nad 30 °dH	zelo trda voda

Eksperimentalna naloga 1

Določite barve nekaterih indikatorjev v kislem in bazičnem mediju

Potrebščine

epruvete in stojalo za epruvete, kapalke, 2 M HCl, 2 M NaOH, raztopine indikatorjev

Praktična izvedba naloge

V tri epruvete nalijte po 3 mL 2 M raztopine HCl. V prvo epruveto dodajte dve kapljici raztopine indikatorja lakmusova tinktura, v drugo dve kapljici raztopine indikatorja fenolftalein in v tretjo dve kapljici raztopine indikatorja metiloranž. Zabeležite barvo, ki jo daje posamezen indikator v kislem mediju. Ponovite poskus z 2 M raztopino NaOH in zabeležite barve indikatorjev v bazičnem.

Indikatorji so barvila ali zmesi barvil (univerzalni indikator), ki se v kisljih in bazičnih raztopinah različno obarvajo. Po kemijski strukturi so šibke organske kisline (ali baze), pri katerih so ionizirane zvrsti drugače obarvane kot neionizirana oblika. Najpogostejši indikatorji, s katerimi se srečamo v laboratorijih, so lakmus, fenolftalein in metiloranž.

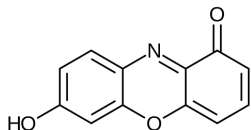
pH območje, v katerem indikatorji spremenijo barvo:

lakmus: 4,5–8,3

metiloranž: 3,1–4,4

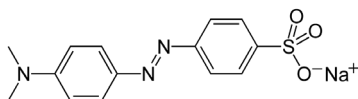
fenolftalein: 8,2–10,0

Organsko barvilo lakmus je zmes različnih barvil, pridobljenih iz lišajev rodu *Rocella* in je eno od najstarejših znanih indikatorjev. Barvo mu daje predvsem ta spojina:



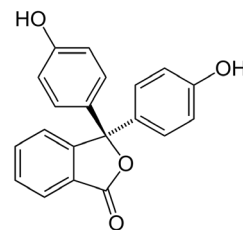
Lakmusova tinktura je vodna raztopina lakmusa.

Metiloranž je sintetično pripravljena spojina s formulo:



Pri titracijah se uporablja kot 0,1 % raztopina v mešanici vode in etanola (4:1).

Tudi fenolftalein je sintetično pripravljena spojina s formulo:



Je tudi eno od barvil, ki sestavljajo univerzalni indikator. V laboratoriju se uporablja pripravljen kot alkoholna raztopina.

Vprašanja in naloge

a) V preglednico zabeleži barve indikatorjev v kislem in v bazičnem mediju

indikator	v kislem	v bazičnem
lakmusova tinktura		
fenolftalein		
metiloranž		

Eksperimentalna naloga 2

Določite karbonatno trdoto vodovodne vode. Vzorec vodovodne vode si lahko po želji prinesete s seboj ali pa uporabite vodovodno vodo iz pipe v laboratoriju.

Potrebščine

merilni valj, erlenmajerica s širokim vratom, bireta, 0,1 M raztopina HCl, metiloranž

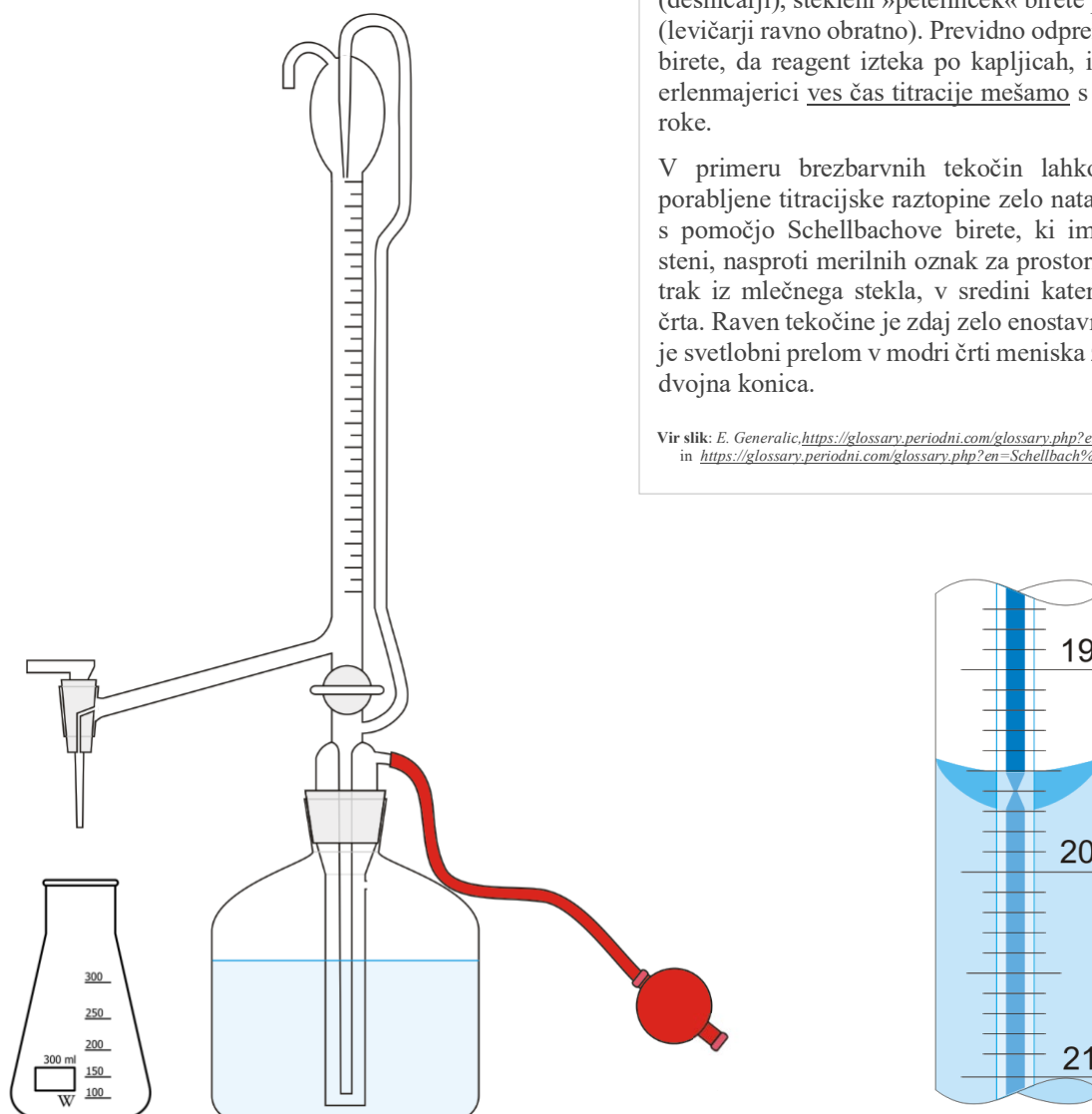
Inventar za izvedbo titracije

Birete so dolge kalibrirane cevke, ki se uporabljajo za natančno odmerjanje reagentov. Opremljene so z ventilom (»petelinčkom«), ki nam omogoča nastavljanje pretoka raztopine iz birete. Polavtomatske birete nam omogočajo hitro in natančno polnitev kalibriranega dela birete. Povezane so s steklenico, ki vsebuje titracijsko raztopino. S pomočjo gumijaste pumpice lahko načrpamo zrak v steklenico (luknjico na stekleni cevki, ki vodi do pumpice, zatesnimo s prstom) in s tem povečamo tlak v steklenici, kar povzroči, da se raztopina po zadnji cevki dvigne in preteči v graduirani del birete. Ko se bireta napolni, prenehamo s črpanjem zraka in odtesnimo luknjico (odmaknemo prst), kar povzroči padec tlaka v steklenici, odvečna raztopina se po zadnji cevki vrne nazaj v steklenico in s tem avtomatsko nastavi bireto na 0 (začetno prostornino raztopine).

Pri titraciji primemo vrat erlenmajerice z desno roko (desničarji), stekleni »petelinček« birete pa z levo roko (levičarji ravno obratno). Previdno odpremo petelinček birete, da reagent izteka po kapljicah, in raztopino v erlenmajerici ves čas titracije mešamo s krožnimi gibi roke.

V primeru brezbarvnih tekočin lahko prostornino porabljene titracijske raztopine zelo natančno očitamo s pomočjo Schellbachove birete, ki ima na notranji steni, nasproti merilnih oznak za prostornino, vtopljen trak iz mlečnega stekla, v sredini katerega je modra črta. Raven tekočine je zdaj zelo enostavno opaziti, ker je svetlobni prelom v modri črti meniska zdaj videti kot dvojna konica.

Vir slik: E. Generalic, <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=automatic+burette>
in <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=Schellbach%E2%80%99s+burette>



Praktična izvedba naloge

Z merilnim valjem odmerite 100 mL vzorca vode v erlenmajerico in dodajte dve kapljici indikatorja metiloranž. Titrirajte z 0,1 M raztopino HCl do preskoka barve iz rumene v čebulno (oranžno) barvo. Rdeča barva raztopine pomeni, da ste dodali HCl v presežku (raztopino ste pretitrirali). Titracijo ponovite še dvakrat. Če je razlika med dvema vrednostma večja od 0,2 mL, je potrebno meritev ponoviti. Prva titracija je namenjena ugotavljanju okvirne porabe, medtem ko povprečje ostalih dveh uporabite za nadaljnje izračune.

Meritve

$V(\text{HCl})_1 = \text{_____ mL}$ (orientacijska meritev)

$V(\text{HCl})_2 = \text{_____ mL}$ (točna meritev)

$V(\text{HCl})_3 = \text{_____ mL}$ (točna meritev)

Vprašanja in naloge

- a) Predpostavite, da je ves hidrogenkarbonatni ion v vodovodni vodi prisoten v obliki $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ in zabeležite enačbo reakcije $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ s HCl.
- b) Izračunajte množino HCO_3^- ionov v 100 mL vašega vzorca vodovodne vode.
- c) Izračunajte, koliko miligramov CaO je (teoretično) v 100 mL vode, če predpostavite, da je ves kalcij v vodovodni vodi prisoten v obliki $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
- d) Primerjajte rezultat naloge c) z vrednostmi lestvice trdote vode v nemških stopinjah (glejte poglavje *Teoretične osnove te vaje*).

Računske naloge

- 1.) Pri titraciji 20,0 mL raztopine H_2SO_4 neznane koncentracije porabimo _____ mL 0,100 M raztopine NaOH. Napišite urejeno enačbo reakcije nevtralizacije, ki poteče, in izračunajte množinsko koncentracijo raztopine H_2SO_4 .
- 2.) Antacidi, zdravila s katerimi nevtraliziramo presežno želodčno kislino, vsebujejo različne anorganske baze, kot je npr. $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Določiti želimo vsebnost $\text{Mg}(\text{OH})_2$ v tabletki antacida. Tabletko, ki tehta _____ g, raztopimo v deionizirani vodi in jo titriramo z 2,00 M raztopino HCl. Napišite enačbo reakcije, ki poteče, in jo uredite. Kolikšen je masni delež $\text{Mg}(\text{OH})_2$ v tabletki, če pri titraciji porabimo _____ mL raztopine HCl?

3.) Koliko mililitrov 0,500 M H_2SO_4 potrebujemo za nevtralizacijo zmesi _____ mL 0,200 M NaOH in _____ mL 0,200 M $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Napišite in uredite vse enačbe reakcij nevtralizacije, ki potečejo.

Rezultati računskih nalog

številka listka: _____

1.) $c =$ _____ M

2.) $w =$ _____ %

3.) $V =$ _____ mL



VAJA



PROTOLITSKA RAVNOTEŽJA IN pH
RAZTOPIN. Spoznajmo protolitske reakcije
pomembnih ionov v naravi, postopek
merjenja pH raztopin in metodo
določevanja pH vzorcev tal.

4. vaja: Protolitska ravnotežja in pH raztopin

Namen vaje: Spoznati protolitske reakcije pomembnih ionov v naravi, postopek merjenja pH raztopin in metodo določevanje pH vzorcev tal.

Potrebno znanje: Protolitska ravnotežja v vodnih raztopinah, protolitske reakcije soli, pH raztopin.

Teoretične osnove

Teoretične osnove o elektrolitih, disociaciji, ionizaciji in protolizi ste spoznali že pri 3. vaji. Kadar je stopnja ionizacije manjša od 1, gre za ravnotežni proces, kjer razmerje med koncentracijami reaktantov in koncentracijami produktov opredeljuje *ravnotežna konstanta* K_c . Zapišimo splošno reakcijo ravnotežja:



Ravnotežna konstanta je odvisna od temperature in je definirana kot:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad K_c = f(T)$$

kjer *oglati oklepaj označuje množinsko koncentracijo snovi v ravnotežju*. To zvezo imenujemo tudi *zakon o vplivu koncentracij*. Po dogovoru pri konstantah ravnotežja množinske koncentracije podajamo v mol L⁻¹ (M) in podamo le številčno vrednost konstante.

Šibke kisline in *šibke baze* so kisline oziroma baze, ki v vodi le deloma ionizirajo (le del molekul odda oziroma sprejme protone; stopnja ionizacije α je <1). V raztopini imamo tako *v ravnotežju* vedno prisotno tako protonirano kot neprotonirano obliko molekule. Kot primer zabeležimo protolitsko reakcijo pentanojske kisline (*poimenovana tudi valerenska kislina – po baldrijanu (Valeriana officinalis), katerega sestavina je*:



Ravnotežna konstanta te protolitske reakcije je:

$$K_c = \frac{[\text{C}_4\text{H}_9\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

V razredčenih vodnih raztopinah le majhen delež molekul vode protolitsko zreagira, zato lahko predpostavimo, da se koncentracija vode med reakcijo skoraj ne spreminja. Tako lahko vpeljemo novo konstanto K_a , ki jo imenujemo *ravnotežna konstanta ionizacije (protolize) kisline*:

$$K_a = K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{C}_4\text{H}_9\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}]} = \frac{(c \cdot \alpha) \cdot (c \cdot \alpha)}{c \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)} = 1,51 \cdot 10^{-5} \quad (\text{pri } 25^\circ \text{C})$$

Deprotonirano obliko neke šibke kisline (v primeru pentanojske kisline je to pentanoatni ion) poimenujemo konjugirana baza (zakaj »baza«, boste ugotovili v poglavju *Protolitske reakcije soli šibkih kislin in šibkih baz*).

Podobno vpeljemo tudi *ravnotežno konstanto ionizacije (protolize)* baze K_b (kot primer izpostavimo amonijak):

$$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \quad K_c = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_b = K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(c \cdot \alpha) \cdot (c \cdot \alpha)}{c \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)} = 1,75 \cdot 10^{-5} \quad (\text{pri } 25^\circ \text{C})$$

Protonirano obliko neke šibke baze (v primeru amonijaka je to amonijev ion) poimenujemo konjugirana kislina.

Zaradi lažjega zapisa pogosto navajamo protolitske konstante kislin in baz kot $\text{p}K_a$ in $\text{p}K_b$, izražene kot:

$$\text{p}K_a = -\log K_a \quad \text{in} \quad \text{p}K_b = -\log K_b$$

Tako sta $\text{p}K_a$ pentanojske kisline in $\text{p}K_b$ amonijaka:

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log 1,51 \cdot 10^{-5} = 4,82 \quad \text{ozioroma} \quad \text{p}K_b = -\log K_b = -\log 1,75 \cdot 10^{-5} = 4,76$$

pH raztopin. Stopnjo kislosti ali bazičnosti neke raztopine šibke kisline oziroma šibke baze opredeljujemo z množinsko koncentracijo oksonijevih oziroma hidroksidnih ionov v raztopini. Tudi kemijsko čista voda v manjši meri prevaja električni tok (specifična električna prevodnost pri 20°C je $4 \cdot 10^{-6} \Omega^{-1} \text{m}^{-1}$), kar kaže, da so tudi v čisti vodi prisotni ioni. Protolitsko ravnotežje v čisti vodi podaja naslednja enačba:



Ravnotežje je močno premaknjeno na stran reaktantov, ravnotežna konstanta je majhna:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,26 \cdot 10^{-18} \quad (\text{pri } 22^\circ \text{C})$$

Če upoštevamo, da torej le majhen delež vode protolitsko zreagira, lahko zanemarimo delež molekul vode, ki je protolitsko zreagirala, ter vpeljemo novo konstanto K_w , ki jo poimenujemo *ionski produkt vode*.

$$K_w = K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad (\text{pri } 22^\circ \text{C})$$

Iz zapisanega sledi:

nevtralne raztopine:	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
kisle raztopine:	$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
bazične raztopine:	$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$

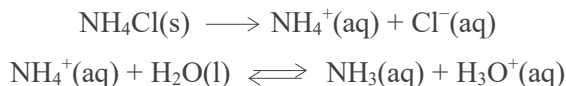
Zaradi enostavnejše oblike številskega podajanja je za izražanje kislosti raztopine uveljavljena uporaba pojmov pH in pOH, katerih definicija je:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{in} \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

in ker je $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$, torej velja $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Po navadi je za izražanje »kislosti« raztopin v uporabi pH, ne glede na to ali je raztopina kislina ali bazična. V primeru bazičnih raztopin ($\text{pH} > 7$), najprej izračunamo pOH raztopine, nato pa izrazimo pH s pomočjo zgornje enačbe.

Protolitske reakcije soli šibkih kislin in šibkih baz. Zaradi ravnotežne reakcije, v kateri sta udeležena šibka kislina in njena deprotonirana oblika (imenujemo jo konjugirana baza) ali baza in njena protonirana oblika (konjugirana kislina), je težnja po vzpostavitvi ravnotežja tudi, kadar v vodi raztopimo ustrezno deprotonirano (protonirano) obliko. Kot primer si pogledajmo raztapljanje amonijevega klorida. Če v vodi raztopimo NH_4Cl , le-ta najprej disociira na NH_4^+ in Cl^- ione. Cl^- ioni z molekulami vode in njenimi nabitimi zvrstmi ne reagirajo, NH_4^+ ioni pa nadalje protolitsko reagirajo (reakcijo imenujemo **hidroliza**):



Raztopina NH_4Cl tako ni nevtralna, ampak rahlo kislá. Ravnotežna konstanta za to reakcijo je:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Podobno kot smo definirali konstanto kisline K_a in konstanto baze K_b , definiramo tudi **konstanto protolize** (oziroma **konstanto hidrolize**) konjugiranih baz (označimo jo z K_b') in konjugiranih kislin (označimo jo z K_a'). V primeru amonijevega iona, ki je protonirana oblika baze NH_3 in zato z vodo reagira kot kislina, torej zapišemo:

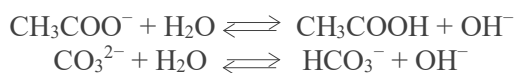
$$K_a' = K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Konstanto protolize za določeno konjugirano bazo (oziroma konjugirano kislino) lahko izračunamo iz K_a ustrezne šibke kisline (oziroma K_b ustrezne šibke baze). Če zapišemo izraz za K_b amonijaka in jo v števcu in imenovalcu pomnožimo s $[\text{H}_3\text{O}^+]$, dobimo:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot K_w}{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a'}$$

$$\text{Torej velja:} \quad K_w = K_a' \cdot K_b$$

Raztopine soli šibkih baz so torej nekoliko kisle, raztopine soli šibkih kislin pa nekoliko bazične. Vodni raztopini NaCH_3COO in Na_2CO_3 sta torej bazični:



pH tal (reakcija tal, kislost tal) je eden od najpomembnejših parametrov tal, ki ima zelo velik vpliv na mobilnost kemijskih zvrsti v tleh in posledično na njihovo biodostopnost oziroma na stopnjo njihovega spiranja v globlje plasti tal ali celo v podtalnico. Na pH tal med drugim močno vplivajo proces razpadanja odmrle organske snovi (humifikacija), pri katerem se tvorijo huminske in fulvo kisline, oksidacija reduciranih oblik žvepla in dušika v sulfatne in nitratne zvrsti, izločanje organskih kislin preko koreninskega sistema rastlin, izločanje CO_2 kot posledico dihanja talnih mikroorganizmov in sama matična podlaga. Oksonijevi ioni v talni raztopini so tudi posledica prisotnosti Fe^{3+} in Al^{3+} ionov, ki v hidratirani obliki (kot ioni $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ in $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$) protolitsko reagirajo z vodo, pri čemer nastanejo H_3O^+ in $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ oziroma $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ ioni.



Protokol za merjenje pH tal. Določanje pH vzorcev tal se izvaja skladno s standardom SIST EN ISO 10390:2022 - Tla, obdelani biološki odpadki in blato - Določevanje pH-vrednosti. Vzorec tal predhodno posušimo pri največ 40 °C in presejemo skozi sito s premerom por 2 mm. Odmerimo določeno prostornino (vsaj 5 mL) tako pripravljenih tal in jim dodamo petkratno prostornino 0,01 M raztopine CaCl_2 . Tako pripravljeno suspenzijo dobro stresamo vsaj 5 minut, nato pa jo pustimo stati vsaj 2 uri, toda ne več kot 24 ur. Tik pred merjenjem pH zopet dobro pretresemo suspenzijo in izmerimo pH v usedajoči se suspenziji. Rezultat zabeležimo na dve decimalni mesti natančno. Z ekstrakcijo tal z 0,01 M raztopino CaCl_2 določimo t. i. potencialno kislost tal. Kot ekstrakcijska raztopina se uporablja tudi deionizirana voda (določimo aktivno kislost tal) ali pa 1,0 M raztopina KCl (potencialna kislost tal).

Vzorec tal lahko po želji prinesite s seboj (vzorec boste ustrezno predpripravili s pomočjo osebja FKKT) ali pa uporabite že predpripravljene vzorce tal v laboratoriju.

Eksperimentalna naloga 1

Izmerite pH raztopin:

0,10 M raztopine NaCH_3COO

0,10 M raztopine NH_4Cl

0,10 M raztopine AlCl_3

0,10 M raztopine FeCl_3

Izmerite pH suspenzij različni vrst tal v 0,01 M raztopini CaCl_2 .

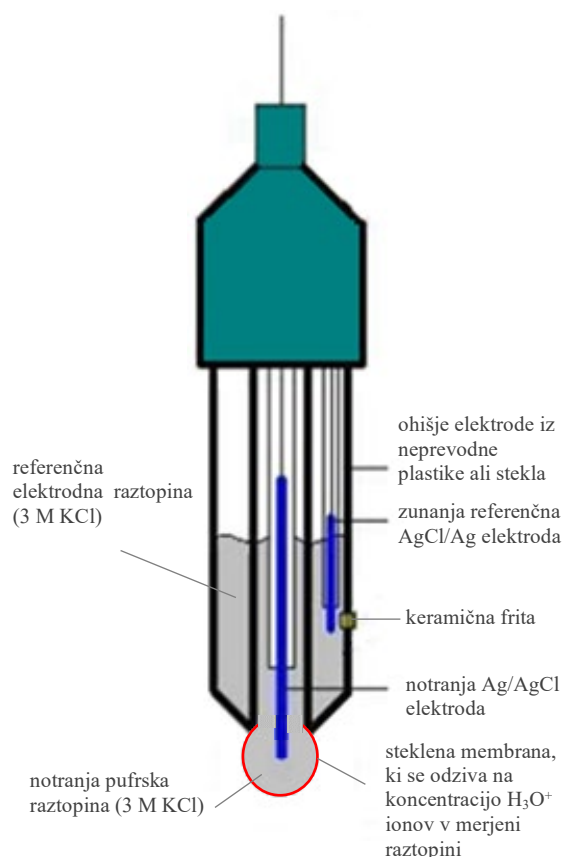
Potrebščine

časa (50 mL), pH-meter in ustrezne elektrode, PE centrifugirka (50 mL), 0,01 M CaCl_2 , 0,10 M NaCH_3COO , 0,10 M NH_4Cl , 0,10 M AlCl_3 , 0,10 M FeCl_3

Merjenje pH

Več o elektrokemiji boste slišali na predavanjih pri poglavju redoks reakcije, tu si pa le na kratko pogledimo, kako je sestavljena elektroda za merjenje pH.

Za merjenje pH uporabljamo kombinirano stekleno elektrodo, kjer sta delovna (steklena elektroda) in referenčna elektroda združeni v eno ohišje. pH meter meri potencialno razliko med obema elektrodama (v mV). Medtem ko je potencial referenčne elektrode konstanten (za Ag/AgCl elektrodo je 0,199 V pri 25 °C), je potencial steklene elektrode odvisen od koncentracije H_3O^+ ionov v raztopini, v katero je elektroda potopljena. Aktivni del steklene elektrode je steklena membrana, pritrjena na stekleno ali plastično cev. V notranjosti se nahaja notranja AgCl/Ag elektroda, obdana z 3 M raztopino KCl . Odziv steklene membrane temelji na različni stopnji izmenjanosti ionov na zunanji strani steklene membrane. V kolikšni meri poteče ta izmenjava, je odvisno od aktivnosti H_3O^+ ionov na zunanji strani membrane. V bistvu poteče zamenjava Na^+ ionov v steklu s H^+ ioni iz zunanje raztopine. Zaradi razlike v koncentraciji H^+ ionov na obeh straneh membrane pride do razlike v potencialu. Enačba reakcije ionske izmenjave:



Praktična izvedba naloge

Predhodno pripravljeno raztopino soli prelijte v suho 50-mililitrsko čašo. Elektrodo dobro sperite z deionizirano vodo, jo nežno obrišite in potopite v raztopino. Ko se na pH metru vrednost pH merjene raztopine ustali, jo odčitajte. Po merjenju pH zopet sperite elektrodo z deionizirano vodo.

Suspenzije tal so že predhodno pripravljene po postopku opisanem v poglavju teoretičnih osnov. Pred meritvijo suspenzijo ponovno dobro pretresite, vanjo potopite elektrodo in odčitajte pH.

Vprašanja in naloge

a) Zabeležite izmerjen pH raztopin soli in suspenzij tal.

b) Napišite enačbe protolitskih reakcij z vodo, ki potečejo v raztopinah soli (pomagajte si z vsebino teoretičnega uvoda, poglavje pH tal).

c) Dopolnite preglednico z manjkajočimi podatki.

$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$	$\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) =$
$K_b'(\text{CH}_3\text{COO}^-) =$	$\text{p}K_b'(\text{CH}_3\text{COO}^-) =$
$K_b(\text{NH}_3) =$	$\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,74$
$K_a'(\text{NH}_4^+) =$	$\text{p}K_a'(\text{NH}_4^+) =$
$K_a([\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}) =$	$\text{p}K_a([\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}) = 4,85$
$K_a([\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}) = 6,92 \cdot 10^{-3}$	$\text{p}K_a([\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}) =$

Računske naloge

1.) Izračunajte pH raztopine, ki jo dobimo, če k 10,0 mL _____ M raztopine HCl dodamo 1,00 mL _____ M raztopine NaOH. Predpostavite aditivnost prostornin.

2.) Izračunajte pH vrednost _____ M raztopine Ca(OH)_2 .

3.) Izračunajte pH _____ M raztopine NH_3 s stopnjo ionizacije _____.

- 4.) V naravi so, z nekaj izjemami, prisotne predvsem šibke kisline. Z razpadom organske snovi tal nastane množica različnih organskih kislin. Butanojska kislina (maslena kislina) npr. nastane kot končni produkt fermentacije glukoze in škroba pod vplivom določenih anaerobnih bakterij. pK_a butanojske kisline (C_4H_7COOH) pri 25 °C je 4,82. Izračunajte množinsko koncentracijo oksonijevih ionov v _____ M raztopini butanojske kisline. Kolikšna je stopnja disociacije butanojske kisline pri tej koncentraciji? Izračunajte pH te raztopine.

Rezultati računskih nalog

številka listka: _____

1.) $pH =$ _____

2.) $pH =$ _____

3.) $pH =$ _____

4.) $c(H_3O^+) =$ _____ M

$\alpha =$ _____

$pH =$ _____

5

VAJA



TOPNOSTNI PRODUKT. AMFOTERNOST.
Spoznavmo topnost in amfoternost
nekaterih pomembnih spojin in ionov v
naravi.

5. vaja: Topnostni produkt. Amfoternost.

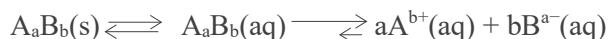
Namen vaje: Spoznati topnost in amfoternost nekaterih pomembnih spojin in ionov v naravi.

Potrebno znanje: Kemijsko ravnotežje, topnostni produkt, amfoternost.

Teoretične osnove

Topnost. Razpoložljivost hranil in mineralnih snovi v naravi je odvisna od njihove topnosti. Topnost določene trdne snovi je odvisna od vrste topila, v katerem jo raztapljamo, od temperature in tlaka (predvsem pri plinih) ter od prisotnosti drugih ionov v raztopini. Kot ste že spoznali pri 2. vaji, raztopino, v kateri je pri določeni temperaturi raztopljena največja možna količina topljenca, imenujemo *nasičena raztopina*. V grobem govorimo, da je snov *dobro topna*, če je množinska koncentracija nasičene raztopine pri sobni temperaturi vsaj 0,1 M oziroma več (razen določenih izjem v to skupino spadajo predvsem soli alkalijskih kovin in amonijeve soli, acetati, nitrati, halogenidi in sulfati), *delno topna*, če je koncentracija nasičene raztopine med 0,0001 M in 0,1 M, in *slabo topna*, če je koncentracija nasičene raztopine manj kot 0,0001 M (razen določenih izjem so to predvsem karbonati, kromati, fosfati, sulfidi in hidroksidi). Glede na obseg topnosti, topnost dobro topnih snovi izražamo v gramih topljenca, ki se raztopi v 100 g vode (ta način izražanja topnosti smo spoznali že pri 2. vaji), medtem ko za ponazoritev sestave nasičene raztopine v primeru slabo topnih snovi uporabljamo topnostni produkt.

Topnostni produkt. Nasičena raztopina je vedno v *ravnotežju* z neraztopljeno trdno snovjo. Če je neka snov slabo topna, je koncentracija nasičene raztopine majhna in lahko predpostavimo, da je raztopljena snov popolnoma disociirana:



Oznaka (s) se nanaša na trdno snov (ang. *solid*), oznaka (aq) pa na raztopljeno zvrst (A^{b+} , B^{a-}).

Ravnotežna konstanta tega ravnotežja je: $K_c = \frac{[A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b}{[A_aB_b]}$

Če je nasičena raztopina v stiku s trdno fazo, lahko predpostavimo, da je koncentracija trdne snovi ($[A_aB_b]$) konstantna in jo vključimo v novo konstanto K_{sp} , ki jo imenujemo *konstanta topnostnega produkta* oz. krajše *topnostni produkt*.

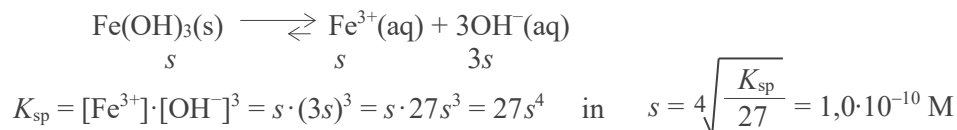
$$K_c \cdot [A_aB_b] = [A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b = K_{sp} \quad \text{oziroma} \quad K_{sp}(A_aB_b) = [A^{b+}]^a \cdot [B^{a-}]^b$$

Oznaka sp izvira iz angleškega jezika (sp – *solubility product*)

Topnost in okolje. V tleh so za rastline najpogostejši vir železovih ionov železovi oksidi in hidroksidi. Z raztapljanjem teh spojin železovi ioni preidejo v talno raztopino in tako postanejo rastlinam dostopni. Na proces raztapljanja neke slabo topne spojine ima močan vpliv predvsem stopnja kristaliničnosti te spojine, temperatura, pH medija (v našem primeru pH tal), prisotnost drugih ionov v talni raztopini in njihova koncentracija ter narava topila. Kot primer si pogledajmo raztapljanje $Fe(OH)_3$ v *čisti vodi* in v raztopini, kjer so *že prisotni hidroksidni ioni*.

Raztapljanje snovi v čisti vodi:

Zapišemo enačbo reakcije raztapljanja $\text{Fe}(\text{OH})_3$ in izrazimo *množinsko koncentracijo nasičene raztopine* (s) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, če je topnostni produkt $\text{Fe}(\text{OH})_3$ pri 25 °C $2,8 \cdot 10^{-39}$:



Nasičena raztopina $\text{Fe}(\text{OH})_3$ v *čisti vodi* je teoretično torej $1,0 \cdot 10^{-10}$ molarna (zaradi protolitske reakcije Fe^{3+} ionov je dejanska topnost nekoliko višja – protolitsko reakcijo Fe^{3+} ionov ste spoznali že pri 4. vaji).

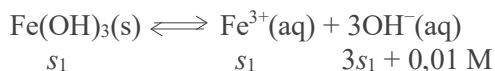
Raztapljanje snovi v prisotnosti istoimenskih (skupnih) ionov:

Če snov raztapljamo v vodni raztopini, v kateri je že prisoten skupni ion, bo njena topnost manjša kot v čisti vodi. V primeru $\text{Fe}(\text{OH})_3$ je njegova topnost manjša, če so v raztopini že prisotni Fe^{3+} ali OH^{-} ioni.

Kot primer izračunajmo, koliko $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (v gramih) se lahko teoretično raztopi v 1,0 L raztopine NaOH, ki ima pH 12. V raztopini NaOH imamo Na^{+} in OH^{-} ione. Na^{+} ioni ne vplivajo na topnost $\text{Fe}(\text{OH})_3$, medtem ko prisotnost OH^{-} ionov v raztopini vpliva na topnost $\text{Fe}(\text{OH})_3$. pH raztopine NaOH je 12, torej je koncentracija OH^{-} ionov v raztopini NaOH:

$$[\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-(14-\text{pH})} = 0,010 \text{ M}$$

Če v tej raztopini pripravimo nasičeno raztopino $\text{Fe}(\text{OH})_3$, so koncentracije Fe^{3+} in OH^{-} ionov sledeče:



kjer smo z s_1 označili množinsko koncentracijo nasičene raztopine $\text{Fe}(\text{OH})_3$ v 0,010 M raztopini NaOH, ki prav tako vsebuje hidroksidne ione.

$$K_{\text{sp}} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3 = s_1 \cdot (3s_1 + 0,01)^3$$

Ker je bila topnost $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (izražena v mol L^{-1}) v čisti vodi samo $1,0 \cdot 10^{-10}$ M in bo v primeru raztapljanja $\text{Fe}(\text{OH})_3$ v raztopini NaOH še manjša, lahko poenostavimo, da je $3s + 0,01 \approx 0,01$. Iz tega sledi:

$$K_{\text{sp}} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3 = s_1 \cdot \cancel{(3s_1 + 0,01)^3} = s_1 \cdot (0,01)^3$$

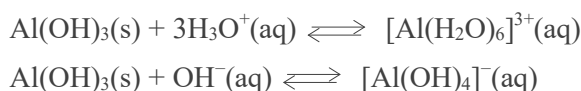
$$\text{in} \quad s_1 = \frac{K_{\text{sp}}}{(0,01)^3} = 2,8 \cdot 10^{-33} \text{ M}$$

Rezultat nam lepo pokaže, kako velik vpliv imajo lahko istoimenski ioni na topnost posameznih snovi. Izračunajmo še maso raztopljenega $\text{Fe}(\text{OH})_3$ v 1,0 L takšne raztopine:

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}(\text{OH})_3) &= n(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = s_1 \cdot V \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \\ &= 2,8 \cdot 10^{-33} \text{ mol L}^{-1} \cdot 1,0 \text{ L} \cdot 106,9 \text{ g mol}^{-1} = 3,0 \cdot 10^{-31} \text{ g} \end{aligned}$$

V naravi sestava raztopin seveda ni tako preprosta. Množica prisotnih ionov lahko preko raznovrstnih ravnotežnih reakcij, v katerih sodelujejo ti ioni, precej vpliva na dejansko topnost posameznih kemijskih zvrsti.

Amfoterni hidroksidi. Amfoternost je lastnost snovi, da lahko reagira kot kislina in kot baza. Amfoterni hidroksidi se v presežku hidroksidnih ionov (za razliko od »pravih hidroksidov«, kot je npr. $\text{Fe}(\text{OH})_3$) zaradi nastanka hidroksido kompleksov raztopijo. Primer pomembnega amfoternega hidroksida v naravi je $\text{Al}(\text{OH})_3$, katerega protolitski reakciji lahko poenostavljeno zabeležimo takole:



Eksperimentalna naloga 1

Opazujte ionske reakcije svinčevih soli.

Potrebščine

čša (50 mL), epruvete, stojalo za epruvete, merilni valj (10 mL), kapalke, stekleni lij, stekleni trikotnik, stojalo, mufa, filtrirni papir, nasičena raztopina PbCl_2 , 2 M raztopina NaCl , 0,1 M raztopina KI

Praktična izvedba naloge

V epruveto odmerite 5,0 mL nasičene raztopine PbCl_2 . Raztopini dodajte 3,0 mL 2 M raztopine NaCl in **dobro** premešajte (s previdnim stresanjem epruvete ali pa z uporabo zamaška za epruvete). Nastalo oborino odfiltrirajte v čisto suho čašo in 3,0 mL filtrata prelijte v suho epruveto (poimenujmo jo epruveta A). V drugo epruveto (poimenujmo jo epruveta B) nalijte 3,0 mL prvotne nasičene raztopine PbCl_2 . Nato tako v epruveto A kot v epruveto B dodajte 6 kapljic 0,1 M raztopine KI . Dobro premešajte vsebino obeh epruvet in primerjajte količini oborine, nastale v obeh epruvetah.

Vprašanja in naloge

- a) Katera oborina je nastala od dodatku raztopine NaCl nasičeni raztopini PbCl_2 ? Pojasnite, zakaj se oborina izloči.
- b) Katera oborina je nastala od dodatku raztopine KI v epruveti A in B (pomagajte si s podatki v preglednici)? V kateri epruveti se izloči več oborine in zakaj?

spojina	formula	K_{sp}
Pb(II) klorid	PbCl_2	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Pb(II) jodid	PbI_2	$9,8 \cdot 10^{-9}$

- c) Napišite enačbe reakcij, ki potečejo.

Eksperimentalna naloga 2

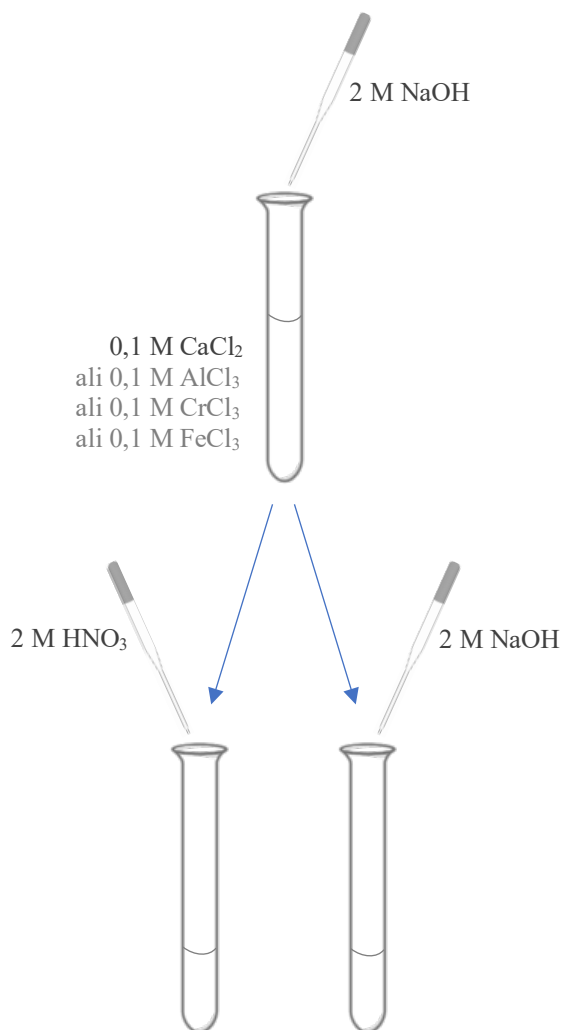
Pripravite $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ in $\text{Fe}(\text{OH})_3$ in ugotovite, kateri hidroksidi so amfoterni.

Potrebščine

epruvete, stojalo za epruvete, merilni valj (10 mL), kapanke, 0,1 M raztopina CaCl_2 , 0,1 M raztopina AlCl_3 , 0,1 M raztopina CrCl_3 , 0,1 M raztopina FeCl_3 , 2 M raztopina NaOH , 2 M raztopina HNO_3

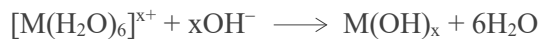
Praktična izvedba naloge

V epruveto odmerite 5 mL 0,1 M raztopine CaCl_2 . Počasi dodajajte 5 do 10 kapljic 2 M raztopine NaOH in nastalo suspenzijo dobro premešajte (s previdnim stresanjem epruvete ali pa z uporabo zamaška za epruvete). Vsebino razdelite v dve epruveti. V prvo med mešanjem (previdno stresajte epruveto) počasi dokapavajte 2 M raztopino HNO_3 (10 do 15 kapljic), v drugo pa 2 M raztopino NaOH (10 do 30 kapljic) in opazujte, ali se oborina raztopi. Ponovite eksperiment še z raztopino AlCl_3 , CrCl_3 in FeCl_3 .



Vprašanja in naloge

- a) Kovinski ioni so v vodnih raztopinah hidratirani. V primeru kovinskih ionov naše vaje je formula hidratiranega iona $[M(H_2O)_6]^{x+}$, kjer "M" predstavlja ustrezno kovino, " x^+ " pa naboj iona. Ob dodatku raztopine natrijevega hidroksida k raztopinam soli so nastali ustrezni hidroksidi. Kemijske reakcije, ki potечеjo, lahko zabeležimo s splošno enačbo reakcije:



Zapišite urejeno enačbo ionske reakcije, ki potече med hidratiranim kovinskim ionom in hidroksidnim ionom, za vse štiri kovinske ione, ki smo jih proučevali pri vaji.

- b) Izpolnite preglednico s svojimi opažanji (vpliv dodatka kisline ali baze na raztapljanje hidroksida).

spojina	raztopina HNO_3	raztopina $NaOH$
$Ca(OH)_2$		
$Al(OH)_3$		
$Cr(OH)_3$		
$Fe(OH)_3$		

- c) Kateri kovinski hidroksidi imajo amfoterne lastnosti?
- d) S pomočjo že zabeleženih enačb protolitskih reakcij Al(OH)_3 (glej poglavje teoretičnih osnov te vaje), zapišite še urejene enačbe protolitskih reakcij, ki potekajo ob dodatku kisline ali baze v suspenzijo hidroksida ostalih treh kovin.

Računske naloge

1.) Topnostni produkt _____ je _____. Izračunajte molarnost nasičene raztopine. Koliko miligramov _____ se lahko raztopi v 150 litrih vode?

2.) Topnost železovih(II) in železovih(III) soli se precej razlikuje. Izračunajte, kolikokrat je topnost (izražena kot množinska koncentracija nasičene raztopine) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ večja od topnosti $\text{Fe}(\text{OH})_3$, če sta pri 25 °C $K_{\text{sp}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 4,87 \cdot 10^{-17}$ in $K_{\text{sp}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 2,79 \cdot 10^{-39}$. Koliko miligramov $\text{Fe}(\text{OH})_2$ oziroma koliko miligramov $\text{Fe}(\text{OH})_3$ se teoretično raztopi v _____ L vode?

Rezultati računskih nalog

številka listka: _____

1.) $s =$ _____ M $m =$ _____ g

2.) $s(\text{Fe}(\text{OH})_2)/s(\text{Fe}(\text{OH})_3) =$ _____ M

$m(\text{Fe}(\text{OH})_2) =$ _____ g $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) =$ _____ g



VAJA



NEKATERE LASTNOSTI RASTLINSKIH
PIGMENTOV. Spoznajmo vpliv kemijske
strukture osnovnih rastlinskih pigmentov
na njihovo barvo.

6. vaja: Nekatere lastnosti rastlinskih pigmentov

Namen vaje: Spoznati vpliv kemijske strukture osnovnih rastlinskih pigmentov na njihovo barvo

Teoretične osnove

Barve spojin. Človeško oko je občutljivo za elektromagnetno valovanje z valovnimi dolžinami med približno 400 nm in 750 nm. Barva je posledica absorpcije svetlobe določene valovne dolžine. Z očesom pa ne opazimo barve, ki se je absorbirala, pač pa njeno komplementarno barvo. Človek je že od nekdaj želel ugotoviti povezavo med strukturo spojine in njeno barvo. Tako so v preteklosti z opazovanji ugotovili, da je za barvo spojine potrebna prisotnost nenasičenih skupin (večkratnih vezi), ki so jih imenovali **kromoforji**. Znano je bilo tudi, da nekatere skupine ($-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$...), ki jih imenujemo **avksokromi**, povečajo intenziteto barve. Kasneje so ugotovili, da je barvo spojine moč razložiti s preходом elektronov med različnimi energijskimi nivoji v molekuli.

UV-Vis spektroskopija. Ena izmed analitskih metod, s katero lahko proučujemo absorpcijo svetlobe v vzorcu snovi, je UV-VIS spektroskopija. Instrument, ki ga pri tej metodi uporabljamo, **UV-Vis spektrofotometer**, vsebuje vir polikromatske svetlobe (npr. ksenonova žarnica), ki se s pomočjo monokromatorja razdeli v posamezne valovne dolžine. Ko monokromatska svetloba vstopa v absorpcijsko celico (po navadi je to kiveta iz kvarčnega stekla), v kateri se nahaja raztopina vzorca, ki ga želimo proučevati, se del svetlobe absorbira, ker se njena energija porabi za prehode elektronov v višja energijska stanja. Rezultat meritev je UV-Vis spekter, na katerem vidimo odvisnost absorbance (veličina, ki opredeljuje stopnjo absorpcije svetlobe) vzorca od valovne dolžine svetlobe.

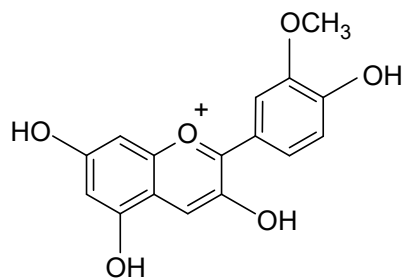
Rastlinski pigmenti. Rastlinska tkiva so pogosto obarvana, kar je posledica prisotnih pigmentov. Najpomembnejši pigmenti, ki jih srečamo v rastlinah, so klorofili, karotenoidi in antocianini. V večini rastlinskih ekstraktov imamo opravka z zmesmi različnih pigmentov.

Klorofili so zeleni pigmenti, strukturno podobni molekuli hema, ki je sicer sestavina krvi. Klorofil a je modrozelen in dvakrat bolj pogost od klorofila b, ki je olivno zelene barve. Nahajajo se v kloroplastih, ne najdemo pa jih v citoplazmi. Klorofili so pomembni pri pretvorbi sončne energije pri fotosintezi. Ta energija služi za sintezo sladkorjev in kisika iz ogljikovega dioksida in vode.

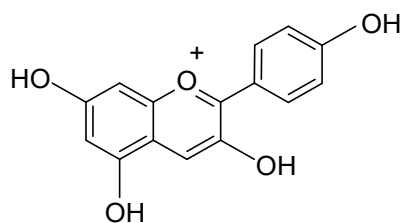
Karotenoidi so dobili ime po korenju, v katerem jih med drugim tudi najdemo. Za strukture teh spojin je značilna prisotnost večjega števila dvojnih vezi. Delimo jih na karotene (splošna formula C_{40}H_x) in ksantofile (splošna formula $\text{C}_{40}\text{H}_x\text{O}_y$). Spojine iz te družine imajo rumeno in oranžno barvo in se nikdar ne pojavljajo posamezno, pač pa v zmesih. Tudi karotenoidi sodelujejo pri fotosintezi. V zelenih listih se nahajajo predvsem β -karoten, ki ga je od vseh prisotnih karotenoidov od 25–30 %, lutein (okoli 45 %), violaksantin (15 %) in neoksantin (15 %).

Antocianini formalno pripadajo fenolom, saj vsebujejo več $-\text{OH}$ skupin, vezanih na aromatske obročje. Lahko so obarvani v različnih odtenkih rdeče, rožnate ali vijolične barve. Njihova funkcija ni dodobra razjasnjena, nahajajo pa se v vakuolah.

V sezoni rasti je klorofil zelo pogost v rastlinah. Nekatere rastline so sposobne pretvarjati ogljikove hidrate v antocianine, zato so njihovi listi rdeče obarvani, še posebej jeseni, ko klorofil ne nastaja več. Listi rastlin, ki niso sposobne proizvajati antocianinov, se jeseni obarvajo oranžno oziroma rumeno, kar je posledica prisotnosti karotenoidov.

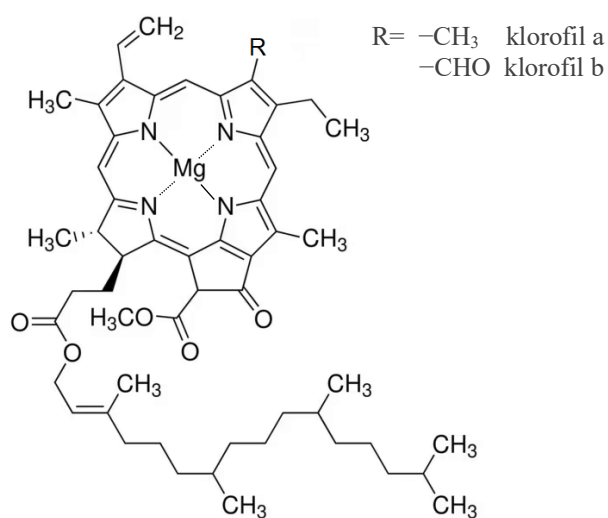


peonidin (škrlatno rdeča barva)

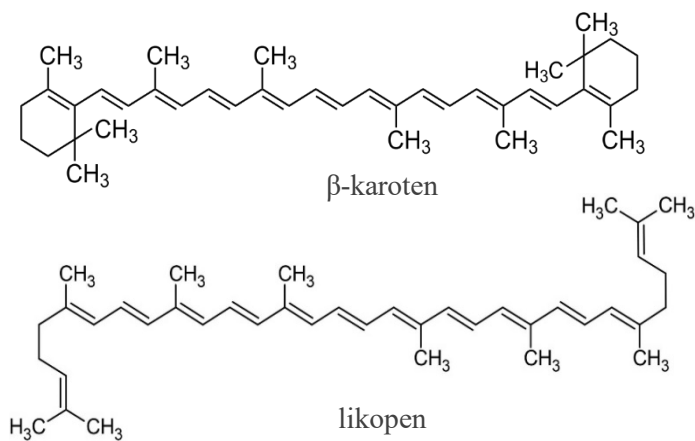


pelargonidin (oranžna barva)

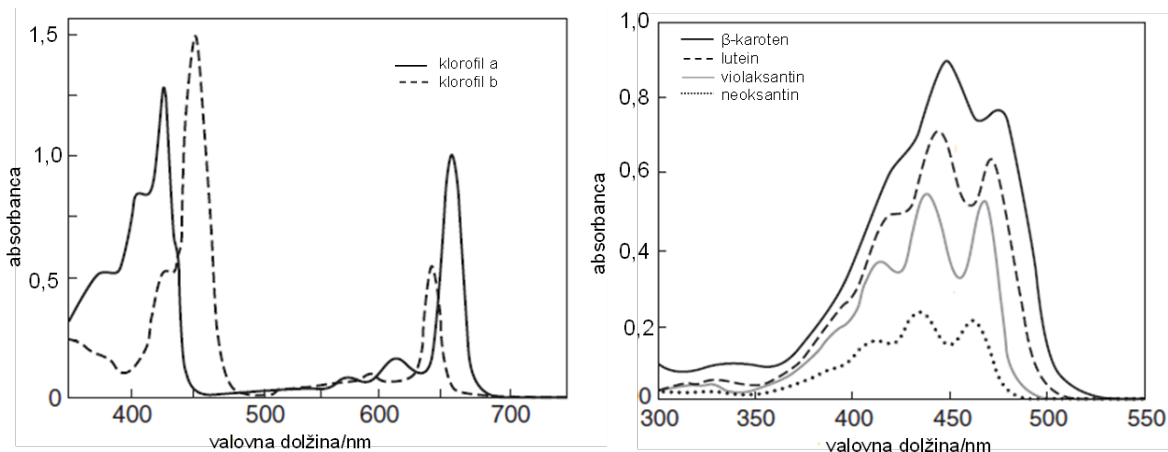
Formuli dveh antocianinov



Formula klorofila a oziroma klorofila b



Formuli karotenoidov β-karotena in likopena



UV-Vis spekter klorofila a in klorofila b ter nekaterih karotenoidov (bodite pozorni na različna območja abscisne in ordinatne osi)

Kromatografija. S kromatografijo se je prvi ukvarjal ruski botanik Mihail Cvet na začetku dvajsetega stoletja. To tehniko je uporabil za ločevanje različnih rastlinskih pigmentov. Sledil je velik razcvet te metode in razvoj novih kromatografskih metod, predvsem zaradi potrebe po ločevanju sestavin v bolj kompleksnih zmesih. Metoda omogoča ločitev, izolacijo in identifikacijo sorodnih sestavin v zmesih. Pri vseh vrstah kromatografije ločimo **stacionarno** in **mobilno** fazo. Sestavine zmesi z mobilno fazo potujejo skozi stacionarno fazo; ločitev temelji na razlikah v hitrosti prehajanja posameznih sestavin. Za uspešno kromatografijo morajo biti sestavine zmesi topne v mobilni fazi. Prav tako pa morajo biti tudi sposobne interakcije s stacionarno fazo; lahko se v njej raztapljajo, se na njej adsorbirajo ali celo kemijsko reagirajo z njo. Posledica tega je, da se sestavine zmesi porazdelijo med obe fazi.

Papirna kromatografija je ena od enostavnejših oblik te tehnike, s katero ste se verjetno srečali že v srednji šoli. V porah papirja se nahajajo minimalne količine vode, ki predstavlja stacionarno fazo. Zmes, ki jo želimo ločiti, nanese na trak filtrirnega papirja in spodnji del filtrirnega papirja potopimo v mobilno fazo. Mobilna faza se z raztopljeno zmesjo zaradi kapilarnosti prične širiti proti vrhu papirnatega traku. Pri tem prihaja do interakcije sestavin zmesi z vodo v porah papirja. Ker so lastnosti sestavin različne, se sestavine ločijo in jih opazimo kot jasno izražene lise na razvitem kromatogramu. Seveda ločitev včasih ne poteka tako uspešno, še posebej, če so lastnosti spojin zelo podobne.

Precej boljšo ločljivost kot papirna kromatografija omogoča **tankoplastna kromatografija**. Osnovni princip tankoplastne kromatografije je enak kot pri papirni kromatografiji. Mobilna faza potuje zaradi kapilarnih sil med porami delcev velikosti 10–15 nm. Kot adsorbent se v večini uporablja SiO_2 (v 90 % vseh uporab), ki je nanešen na trden nosilec.

Eksperimentalna naloga 1

Iz listov zelene rastline pripravite rastlinski ekstrakt. Zaželeno je, da liste izbrane rastline prinesete s seboj, lahko pa uporabite vzorce v laboratoriju. Posnemite UV-Vis spekter razredčenega ekstrakta. S pomočjo tankoplastne kromatografije ločite klorofila a in b in karotenoide iz rastlinskega ekstrakta.

Potreščine

škarje, terilnica in pestilo, kremenčev pesek, epruveta, gumijasti zamašek, aceton, petroleter, steklenička, kapalka, UV-Vis spektrofotometer, kivete iz kvarčnega stekla z zamaškom, silikagel na aluminijasti foliji

Praktična izvedba naloge

Priprava ekstrakta: S škarjami na drobne koščke narežite približno 10 g zelenih listov (listi dreves, špinača, trava ...). Razrezani material prenesite v terilnico, dodajte malo kremenčevega peska in dobro strite. V epruveto stresite toliko zmesi, da bo v višino segala 3–4 centimetre. Dolijte 5 mL acetona, zamažite z gumijastim zamaškom in med desetminutnim čakanjem večkrat dobro pretresite. Nato dodajte 5 mL deionizirane vode in spet večkrat pretresite. Končno dodajte 3 mL petroletra, dobro premešajte in počakajte, da se plasti ločita. Zeleni ekstrakt (zgornja plast) prefiltrirajte in shranite v čisto stekleničko.

Praktična izvedba UV-Vis spektroskopije: V kiveto iz kvarčnega stekla odmerite 3 mL acetona in posnemite ozadje v območju od 350 nm do 700 nm. V kiveto z acetonom nato dodajte 60 µL pripravljenega rastlinskega ekstrakta in posnemite spekter v istem območju valovnih dolžin kot ste posneli ozadje.

Praktična izvedba tankoplastne kromatografije: Kromatografsko ločbo izvedite na tanki plasti silikagela, nanešeni na aluminijasti foliji. Centimeter od roba traku narišite tanko črto in s kapilaro nanesite eno kapljico ekstrakta na sredino črte. Trak vstavite v 50 mL čašo, v kateri ste predhodno pripravili 5 mL mobilne faze (petroleter : aceton = 3 : 1 (vol. %)), in čez to čašo poveznite večjo (150 mL) čašo. Ko fronta topila naredi 4–5 cm dolgo pot, ločbo prekinite in s svinčnikom označite fronto topila. Izmerite razdalje (v mm) med spodnjo črto in središčem vsake od lis, ki so se pojavile na traku. Spodnji lisi na papirju sta klorofil b in klorofil a, zgornje lise so različni karotenoidi. Izgled razvitega kromatograma je odvisen tudi od vrste vzorca, ki ste ga pripravili.

Vprašanja in naloge

a) Primerjajte dobljeni UV-Vis spekter s spektri posameznih pigmentov, ki jih najdete v poglavju teoretičnih osnov vaje. Kaj opazite?

b) Prilepite kromatogram in pojasnite, zakaj je prišlo do ločbe posameznih sestavin.

Eksperimentalna naloga 2

Opazujte reakcijo med karotenoidi in bromovico ter razložite vzrok spremembe barve.

Potrebščine

pasiran paradižnik, merilni valj (50 mL), kapalka, bromovica, steklena palčka

Praktična izvedba naloge

V 50 mL čašo natehtajte približno 15 g pasiranega paradižnika. Dodajte 15 mL deionizirane vode in dobro premešajte. Nastalo raztopino prelijte v 50 mL merilni valj in s pomočjo kapalke po kapljicah dodajajte 5 mL bromovice ter vsebino v merilnem valju rahlo premešajte s stekleno palčko.

Vprašanja in naloge

a) Zabeležite opažene barve v merilnem valju in njihov položaj (skica).

b) Razložite vzrok spremembe barve.

Eksperimentalna naloga 3

Ugotovite, kakšna je odvisnost barve antocianinov od pH raztopine.

Potrebščine

filtrirni papir, ekstrakt rdečega zelja, pufrske raztopine, kapilare

Praktična izvedba naloge

Vzemite pripravljen filtrirni papir, ki je prepojen z ekstraktom barvila rdečega zelja. Na papir si s svinčnikom narišite sedem krogov in pod vsakega zabeležite določeno pH vrednost (2, 4, 5, 7, 9, 12 in 13). S kapilaro prenesite kapljico raztopine z določenim pH na sredino ustreznega kroga. Zabeležite si, kakšne barve ste opazili.

Opis priprave ekstrakta (to delo je predhodno opravil strokovni sodelavec): Rdeče zelje razrežemo na koščke in ga prenesemo v sesekljalnik ali drug primerljiv gospodinjski aparat. Dodamo toliko destilirane vode, da prekrijemo zelje in vključimo aparaturo za toliko časa, da dobimo zmes enakomernih majhnih delcev. Prefiltriramo skozi gazo s pomočjo večje presesalne buče in nuče. Namočimo filtrirni papir v ekstrakt in ga obesimo, da se dobro posuši.

Vprašanja in naloge

- Prilepite filtrirni papir z ekstraktom barvila rdečega zelja, na katerega ste kanili raztopine z različnimi pH vrednostmi, in pojasnite, zakaj je prišlo do različnega obarvanja barvila rdečega zelja.

7

VAJA



HITROST KEMIJSKE REAKCIJE. Spoznajmo kako začetne koncentracije reaktantov vplivajo na hitrost kemijske reakcije.

7. vaja: Hitrost kemijske reakcije

Namen vaje: Seznaniti se s tem kako začetne koncentracije reaktantov vplivajo na hitrost kemijske reakcije.

Potrebno znanje: Hitrost kemijske reakcije, reakcijski diagram, eksotermne in endotermne reakcije, aktivacijska energija, katalizator.

Teoretične osnove

Hitrost kemijske reakcije podamo s spremembo množinske koncentracije snovi (Δc) v časovnem intervalu (Δt). Pri kemijski reakciji se s časom zmanjšujejo koncentracije reaktantov (reaktanti se porabljajo) in povečujejo koncentracije produktov (produkti nastajajo).

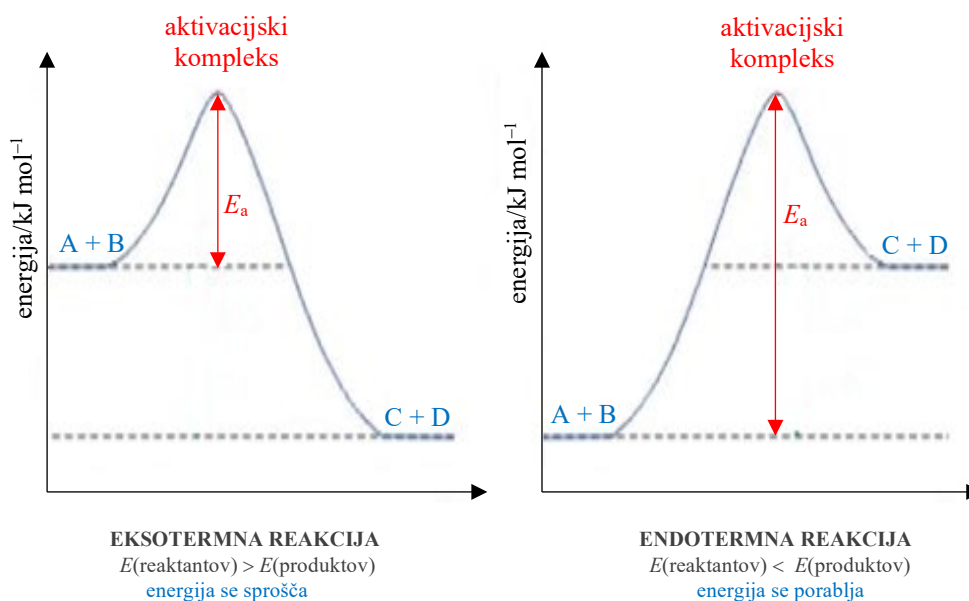
Za splošen zapis reakcije: $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

Lahko izrazimo *hitrost* (v) na sledeč način:

$$v = - \frac{\Delta c(A)}{a \cdot \Delta t} = - \frac{\Delta c(B)}{b \cdot \Delta t} = \frac{\Delta c(C)}{c \cdot \Delta t} = \frac{\Delta c(D)}{d \cdot \Delta t}$$

Pri kemijski reakciji se določene vezi (v reaktantih) cepijo in nastajajo nove (v produktih). Za cepitev vezi je potrebna energija, pri nastanku vezi pa se energija sprošča. Odvisno od tega, koliko energije se za razcep vezi v reaktantih porabi in koliko se je pri nastanku novih vezi v produktih sprosti, reakcije delimo na *eksotermne* in *endotermne*. Potek kemijske reakcije lahko prikažemo z *reakcijskim diagramom*, ki prikazuje spreminjanja energije med kemijsko reakcijo. Iz reakcijskega diagrama lahko razberemo, ali se pri določeni reakciji energija sprosti ali porabi.

Med potekom kemijske reakcije pride do prehodnega stanja, imenovanega aktivacijski kompleks. *Aktivacijski kompleks* predstavlja stanje maksimuma energije (maksimum energetskega praga), ki ga je potrebno preseči, da kemijska reakcija poteče. *Aktivacijska energija* (E_a) je razlika med energijo aktivacijskega kompleksa in energijo reaktantov in predstavlja najmanjšo količino energije, ki je potrebna za kemijsko reakcijo. Kemijska reakcija se prične tako, da delci reaktantov trčijo med seboj. Kadar imajo delci ob trku dovolj visoko energijo, večjo kot je aktivacijska, je reakcija uspešna.



Na hitrost kemijske reakcije lahko poleg lastnosti reaktantov (njihove reaktivnosti) vplivajo še velikost in površina delcev (majhni delci z veliko površino reagirajo hitreje), mešanje, prisotnost katalizatorja in temperatura.

S povišanjem temperature narašča kinetična energija delcev, s čimer se večja število trkov med delci reaktantov. Zaradi povečane kinetične energije delci reaktantov lažje presežejo aktivacijski prag, kar prav tako vpliva na večjo hitrost kemijske reakcije.

Pri določeni (konstantni) temperaturi je hitrost reakcije odvisna le od koncentracije reaktantov. Za večino kemijskih reakcij velja, da potekajo hitreje pri večji koncentraciji reaktantov, saj večja koncentracija pomeni, da bo večje tudi število trkov med njimi, zato bo večja tudi hitrost reakcije.

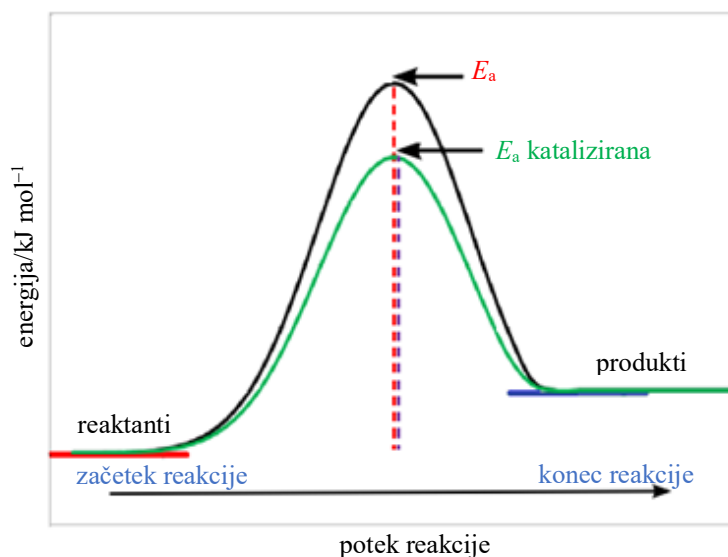
Za splošno zapisano reakcijo $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

izrazimo hitrost kemijske reakcije (pri konstantni temperaturi) s sledečo enačbo, ki odraža odvisnost hitrosti kemijske reakcije od koncentracije reaktantov.

$$v = k \cdot c(A)^n \cdot c(B)^m$$

Pri čemer je k konstanta reakcijske hitrosti kemijske reakcije, eksponent n red reakcije glede na reaktant A in m red reakcije glede na reaktant B . Celotni red reakcije pa je vsota vseh delnih redov reakcije (v zapisanem primeru je to vrednost $n + m$).

Ob prisotnosti katalizatorja kemijske reakcije potekajo hitreje, saj ta zniža aktivacijsko energijo snovi. Katalizator vpliva na aktivacijsko energijo reakcije tako, da z delci reaktantov tvori aktivacijski kompleks z nižjo energijo. Katalizator po reakciji ostane nespremenjen.



Razgradnjo vodikovega peroksida katalizirajo različni katalizatorji, eden izmed njih je tudi encim katalaza, ki se nahaja v kvasu. V telesih sesalcev je koncentracija tega encima največja v jetrih in v eritrocitih, v visokih koncentracijah se nahaja tudi v ostalih tkivih z večjo vsebnostjo maščob ter v ledvicah. Manj ga je v pljučih in trebušni slinavki, zelo malo v možganih in v srcu, popolnoma pa je odsoten v celicah, ki sestavljajo žile. Funkcija katalaze v telesu je preprečevanje oksidativnega stresa, ki je posledica prisotnosti vodikovega peroksida, ki v telesu nastaja v metabolnih procesih celice, ki potekajo v njej. Katalizatorji, ki služijo pri razgradnji vodikovega peroksida so še, MnO_2 , PbO_2 , Fe_2O_3 .



VAJA



REDOKS REAKCIJE. Spoznajmo različna oksidacijska stanja elementov, reakcije raztapljanja kovin v kislinah in postopek redoks titracije.

8. vaja: Redoks reakcije

Namen vaje: Usvojiti nekatere osnovne tehnike laboratorijskega dela (razredčevanje raztopin v merilni bučki, pipetiranje), oksidacijska stanja mangana in reakcije raztapljanja kovin v razredčenih in koncentriranih raztopinah kislin. Spoznati redoks titracijo.

Potrebno znanje: Redoks reakcija, oksidacija, redukcija, reducent, oksidant, oksidacijsko število, urejanje enačb kemijskih reakcij s pomočjo oksidacijskih števil.

Teoretične osnove

Redoks reakcije so povezane s prenosom elektronov. Pri vsaki takšni reakciji reagirata vsaj en oksidant in en reducent. Oksidant je snov, ki oksidira okolico, sam se pri reakciji reducira (sprejme elektrone), preide v svojo reducirano obliko, pri tem se mu oksidacijsko število zmanjša. Reducent je snov, ki svojo okolico reducira, pri tem se sam oksidira (oddaja elektrone), preide v svojo oksidirano obliko, oksidacijsko število se mu poveča. Oksidacija je torej oddajanje, redukcija pa sprejemanje elektronov. Reducirano in oksidirano obliko iste snovi imenujemo redoks par. V naravi potekajo številni redoks procesi kemijskega in biokemijskega značaja (delovanje encimov).

Oksidacijska števila elementov so kemiki vpeljali, da bi olajšali urejanje redoks reakcij. Določimo jih lahko za vsak atom v spojini, če upoštevamo naslednja pravila, ki jim sledimo po sledečem vrstnem redu:

1. Oksidacijska števila prostih elementov so 0.
2. Fluor ima v spojinah oksidacijsko število -1 .
3. Kovine imajo v spojinah pozitivna oksidacijska števila.
4. Vodik v spojinah ima oksidacijsko število $+1$.
5. Kisik v spojinah ima oksidacijsko število -2 .
6. Halogeni imajo v spojinah oksidacijsko število -1 .
7. Vsota vseh oksidacijskih števil v spojini je enaka nič, v primeru ionov pa naboju iona.
8. Če so si pravila v protislovju, velja tisto, ki je navedeno prej.

Po dogovoru pri označevanju naboja iona najprej zapišemo številko, ki označuje velikost naboja, in nato predznak naboja, pri označevanju oksidacijskega števila pa obratno, najprej napišemo predznak in nato velikost.

OKSIDACIJSKO ŠTEVILO KLORA V KLOROVI (VII) KISLINI HClO_4

4. pravilo	H	$+1$	$1 \cdot (+1) = +1$	
5. pravilo	O	-2	$4 \cdot (-2) = -8$	
7. pravilo	Cl		$1 \cdot (+1) + 4 \cdot (-2) + 1 \cdot (\text{Cl}) = 0$	
			$1 \cdot (+1) + 4 \cdot (-2) + 1 \cdot (+7) = 0$	torej: Cl $+7$

OKSIDACIJSKO ŠTEVILO VODIKA V CaH_2

3. pravilo	Ca	+2	$1 \cdot (+2) = +2$	
7. pravilo	H		$1 \cdot (+2) + 2 \cdot (\text{H}) = 0$	
			$1 \cdot (+2) + 2 \cdot (-1) = 0$	torej: H -1

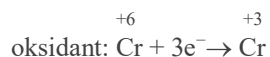
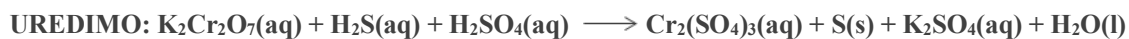
OKSIDACIJSKO ŠTEVILO ŽVEPLA V SO_4^{2-}

5. pravilo	O	-2	$4 \cdot (-2) = -8$	
7. pravilo	S		$4 \cdot (-2) + 1 \cdot (\text{S}) = 2-$	
			$4 \cdot (-2) + 1 \cdot (+6) = 2-$	torej: S +6

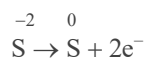
OKSIDACIJSKO ŠTEVILA MANGANA V Mn^{2+}

7. pravilo	Mn		$1 \cdot (\text{Mn}) = 2+$	torej: Mn +2
------------	----	--	----------------------------	---------------------

Pri *urejanju enačb redoks reakcij* veljata obe pravili, ki smo ju spoznali pri prvi vaji (*enako število atomov posameznega elementa ter enaka vsota nabojev na obeh straneh enačaja*). Pri urejanju redoks reakcij pa moramo izenačiti še število elektronov, ki preidejo z reducenta na oksidant (*skupno število »oddanih« in »prejetih« elektronov mora biti enako*). Pri kemijskih reakcijah, kjer sodelujejo nabite zvrsti, moramo poleg teh pravil upoštevati še, da je *vsota nabojev na obeh straneh enačbe enaka*.

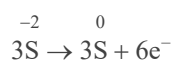
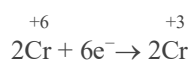


V spojini imamo dva atoma kroma, torej sledi: $2\overset{+6}{\text{Cr}} + 6\overset{+3}{\text{e}^-} \rightarrow 2\overset{+3}{\text{Cr}}$

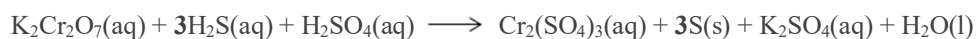


Žveplu v sulfatnem(VI) ionu (SO_4^{2-}) se oksidacijsko število ne spremeni. Prav tako se ne spremeni oksidacijsko število vodika in kisika (4. in 5. pravilo).

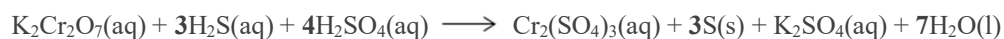
Ker mora biti število izmenjanih elektronov enako, bo razmerje sledeče:

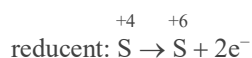
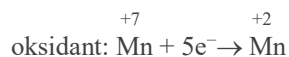


Iz zapisanega sledi:

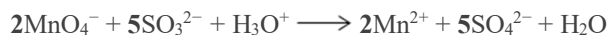


Izenačimo še število preostalih atomov na obeh straneh enačbe:





Da bo število izmenjanih elektronov enako, v enačbo zapišemo koeficiente:



Urediti moramo še število kisikovih in vodikovih atomov na obeh straneh enačbe. Spomnimo se na pravilo, da mora biti pri reakcijah, zabeleženih v ionski obliki, vsota nabojev ionov na obeh straneh enačbe enaka. Na desni strani enačbe imamo vsoto nabojev ionov že določeno (ker molekula vode seveda nima naboja).

Če seštejemo vse naboje na desni strani enačbe, dobimo: $2 \cdot (2+) + 5 \cdot (2-) = 6-$

Na levi strani pa: $2 \cdot (1-) + 5 \cdot (2-) + x \cdot (1+) = (12-) + x \cdot (1+)$

Ker mora biti vsota nabojev tudi na levi strani enaka $6-$, ima x vrednost **6** in je torej urejena enačba:



Kalijev manganat(VII) (kalijev permanganat) je spojina s formulo KMnO_4 in je eden močnejših oksidantov, zato se pogosto uporablja kot titrant pri določitvi količine (množine, mase) določenih kemijskih zvrsti (ki imajo pri reakciji titracije vlogo reducenta) v vzorcih. Njegova oksidacijska moč je odvisna od pH vrednosti medija v katerem reakcija poteka. Za volumetrične analize je primeren tudi zato, ker je dobro topen v vodi in ker so spojine/ioni, v katerih se mangan nahaja v različnih oksidacijskih stanjih, različno obarvane. Zato uporaba indikatorja pri titraciji z njim ni potrebna.

Barve in značilnosti različnih zvrsti mangana so sledeče:

- manganatni(VII) ion (MnO_4^-): vodna raztopina je vijolično obarvana
- manganatni(VI) ion (MnO_4^{2-}): nastaja pri redukciji MnO_4^- v bazičnem mediju, vodna raztopina je zeleno obarvana
- manganov(II) oksid (MnO_2): nastaja pri redukciji MnO_4^- v nevtralnem mediju, je rjave barve, v vodi je slabo topen
- manganov(II) ion (Mn^{2+}): nastaja pri redukciji MnO_4^- v kislem mediju, vodna raztopina je brezbarvna

Eksperimentalna naloga 1

Opazujete jakost kalijevega manganata(VII) kot oksidanta v različnih medijih.

Potrebščine

epruvete, zamaški za epruvete, stojalo za epruvete, 0,0200 M raztopina KMnO_4 , 1 M H_2SO_4 , 20 % NaOH , 0,1 M Na_2SO_3

Praktična izvedba naloge

V prvo epruveto nalijte 2 mL 1 M H_2SO_4 , v drugo 2 mL vode in v tretjo 2 mL 20 % NaOH . V vsako od treh epruvet dodajte 10 kapelj 0,0200 M KMnO_4 ter z rahlim stresanjem raztopine v epruvetah premešajte. V vsako epruveto dolijte po 2 mL 0,1 M Na_2SO_3 . Epruvete zamašite in močno pretresite ter zabeležite nastale barvne spremembe.

Vprašanja in naloge

a) Opišite vse barvne spremembe in jih razložite.

b) Napišite urejene enačbe reakcij v ionski obliki.

c) V kakšnem mediju je KMnO_4 (MnO_4^-) najmočnejši oksidant?

Eksperimentalna naloga 2

Opazujete reakcije kovin s kislinami.

Potreščine

epruvete, zamaški za epruvete, stojalo za epruvete, 0,0200 M raztopina KMnO_4 , 1 M raztopina H_2SO_4 , 20 % raztopina NaOH , 0,1 M raztopina Na_2SO_3

Praktična izvedba naloge

V prvo in drugo epruveto nalijte po 1 mL 63 % HCl , v tretjo in četrto po 1 mL 30 % HNO_3 in v peto in šesto po 3 mL koncentrirane HNO_3 (približno 68 %). V prvo, tretjo in peto epruveto vrzite košček cinka, v drugo, četrto in šesto pa košček bakra. Razložite opažanja in napišite enačbe reakcij, ki potečejo. Nezareagirane koščke kovin po vaji vrzite v za to pripravljene čaše. Celoten eksperiment izvedite v odduhi (dokler izhajajo plini epruvete pustite v digestoriju).

Vprašanja in naloge

a) Napišite urejene enačbe reakcij, ki potečejo.

b) Zakaj nekatere reakcije potečejo in druge ne?

c) Razvrstite elemente H_2 , Cu in Zn po njihovih redukcijskih lastnostih.

Eksperimentalna naloga 3

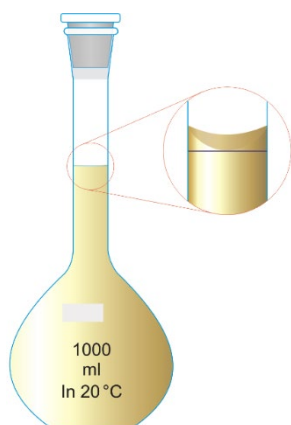
S titracijo z raztopino kalijevega manganata(VII) določite maso železovih(II) ionov v vzorcu.

Potrebščine

250 mL merilna bučka, 20 mL polnilna pipeta, merilni valj, erlenmajerica, 1 M raztopina H_2SO_4 , 0,02 M raztopina KMnO_4

Praktična izvedba naloge

Vzorec dobite v 250 mL bučki. Z deionizirano vodo ga razredčite do oznake, bučko zamašite in razredčen vzorec dobro premešajte. S polnilno pipeto odmerite 20,0 mL razredčene raztopine vzorca v erlenmajerico s širokim vratom. Raztopini v erlenmajerici dodajte 20 mL 1 M H_2SO_4 , ki jo odmerite z merilnim valjem. Nastalo raztopino, ki je v erlenmajerici, titrirajte z 0,0200 M raztopino kalijevega manganata(VII) do rahlo rožnate barve. Titracijo ponovite še dvakrat. Če je razlika med dvema določenima prostorninama večja od 0,1 mL, je potrebno meritev ponoviti. Prva titracija je namenjena ugotavljanju okvirne porabe, povprečje ostalih dveh uporabite za izračun.

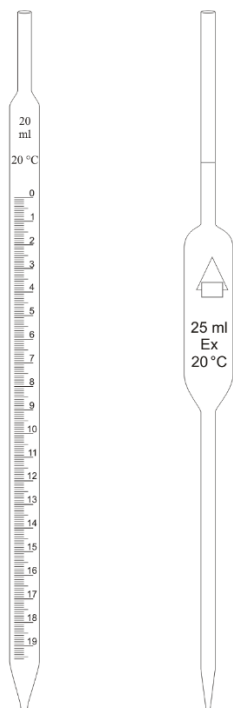


Slika prikazuje pravilno razredčeno raztopino v merilni bučki, upoštevajoč spodnji menisk prosojne raztopine.

Merilna bučka sodi med umerjene volumetrične steklovine in služi za pripravo točno določene prostornine raztopine. Manjša kot je njena umerjena prostornina, večja je natančnost priprave raztopine v njej.

Raztopino v njej pripravimo tako, da vanjo nalijemo topilo (destilirano vodo) do približno 1/3 prostornine in ji dolijemo ustrezno (izračunano) prostornino izhodne raztopine. Vsebino v bučki premešamo s kroženjem bučke okoli njene osi. Če se pri tem raztopina segreje, jo ohladimo na sobno temperaturo. Nadaljujemo z dolivanjem topila (vode) po porcijah in mešanjem (v primeru segretja vmes hladimo). To ponavljamo, dokler nivo raztopine ne doseže vratu bučke. Zadnjih nekaj mililitrov topila (vode) dodajamo zelo počasi (s puhalko ali kapalko), da ne presežemo oznake. Pri prosojnih tekočinah/raztopinah upoštevamo spodnji menisk. Bučko zapremo z zamaškom ter vsebino močno premešamo z obračanjem »bučke na glavo«.

Vir slike: E. Generalic, <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=volumetric+flask>



Merilna in polnilna pipeto.

Za natančnejše odmerjanje prostornine tekočin/raztopin uporabljamo pipete. Manjši kot je njihov največji možni odmerek, večja je njihova natančnost. Poznamo merilne in polnilne pipete. Polnilne so namenjene odmerjanju ene same prostornine. Z merilnimi pa lahko odmerjamo različne prostornine, zato so manj natančne. Običajno pri merilnih pipetah prostorninske oznake proti konici naraščajo, zato jih napolnimo do zgornje oznake (0 mL) in raztopino spustimo iz nje do željene vrednosti.

Pri odmerjanju prostornine prosojnih tekočin s pipetami prav tako prostornino odmerjamo glede na spodnji menisk in odčitek naredimo »v višini oči«. Zaradi kapilarnosti, ki je posledica površinske napetosti tekočine, se je nekaj zadrži v konici pipete. Ta del tekočine, ki v pipeti ostane, je bil upoštevan pri umerjanju pipete. Če bi pipeto na silo popolnoma izpraznili (iztresli, izpihali, izprali iz nje tekočino), bi bila z njo odmerjena prostornina večja od na njej navedene.

Vir slike: E. Generalic, <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=graduated+pipette>



Propipeta

Pri vleku raztopine v pipeto si pomagamo s propipetami. To so najpogostejše gumijaste žogice s cevmi, v katere so vstavljene kroglice. Kroglice se stenam cevi tesno prilagajo. Če na mestu, kjer je kroglica cev stisnemo, se kroglica ne prilaga več tesno k steni, zato mimo nje lahko prehaja zrak. Takšne propipete imajo najpogostejše tri ventile (označene z A, S in E).

Pred začetkom pipetiranja hkrati stisnemo zgornji ventil (A) in žogico, da iz nje iztisnemo zrak. S tem v žogici ustvarimo podtlak, ki omogoča dvig tekočine/raztopine po pipeti. Propipeto nato spojimo s pipeto. S stiskom ventila (S), ki je pod žogico, se začne po pipeti dvigovati tekočina/raztopina. S stiskom na stranski ventil (E), v propipeto vdre zrak, ki omogoča iztekanje tekočine/raztopine z pipete.

Pipeta mora biti ves čas pipetiranja v navpičnem položaju. Pipeto in »posodo« (bučko), iz katere odmerjamo, držimo v rokah. Med pipetiranjem pazimo, da je pipeta globoko v tekočini/raztopini, da ne začnemo sesati zraka. Tekočino potegnemo v pipeto približno en centimeter nad prostorninsko oznako. Pipeto dvignemo iz raztopine (pazimo, da ventil za sesanje ne stiskamo več). Zunanje stene pipete obrišemo z vpojnim papirjem, tako da potegnemo po njej v smeri proti konici, pri tem pazimo, da se konice ne dotikamo. Menisk uravnavamo z izpuščanjem tekočine v posodo, ki služi za odpad. Konico pipete, ki je v navpičnem položaju, naslonimo ob steno »posode« v katero odmerjamo (erlenmajerico). Ko začnemo iz pipete izpuščati tekočino/raztopino mora biti oznaka, s katero želimo uravnati menisk, v višini oči in pipeta v raztopino ne sme segati. V nasprotnem bi bila odmera prostornine nepravilna.

Vir slike: E. Generalic, <https://glossary.periodni.com/glossary.php?en=three-way+safety+bulb>

Meritve

$V_1 =$ _____ mL (orientacijska meritev)

$V_2 =$ _____ mL (točna meritev)

$V_3 =$ _____ mL (točna meritev)

Vprašanja in naloge

a.) Izračunajte maso železovih(II) ionov v vzorcu.

Računske naloge

1.) Uredite enačbi kemijskih reakcij

2.) Izračunajte prostornino _____ % HNO_3 z gostoto _____ g mL^{-1} , ki jo potrebujete, da raztopite _____ gramov _____.

3.) _____ gramov zlitine bakra in cinka, v kateri je masni delež bakra _____ %, raztopimo v prebitni količini 2 M raztopine klorovodikove kisline. Izračunajte prostornino nastalega plina merjenega pri _____ kPa in _____ $^{\circ}\text{C}$.

- 4.) Neznano maso Na_2SO_3 smo raztopili v 250 mL vode. _____ mL nastale raztopine smo prenesli v erlenmajerico, prilili 20 mL 2 M H_2SO_4 in titriral z 0,0200 M KMnO_4 . Pri titraciji smo porabili _____ mL titranta (raztopine KMnO_4). Izračunajte maso Na_2SO_3 , ki smo ga raztopili.

Rezultati računskih nalog

številka listka: _____

1.) urejena enačba: _____

urejena enačba: _____

2.) $V =$ _____ mL

3.) $V =$ _____ L

4.) $m =$ _____ g



DODATEK



Literaturni viri

Pri pripravi gradiva »Vaje iz splošne kemije za študente študijskega programa Gozdarstvo in obnovljivi gozdni viri« so bili uporabljeni naslednji viri:

1. Generalic, Eni. "Chemistry images gallery." *EniG. Periodic Table of the Elements*. KTF-Split, 14 Jan. 2023. Web. 10 Aug. 2023. <<https://www.periodni.com/gallery/images.php>>.
2. Bukovec N., Cerc Korošec R., Tratar-Pirc E.: *Praktikum iz splošne in anorganske kemije*, 3. dopolnjena izd., 3. natis, UL Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo, Ljubljana, 2020.
3. Connelly N. G., Damhus T., Hartshorn R. M., Hutton A. T.: *Nomenklatura anorganske kemije*, Priporočila IUPAC 2005, slov. prevod, Slovensko kemijsko društvo, 2008.
4. Čeh B.: *Splošna kemija*, 1. izdaja, UL Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo, Ljubljana, 2018.
5. Čeh B.: *Anorganska kemija*, 1. izdaja, UL Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo, Ljubljana, 2019.
6. Golič L., Leban I., Šegedin P. in Šiftar J.: *Vaje iz splošne in anorganske kemije*, 2. izd., DZS, Ljubljana 1995.
7. Petriček S., Perdih F., Pevec A., Demšar A.: *Vaje iz anorganske kemije*, Prenovljena izdaja, UL Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo, Ljubljana, 2023.
8. Shakashiri B. Z.: *Chemical Demonstrations*, A Handbook for Teachers of Chemistry, The University of Wisconsin Press, Madison 1989.
9. Šegedin P., Turel I.: *Vaje iz splošne kemije*, UL Biotehniška fakulteta, Ljubljana 2002.
10. Turel I., Zupančič M.: *Vaje iz splošne kemije*, 2. izd., 1. natis, UL Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo, Ljubljana, 2013.
11. Turel I., Leban, I., Zupančič M., *Zbirka nalog iz kemijskega računanja*, 6. dopolnjena izdaja, *Zbirka nalog iz kemijskega računanja*. 6., dopolnjena izd., UL Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo, Ljubljana, 2022.
12. Uradni list RS, Zakon o meroslovju, št. 22/2000, dopolnila št. 86/2004 in 26/2005.
13. Uradni list RS, Odredba o merskih enotah, št. 26/2001, dopolnila št. 109/2009 in 80/2019.
14. Goyal M. M., Basak A. *Human catalase: looking for complete identity*. *Protein & Cell*, 1(10), 2010, 888–897, <https://doi.org/10.1007/s13238-010-0113-z>

Periodni sistem elementov

1

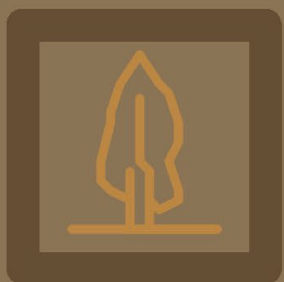
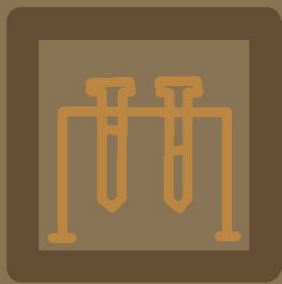
18

1	1,008 H ₁	2	vsi izotopi so radioaktivni ☠										13	14	15	16	17	18
2	6,941 Li ₃	9,012 Be ₄	relativna atomska masa (222) simbol vrstno število										13	14	15	16	17	18
3	22,99 Na ₁₁	24,31 Mg ₁₂	področja										13	14	15	16	17	18
4	39,10 K ₁₉	40,08 Ca ₂₀	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
5	85,47 Rb ₃₇	87,62 Sr ₃₈	44,96 Sc ₂₁	47,88 Ti ₂₂	50,94 V ₂₃	52,00 Cr ₂₄	54,94 Mn ₂₅	55,85 Fe ₂₆	58,93 Co ₂₇	58,69 Ni ₂₈	63,55 Cu ₂₉	65,38 Zn ₃₀	69,72 Ga ₃₁	72,64 Ge ₃₂	74,92 As ₃₃	78,96 Se ₃₄	79,9 Br ₃₅	83,8 Kr ₃₆
6	132,9 Cs ₅₅	137,3 Ba ₅₆	138,9 La ₅₇	178,5 Hf ₇₂	180,9 Ta ₇₃	183,9 W ₇₄	186,2 Re ₇₅	190,2 Os ₇₆	192,2 Ir ₇₇	195,1 Pt ₇₈	197,0 Au ₇₉	200,6 Hg ₈₀	204,4 Tl ₈₁	207,2 Pb ₈₂	209,0 Bi ₈₃	209,0 Po ₈₄	210 At ₈₅	(222) Rn ₈₆
7	(223) Fr ₈₇	(226) Ra ₈₈	(227) Ac ₈₉	(261) Rf ₁₀₄	(262) Db ₁₀₅	(266) Sg ₁₀₆	(264) Bh ₁₀₇	(269) Hs ₁₀₈	(269) Mt ₁₀₉	(271) Ds ₁₁₀	(280) Rg ₁₁₁	(285) Cn ₁₁₂	(286) Nh ₁₁₃	(289) Fl ₁₁₄	(290) Mc ₁₁₅	(293) Lv ₁₁₆	(294) Ts ₁₁₇	(294) Og ₁₁₈

agregatno stanje elementov (25 °C): trdno, tekoče, plinasto

s	d	p	f
---	---	---	---

LANTANOIDI	140,1 Ce ₅₈	140,9 Pr ₅₉	144,2 Nd ₆₀	(145) Pm ₆₁	150,4 Sm ₆₂	152,0 Eu ₆₃	157,3 Gd ₆₄	158,9 Tb ₆₅	162,5 Dy ₆₆	164,9 Ho ₆₇	167,3 Er ₆₈	168,9 Tm ₆₉	173,0 Yb ₇₀	175,0 Lu ₇₁
AKTINOIDI	232,0 Th ₉₀	231,0 Pa ₉₁	238,0 U ₉₂	237,0 Np ₉₃	(244) Pu ₉₄	(243) Am ₉₅	(247) Cm ₉₆	(247) Bk ₉₇	(251) Cf ₉₈	(254) Es ₉₉	(257) Fm ₁₀₀	(258) Md ₁₀₁	(259) No ₁₀₂	(262) Lr ₁₀₃



UNI-LJ
FKKT

